Nowość
EDYCJA 2024

NOWA
To jest chemia

ZMIANY W PODSTAWACH 2024
podręcznik w pełni dostosowany

2

PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY



nowa era

NOWA

To jest chemia

2

PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY

MARIA LITWIN
SZAROTA STYKA-WLAZŁO
JOANNA SZYMOŃSKA

nowa era Twoje mocne strony

NOWA

To jest chemia

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii, na podstawie opinii rzeczoznawców:
prof. dr hab. Hanny Gulińskiej, dr. Pawła Cieśli, mgr. Klemensa Stróżyńskiego.

Zakres kształcenia: rozszerzony
Etap edukacyjny: III
Typ szkoły: ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)
Rok dopuszczenia: 2025

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 1223/2/2025

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego i technikum „NOWA To jest chemia”* autorstwa Marii Litwin i Szaroty Styki-Wlazło.

Podręcznik został opracowany z uwzględnieniem zmian w zasadach polskiej ortografii, uchwalonych przez Radę Języka Polskiego w 2024 r. i obowiązujących od 1.01.2026 r.

Nabyta przez Ciebie publikacja jest dziełem twórcy i wydawcy. Prosimy o przestrzeganie praw, jakie im przysługują. Zawartość publikacji możesz udostępnić nieodpłatnie osobom bliskim lub osobiście znanym, ale nie umieszczaj jej w internecie. Jeśli cytujesz jej fragmenty, to nie zmieniaj ich treści i koniecznie zaznacz, czyje to dzieło. Możesz skopiować część publikacji jedynie na własny użytek.

Szanujmy cudzą własność i prawo. Więcej na **www.legalnakultura.pl**

Wykorzystywanie treści niniejszego Utworu, w jakiejkolwiek formie lub w jakimkolwiek procesie, do celów eksploracji tekstu i danych, uczenia maszynowego, rozwoju i/lub szkolenia i/lub wzbogacania sztucznej inteligencji jakiegokolwiek rodzaju jest surowo zabronione.

© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2025
ISBN 978-83-267-5147-9

Współpraca autorska: Bartłomiej Górski, Romuald Hassa, Claudia Janiszewska-Cuch, Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk, Daria Kiszkowiak, Elżbieta Megiel, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod, Michał Płotek, Tomasz Wichur.
Konsultacja merytoryczna: Bartłomiej Górski, Agata Jagielska, Andrzej Persona.

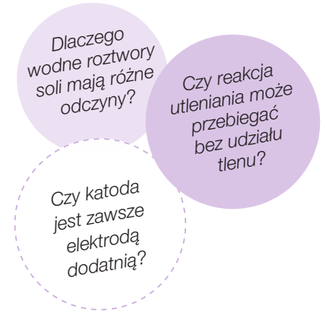
Opracowanie redakcyjne: Marta Mieszkowska.
Redakcja merytoryczna: Marta Mieszkowska.
Współpraca redakcyjna: Gabriela Biełaga, Joanna Jabłońska, Oliwia Pierzyńska, Justyna Poliszkiewicz, Patrycja Ściślewska.
Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Joanna Wasak.
Nadzór artystyczny: Ewa Kaletyn, Kaia Pichler.
Opieka graficzna: Maciej Galiński, Marcin Oleksak.
Projekt okładki: Maciej Galiński.
Projekt graficzny: Maciej Galiński.
Ilustracje: Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Marcin Franczak, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.
Opracowanie graficzne: Klaudia Jarocka, Ewa Kaletyn, Marcin Kołacz, Marcin Oleksak, Wojciech Sendal, Aleksandra Szpunar, Grażyna Truchlińska, Sławomir Włodarczyk.
Realizacja projektu graficznego: Dorota Sameć.
Fotoedycja: Beata Chromik, Katarzyna Iwan-Malawska.

Nowa Era Sp. z o.o.
Aleje Jerozolimskie 146D, 02-305 Warszawa
www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

Druk i oprawa: Quad/Graphics Europe Sp. z o.o.

O czym jest podręcznik?

W części 2. podręcznika znajdują się informacje dotyczące elektrochemii, energetyki reakcji chemicznych, kinetyki i statyki chemicznej, reakcji chemicznych przebiegających w roztworach wodnych, a także właściwości pierwiastków chemicznych bloków *s*, *p*, *d* i *f* oraz ich związków chemicznych. Treści nadobowiązkowe wyróżniono pionową, fioletową linią, w spisie treści fioletową kropką, a kluczowe wiadomości i umiejętności, ważne w dalszej nauce chemii, oznaczono ikoną.



Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

Doświadczenie 1.

Pozwalają opanować umiejętności opisu doświadczeń chemicznych.

- przeprowadzenie doświadczenia wymaga zachowania szczególnej ostrożności
- oznaczenie substancji niebezpiecznych
- ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP

Wszystkie doświadczenia obowiązkowe oznaczono ikoną.

Ciągi przemian chemicznych

Porządkują wiedzę na temat przemian związków chemicznych.

Przykład 1.

Przykłady z planem rozwiązywania krok po kroku pokazują sposoby rozwiązywania zadań obliczeniowych i problemowych.

Korzystam z informacji

Infografiki, które umożliwiają ćwiczenie umiejętności pozyskiwania i przetwarzania informacji.

Ważne w temacie

Pomaga skupić uwagę na kluczowych wiadomościach i umiejętnościach w każdym temacie.

Mapa pojęć

Pokazuje związki przyczynowo-skutkowe i zależności między najważniejszymi pojęciami.

Krok po kroku

Przedstawienie kolejnych etapów procesów na infografikach ułatwia ich zrozumienie.

Zastosowania

Infografiki, które ułatwiają porządkowanie informacji na temat zastosowań substancji.

Zadania do tematu

Umożliwiają utrwalenie wiadomości i ćwiczenie umiejętności z lekcji na lekcję.

WIESZ, UMIESZ, ZDASZ

Podsumowanie

Najważniejsze definicje i wzory – kluczowe wiadomości w każdym dziale.

Sposób na zadania

Tłumaczenie krok po kroku sposobów rozwiązywania przekrojowych zadań problemowych i obliczeniowych.

Zadanie analogiczne

Ćwiczenie rozwiązywania zadań przekrojowych.

Trening – rozwiąż zadania

Utrwalenie kluczowych umiejętności z każdego działu.

Spis treści

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP . . . 6

Dział 1. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

1. Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych . . . 8
2. Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych . . . 13
3. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji . . . 19
4. Ogniwa galwaniczne . . . 42
5. Elektroliza . . . 69

Podsumowanie . . . 75
Sposób na zadania . . . 77
Zadanie analogiczne . . . 78
Trening – rozwiąż zadania . . . 79

Dział 2. Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna

6. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne . . . 82
7. Szybkość reakcji chemicznej . . . 94
8. Katalizatory i reakcje katalityczne . . . 111
9. Równowaga chemiczna, stała równowagi . . . 118
10. Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory . . . 127

Podsumowanie . . . 137
Sposób na zadania . . . 141
Zadanie analogiczne . . . 143
Trening – rozwiąż zadania . . . 144

Dział 3. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

11. Dysocjacja elektrolityczna . . . 146
12. Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej . . . 157
13. Odczyn wodnych roztworów substancji, pH . . . 168
14. Hydroliza soli . . . 188
15. Reakcje zobojętniania . . . 197
16. Reakcje strącania osadów . . . 206

Podsumowanie . . . 214
Sposób na zadania . . . 217
Zadanie analogiczne . . . 219
Trening – rozwiąż zadania . . . 220

Dział 4. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *s*

17. Wodór i hel . . . 222
18. Litowce . . . 228
19. Berylowce . . . 235
20. Blok *s* – podsumowanie . . . 242

Podsumowanie . . . 245
Sposób na zadania . . . 246
Zadanie analogiczne . . . 247
Trening – rozwiąż zadania . . . 248

Dział 5. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *p*

21. Borowce . . . 250
22. Węglowce . . . 259
23. Azotowce . . . 265
24. Tlenowce . . . 276
25. Fluorowce . . . 289
26. Helowce . . . 301
27. Blok *p* – podsumowanie . . . 304

Podsumowanie . . . 306
Sposób na zadania . . . 308
Zadanie analogiczne . . . 309
Trening – rozwiąż zadania . . . 310

Dział 6. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki *d* i *f*

28. Chrom $_{24}$Cr . . . 312
29. Mangan $_{25}$Mn . . . 325
30. Żelazo $_{26}$Fe . . . 334
31. Miedź $_{29}$Cu . . . 342
32. Blok *d* – podsumowanie . . . 350
33. Pierwiastki chemiczne bloku *f* . . . 354

Podsumowanie . . . 357
Sposób na zadania . . . 359
Zadanie analogiczne . . . 361
Trening – rozwiąż zadania . . . 362

Odpowiedzi do zadań . . . 363
Właściwości pierwiastków chemicznych . . . 370
Potencjał standardowy redukcji . . . 372
Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C . . . 374
Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe . . . 375
Tabela wartości logarytmów dziesiętnych . . . 376
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie . . . 377
Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C . . . 378
Bibliografia . . . 379
Indeks . . . 380

Część 3

Chemia organiczna jako chemia związków węgla
Węglowodory
Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

Część 4

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze, aminy i amidy
Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP

W pracowni chemicznej należy ściśle przestrzegać regulaminu i postępować zgodnie z zasadami bezpiecznej pracy.

- Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.
- Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.



- Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku, podanej lub zatwierdzonej przez nauczyciela.
- Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalne trucizny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu bez wyraźnego polecenia nauczyciela.
- Na polecenie nauczyciela można sprawdzić zapach substancji, kierując jej pary ruchem wachlującym dłoni w stronę nosa.
- Podczas ogrzewania substancji w probówce trzeba skierować jej wylot w stronę, gdzie nikogo nie ma, i delikatnie nią poruszać.
- Należy zachować szczególne środki ostrożności podczas pracy z substancjami oznaczonymi znakami ostrzegawczymi w postaci piktogramów.
- Odpady, które zostają po wykonaniu doświadczeń chemicznych, trzeba zbierać w odpowiednich pojemnikach i poddawać utylizacji.

Zagrożenia fizykochemiczne



Zagrożenia dla zdrowia



Zagrożenia dla środowiska



1. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Przypomnij sobie!

- **Szereg aktywności metali** to zestawienie metali uporządkowanych według **malejącej aktywności chemicznej**. Aktywność chemiczną metali określa się na podstawie możliwości wypierania przez nie wodoru z kwasu.



- **Kwasy nieutleniające**, np.: HCl, HBr, HI, $H_2SO_{4(rozc.)}$, HCOOH, CH_3COOH, reagują tylko z metalami bardziej aktywnymi chemicznie od wodoru. Kwasy nieutleniające **nie reagują z metalami szlachetnymi**.
- Metale szlachetne (mniej aktywne chemicznie od wodoru), jak miedź czy rtęć, reagują jedynie z **kwasami utleniającymi**, np.: HNO_3, $HClO_3$, $HClO_4$, H_2CrO_4, $H_2SO_{4(stęż.)}$. W tych reakcjach chemicznych **nie powstaje wodór**, tylko odpowiednie tlenki.
- **Korozja** metali to powolny proces niszczenia przedmiotów wykonanych z metali lub ich stopów.



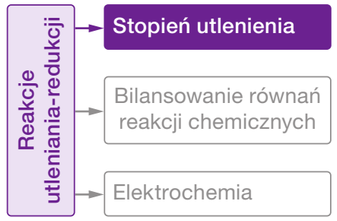
1 Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych



Fot. 1. Podczas spalania wełny stalowej powstaje mieszanina różnych tlenków żelaza.

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *stopień utlenienia*
- ustalanie typowych stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych na podstawie ich konfiguracji elektronowej
- obliczanie stopni utlenienia atomów w jonie i w cząsteczce związku chemicznego



Reakcje utleniania (fot. 1.) zachodzą m.in. podczas spalania w tlenie. Towarzyszy im zmiana stopni utlenienia reagujących atomów. Reakcje utleniania mogą zachodzić również bez udziału tlenu.

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy. Stopnie utlenienia oznacza się **cyframi rzymskimi** i zapisuje nad symbolami pierwiastków chemicznych.

Stopień utlenienia – liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.

Reguły określania stopni utlenienia

Stopień utlenienia jest pojęciem umownym. **Przypisuje się** go atomom pierwiastków chemicznych **według określonych reguł**:

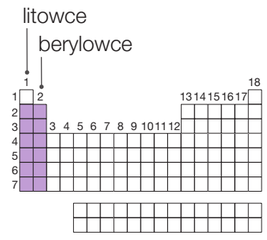
- atomy pierwiastków chemicznych **w stanie wolnym** mają **zerowy** stopień utlenienia:

$\overset{0}{Na}$, $\overset{0}{Hg}$, $\overset{0}{Al}$, $\overset{0}{C}$, $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{O_3}$, $\overset{0}{Cl_2}$, $\overset{0}{P_4}$, $\overset{0}{S_8}$

- atomy **litowców** (rys. 1.) w związkach chemicznych mają stopień utlenienia **I**:

$\overset{I}{Na}Cl$, $\overset{I}{K}Br$

Litowce
→ patrz s. 228



Rys. 1. Litowce to pierwiastki chemiczne 1. grupy układu okresowego, berylowce – pierwiastki 2. grupy.

- atomy **berylowców** w związkach chemicznych mają stopień utlenienia **II**:

$\overset{II}{Mg}S$, $\overset{II}{Mg}Cl_2$, $\overset{II}{Ca}O$

- atom **wodoru** w związkach chemicznych zazwyczaj ma stopień utlenienia **I**:

$\overset{I}{H_2}O$, $C\overset{I}{H_4}$, $N\overset{I}{H_3}$, $\overset{I}{H}Cl$, $\overset{I}{H_2}SO_4$,

a jedynie w wodorkach metali **–I**: $Na\overset{-I}{H}$, $Ca\overset{-I}{H_2}$

- atom **tlenu** w związkach chemicznych ma stopień utlenienia **–II**:

$\overset{-II}{H_2}\overset{-II}{O}$, $Ca\overset{-II}{O}$, $\overset{-II}{H_2}\overset{-II}{SO_4}$,

$\overset{-\frac{1}{2}}{K}\overset{-I}{O_2}$

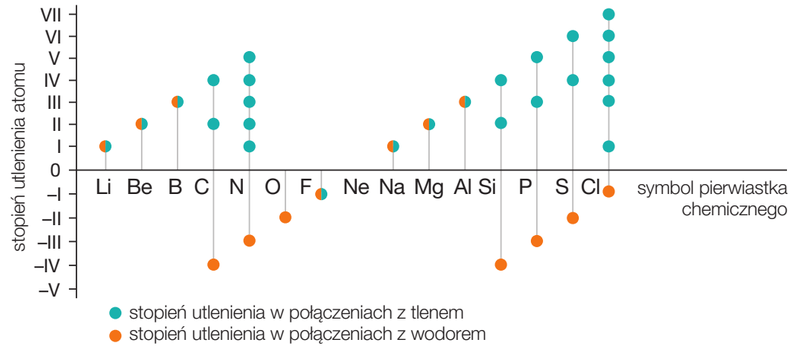
z wyjątkiem nadtlenków (np. $\overset{-I}{H_2}\overset{-I}{O_2}$), ponadtlenków (np. $\overset{-\frac{1}{2}}{K}\overset{-I}{O_2}$) i fluorku tlenu $\overset{II}{O}F_2$

Tlenowce
→ patrz s. 276

W nadtlenkach jon O_2^{2-} ma ładunek –II, **w ponadtlenkach** jon O_2^- ma ładunek –I.

- atom **fluoru** w związkach chemicznych ma zawsze stopień utlenienia **–I** (rys. 2.):

$H\overset{-I}{F}$, $C\overset{-I}{F_4}$, $O\overset{-I}{F_2}$



Rys. 2. Stopnie utlenienia atomów wybranych pierwiastków chemicznych z bloków *s* i *p* w związkach chemicznych z tlenem i wodorem.

- **suma stopni utlenienia** wszystkich **atomów tworzących związek chemiczny wynosi zero**, np.:

$\overset{II\ -II}{CaO}$ $\qquad$ $\overset{I\ \ V\ -II}{HNO_3}$

$II + (-II) = \mathbf{0}$ $\qquad$ $I + V + 3 \cdot (-II) = \mathbf{0}$

- stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego **w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu** (tabela 1.).

Tabela 1. Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w wybranych jonach prostych

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia
CaS	Ca^{2+}	II
	S^{2-}	–II
Al_2O_3	Al^{3+}	III
	O^{2-}	–II

- suma stopni utlenienia wszystkich atomów **w jonie złożonym** (składającym się z kilku pierwiastków chemicznych) **jest równa ładunkowi** tego **jonu**, np.:

$\overset{VI\ -II}{SO_4}^{2-}$ $\qquad$ $\overset{V\ -II}{PO_4}^{3-}$

$VI + 4 \cdot (-II) = \mathbf{-II}$ $\qquad$ $V + 4 \cdot (-II) = \mathbf{-III}$

- w związkach chemicznych **ujemny stopień utlenienia** mają zwykle atomy pierwiastków chemicznych **o wyższej elektroujemności**,
- **atomy metali** w związkach chemicznych z reguły przyjmują **dodatnie stopnie utlenienia**.

Atomy większości pierwiastków chemicznych mogą przyjmować **różne stopnie utlenienia** w zależności od tego, jaki związek chemiczny tworzą. Niektóre, np. Na, Mg, Al i Zn, we wszystkich związkach chemicznych występują tylko na jednym stopniu utlenienia.

Przykład 1.

Określanie stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych

Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w: CO_2, H_3PO_4, $Mg(NO_2)_2$.

Plan rozwiązywania

1. Zastosuj reguły (s. 8), które odnoszą się do tlenu, wodoru i magnezu. Szukany stopień utlenienia oznacz *x*.
2. Oblicz *x*.
3. Napisz odpowiedź.

1. $\overset{x\ -II}{CO_2}$ $\quad$ $\overset{I\ \ x\ -II}{H_3PO_4}$ $\quad$ $\overset{II\ \ x\ -II}{Mg(NO_2)_2}$

2. $x + 2 \cdot (-II) = 0$ $\quad$ $3 \cdot I + x + 4 \cdot (-II) = 0$ $\quad$ $II + 2x + 4 \cdot (-II) = 0$
   $x = IV$ $\quad$ $x = V$ $\quad$ $x = III$

3. Stopień utlenienia atomu węgla w tlenku węgla(IV) wynosi IV, stopień utlenienia atomu fosforu w kwasie fosforowym(V) jest równy V, a stopień utlenienia atomu azotu w azotanie(III) magnezu to III.

Przykład 2.

Określanie stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w jonach

Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w: SO_3^{2-}, MnO_4^-.

Plan rozwiązywania

1. Zastosuj regułę (s. 9), która odnosi się do tlenu. Stopień utlenienia atomu pierwiastka, do którego nie odnosi się żadna reguła, oznacz *x*.
2. Oblicz *x*.
3. Napisz odpowiedź.

1. $\overset{x\ -II}{SO_3^{2-}}$ $\quad$ $\overset{x\ -II}{MnO_4^-}$

2. **Suma stopni utlenienia** wszystkich atomów w jonie złożonym **jest równa ładunkowi** tego **jonu**.
   $x + 3 \cdot (-II) = -II$ $\quad$ $x + 4 \cdot (-II) = -I$
   $x = IV$ $\quad$ $x = VII$

3. Stopień utlenienia atomu siarki w anionie siarczanowym(IV) wynosi IV, a stopień utlenienia atomu manganu w anionie manganianowym(VII) to VII.

Ustalanie typowych stopni utlenienia atomów pierwiastków na podstawie ich konfiguracji elektronowej

Stopień utlenienia atomu pierwiastka chemicznego **nie może być**:

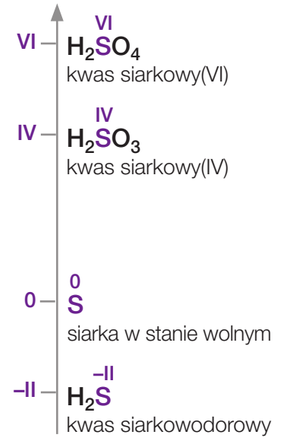
- **niższy od maksymalnej liczby elektronów, jaką dany atom może pobrać**, aby uzyskać trwałą konfigurację ostatniej powłoki elektronowej,
- **wyższy od maksymalnej liczby elektronów, jaką dany atom może oddać**.

Z położenia danego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można odczytać teoretycznie najniższy i najwyższy stopień utlenienia danego atomu pierwiastka chemicznego.

Na przykład **atom siarki** o konfiguracji elektronowej $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^4}$, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, może:

- **pobrać 2 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową atomu argonu, czyli $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^6}$,
- **oddać 6 elektronów** i uzyskać konfigurację elektronową atomu neonu, czyli $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$.

Dlatego **najniższy** stopień utlenienia atomu siarki to **–II**, a **najwyższy VI** (rys. 3.).



Rys. 3. Stopnie utlenienia atomów siarki.

Z kolei **atom magnezu** o konfiguracji elektronowej $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2}$, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, **może oddać 2 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową atomu neonu $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^6}$. Atom magnezu **nie może przyjmować elektronów**, dlatego jego **najniższy stopień** utlenienia to **0**, a **najwyższy** to **II**.

Najniższy stopień utlenienia atomów **metali** jest równy **0**, a **najwyższy odpowiada liczbie elektronów, które** ten atom **może oddać**.

Ważne w temacie *Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych*

Stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych

1. Obliczam stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych

- **w cząsteczce** związku chemicznego, np. H_2SO_3
  $\overset{I\ \ x\ -II}{H_2SO_3}$
  $2 \cdot I + x + 3 \cdot (-II) = 0$
  $x = -2 \cdot I - 3 \cdot (-II)$
  $x = IV$
- **w jonie**, np. $Cr_2O_7^{2-}$
  $\overset{x\ -II}{Cr_2O_7^{2-}}$
  $2x + 7 \cdot (-II) = -2$
  $2x = -2 - 7 \cdot (-II)\ /:2$
  $x = VI$

2. Ustalam typowe stopnie utlenienia atomów pierwiastków na podstawie ich konfiguracji elektronowej

- **Minimalny stopień utlenienia** to liczba elektronów, które ten atom może przyjąć, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową.
- **Maksymalny stopień utlenienia** atomu pierwiastka chemicznego odpowiada liczbie elektronów, które może on oddać, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową.

Na przykład:
$_7N$: $1s^2\ \mathbf{2s^2\ 2p^3}$

- może **pobrać 3 elektrony** i uzyskać konfigurację elektronową $_{10}Ne$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$,
- może **oddać 5 elektronów** i uzyskać konfigurację elektronową $_2He$: $1s^2$.

Najniższy stopień utlenienia atomu azotu to **–III**, a **najwyższy** to **V**.

Stopień utlenienia – liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w podanych związkach chemicznych lub jonach.

a) H_2O d) $Al(NO_3)_3$ g) SiO_2 j) Zn^{2+} ł) $[Cu(OH)_4]^{2-}$
b) MgS e) $Ca_3(PO_4)_2$ h) HBr k) CO_3^{2-} m) $Cr_2O_7^{2-}$
c) Al_2S_3 f) $HClO_4$ i) NaH l) HSO_4^- n) PO_4^{3-}

2. Napisz skróconą konfigurację elektronową atomu fosforu w stanie podstawowym i podaj jego typowe stopnie utlenienia w związkach chemicznych.

3. Pewien pierwiastek chemiczny znajduje się w 3. okresie układu okresowego. Aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, jego atom może pobrać 1 elektron lub oddać 7 elektronów.
Napisz skróconą konfigurację elektronową tego atomu w stanie podstawowym i podaj nazwę tego pierwiastka chemicznego.

4. Podaj stopnie utlenienia atomu azotu w jego związkach chemicznych z tlenem i wodorem.

5. Uszereguj tlenki o podanych wzorach sumarycznych według wzrastającej wartości stopni utlenienia atomu chloru.
ClO_2, Cl_2O, Cl_2O_7, Cl_2O_5

6. Przeprowadzono doświadczenie *Bijące serce rtęciowe* według podanego opisu.
Do znajdującej się na szkiełku zegarkowym kropli rtęci zanurzonej w wodzie destylowanej dodano kilka kropli stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), a następnie roztworu manganianu(VII) potasu.
Po zbliżeniu do rtęci stalowego drucika kropla zaczęła drgać – kurczyć się i rozkurczać. Drgania rtęci są wynikiem zachodzących reakcji chemicznych i zmian w napięciu powierzchniowym na powierzchni rtęci.

$10Hg + 8H_2SO_4 + 2KMnO_4 \longrightarrow 5Hg_2SO_4 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$

$Fe + Hg_2SO_4 \longrightarrow 2Hg + FeSO_4$

Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład wszystkich substratów i produktów podanych reakcji chemicznych.

7. Pierwiastek chemiczny oznaczony symbolem *X* tworzy wodorek, w którym występuje na II stopniu utlenienia. W wyniku reakcji tego wodorku z wodą powstaje m.in. związek chemiczny *Z*, w skład którego oprócz pierwiastka *X* wchodzą dwa inne pierwiastki chemiczne. Masowa zawartość procentowa pierwiastka *X* w związku *Z* wynosi 54,05 %.
Ustal symbol pierwiastka *X*.

8. Poniżej przedstawiono konfigurację elektronów walencyjnych atomów dwóch pierwiastków chemicznych umownie oznaczonych literami *X* i *E*.

Pierwiastek *X*: ↑↓ (3*s*) ↑ ↑ ↑ (3*p*)

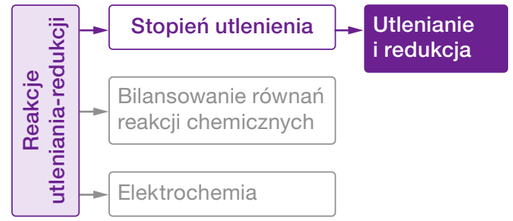
Pierwiastek *E*: ↓ (4*s*) ↓ ↓ ↓ ↓ ↓ (3*d*)

Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbole pierwiastków *X* i *E*, symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z tych pierwiastków, oraz wartości maksymalnych stopni utlenienia atomów tych pierwiastków.

	Symbol pierwiastka	Symbol bloku	Maksymalny stopień utlenienia
pierwiastek *X*	?	?	?
pierwiastek *E*	?	?	?

2 Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych

Ważne w tym temacie:
- pojęcia: *utlenianie*, *redukcja*, *utleniacz*, *reduktor*
- wskazywanie utleniacza, reduktora, procesu utleniania i redukcji w podanej reakcji





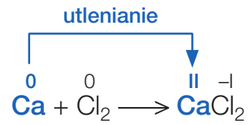
Fot. 2. Spalanie siarki w powietrzu.

Podczas reakcji utleniania atomy pierwiastków chemicznych zmieniają swoje stopnie utlenienia. Na przykład atom siarki w reakcji chemicznej z tlenem (fot. 2.) zmienia swój stopień utlenienia z 0 na IV. Znajomość reguł ustalania stopni utlenienia atomów pierwiastków w związku chemicznym umożliwia precyzyjne zdefiniowanie procesów utleniania i redukcji.

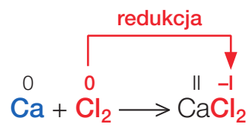
Reakcje utleniania i redukcji

Reakcje utleniania-redukcji, nazywane reakcjami redoks, to przemiany, w których atomy pierwiastków chemicznych występują na innych stopniach utlenienia w produktach niż w substratach.

Utlenianie (oksydacja) to **oddawanie elektronów** przez cząstkę (drobinę), np. atom, cząsteczkę, jon. Utlenianie jest związane z podwyższeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego, np.:



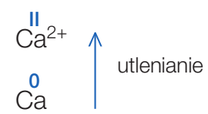
Redukcja to **pobieranie elektronów** przez cząstkę, co wiąże się z obniżeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego, np.:

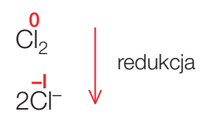


W reakcjach utleniania-redukcji (reakcjach redoks) **utlenianie i redukcja zachodzą równocześnie**.

Nie wszystkie reakcje chemiczne przebiegają ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych. Aby ustalić, czy reakcja chemiczna jest reakcją redoks, należy wyznaczyć stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach tej reakcji chemicznej.

Reakcje utleniania-redukcji (redoks) – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.





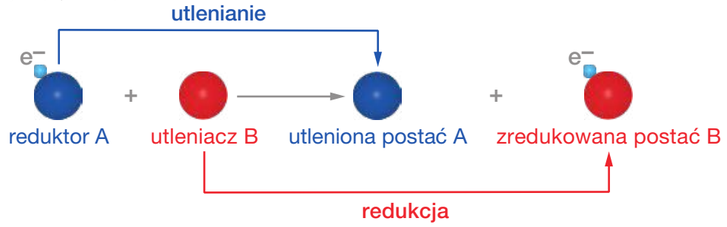
Ustalanie reduktora i utleniacza

Reduktor – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia.

Utleniacz – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.

Reduktor to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli **podwyższają swój stopień utlenienia**. **Reduktor powoduje redukcję** drugiego reagenta, jednocześnie sam **się utlenia**.

Natomiast **utleniacz** to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli **obniżają swój stopień utlenienia**. **Utleniacz powoduje utlenianie** drugiego reagenta, jednocześnie sam **się redukuje** (rys. 4.):



Rys. 4. Schemat reakcji utleniania-redukcji.

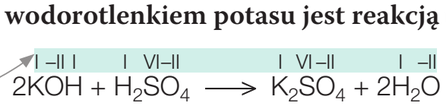
Przykład 3.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach. Zastosuj reguły (s. 8, 9), które odnoszą się do danego pierwiastka chemicznego.
2. Sprawdź, czy atomy pierwiastków chemicznych zmieniły stopień utlenienia. Napisz odpowiedź.

Ustalanie, czy reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji

Ustal, czy reakcja zobojętniania kwasu siarkowego(VI) wodorotlenkiem potasu jest reakcją utleniania-redukcji.

1. 

2. Po wyznaczeniu stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach widać, że nie uległy one zmianie podczas reakcji chemicznej. Reakcja kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem potasu **nie jest reakcją utleniania-redukcji (redoks)**.

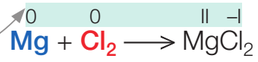
Przykład 4.

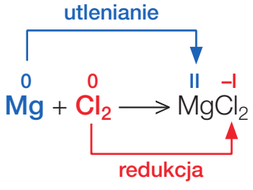
Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych.
2. Ustal reakcję utleniania i reakcję redukcji.

Ustalanie reduktora i utleniacza

Ustal reduktor i utleniacz w reakcji magnezu z chlorem.

1. 

2. 

ciąg dalszy przykładu na s. 15

początek przykładu na s. 14

3. Napisz schematy utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor.

3. $\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{II}{Mg} + 2e^-$

Atom magnezu oddaje elektrony. Magnez pełni funkcję **reduktora**.

$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\overset{-I}{Cl}$

Atomy chloru przyjmują elektrony. Chlor pełni funkcję **utleniacza**.

Synteza chlorku magnezu przedstawiona w przykładzie 4. jest reakcją redoks, gdyż **atom magnezu podwyższa swój stopień utlenienia** z 0 do II, a jednocześnie **atomy chloru obniżają swój stopień utlenienia** z 0 do –I.

Równania połówkowe

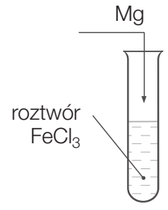
Równanie połówkowe – schemat, który przedstawia proces przyjmowania elektronów przez utleniacz lub oddawania elektronów przez reduktor.

Procesy przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania elektronów przez reduktor przedstawia się za pomocą równań nazywanych **równaniami połówkowymi**. Są one wykorzystywane do **bilansowania** procesów redoks. **Utleniacz może przyjąć tylko tyle elektronów, ile oddał reduktor.**

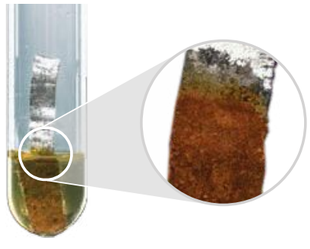
Doświadczenie 1. $FeCl_3$

Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)

Odczynniki: wstążka magnezowa, roztwór chlorku żelaza(III).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, szkiełko zegarkowe, szczypce.
Instrukcja: Oczyszczoną wstążkę magnezową zanurz w roztworze chlorku żelaza(III) (schemat). Po chwili ostrożnie wyjmij ją szczypcami z roztworu i umieść na szkiełku zegarkowym.



Obserwacje: Wstążka magnezowa pokryła się rdzawym nalotem (fot. 3.).



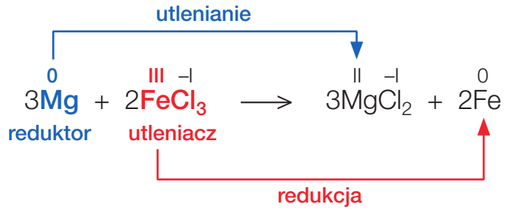
na powierzchni wstążki magnezowej osadza się żelazo, a następnie w wyniku reakcji atomów żelaza z wodą i tlenem powstaje rdza

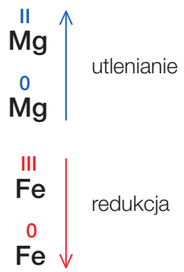
Fot. 3. Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III).

Wniosek: Magnez wyparł żelazo z roztworu chlorku żelaza(III). Oznacza to, że magnez jest metalem bardziej aktywnym chemicznie od żelaza. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{magnez}}{3Mg} + \underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{2FeCl_3} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{3MgCl_2} + \underset{\text{żelazo}}{2Fe}$$

Reakcja chemiczna magnezu z chlorkiem żelaza(III) (doświadczenie 1., s. 15) jest reakcją utleniania-redukcji. Atomy magnezu i żelaza występują na różnych stopniach utlenienia w substratach i produktach:





Aby ustalić liczby elektronów oddanych i przyjętych w reakcji redoks, należy zapisać schematy utleniania i redukcji:

$\overset{0}{3Mg} \longrightarrow \overset{II}{3Mg} + 6e^-$ — **utlenianie**, atomy magnezu (reduktor) oddają elektrony

$\overset{III}{2Fe} + 6e^- \longrightarrow \overset{0}{2Fe}$ — **redukcja**, kationy żelaza (utleniacz) przyjmują elektrony

Atomy **magnezu** podwyższyły swój stopień utlenienia z 0 do II, czyli uległy utlenieniu. Atom magnezu **pełni funkcję reduktora**.

Atomy **żelaza** obniżyły swój stopień utlenienia z III do 0, czyli uległy redukcji. Jon Fe^{3+} **pełni funkcję utleniacza**.

Przykłady reduktorów

Funkcję reduktorów mogą pełnić związek chemiczny lub jon zawierające pierwiastek chemiczny, którego atom **nie występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia**. Funkcję reduktora może także pełnić pierwiastek chemiczny w stanie wolnym, którego atom **może podwyższyć swój stopień utlenienia**.

Przykłady reduktorów:
H_2, Na, K, Cl^-, Br^-, H_2S.

Funkcję reduktora może pełnić:

- **siarka S** (stopień utlenienia atomu 0) lub **jony i związki chemiczne, które zawierają atom siarki** na stopniu utlenienia niższym niż VI (najwyższy), np.: tlenek siarki(IV) SO_2, kwas siarkowy(IV) H_2SO_3, kwas siarkowodorowy H_2S,
- **węgiel C** (stopień utlenienia atomu 0) lub **jony i związki chemiczne, które zawierają atom węgla** na stopniu utlenienia niższym niż IV (najwyższy), np. tlenek węgla(II) CO.

Przykłady silnych reduktorów:
H_2, metale aktywne, SO_3^{2-}.

Silne reduktory to pierwiastki chemiczne, które w stanie wolnym **są elektrododatnie** (łatwo oddają elektrony), jak wodór i metale aktywne, a także niektóre jony, jak kation żelaza(II) Fe^{2+}, anion siarczanowy(IV) SO_3^{2-}, np.:

$\underset{\text{utleniacz}}{\overset{VII}{2MnO_4^-}} + \underset{\text{reduktor}}{\overset{IV}{3SO_3^{2-}}} + H_2O \longrightarrow \overset{IV}{2MnO_2} + \overset{VI}{3SO_4^{2-}} + 2OH^-$

Przykłady utleniaczy

Funkcję utleniaczy mogą pełnić związek chemiczny lub jon zawierające pierwiastek chemiczny, którego atom **nie występuje na swoim najniższym stopniu utlenienia**. Funkcję utleniacza może też pełnić pierwiastek chemiczny w stanie wolnym, którego atom **może obniżyć swój stopień utlenienia**.

Funkcję utleniacza może pełnić np. **siarka** w stanie wolnym S (stopień utlenienia atomu 0) i kwas siarkowy(VI) H_2SO_4, ponieważ atom siarki może obniżyć stopień utlenienia. Natomiast kwas siarkowodorowy H_2S nie może być utleniaczem, gdyż stopień utlenienia –II jest najniższym z możliwych stopni utlenienia atomu siarki.

Przykłady utleniaczy:
Cl_2, Br_2,$HClO_3$ i $HClO_4$, H_2O_2, H_2SO_4, HNO_3, $KMnO_4$. $K_2Cr_2O_7$.

Silnymi utleniaczami są niemetale w stanie wolnym, np. fluorowce, a także: kwas chlorowy(V) $HClO_3$ i kwas chlorowy(VII) $HClO_4$, nadtlenek wodoru H_2O_2, tlenek ołowiu(IV) PbO_2, kwas azotowy(V) HNO_3, stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 oraz manganian(VII) potasu $KMnO_4$ i dichromian(VI) potasu $K_2Cr_2O_7$, np.:

$\underset{\text{utleniacz}}{\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}}} + \underset{\text{reduktor}}{\overset{III}{3NO_2^-}} + 8H_3O^+ \longrightarrow \overset{III}{2Cr^{3+}} + \overset{V}{3NO_3^-} + 12H_2O$

lub w uproszczeniu:

$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 8H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3NO_3^- + 4H_2O$

Zastosowania reakcji utleniania-redukcji

Do reakcji redoks zalicza się m.in. reakcje otrzymywania czystych metali z ich rud (fot. 4.). Funkcję reduktorów w tym procesie pełnią głównie węgiel, tlenek węgla(II) oraz niektóre metale (Mg, Fe), rzadziej wodór. Produktem pierwszego etapu procesu otrzymywania cynku z jego rudy jest tlenek cynku, który następnie jest **redukowany węglem** lub **tlenkiem węgla(II)** do metalu:



Fot. 4. Dzięki reakcji redoks można otrzymać np. cynk z jego rudy – **blendy cynkowej**, której głównym składnikiem jest siarczek cynku.

$\underset{\text{siarczek cynku}}{2ZnS} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek cynku}}{2ZnO} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{2SO_2\uparrow}$

$\underset{\text{tlenek cynku}}{\overset{II\ -II}{ZnO}} + \underset{\text{węgiel}}{\overset{0}{C}} \xrightarrow{T} \underset{\text{cynk}}{\overset{0}{Zn}} + \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{\overset{II\ -II}{CO\uparrow}}$ — utleniacz, reduktor

$\underset{\text{tlenek cynku}}{\overset{II\ -II}{ZnO}} + \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{\overset{II\ -II}{CO}} \xrightarrow{T} \underset{\text{cynk}}{\overset{0}{Zn}} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{\overset{IV\ -II}{CO_2\uparrow}}$

Redukujące właściwości magnezu są wykorzystywane np. do otrzymywania tytanu i krzemu z ich związków chemicznych:

$\underset{\text{chlorek tytanu(IV)}}{\overset{IV\ -I}{TiCl_4}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{2Mg}} \xrightarrow{T} \underset{\text{tytan}}{\overset{0}{Ti}} + \underset{\text{chlorek magnezu}}{\overset{II\ -I}{2MgCl_2}}$ — utleniacz, reduktor

$\underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{\overset{IV\ -II}{SiO_2}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{2Mg}} \xrightarrow{T} \underset{\text{krzem}}{\overset{0}{Si}} + \underset{\text{tlenek magnezu}}{\overset{II\ -II}{2MgO}}$

Miedź można uzyskać w wyniku **redukcji** jonów miedzi(II) **żelazem lub** tlenku miedzi(II) **magnezem**:

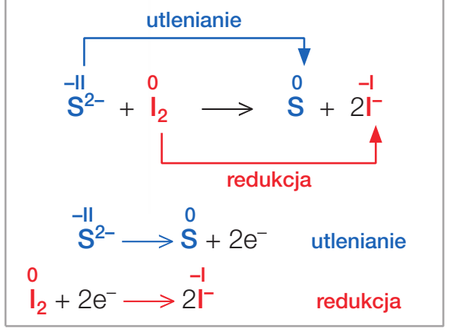
$\underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{\overset{II\ -I}{CuCl_{2(aq)}}} + \underset{\text{żelazo}}{\overset{0}{Fe}} \longrightarrow \underset{\text{miedź}}{\overset{0}{Cu}} + \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{\overset{II\ -I}{FeCl_{2(aq)}}}$ — utleniacz, reduktor

$\underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{\overset{II\ -II}{CuO}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{Mg}} \xrightarrow{T} \underset{\text{miedź}}{\overset{0}{Cu}} + \underset{\text{tlenek magnezu}}{\overset{II\ -II}{MgO}}$

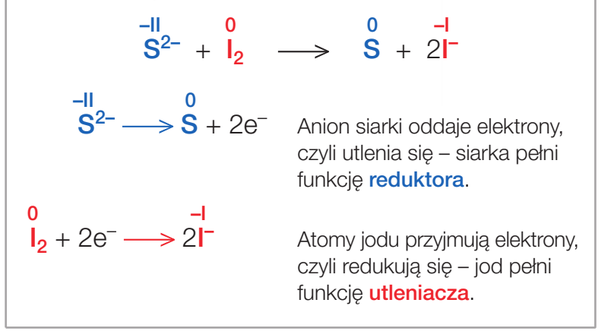
Ważne w temacie *Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych*

Zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków w reakcjach chemicznych

1. Wskazuję proces utleniania i redukcji w podanej reakcji chemicznej



2. Wskazuję utleniacz i reduktor w podanej reakcji chemicznej



Reakcje utleniania-redukcji (redoks) – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
Utlenianie (oksydacja) – oddawanie elektronów przez cząstkę. Utlenianie jest związane z podwyższeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego.
Redukcja – pobieranie elektronów przez cząstkę. Redukcja jest związana z obniżeniem stopnia utlenienia atomu pierwiastka chemicznego.
Utleniacz – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.
Reduktor – pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia.
Równanie połówkowe – schemat, który przedstawia proces przyjmowania elektronów przez utleniacz lub oddawania elektronów przez reduktor.

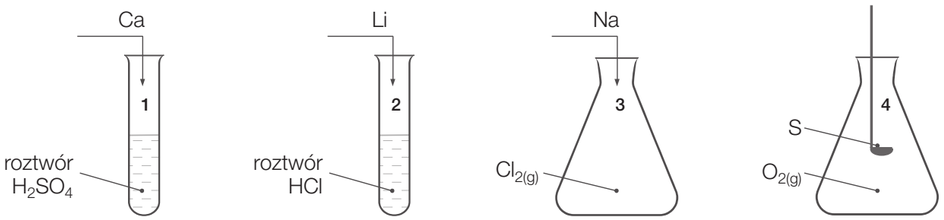
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wskaż reakcje redoks wśród podanych równań reakcji chemicznych (a–f).

a) $FeCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2 + 2NaCl$
b) $Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb + Zn(NO_3)_2$
c) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$
d) $2NaOH + CuSO_4 \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
e) $2Br^- + Cl_2 \longrightarrow Br_2 + 2Cl^-$
f) $MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

2. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach przedstawionych za pomocą schematów. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

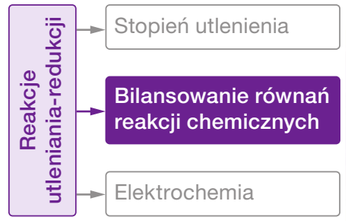


3. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

a) $2Al + 3S \longrightarrow Al_2S_3$
b) $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
c) $2KBr + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + Br_2$
d) $2F_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HF + O_2$
e) $2Fe^{2+} + Br_2 \longrightarrow 2Fe^{3+} + 2Br^-$
f) $S^{2-} + I_2 \longrightarrow S + 2I^-$

3 Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji

Ważne w tym temacie:
- ustalanie współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji utleniania-redukcji z zachowaniem zasad bilansu jonowo-elektronowego
- zapisywanie równań utleniania-redukcji





Fot. 5. Reakcja glinu z jodem jest przykładem reakcji utleniania-redukcji.

Bilansowanie równań reakcji chemicznych polega na ustaleniu współczynników stechiometrycznych. W reakcjach utleniania-redukcji (fot. 5.) ustala się je na podstawie liczby elektronów pobieranych przez atomy utleniacza i oddawanych przez atomy reduktora.

Liczba elektronów pobranych i oddanych podczas reakcji redoks **musi być jednakowa.**

Współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji redoks ustala się, stosując **metodę bilansu elektronowego** lub **bilansu jonowo-elektronowego**.

Metoda bilansu elektronowego

W równaniach połówkowych zapisywanych podczas ustalania współczynników stechiometrycznych **metodą bilansu elektronowego** uwzględniane są wyłącznie atomy, które zmieniają swój stopień utlenienia.

Przykład 5.

Plan rozwiązywania

1. Napisz schemat reakcji chemicznej.
2. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
3. Napisz równania połówkowe.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji syntezy siarczku glinu.

1. $Al + S \longrightarrow Al_2S_3$

2. $\overset{0}{Al} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{III\ \ -II}{Al_2S_3}$

3. **Atom glinu podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do III, co odpowiada oddaniu przez każdy atom glinu 3 elektronów.

$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al} + 3e^-$

Atom siarki obniża swój **stopień utlenienia** z 0 do –II, co odpowiada pobraniu przez każdy atom siarki 2 elektronów.

$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S}$

ciąg dalszy przykładu na s. 20

początek przykładu na s. 19

4 Ułóż bilans elektronowy.

5 Wpisz ustalone współczynniki stechiometryczne do schematu reakcji.

6 Sprawdź, czy współczynniki stechiometryczne zostały ustalone poprawnie.

4 **Procesy** utleniania i redukcji **zachodzą równocześnie**, dlatego **liczba elektronów przyjętych** przez utleniacz **musi być równa liczbie** elektronów **oddanych** przez reduktor. W celu zbilansowania liczby elektronów oddanych i przyjętych należy znaleźć ich najmniejszą wspólną wielokrotność. W przedstawionym przykładzie jest to cyfra 6.

$$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al} + 3e^- \quad |\cdot 2$$

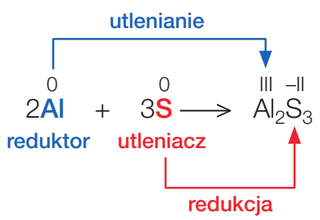
$$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S} \quad |\cdot 3$$

W wyniku mnożenia otrzymujemy:

$$\overset{0}{2Al} \longrightarrow \overset{III}{2Al} + 6e^-$$

$$\overset{0}{3S} + 6e^- \longrightarrow \overset{-II}{3S}$$

5



6

lewa strona	prawa strona
Al: 2; S: 3	Al: 2; S: 3

Metoda bilansu jonowo-elektronowego

Tę metodę wykorzystuje się podczas ustalania współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji utleniania-redukcji, które przebiegają w roztworach wodnych. **W metodzie bilansu jonowo-elektronowego** w równaniach połówkowych zapisuje się wzory wszystkich cząstek (np. cząsteczek, jonów) zawierających atomy zmieniające swój stopień utlenienia.

W zależności od środowiska, w którym przebiega reakcja chemiczna (tabela 2., s. 21), podczas bilansowania równania reakcji chemicznej **dopisywane są odpowiednio**:

- **cząsteczki wody H_2O**,
- **aniony wodorotlenkowe OH^-**,
- **jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+)**.

Jony oksoniowe H_3O^+ tworzą się **w roztworach wodnych** pod wpływem oddziaływań cząsteczek wody z jonami wodoru powstającymi podczas dysocjacji kwasu:

$$\underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

W równaniach reakcji utleniania-redukcji dla uproszczenia często zamiast jonów H_3O^+ zapisuje się jony H^+.

Tabela 2. Przykłady bilansowania wybranych równań reakcji chemicznych w zależności od środowiska

Środowisko reakcji chemicznej	Redukcja		Utlenianie	
	Przebieg reakcji	Dodany reagent	Przebieg reakcji	Dodany reagent
kwasowe	$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$	H_3O^+ (H^+)	$NO_2^- + 3H_2O \longrightarrow NO_3^- + 2H_3O^+ + 2e^-$	H_2O
zasadowe	$NO_3^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow NO + 4OH^-$	H_2O	$CH_3CHO + 3OH^- \longrightarrow CH_3COO^- + 2H_2O + 2e^-$	OH^-
obojętne	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	H_2O	$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+ + 2e^-$	H_2O

$Cr_2O_7^{2-}$ anion dichromianowy(VI), MnO_4^- anion manganianowy(VII)

Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku kwasowym

W równaniach reakcji chemicznych przebiegających **w środowisku kwasowym**:

- liczbę **atomów tlenu** bilansuje się przez **dopisanie** odpowiedniej liczby **cząsteczek H_2O** po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:

$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H_3O^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 12H_2O$$

lub $$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$$

Prawo zachowania ładunku – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

- liczbę **atomów wodoru** bilansuje się przez **dopisanie** odpowiedniej liczby **jonów oksoniowych H_3O^+** (kationów wodoru H^+) po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:

$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H_3O^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 12H_2O$$

lub $$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$$

Przykład 6.

Plan rozwiązywania

1 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia atomów się zmienia.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Aniony dichromianowe(VI) w środowisku kwasowym reagują z kationami żelaza(II) według następującego schematu:

$$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + H_3O^+ \longrightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$$

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących podczas opisanej reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne.

1 $$\overset{VI\ \ -II}{Cr_2O_7^{2-}} + \overset{II}{Fe^{2+}} + \overset{I\ \ -II}{H_3O^+} \longrightarrow \overset{III}{Cr^{3+}} + \overset{III}{Fe^{3+}} + \overset{I\ \ -II}{H_2O}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 22

początek przykładu na s. 21

2 Napisz schemat redukcji $Cr_2O_7^{2-}$ do Cr^{3+}.

3 Ułóż bilans ładunków w procesie redukcji i napisz równanie połówkowe.

4 Napisz równanie połówkowe utleniania Fe^{2+} do Fe^{3+}.

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

6 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

2 $\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} \longrightarrow \overset{III}{Cr^{3+}}$

Po prawej stronie schematu **brakuje atomów tlenu**, dlatego należy:
- dopisać tam cząsteczki wody.

Następnie trzeba wyrównać:
- liczby atomów wodoru, po obu stronach schematu,
- sumaryczny ładunek.

Z tego powodu po lewej stronie schematu należy dopisać odpowiednią liczbę **jonów oksoniowych**.

Trzeba dobrać współczynniki stechiometryczne tak, aby **liczba atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych po prawej i po lewej stronie schematu była taka sama**. Schemat procesu redukcji przyjmuje postać:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$$

3 **Prawo zachowania ładunku** – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

W obecnym zapisie ładunek:

$$\underbrace{Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{2Cr^{3+} + 21H_2O}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona: $-2 + 14 = 12$

prawa strona: $2 \cdot 3 = 6$

Do lewej strony równania należy więc **dopisać 6 elektronów**:

Równanie połówkowe reakcji redukcji ▶ $Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + \mathbf{6e^-} \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$

4 W reakcji chemicznej biorą udział kationy żelaza(II), które utleniają się do kationów żelaza(III):

$$\overset{II}{Fe^{2+}} \longrightarrow \overset{III}{Fe^{3+}} + e^-$$

Do reakcji redukcji niezbędnych jest 6 elektronów, zatem równanie reakcji utleniania należy pomnożyć przez 6:

Równanie połówkowe reakcji utleniania ▶ $\mathbf{6}Fe^{2+} \longrightarrow \mathbf{6}Fe^{3+} + \mathbf{6}e^-$

5 Oba równania są dodawane stronami:

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H_3O^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 21H_2O + 6e^-$$

$$\underbrace{Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H_3O^+}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 21H_2O}_{\text{prawa strona}}$$

6 Bilans ładunku ▶

lewa strona: Cr: 2; O: 21; Fe: 6; H: 42

$-2 + 6 \cdot 2 + 14 = 24$

prawa strona: Cr: 2; Fe: 6; H: 42; O: 21

$2 \cdot 3 + 6 \cdot 3 = 24$

Przykład 7.

Plan rozwiązywania

1 Ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.

2 Napisz równanie reakcji redukcji.

3 Napisz równanie reakcji utleniania.

4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Napisz w <u>formie jonowej skróconej</u>, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie reakcji chemicznej przebiegającej według następującego schematu:

$$C_6H_5NO_2 + Sn^{2+} + H_3O^+ \longrightarrow C_6H_5NH_2 + Sn^{4+} + H_2O$$

Ustal współczynniki stechiometryczne.

1 $\overset{III}{C_6H_5}\overset{III}{N}O_2 + \overset{II}{Sn^{2+}} + H_3O^+ \longrightarrow \overset{-III}{C_6H_5}\overset{-III}{N}H_2 + \overset{IV}{Sn^{4+}} + H_2O$

- **Stopień utlenienia** atomu azotu w grupie nitrowej $-NO_2$ to **III**.
- **Stopień utlenienia** atomu azotu w anilinie $C_6H_5NH_2$ to **–III**.

2 $C_6H_5\mathbf{N}O_2 \longrightarrow C_6H_5\mathbf{N}H_2$

Obecność jonów **H_3O^+ po stronie substratów** w schemacie reakcji chemicznej świadczy o tym, że reakcja chemiczna przebiega w środowisku kwasowym. Po stronie substratów należy dopisać odpowiednią liczbę jonów H_3O^+.

Następnie należy dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie produktów**, aby **wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu** po obu stronach schematu reakcji chemicznej. Następnie trzeba wyrównać ładunki, dopisując odpowiednią liczbę elektronów po stronie substratów:

$$\underbrace{C_6H_5NO_2 + 6e^- + 6H_3O^+}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{C_6H_5NH_2 + 8H_2O}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona: C: 6; H: 23; N: 1; O: 8

$6 \cdot (-1) + 6 \cdot 1 = 0$

prawa strona: C: 6; H: 23; N: 1; O: 8

0

Bilans ładunku ▶

3 $\overset{II}{Sn^{2+}} \longrightarrow \overset{IV}{Sn^{4+}} + \mathbf{2}e^-$

lewa strona: Sn: 1; 2

prawa strona: Sn: 1; $4 + 2 \cdot (-1) = 2$

Bilans ładunku ▶

4 **Reakcja redukcji:**

$$C_6H_5NO_2 + 6e^- + 6H_3O^+ \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 8H_2O$$

Reakcja utleniania:

$$Sn^{2+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2e^- \quad | \cdot \mathbf{3}$$

$$\mathbf{3}Sn^{2+} \longrightarrow \mathbf{3}Sn^{4+} + \mathbf{6}e^-$$

ciąg dalszy przykładu na s. 24

początek przykładu na s. 23

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

5 $C_6H_5NO_2 + 6e^- + 6H_3O^+ + 3Sn^{2+} \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 8H_2O + 3Sn^{4+} + 6e^-$

$C_6H_5NO_2 + 6H_3O^+ + 3Sn^{2+} \longrightarrow C_6H_5NH_2 + 8H_2O + 3Sn^{4+}$

lewa strona: C: 6; H: 23; N: 1; O: 8; Sn: 3; $6 + 3 \cdot 2 = 12$

prawa strona: C: 6; H: 23; N: 1; O: 8; Sn: 3; $3 \cdot 4 = 12$

Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku zasadowym

W równaniach reakcji chemicznych przebiegających **w środowisku zasadowym**:

- liczbę **atomów tlenu** bilansuje się przez **dopisanie** odpowiedniej liczby **cząsteczek H_2O** po tej stronie schematu, po której brakuje atomów tego pierwiastka chemicznego, np.:

$2Cr(OH)_3 + 3H_2O_2 + 4OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

- po drugiej stronie schematu reakcji chemicznej **dopisuje się** odpowiednią liczbę **anionów OH^-**, np.:

$2Cr(OH)_3 + 3H_2O_2 + 4OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

Jeśli reakcja przebiega w środowisku zasadowym, to w równaniu tej reakcji chemicznej nie powinno być jonów H_3O^+ (kationów H^+).

Przykład 8.

Plan rozwiązywania

1 Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Jednym z produktów utleniania wodorotlenku chromu(III) za pomocą nadtlenku wodoru w środowisku zasadowym jest chromian(VI) potasu. Reakcja ta zachodzi zgodnie ze schematem:

$Cr(OH)_3 + H_2O_2 + OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + H_2O$

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub przyjmowanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanej przemiany. Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej w formie cząsteczkowej i wskaż wzory utleniacza oraz reduktora.

1 $\overset{III}{Cr}(OH)_3 + H_2\overset{-I}{O}_2 + OH^- \longrightarrow \overset{VI}{Cr}O_4^{2-} + H_2\overset{-II}{O}$

Funkcję **reduktora** pełni $Cr(OH)_3$ – ulega on **utlenieniu**; atom chromu podwyższa swój stopień utlenienia.

Funkcję **utleniacza** pełni H_2O_2 – ulega on **redukcji**; atom tlenu obniża swój stopień utlenienia.

ciąg dalszy przykładu na s. 25

początek przykładu na s. 24

2 Napisz równanie reakcji utleniania.

3 Napisz równanie reakcji redukcji.

4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

2 $Cr(OH)_3 \longrightarrow CrO_4^{2-}$

Reakcja chemiczna przebiega **w środowisku zasadowym**, dlatego podczas bilansowania liczby atomów:

- po stronie substratów trzeba uwzględnić jony OH^-,
- po stronie produktów – cząsteczki H_2O:

$Cr(OH)_3 + 5OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O$

lewa strona: Cr: 1; O: 8; H: 8; -5

prawa strona: Cr: 1; O: 8; H: 8; -2

Prawo zachowania ładunku elektrycznego wymaga, aby ładunek elektryczny lewej strony schematu był równy ładunkowi elektrycznemu prawej strony, dlatego do prawej strony należy dopisać 3 elektrony:

$Cr(OH)_3 + 5OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^-$

3 $H_2O_2 \longrightarrow OH^-$

W schemacie reakcji redukcji należy wyrównać (po jego obu stronach) liczby atomów:

$H_2O_2 \longrightarrow 2OH^-$

lewa strona: H: 2; O: 2; 0

prawa strona: H: 2; O: 2; $2 \cdot (-1) = -2$

Bilans ładunku

Prawo zachowania ładunku elektrycznego wymaga, aby do lewej strony schematu dopisać 2 elektrony:

$H_2O_2 + 2e^- \longrightarrow 2OH^-$

4 **Reakcja utleniania:**

$Cr(OH)_3 + 5OH^- \longrightarrow CrO_4^{2-} + 3e^- + 4H_2O \quad | \cdot 2$

$2Cr(OH)_3 + 10OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 6e^- + 8H_2O$

Reakcja redukcji:

$H_2O_2 + 2e^- \longrightarrow 2OH^- \quad | \cdot 3$

$3H_2O_2 + 6e^- \longrightarrow 6OH^-$

5 $2Cr(OH)_3 + 10OH^- + 3H_2O_2 + 6e^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 6e^- + 8H_2O + 6OH^-$

W zapisie równania reakcji skraca się lub pomija elementy, które powtarzają się po obu stronach równania reakcji chemicznej, np. elektrony.

$2Cr(OH)_3 + 4OH^- + 3H_2O_2 \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

lewa strona: Cr: 2; O: 16; H: 16; $4 \cdot (-1) = -4$

prawa strona: Cr: 2; O: 16; H: 16; $2 \cdot (-2) = -4$

Bilans ładunku

Zakładając, że podczas reakcji użyto wodorotlenku potasu, równanie reakcji w formie cząsteczkowej ma postać:

$2Cr(OH)_3 + 4KOH + 3H_2O_2 \longrightarrow 2K_2CrO_4 + 8H_2O$

Przykład 9.

Plan rozwiązywania

1. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
2. Napisz równanie reakcji utleniania.
3. Napisz równanie reakcji redukcji.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Do roztworu wodnego trihydroksocynianu(II) potasu wprowadzono roztwór wodny chlorku bizmutu(III), a następnie roztwór wodny wodorotlenku potasu zgodnie ze schematem:

$$K[Sn(OH)_3] + BiCl_3 + KOH \longrightarrow K_2[Sn(OH)_6] + Bi + KCl$$

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji przebiegających w czasie opisanej reakcji chemicznej.

Napisz w formie cząsteczkowej równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

1 $K[\overset{II}{Sn}(OH)_3] + \overset{III}{Bi}Cl_3 + KOH \longrightarrow K_2[\overset{IV}{Sn}(OH)_6] + \overset{0}{Bi} + KCl$

2 $[Sn(OH)_3]^- \longrightarrow [Sn(OH)_6]^{2-}$

Reakcja chemiczna przebiega **w środowisku zasadowym**, dlatego podczas bilansowania liczby atomów trzeba dopisać jony OH^- po stronie substratów:

$$\underbrace{[Sn(OH)_3]^- + 3OH^-}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{[Sn(OH)_6]^{2-}}_{\text{prawa strona}}$$

Bilans ładunku ▶

lewa strona	prawa strona
Sn: 1; O: 6; H: 6	Sn: 1; O: 6; H: 6
$-1 + 3 \cdot (-1) = -4$	-2

Po stronie produktów należy dopisać liczbę elektronów oddawanych przez substrat:

$$[Sn(OH)_3]^- + 3OH^- \longrightarrow [Sn(OH)_6]^{2-} + \mathbf{2e^-}$$

3 $Bi^{3+} \longrightarrow Bi$

Po stronie substratów należy dopisać liczbę elektronów, które przyjmuje substrat w celu obniżenia stopnia utlenienia:

$$\underbrace{Bi^{3+} + 3e^-}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{Bi}_{\text{prawa strona}}$$

Bilans ładunku ▶

lewa strona	prawa strona
Bi: 1	Bi: 1
$3 + 3 \cdot (-1) = 0$	0

ciąg dalszy przykładu na s. 27

początek przykładu na s. 26

4 Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

4 **Reakcja utleniania:**

$$[Sn(OH)_3]^- + 3OH^- \longrightarrow [Sn(OH)_6]^{2-} + 2e^- \quad | \cdot \mathbf{3}$$

$$\mathbf{3}[Sn(OH)_3]^- + \mathbf{9}OH^- \longrightarrow \mathbf{3}[Sn(OH)_6]^{2-} + \mathbf{6}e^-$$

Reakcja redukcji:

$$Bi^{3+} + 3e^- \longrightarrow Bi \quad | \cdot \mathbf{2}$$

$$\mathbf{2}Bi^{3+} + \mathbf{6}e^- \longrightarrow \mathbf{2}Bi$$

5 Oba równania są dodawane stronami:

$$3[Sn(OH)_3]^- + 9OH^- + 2Bi^{3+} + 6e^- \longrightarrow 3[Sn(OH)_6]^{2-} + 6e^- + 2Bi$$

$$\underbrace{3[Sn(OH)_3]^- + 9OH^- + 2Bi^{3+}}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{3[Sn(OH)_6]^{2-} + 2Bi}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona	prawa strona
Sn: 3; O: 18; H: 18; Bi: 2	Sn: 3; O: 18; H: 18; Bi: 2
$3 \cdot (-1) + 9 \cdot (-1) + 2 \cdot 3 = -6$	$3 \cdot (-2) = -6$

$$3K[Sn(OH)_3] + 2BiCl_3 + 9KOH \longrightarrow 3K_2[Sn(OH)_6] + 2Bi + 6KCl$$

Bilansowanie równania reakcji chemicznej przebiegającej w środowisku obojętnym

Podczas bilansowania równań reakcji chemicznych przebiegających **w środowisku obojętnym**:

- po lewej stronie równania dopisuje się **cząsteczki wody H_2O**,
- po prawej stronie równania **jony oksoniowe H_3O^+** (kationy wodoru H^+) albo **aniony wodorotlenkowe OH^-**.

Podczas bilansowania równań reakcji chemicznych należy pamiętać o prawie zachowania masy oraz prawie zachowania ładunku.

Przykład 10.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu dodano roztwór siarczanu(IV) potasu. Podczas reakcji strącił się brunatny osad tlenku manganu(IV). Reakcja przebiegała w środowisku obojętnym zgodnie ze schematem:

$$MnO_4^- + SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow MnO_2 + SO_4^{2-} + OH^-$$

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie tej reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne oraz odczyn otrzymanego roztworu.

ciąg dalszy przykładu na s. 28

początek przykładu na s. 27

Plan rozwiązywania

1. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
2. Napisz równanie reakcji redukcji.
3. Napisz równanie reakcji utleniania.
4. Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.
5. Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych i podaj odczyn roztworu.

1 $\overset{\text{VII}\ -\text{II}}{\text{Mn}O_4^-} + \overset{\text{IV}-\text{II}}{\text{S}O_3^{2-}} + \overset{\text{I}\ -\text{II}}{H_2O} \longrightarrow \overset{\text{IV}\ -\text{II}}{\text{Mn}O_2} + \overset{\text{VI}\ -\text{II}}{\text{S}O_4^{2-}} + \overset{-\text{II}\ \text{I}}{OH^-}$

2 $\text{Mn}O_4^- \longrightarrow \text{Mn}O_2$

$\text{Mn}O_4^- + 3e^- \longrightarrow \text{Mn}O_2$

Aby **wyrównać ładunki**, należy dopisać odpowiednią liczbę **anionów wodorotlenkowych OH^- po stronie produktów**:

$$\text{Mn}O_4^- + 3e^- \longrightarrow \text{Mn}O_2 + 4OH^-$$

Następnie trzeba dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie substratów**, aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach schematu reakcji chemicznej:

$$\underbrace{\text{Mn}O_4^- + 3e^- + 2H_2O}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{\text{Mn}O_2 + 4OH^-}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona	prawa strona
Mn: 1; O: 6; H: 4	Mn: 1; O: 6; H: 4
$-1 + 3 \cdot (-1) = -4$	-4

3 $\text{S}O_3^{2-} \longrightarrow \text{S}O_4^{2-}$

$\text{S}O_3^{2-} \longrightarrow \text{S}O_4^{2-} + 2e^-$

Aby **wyrównać ładunki**, należy dopisać odpowiednią liczbę **jonów oksoniowych H_3O^+ po stronie produktów**:

$$\text{S}O_3^{2-} \longrightarrow \text{S}O_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+$$

Następnie trzeba dopisać odpowiednią liczbę **cząsteczek wody po stronie substratów**, aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach schematu reakcji chemicznej:

$$\underbrace{\text{S}O_3^{2-} + 3H_2O}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{\text{S}O_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona	prawa strona
S: 1; O: 6; H: 6	S: 1; O: 6; H: 6
-2	$-2 + 2 \cdot (-1) + 2 = -2$

4 **Reakcja redukcji:**

$$\text{Mn}O_4^- + 3e^- + 2H_2O \longrightarrow \text{Mn}O_2 + 4OH^- \quad | \cdot \mathbf{2}$$

$$\mathbf{2}\text{Mn}O_4^- + \mathbf{6}e^- + \mathbf{4}H_2O \longrightarrow \mathbf{2}\text{Mn}O_2 + \mathbf{8}OH^-$$

Reakcja utleniania:

$$\text{S}O_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow \text{S}O_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+ \quad | \cdot \mathbf{3}$$

$$\mathbf{3}\text{S}O_3^{2-} + \mathbf{9}H_2O \longrightarrow \mathbf{3}\text{S}O_4^{2-} + \mathbf{6}e^- + \mathbf{6}H_3O^+$$

5 $2\text{Mn}O_4^- + 6e^- + 4H_2O + 3\text{S}O_3^{2-} + 9H_2O \longrightarrow$

$\longrightarrow 2\text{Mn}O_2 + 8OH^- + 3\text{S}O_4^{2-} + 6e^- + 6H_3O^+$

ciąg dalszy przykładu na s. 29

początek przykładu na s. 27

W zapisie równania reakcji skraca się lub pomija elementy, które powtarzają się po obu stronach równania reakcji chemicznej, np. elektrony:

$$2\text{Mn}O_4^- + 3\text{S}O_3^{2-} + 13H_2O \longrightarrow 2\text{Mn}O_2 + 3\text{S}O_4^{2-} + 8OH^- + 6H_3O^+$$

Jony H^+ i OH^- łączą się, tworząc cząsteczki wody:

$$2\text{Mn}O_4^- + 3\text{S}O_3^{2-} + 13H_2O \longrightarrow 2\text{Mn}O_2 + 3\text{S}O_4^{2-} + 2OH^- + 12H_2O$$

$$2\text{Mn}O_4^- + 3\text{S}O_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 2\text{Mn}O_2 + 3\text{S}O_4^{2-} + 2OH^-$$

Obecność jonów OH^- po stronie produktów świadczy o tym, że po zajściu reakcji roztwór w probówce ma **odczyn zasadowy**.

Szereg aktywności chemicznej metali

Szereg aktywności chemicznej metali to zestawienie metali w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego, czyli według zmniejszającej się zdolności do oddawania elektronów (tworzenia kationów) i do utleniania się w reakcjach redoks. W szeregu aktywności chemicznej metali znajduje się także wodór, który jest punktem odniesienia.

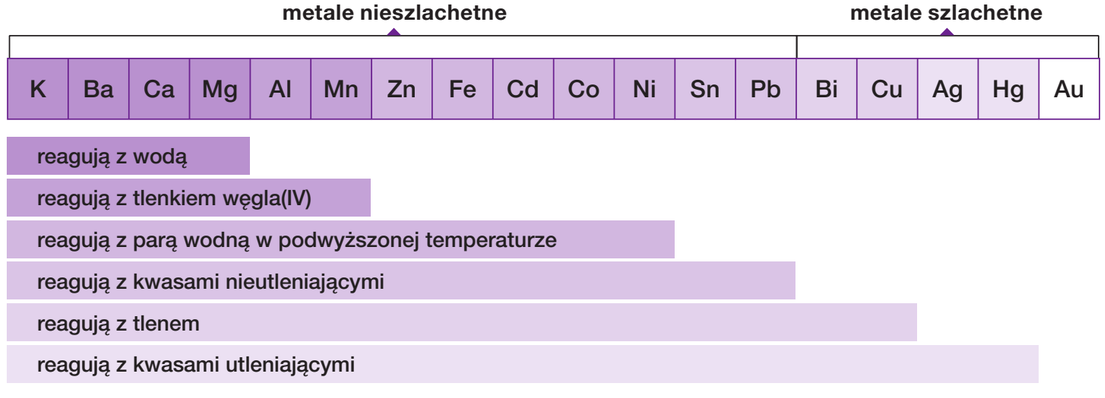
Szereg aktywności chemicznej metali – zestawienie metali w kolejności ich malejącej aktywności chemicznej.

Do metali **najbardziej aktywnych chemicznie** należą pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego, np. lit, potas, wapń (rys. 5.). Im aktywniejszy jest dany metal, tym łatwiej się on utlenia (jest silniejszym reduktorem).

Do metali **najmniej aktywnych chemicznie** zalicza się metale szlachetne, m.in. złoto i platynę. Im mniej aktywny jest dany metal, tym łatwiej jego jon ulega redukcji (jest silniejszym utleniaczem).

Zdolność metalu do reakcji z kwasami zależy od położenia tego metalu w szeregu aktywności chemicznej.

Ze względu na właściwości utleniające kwasy można podzielić na kwasy nieutleniające oraz kwasy utleniające.



Rys. 5. Porównanie aktywności chemicznej metali.

Reakcje metali z kwasami nieutleniającymi

Kwasy, w roztworach których jedynie jony H_3O^+ (H^+) mogą ulegać redukcji, to **kwasy nieutleniające**. Do kwasów nieutleniających zalicza się m.in.:

- rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4,
- słabe kwasy tlenowe (np. kwas fosforowy(V) H_3PO_4, kwas siarkowy(IV) H_2SO_3),
- kwasy beztlenowe (np. kwas chlorowodorowy HCl, kwas bromowodorowy HBr, kwas jodowodorowy HI),
- kwasy organiczne (np. kwas mrówkowy HCOOH, kwas octowy CH_3COOH).

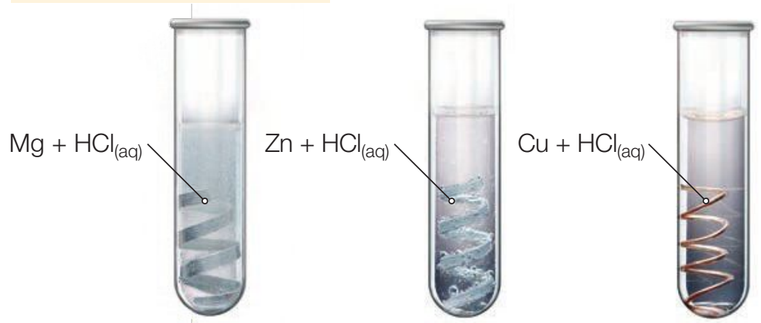
Produktami reakcji **kwasów nieutleniających z metalami nieszlachetnymi** są odpowiednie **sole oraz** gazowy **wodór** (fot. 6.), np.:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + 2HCl \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + 2HCl \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Najbardziej aktywne chemicznie metale (np. lit, potas, sód, wapń) wypierają wodór również z wody.

Natomiast z **metalami szlachetnymi**, np. miedzią (fot. 6.), **kwasy nieutleniające nie reagują**.



Fot. 6. Zachowanie się magnezu, cynku i miedzi wobec kwasu nieutleniającego.

Reakcje metali z kwasami utleniającymi

W kwasach utleniających reszta kwasowa zawiera atomy pierwiastków chemicznych na wysokim stopniu utlenienia, zdolne do redukcji. Do kwasów utleniających zaliczane są m.in.:

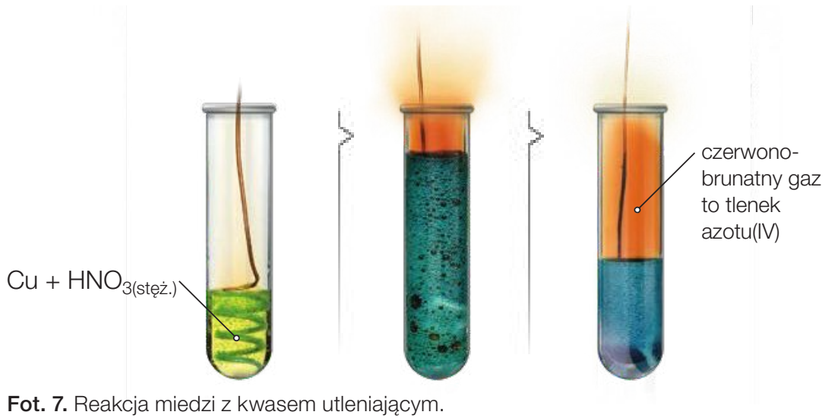
- kwas azotowy(V) HNO_3,
- kwas chlorowy(V) $HClO_3$ i kwas chlorowy(VII) $HClO_4$,
- kwas chromowy(VI) H_2CrO_4,
- stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4.

W wyniku reakcji **kwasów utleniających** z metalami nie powstaje wodór, tylko **sole** tych metali **oraz odpowiednie tlenki**, które są produktami redukcji pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej.

Metale mniej aktywne chemicznie od wodoru, jak miedź (fot. 7., s. 31) czy rtęć, reagują jedynie z kwasami o właściwościach silnie utleniających,

jak stężony kwas azotowy(V). Na przykład w reakcji miedzi ze stężonym kwasem azotowym(V) powstaje m.in. tlenek azotu(IV):

$$\underset{\text{miedź}}{Cu} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4HNO_{3(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) miedzi(II)}}{Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$



Fot. 7. Reakcja miedzi z kwasem utleniającym.

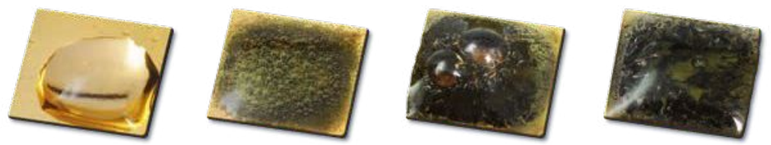
Reakcje metali szlachetnych z wodą królewską

Szczególnie odporne chemicznie metale, np.: złoto, platyna, pallad, cyrkon, molibden, reagują tylko z tzw. **wodą królewską** [łac. *aqua regia*]. Woda królewska to mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1. Wykazuje ona silne właściwości utleniające.

Woda królewska – mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1.

Reakcja złota z wodą królewską (fot. 8.) przebiega według następującego równania:

$$\underset{\text{złoto}}{Au} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{4HCl} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} \longrightarrow \underset{\text{kwas chlorozłotowy}}{HAuCl_4} + \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$



Fot. 8. Reakcja złota z wodą królewską.

Reakcje metali z wodnymi roztworami soli

Właściwość wypierania wodoru z kwasów przez metale jest związana z aktywnością chemiczną metali. Aktywność chemiczna metali wpływa także na ich **zdolność do wypierania metali z wodnych roztworów soli**. Bardziej aktywny metal wypiera z wodnego roztworu soli metal mniej aktywny. Dlatego miedź wypiera srebro (fot. 9.), lecz nie wypiera np. żelaza z wodnych roztworów jego soli, ponieważ żelazo jest bardziej aktywne chemicznie od miedzi.

Bardzo aktywne chemicznie litowce i berylowce (przy czym magnez i beryl w wyższej temperaturze) nie wypierają innych metali z wodnych roztworów soli, gdyż gwałtownie reagują z wodą, tworząc wodorotlenki.



Fot. 9. Miedź wypiera srebro z roztworu azotanu(V) srebra(I).

Reakcje utleniania-redukcji

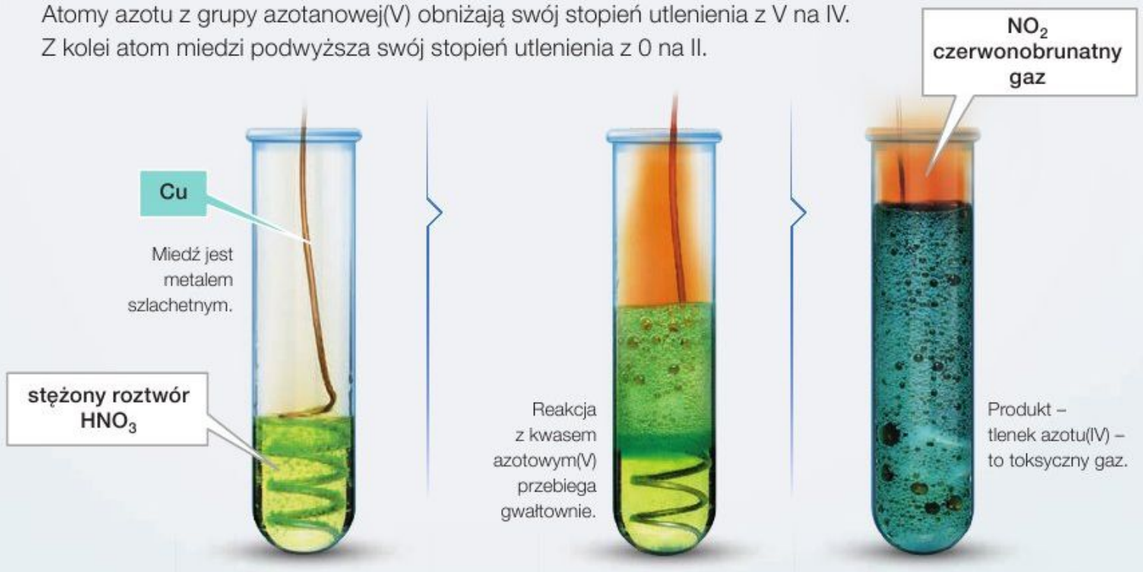
Charakterystyczną cechą reakcji metali z kwasami oraz metali z solami jest zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków chemicznych. Oznacza to, że np. atom srebra, który występuje w jednym z substratów na I stopniu utlenienia, w produkcie tej reakcji chemicznej będzie mieć inny stopień utlenienia, np. 0. Takie reakcje chemiczne są nazywane reakcjami utleniania-redukcji lub reakcjami redoks.

Szereg aktywności chemicznej metali



Reakcja metali szlachetnych z kwasami utleniającymi

Metale szlachetne, np. miedź, reagują z kwasami utleniającymi, np. stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest tlenek azotu(IV). Atomy azotu z grupy azotanowej(V) obniżają swój stopień utlenienia z V na IV. Z kolei atom miedzi podwyższa swój stopień utlenienia z 0 na II.



zapis ogólny: **metal szlachetny** + **kwas utleniający** ⟶ **sól** + **tlenek** + **woda**

zapis cząsteczkowy:

$\overset{0}{Cu}$ + $4HNO_3$ ⟶ $\overset{II}{Cu(NO_3)_2}$ + $\overset{IV}{2NO_2\uparrow}$ + $2H_2O$

miedź | kwas azotowy(V) | azotan(V) miedzi(II) | tlenek azotu(IV) | woda

pełny zapis jonowy: $Cu + 4H_3O^+ + 4NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^- + 2NO_2\uparrow + 6H_2O$

skrócony zapis jonowy: $Cu + 4H_3O^+ + 2NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_2\uparrow + 6H_2O$

miedź | jony oksoniowe | aniony azotanowe(V) | kation miedzi(II) | tlenek azotu(IV) | woda

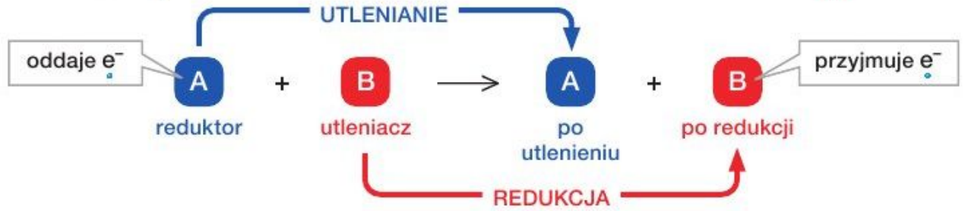
Przypomnij sobie – reduktor i utleniacz

Reduktorem jest substancja zawierająca pierwiastek chemiczny, którego atom podwyższa swój stopień utlenienia. Czyli podczas reakcji chemicznej atomy reduktora oddają elektrony i zmieniają swój stopień utlenienia, np. z 0 na II:

$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu^{2+}}$ (utlenianie)

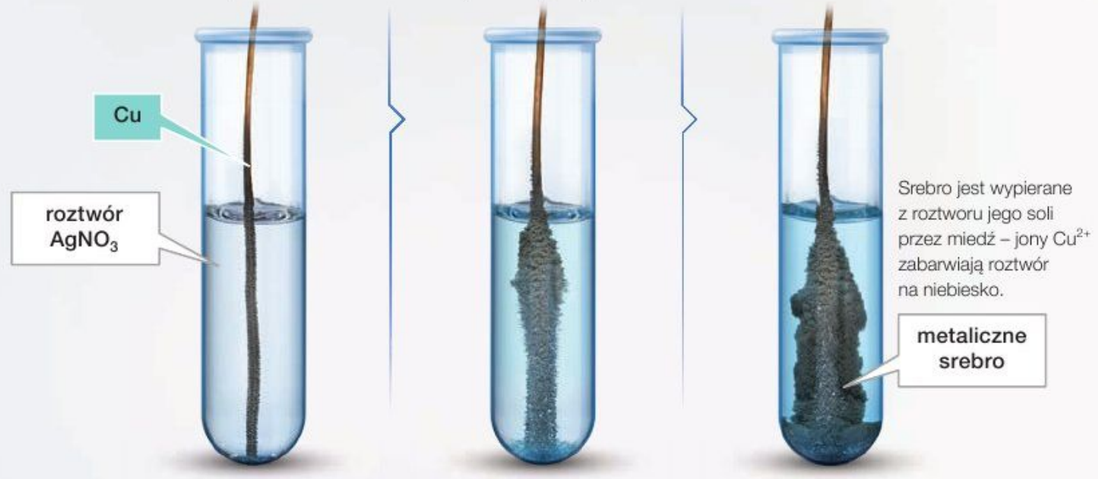
Utleniaczem jest substancja zawierająca pierwiastek chemiczny, którego atom obniża swój stopień utlenienia. Czyli podczas reakcji chemicznej atomy utleniacza przyjmują elektrony i zmieniają swój stopień utlenienia, np. z V na II:

$\overset{V}{N} \longrightarrow \overset{II}{N}$ (redukcja)



Reakcja metali z solami innych metali

Ze względu na różnicę aktywności chemicznej miedź wypiera srebro z roztworu jego soli. W wyniku tego procesu miedź zmienia stopień utlenienia z 0 na II (utlenia się), a srebro zmienia stopień utlenienia z I na 0 (redukuje się).



zapis ogólny: **metal szlachetny** + **sól** ⟶ **sól** + **metal**

zapis cząsteczkowy:

$\overset{0}{Cu}$ + $\overset{I}{2AgNO_3}$ ⟶ $\overset{II}{Cu(NO_3)_2}$ + $\overset{0}{2Ag}$

miedź | azotan(V) srebra(I) | azotan(V) miedzi(II) | srebro

pełny zapis jonowy: $Cu + 2Ag^+ + 2NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^- + 2Ag$

skrócony zapis jonowy: $Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$

miedź | kationy srebra(I) | kation miedzi(II) | srebro

Porównanie aktywności chemicznej metali

Aktywność chemiczną metali można porównać, przeprowadzając odpowiednie doświadczenie chemiczne.

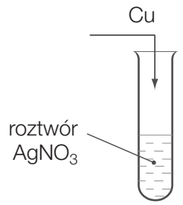
Doświadczenie 2.



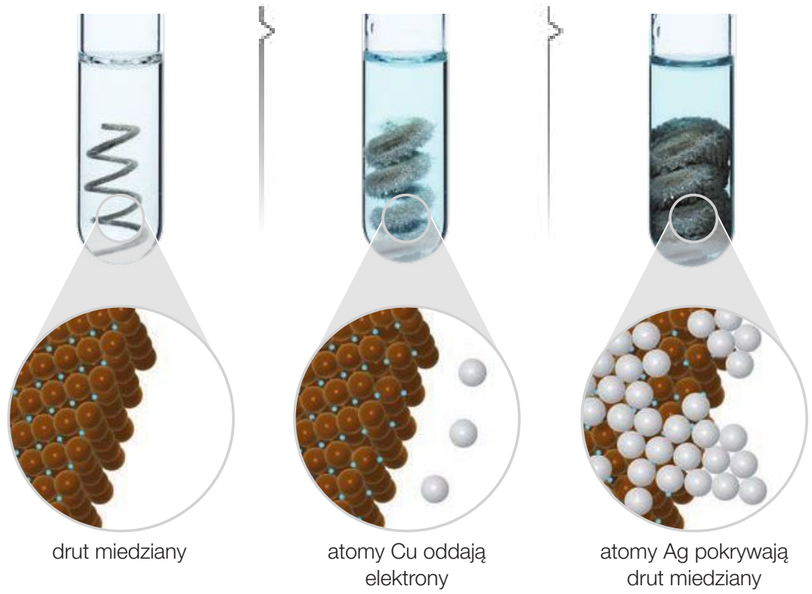
$AgNO_3$

Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)

Odczynniki: azotan(V) srebra(I), miedź, woda.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Przygotuj w probówce wodny roztwór azotanu(V) srebra(I). Następnie zanurz w nim drut miedziany (schemat).



Obserwacje: Roztwór barwi się na niebiesko. Drut miedziany pokrywa się srebrzystoszarym osadem (fot. 10.).



Fot. 10. Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I).

Wniosek: Miedź wypiera srebro z azotanu(V) srebra(I). Miedź jest zatem metalem o większej aktywności chemicznej od srebra.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{miedź}}{Cu} + \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{2AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) miedzi(II)}}{Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{srebro}}{2Ag}$$

Reakcja chemiczna miedzi z azotanem(V) srebra(I) (doświadczenie 2.) jest reakcją utleniania-redukcji. Atomy miedzi i srebra występują na różnych stopniach utlenienia w substratach i produktach:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{I\ V\ -II}{AgNO_3} \longrightarrow \overset{II\ V\ -II}{Cu(NO_3)_2} + \overset{0}{Ag}\downarrow$$

Współczynniki stechiometryczne w schemacie tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:

▶ utlenianie $\quad \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu} + 2e^-$

▶ redukcja $\quad \overset{I}{Ag} + e^- \longrightarrow \overset{0}{Ag} \quad | \cdot 2$

$$\overset{I}{2Ag} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{2Ag}$$

$\overset{II}{Cu}$ $\overset{0}{Cu}$ — utlenianie

$\overset{I}{Ag}$ $\overset{0}{Ag}$ — redukcja

$$\overset{\text{utlenianie}}{\overset{0}{Cu}} + \overset{I\ V\ -II}{2AgNO_3} \longrightarrow \overset{II\ V\ -II}{Cu(NO_3)_2} + \overset{0}{2Ag}$$

reduktor — utleniacz — redukcja

W tej reakcji chemicznej atom **miedzi podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do II, a atomy **srebra obniżają** – z I do 0.

W wielu reakcjach redoks oprócz utleniaczy i reduktorów biorą udział atomy innych pierwiastków chemicznych, które nie zmieniają swoich stopni utlenienia.

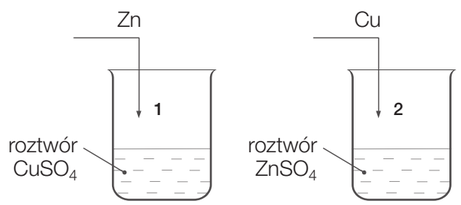
Doświadczenie 3.



$CuSO_4$, $ZnSO_4$

Porównanie aktywności chemicznej metali

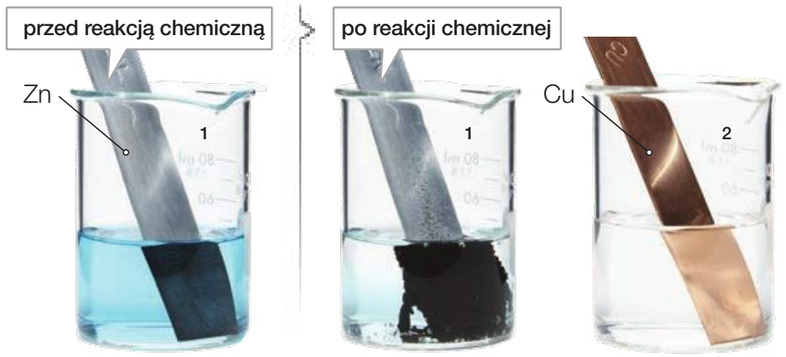
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór siarczanu(VI) cynku, blaszka cynkowa, blaszka miedziana.
Szkło laboratoryjne: zlewki.
Instrukcja: Do zlewki 1. nalej niewielką ilość wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), do zlewki 2. – siarczanu(VI) cynku. Następnie umieść w zlewkach metalowe blaszki: w 1. – cynkową, w 2. – miedzianą (schemat).



Obserwacje: W zlewce 1. blaszka cynkowa pokrywa się osadem (fot. 11., s. 36). Jednocześnie niebieski roztwór blednie. W zlewce 2. nie widać zmian (fot. 11., s. 36).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 36

początek doświadczenia na s. 35



Fot. 11. Porównanie aktywności chemicznej cynku i miedzi.

Wniosek: Cynk wypiera miedź z roztworu soli. Produktami tej reakcji chemicznej są metaliczna miedź oraz sól zawierająca kationy cynku. Cynk jest zatem metalem bardziej aktywnym chemicznie od miedzi. W zlewce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi – miedź nie wypiera cynku z roztworu jego soli. Miedź jest metalem mniej aktywnym chemicznie od cynku.

zapis cząsteczkowy

Zlewka 1. $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

cynk; siarczan(VI) miedzi(II); siarczan(VI) cynku; miedź

pełny zapis jonowy

$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$

cynk; kation miedzi(II); anion siarczanowy(VI); kation cynku; anion siarczanowy(VI); miedź

skrócony zapis jonowy

$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

Czynniki wpływające na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Na przebieg reakcji utleniania-redukcji wpływa wiele czynników, m.in.:

- **rodzaj** reagujących ze sobą **substancji**,
- **stężenie** roztworów,
- **środowisko reakcji** chemicznej (kwasowe, zasadowe, obojętne).

Wpływ wymienionych czynników na przebieg reakcji redoks jest najbardziej widoczny, gdy w skład substratów wchodzą pierwiastki chemiczne, których atomy mogą występować na wielu stopniach utlenienia (np. mangan i chrom).

Reakcje dysproporcjonowania

Szczególnym przypadkiem reakcji utleniania-redukcji są tzw. **reakcje dysproporcjonowania** (reakcje dysmutacji).

Podczas reakcji dysproporcjonowania **część atomów tego samego pierwiastka chemicznego** podwyższa swój stopień utlenienia – substancja pełni więc funkcję **reduktora**, a **część** atomów obniża swój stopień utlenienia – substancja pełni także funkcję **utleniacza**. Atomy tego pierwiastka chemicznego przyjmują w substratach jeden stopień utlenienia, a w produktach – dwa różne, np.:

$$\overset{-I}{2H_2O_2} \longrightarrow \overset{-II}{2H_2O} + \overset{0}{O_2}$$

reduktor: H_2O_2; utleniacz: H_2O_2

Przykład 11.

Plan rozwiązywania

1. Napisz schemat reakcji chemicznej.
2. Określ stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia atomów się zmienia.
3. Napisz schematy utleniania i redukcji.
4. Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji dysproporcjonowania

Produktami rozkładu chloranu(V) potasu są chloran(VII) potasu oraz chlorek potasu. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej, a współczynniki stechiometryczne ustal na podstawie bilansu elektronowego.**

1. $KClO_3 \longrightarrow KClO_4 + KCl$
2. $\overset{V\ \ -II}{KClO_3} \longrightarrow \overset{VII\ \ -II}{KClO_4} + \overset{-I}{KCl}$
3. $\overset{V}{Cl} \longrightarrow \overset{VII}{Cl} + 2e^- \quad | \cdot 3$

   $\overset{V}{3Cl} \longrightarrow \overset{VII}{3Cl} + 6e^-$

   $\overset{V}{Cl} + 6e^- \longrightarrow \overset{-I}{Cl}$
4. utlenianie

   $\overset{V\ \ -II}{4KClO_3} \longrightarrow \overset{VII\ \ -II}{3KClO_4} + \overset{-I}{KCl}$

   reduktor: $KClO_3$; utleniacz: $KClO_3$

   redukcja

Reakcje synproporcjonowania

Szczególnym przypadkiem reakcji utleniania-redukcji są też **reakcje synproporcjonowania**. Podczas nich atomy danego pierwiastka chemicznego, które występują w substratach na różnych stopniach utlenienia, ulegają reakcji redoks (część z nich redukcji, część utlenieniu). W reakcji powstaje produkt, w którym atomy tego pierwiastka chemicznego mają jeden stopień utlenienia, ale inny niż w substratach. W reakcji synproporcjonowania **ta sama substancja jest produktem** procesów **utleniania i redukcji**, np.:

utlenianie

$\overset{-II}{2H_2S} + \overset{IV}{SO_2} \longrightarrow \overset{0}{3S} + 2H_2O$

reduktor: H_2S; utleniacz: SO_2

redukcja

Przykład 12.

Plan rozwiązywania

1. Napisz schemat reakcji chemicznej i ustal, w których pierwiastkach chemicznych stopień utlenienia atomów się zmienia.
2. Napisz równanie reakcji utleniania.
3. Napisz równanie reakcji redukcji.
4. Wykonaj bilans elektronowy obu procesów.
5. Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej i podaj odczyn roztworu.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w schemacie reakcji redoks (zapis jonowo-elektronowy) – środowisko obojętne

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu dodano roztwór siarczanu(VI) manganu(II). Podczas reakcji strącił się brunatny osad tlenku manganu(IV). Reakcja przebiega w środowisku obojętnym.

Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów utleniania i redukcji zachodzących w czasie tej reakcji chemicznej.
Ustal współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej oraz odczyn otrzymanego roztworu.

1

$$\overset{\text{VII}}{K\mathbf{Mn}O_4} + \overset{\text{II}}{\mathbf{Mn}SO_4} + H_2O \longrightarrow \overset{\text{IV}}{\mathbf{Mn}O_2} + K_2SO_4 + \ldots$$

$MnSO_4$ pełni funkcję **reduktora** – atom manganu podwyższa swój stopień utlenienia z II na IV. $KMnO_4$ pełni funkcję **utleniacza** – atom manganu obniża swój stopień utlenienia z VII na IV. W reakcji chemicznej powstanie także trzeci produkt – będą to jony H_3O^+ albo OH^-. Zostanie to ustalone na późniejszych etapach rozwiązywania zadania.

2 $Mn^{2+} \longrightarrow MnO_2$ $\qquad$ $Mn^{2+} \longrightarrow MnO_2 + \mathbf{2e^-}$

Reakcja chemiczna przebiega w środowisku obojętnym, dlatego podczas bilansowania ładunków nie można dopisać jonów OH^- po stronie substratów. W celu zbilansowania ładunków, trzeba dopisać odpowiednią liczbę jonów H_3O^+ po stronie produktów.

$$Mn^{2+} \longrightarrow MnO_2 + 2e^- + \mathbf{4H_3O^+}$$

Aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach równania reakcji chemicznej, trzeba dopisać odpowiednią liczbę cząsteczek wody po stronie substratów.

$$Mn^{2+} + \mathbf{6H_2O} \longrightarrow MnO_2 + 2e^- + 4H_3O^+$$

3 $MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$ $\qquad$ $MnO_4^- + \mathbf{3e^-} \longrightarrow MnO_2$

Nie zostały jeszcze ustalone wszystkie produkty, dlatego to po stronie produktów należy szukać możliwości zbilansowania ładunków. **Reakcja przebiega w środowisku obojętnym**, więc nie można dopisać jonów H_3O^+ po stronie substratów. Aby zbilansować ładunki, trzeba dopisać odpowiednią liczbę jonów OH^- po stronie produktów.

ciąg dalszy przykładu na s. 39

początek przykładu na s. 38

$$MnO_4^- + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + \mathbf{4OH^-}$$

Aby wyrównać liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach równania reakcji chemicznej, należy dopisać odpowiednią liczbę cząsteczek wody po stronie substratów.

$$\underbrace{MnO_4^- + \mathbf{2H_2O} + 3e^-}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{MnO_2 + 4OH^-}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona: Mn: 1; H: 4; O: 6; $-1 + 3 \cdot (-1) = -4$

prawa strona: Mn: 1; O: 6; H: 4; $4 \cdot (-1) = -4$

4 **Reakcja utleniania:**

$$Mn^{2+} + 6H_2O \longrightarrow MnO_2 + 2e^- + 4H_3O^+ \qquad | \cdot \mathbf{3}$$

$$\mathbf{3}Mn^{2+} + \mathbf{18}H_2O \longrightarrow \mathbf{3}MnO_2 + \mathbf{6}e^- + \mathbf{12}H_3O^+$$

Reakcja redukcji:

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^- \qquad | \cdot \mathbf{2}$$

$$\mathbf{2}MnO_4^- + \mathbf{4}H_2O + \mathbf{6}e^- \longrightarrow \mathbf{2}MnO_2 + \mathbf{8}OH^-$$

5 $3Mn^{2+} + 18H_2O + 2MnO_4^- + 4H_2O + 6e^- \longrightarrow$

$$\longrightarrow 3MnO_2 + 6e^- + 12H_3O^+ + 2MnO_2 + 8OH^-$$

$$3Mn^{2+} + 2MnO_4^- + 22H_2O \longrightarrow 5MnO_2 + 12H_3O^+ + 8OH^-$$

Jony H_3O^+ i OH^- łączą się, tworząc cząsteczki wody:

$$3Mn^{2+} + 2MnO_4^- + 22H_2O \longrightarrow 5MnO_2 + 16H_2O + 4H_3O^+$$

$$\underbrace{3Mn^{2+} + 2MnO_4^- + 6H_2O}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{5MnO_2 + 4H_3O^+}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona: Mn: 5; O: 14; H: 12; $3 \cdot 2 + 2 \cdot (-1) = 4$

prawa strona: Mn: 5; O: 14; H: 12; $4 \cdot 1 = 4$

Aby podać **zapis cząsteczkowy równania reakcji chemicznej**, należy wykorzystać obecne w roztworze jony K^+ i SO_4^{2-}.

$$\overset{\text{II}}{3MnSO_4} + \overset{\text{VII}}{2KMnO_4} + 2H_2O \longrightarrow \overset{\text{IV}}{5MnO_2} + K_2SO_4 + \mathbf{2H_2SO_4}$$

Obecność cząsteczki kwasu siarkowego(VI) po stronie produktów świadczy o tym, że po zajściu reakcji roztwór w probówce ma **odczyn kwasowy**.

Ważne w temacie *Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji*

1. Ustalam współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej) z zachowaniem zasad bilansu jonowo-elektronowego

Krok 1. Piszę schemat reakcji utleniania-redukcji w formie jonowej:

$$\overset{\text{II}}{Fe^{2+}} + \overset{\text{VII}\ -\text{II}}{MnO_4^-} + \overset{\text{I}\ \ \text{II}}{H_3O^+} \longrightarrow \overset{\text{III}}{Fe^{3+}} + \overset{\text{II}}{Mn^{2+}} + \overset{\text{I}\ -\text{II}}{H_2O}$$

Krok 2. Piszę schematy **utleniania** i **redukcji** z uwzględnieniem cząsteczek lub jonów zawierających atomy, których stopień utlenienia się zmienia:

utlenianie: $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

redukcja: $MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$

Krok 3. Układam bilans elektronowy:

utlenianie: $5Fe^{2+} \longrightarrow 5Fe^{3+} + 5e^-$

redukcja: $MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$

Krok 4. Dodaję stronami równania reakcji utleniania i redukcji:

$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \longrightarrow 5Fe^{3+} + 5e^- + Mn^{2+} + 12H_2O$$

Krok 5. Piszę sumaryczne równanie reakcji chemicznej i sprawdzam poprawność doboru współczynników stechiometrycznych:

$$\underbrace{5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H_3O^+}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 12H_2O}_{\text{prawa strona}}$$

	lewa strona	prawa strona
	Fe: 5; Mn: 1; O: 12; H: 24	Fe: 5; Mn: 1; O: 12; H: 24
bilans ładunku:	$5 \cdot 2 + (-1) + 8 \cdot 1 = 17$	$5 \cdot 3 + 2 = 17$

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji

2. Zapisuję równania reakcji utleniania-redukcji

- Środowisko kwasowe

  $Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 21H_2O$

  lub w uproszczeniu:

  $Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$

- Środowisko zasadowe

  $2Cr(OH)_3 + 3H_2O_2 + 4OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

Prawo zachowania ładunku – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

Szereg aktywności chemicznej metali – zestawienie metali w kolejności ich malejącej aktywności chemicznej.

Reakcja dysproporcjonowania – reakcja utleniania-redukcji, w której atomy danego pierwiastka chemicznego przyjmują w substratach jeden stopień utlenienia, a w produktach – dwa różne, inne niż w substratach.

Reakcja synproporcjonowania – reakcja utleniania-redukcji, w której z substratów zawierających atomy danego pierwiastka chemicznego na różnych stopniach utlenienia powstaje produkt, w którym atomy tego pierwiastka chemicznego przyjmują jeden stopień utlenienia, inny niż w substratach.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Uzgodnij schematy reakcji chemicznych, a w miejsce *X* wpisz wzory sumaryczne pierwiastków lub związków chemicznych. Wskaż reakcje chemiczne, które nie są reakcjami redoks. Uzasadnij swój wybór.

a) $HClO + KOH \longrightarrow KClO + X$

b) $AgNO_3 + FeCl_3 \longrightarrow X + Fe(NO_3)_3$

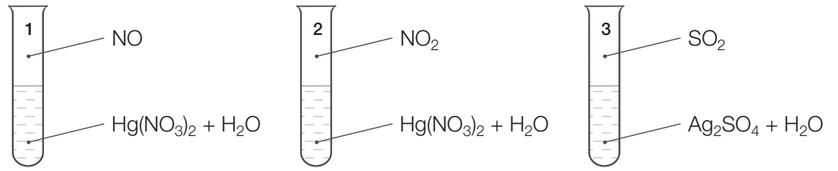
c) $SO_2 + Al_2O_3 \longrightarrow X$

d) $Ca(HS)_2 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + X$

e) $CO + O_2 \longrightarrow X$

f) $K + H_2O \longrightarrow X + H_2$

2. Na schematach przedstawiono produkty reakcji chemicznych. **Napisz równania tych reakcji, a współczynniki stechiometryczne ustal metodą bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.**



3. Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji redoks.

a) $PbO_2 + HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

b) $P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO$

c) $HI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

d) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + HCl$

4. Aniony dichromianowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:

$Cr_2O_7^{2-} + I^- + H_3O^+ \longrightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O$

a) **Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania zachodzących reakcji redukcji i utleniania.**

b) **Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie tej reakcji chemicznej.**

c) **Napisz symbol jonu, który jest reduktorem.**

5. Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji dysproporcjonowania.

a) $NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$

b) $HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + NO + H_2O$

6. Dobierz współczynniki stechiometryczne oraz wskaż utleniacz i reduktor w podanych schematach reakcji chemicznych.

a) $HCl + KMnO_4 \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$

b) $KMnO_4 + KI + H_2O \longrightarrow MnO_2 + I_2 + KOH$

7. W dwóch probówkach znajdują się kwas chlorowodorowy HCl oraz stężony roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3. **Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, które umożliwi wykazanie, że HNO_3 jest kwasem utleniającym, a HCl – kwasem nieutleniającym.** Jako odczynnika możesz użyć jednego z następujących metali: cynk, żelazo, miedź.

a) **Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.**

b) **Podaj nazwę użytego metalu i uzasadnij swój wybór.**

c) **Napisz obserwacje.**

d) **Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej równania reakcji chemicznych zachodzących w obydwu probówkach lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.**

4 Ogniwa galwaniczne



Fot. 12. Świecąca żarówka świadczy o tym, że roztwór przewodzi prąd elektryczny.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *półogniwo*, *anoda*, *katoda*, *ogniwo galwaniczne*, *klucz elektrolityczny*, *potencjał standardowy półogniwa*, *szereg elektrochemiczny*, *SEM*
- zapisywanie oraz rysowanie schematów ogniw
- zapisywanie równań reakcji zachodzących na elektrodach ogniwa
- projektowanie ogniwa, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna
- obliczanie SEM ogniwa galwanicznego
- przewidywanie kierunku przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw

Elektrochemia → Ogniwa galwaniczne; Elektroliza

Ogniwo galwaniczne – układ dwóch elektrod zanurzonych w roztworze elektrolitu, między którymi przy zamkniętym obwodzie elektrycznym następuje przepływ prądu elektrycznego.

Elektroda – blaszka metalowa lub płytka grafitowa.

Półogniwo – elektroda zanurzona w roztworze elektrolitu.

Wodne roztwory elektrolitów – kwasów, wodorotlenków i soli – oraz stopione sole przewodzą prąd elektryczny (fot. 12.). Badaniem procesów towarzyszących przepływowi prądu elektrycznego w tych elektrolitach zajmuje się dział chemii nazywany **elektrochemią**.

Do procesów elektrochemicznych należą m.in. reakcje utleniania-redukcji **samorzutnie** zachodzące w tzw. **ogniwach galwanicznych**. Następuje w nich **przekształcenie energii** uzyskanej w reakcji chemicznej na energię elektryczną. Ogniwa galwaniczne stosuje się powszechnie w życiu codziennym jako źródła prądu stałego.

Budowa ogniwa galwanicznego

Ogniwo galwaniczne to układ dwóch elektrod zanurzonych w roztworze elektrolitu, między którymi przy zamkniętym obwodzie elektrycznym następuje przepływ prądu elektrycznego.

Dwie blaszki metalowe zanurzone w roztworach soli tych metali i połączone przewodnikiem stanowią ogniwo galwaniczne. Każda z blaszek jest **elektrodą**. Po zanurzeniu blaszki w roztworze elektrolitu powstaje **półogniwo** (fot. 13.). W ogniwie galwanicznym:

- elektroda, na której zachodzi **reakcja utleniania**, nosi nazwę **anody** (biegun ujemny),
- elektroda, na której przebiega **reakcja redukcji**, to **katoda** (biegun dodatni).



Fot. 13. Półogniwo miedziane to elektroda (blaszka miedziana) zanurzona w roztworze $CuSO_4$.

Rodzaje półogniw

Istnieje wiele rodzajów półogniw. Na przykład ze względu na **typ reakcji elektrodowej** można je podzielić na:

- **półogniwa metaliczne**, np. półogniwo miedziane $Cu_{(s)} \mid Cu^{2+}_{(aq)}$, półogniwo cynkowe $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)}$,
- **półogniwa redoks**, np. półogniwo $Pt_{(s)} \mid Fe^{3+}_{(aq)}, Fe^{2+}_{(aq)}$.

Z kolei ze względu na **budowę** można podzielić półogniwa na:

- **półogniwa pierwszego rodzaju**, np. półogniwo miedziane $Cu_{(s)} \mid Cu^{2+}_{(aq)}$, półogniwo cynkowe $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)}$,
- **półogniwa drugiego rodzaju**, np. półogniwo chlorosrebrowe $Ag_{(s)} \mid AgCl_{(s)} \mid Cl^-_{(aq)}$, półogniwo kalomelowe $Hg_{(c)} \mid Hg_2Cl_{2(s)} \mid Cl^-_{(aq)}$,
- **półogniwa gazowe**, np. półogniwo wodorowe $Pt_{(s)} \mid H_{2(g)} \mid H_3O^+_{(aq)}$, półogniwo chlorowe $Pt_{(s)} \mid Cl_{2(g)} \mid Cl^-_{(aq)}$.

Schemat ogniwa galwanicznego
→ patrz s. 49

$Cu_{(s)} \mid Cu^{2+}_{(aq)}$

oznaczenie granicy faz metal–roztwór

Półogniwa metaliczne

Przykładami półogniw metalicznych są m.in.:

- **półogniwo miedziane** (o schemacie $Cu_{(s)} \mid Cu^{2+}_{(aq)}$),
- **półogniwo cynkowe** (o schemacie $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)}$).

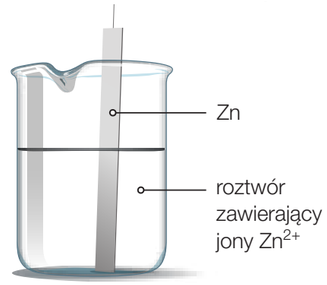
Każde z tych półogniw jest zbudowane z blaszki metalowej zanurzonej w roztworze jonów tego metalu – są to **półogniwa metaliczne**. Jednocześnie w każdym z półogniw elektroda bierze udział w reakcji redoks.

Półogniwa metaliczne tworzy blaszka metalowa (elektroda) zanurzona w roztworze soli tego metalu. Półogniwa metaliczne są jednocześnie **półogniwami pierwszego rodzaju**, czyli półogniwami odwracalnymi względem kationu, co oznacza, że metal i jego jony w roztworze pozostają w równowadze.

Półogniwo metaliczne – blaszka metalowa (elektroda) zanurzona w roztworze soli tego metalu.

W półogniwach metalicznych reakcja elektrodowa przebiega zgodnie z równaniem: $Me \rightleftharpoons Me^{n+} + ne^-$. Kierunek tej reakcji zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **katodą** czy **anodą**. Na przykład w półogniwie cynkowym (rys. 6.) może zachodzić:

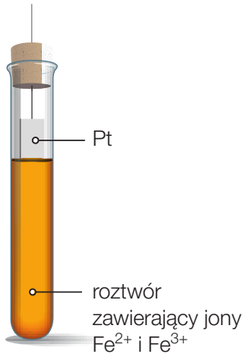
- **utlenianie** cynku: $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$,
- **redukcja** kationów cynku: $Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Zn_{(s)}$.



Rys. 6. Półogniwo cynkowe.

Półogniwa redoks

Nazwa **półogniwa redoks** jest umowna, gdyż w każdym półogniwie zachodzą reakcje wymiany elektronów, czyli reakcje redoks. Cechą charakterystyczną półogniw redoks jest to, że **w reakcji elektrodowej biorą udział**



Rys. 7. Półogniwo redoks.

wyłącznie składniki roztworu elektrolitu tworzące pary redoks. Elektroda odgrywa tu jedynie rolę przekaźnika elektronów. Jako elektrod używa się metali szlachetnych, które nie biorą udziału w procesie elektrodowym, np. platyny.

Przykładem półogniwa redoks jest elektroda zanurzona w roztworze zawierającym kationy żelaza(II) Fe^{2+} i kationy żelaza(III) Fe^{3+} (rys. 7.). Półogniwo to można przedstawić za pomocą schematu:

$$Pt_{(s)} \mid Fe^{2+}_{(aq)}, Fe^{3+}_{(aq)}$$

Reakcja elektrodowa w tym półogniwie przebiega zgodnie z równaniem: $Fe^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{(aq)} + e^-$.

Kierunek reakcji zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **katodą** czy **anodą**.

- Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** kationów żelaza(II) Fe^{2+}: $Fe^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + e^-$.
- Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** kationów żelaza(III) Fe^{3+}: $Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$.

Półogniwa drugiego rodzaju

Półogniwa drugiego rodzaju to metale pokryte warstwą swojej trudno rozpuszczalnej soli zanurzone w roztworze elektrolitu, który zawiera aniony tej soli.

Przykładem takiego półogniwa jest **półogniwo chlorosrebrowe** (rys. 8.) o schemacie:

$$Ag_{(s)} \mid AgCl_{(s)} \mid Cl^-_{(aq)}$$

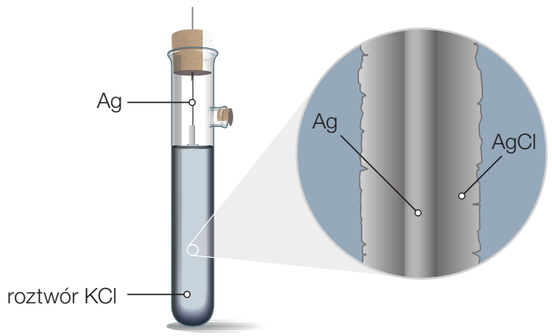
Półogniwo to zawiera dwie granice faz:

- metal–sól trudno rozpuszczalna,
- sól trudno rozpuszczalna–roztwór.

W półogniwie chlorosrebrowym srebro (metal) jest pokryte solą trudno rozpuszczalną – chlorkiem srebra(I) AgCl i zanurzone w roztworze chlorku potasu KCl. Reakcję zachodzącą w półogniwie chlorosrebrowym można przedstawić równaniem: $AgCl_{(s)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

Reakcje utleniania i redukcji
→ patrz s. 13

- Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania**: $Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)} + e^-$.
- Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji**: $AgCl_{(s)} + e^- \longrightarrow Ag_{(s)} + Cl^-_{(aq)}$.



Rys. 8. Półogniwo chlorosrebrowe.

Innym przykładem półogniwa drugiego rodzaju jest **półogniwo kalomelowe** (nazwa pochodzi od kalomelu, czyli chlorku rtęci(I) Hg_2Cl_2) o schemacie:

$$Hg_{(c)} \mid Hg_2Cl_{2(s)} \mid Cl^-_{(aq)}$$

Reakcję zachodzącą w półogniwie kalomelowym można przedstawić równaniem: $2Hg_{(c)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons Hg_2Cl_{2(s)} + 2e^-$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania**: $2Hg_{(c)} + 2Cl^-_{(aq)} \longrightarrow Hg_2Cl_{2(s)} + 2e^-$.
- Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji**: $Hg_2Cl_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2Hg_{(c)} + 2Cl^-_{(aq)}$.

Półogniwo kalomelowe charakteryzuje się stałym i dobrze odtwarzalnym potencjałem.

Półogniwa gazowe

Półogniwo gazowe (rys. 9.) tworzy elektroda z metalu szlachetnego zanurzona w roztworze zawierającym odpowiednie jony i omywana odpowiednim gazem.

Półogniwo gazowe – elektroda z metalu szlachetnego zanurzona w roztworze zawierającym odpowiednie jony, omywana odpowiednim gazem.

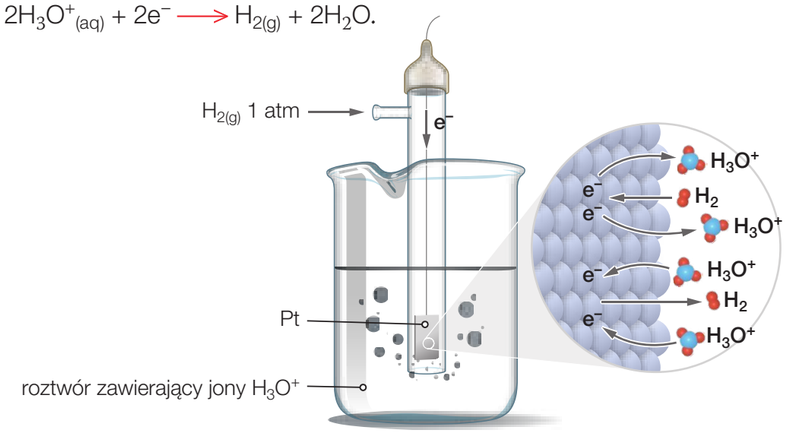
Przykładem półogniwa gazowego jest **półogniwo wodorowe** o schemacie:

$$Pt_{(s)} \mid H_{2(g)} \mid H_3O^+_{(aq)} \text{ lub w uproszczeniu: } Pt_{(s)} \mid H_{2(g)} \mid H^+_{(aq)}$$

Elektroda z platyny jest omywana gazem (wodorem) i umieszczona w roztworze zawierającym jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+). Elektrolitem w półogniwie wodorowym jest najczęściej $HCl_{(aq)}$ (mocny kwas). Zachodzącą reakcję można przedstawić równaniem:
$H_{2(g)} + 2H_2O \rightleftharpoons 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$ lub w uproszczeniu: $H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + 2e^-$.

Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** wodoru: $H_{2(g)} + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$.
- Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** jonów oksoniowych: $2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O$.



Rys. 9. Półogniwo wodorowe.

Innym przykładem ogniwa gazowego jest **półogniwo chlorowe** o schemacie:

$$Pt_{(s)} \mid Cl_{2(g)} \mid Cl^-_{(aq)}$$

Chlor omywa elektrodę platynową zanurzoną w roztworze zawierającym aniony chlorkowe Cl^-. Zachodzącą reakcję można przedstawić równaniem: $2Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + 2e^-$. Jej kierunek zależy od tego, czy półogniwo jest w ogniwie **anodą** czy **katodą**.

- Na **anodzie** zachodzi proces **utleniania** anionów chlorkowych:

  $2Cl^-_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$.

- Na **katodzie** zachodzi proces **redukcji** atomów chloru:

  $Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$.

Z półogniw – wodorowego i chlorowego – można zbudować **ogniwo wodorowo-chlorowe** o schemacie:

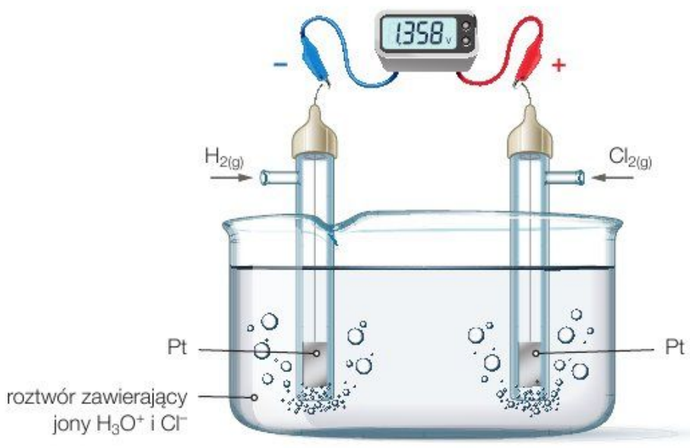
$$(-)\ Pt_{(s)} \mid H_{2(g)} \mid H_3O^+_{(aq)}, Cl^-_{(aq)} \mid Cl_{2(g)} \mid Pt_{(s)}\ (+)$$

W **ogniwie wodorowo-chlorowym** (rys. 10.) zachodzą reakcje:

- **utleniania**: $H_{2(g)} + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$
- **redukcji**: $Cl_{2(g)} + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)}$

zapis sumaryczny

$$H_{2(g)} + 2H_2O + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$$



Rys. 10. Ogniwo wodorowo-chlorowe.

Sposób działania ogniwa galwanicznego

W ogniwie zachodzą reakcje utleniania-redukcji, związane z przechodzeniem jonów metalu z roztworu do elektrody i odwrotnie. Ogniwo galwaniczne jest zbudowane z **dwóch półogniw**:

- w jednym ma miejsce **reakcja utleniania**:

  $Me \longrightarrow Me^{n+} + ne^-$

- w drugim – **reakcja redukcji**:

  $Me^{n+} + ne^- \longrightarrow Me$



Warunkiem przebiegu reakcji utleniania-redukcji jest zapewnienie **przepływu elektronów między półogniwami**. W tym celu łączy się je zewnętrznym przewodnikiem.

Roztwory obydwu półogniw **nie mogą się mieszać**. Przepływ jonów między półogniwami odbywa się przez **klucz elektrolityczny** (fot. 14.), nazywany także mostkiem solnym. Umożliwia on **wyrównanie ładunków między roztworami elektrolitów**. Klucz elektrolityczny najczęściej składa się z umieszczonego w szklanej U-rurce żelu zawierającego nasycony roztwór wodny soli. Przepływ jonów między półogniwami powoduje, że **obwód elektryczny w ogniwie jest zamknięty**.



U-rurkę można wypełnić roztworem elektrolitu (o dużym stężeniu) i zamknąć ją z obu stron np. bibułą filtracyjną. Innym sposobem jest napełnienie U-rurki żelatyną rozpuszczoną w nasyconym roztworze elektrolitu i poczekanie do zastygnięcia jej zawartości.

Fot. 14. Wygięta rurka zanurzona w roztworach elektrolitów wypełniona roztworem KCl to najczęściej stosowany klucz elektrolityczny.

Ogniwo Daniella

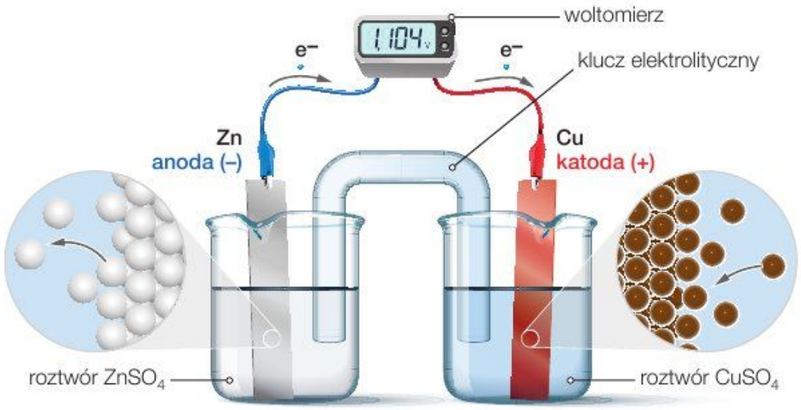
Ogniwo galwaniczne, w którym jednym półogniwem jest blaszka cynkowa (elektroda cynkowa) zanurzona w roztworze $ZnSO_4$, a drugim – blaszka miedziana (elektroda miedziana) zanurzona w roztworze $CuSO_4$, jest nazywane **ogniwem Daniella** (rys. 11.) (od nazwiska jego twórcy Johna Daniella).

W ogniwie Daniella zachodzą reakcje chemiczne:

- **utleniania**: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ — atom cynku (**reduktor**) oddaje elektrony
- **redukcji**: $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ — jon miedzi (**utleniacz**) przyjmuje elektrony

zapis sumaryczny

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$



Rys. 11. Ogniwo Daniella.

Woltomierz – przyrząd pomiarowy wykorzystywany do mierzenia napięcia prądu elektrycznego.

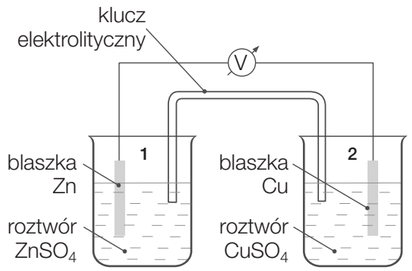
Doświadczenie 4.



$ZnSO_4$, $CuSO_4$

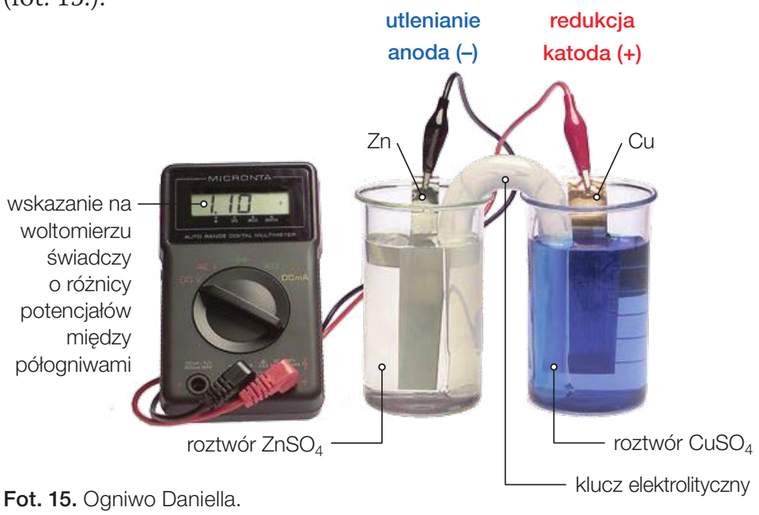
Badanie działania ogniwa Daniella

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) cynku, blaszka cynkowa, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), blaszka miedziana, żelatyna, chlorek potasu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, szklana rurka, przewód z zaciskami, woltomierz.
Instrukcja: Zlewkę 1. napełnij do połowy roztworem siarczanu(VI) cynku o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$ i zanurz w nim blaszkę cynkową. Zlewkę 2. napełnij do połowy roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$ i zanurz w nim blaszkę miedzianą. Zlewki połącz szklaną rurką wypełnioną żelatyną rozpuszczoną w nasyconym roztworze chlorku potasu, tzw. kluczem elektrolitycznym. Każdą blaszkę połącz przewodem z zaciskami woltomierza (schemat).



Półogniwo metaliczne
→ patrz s. 43

Obserwacje: Zmienia się wartość wskazywana przez woltomierz (fot. 15.).



Fot. 15. Ogniwo Daniella.

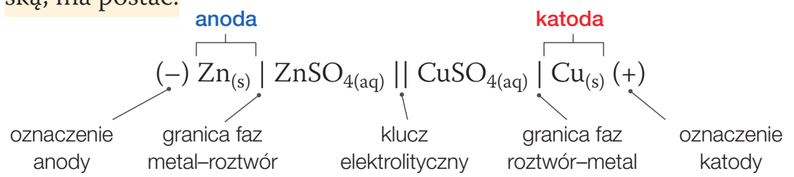
Wniosek: W ogniwie Daniella zachodzą reakcje utleniania-redukcji, podczas których następuje przepływ elektronów.

Schemat ogniwa galwanicznego

Zgodnie z **konwencją sztokholmską** w schemacie ogniwa opisanego w doświadczeniu 4.:

- **po lewej stronie** należy umieścić elektrodę, na której zachodzi proces **utleniania**, czyli **anodę** (–),
- **po prawej stronie** – elektrodę, na której zachodzi proces **redukcji**, czyli **katodę** (+).

Schemat ogniwa Daniella, zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską, ma postać:



aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie
s – oznaczenie substancji w stałym stanie skupienia

Na schemacie **pojedyncza pionowa kreska | oznacza granicę faz** metal–roztwór, czyli granicę między blaszką metalową (stały stan skupienia) a roztworem elektrolitu (ciekły stan skupienia). W ogniwie Daniella granice faz występują między:

- elektrodą cynkową $Zn_{(s)}$ (metal, stały stan skupienia) a wodnym roztworem elektrolitu, który zawiera jony cynku $Zn^{2+}_{(aq)}$,
- elektrodą miedzianą $Cu_{(s)}$ (metal, stały stan skupienia) a wodnym roztworem elektrolitu, który zawiera jony miedzi $Cu^{2+}_{(aq)}$.

Z kolei **dwie pionowe kreski || oznaczają klucz elektrolityczny**, czyli tzw. mostek solny. Umożliwia on wymianę jonów między dwoma **półogniwami, które nie mają** ze sobą bezpośredniego **kontaktu**.

W schematach półogniw i ogniw **przecinkami są oddzielone składniki**, które znajdują się **w tej samej fazie**, np.:

- jony Fe^{2+} i Fe^{3+} w półogniwie $Pt_{(s)} \mid Fe^{2+}_{(aq)}, Fe^{3+}_{(aq)}$,
- jony H_3O^+ i Cl^- w ogniwie wodorowo-chlorowym $Pt_{(s)} \mid H_{2(g)} \mid H_3O^+_{(aq)}, Cl^-_{(aq)} \mid Cl_{2(g)} \mid Pt_{(s)}$.

Ogniwa odwracalne i nieodwracalne

Ogniwa galwaniczne można podzielić na **ogniwa odwracalne**, czyli takie, które można ładować, **i nieodwracalne** (pierwotne), czyli jednorazowego użytku.

Ogniwo odwracalne to ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób odwracalny. Regeneracja materiału elektrod wymaga przepuszczania prądu stałego z zewnętrznego źródła. Przykładami ogniw odwracalnych są:

- ogniwo Daniella: (–) $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)} \mid\mid Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$ (+),
- akumulatory, np. akumulator ołowiowy: (–) $Pb_{(s)} \mid H_2SO_{4(aq)} \mid PbO_{2(s)} \mid Pb_{(s)}$ (+).

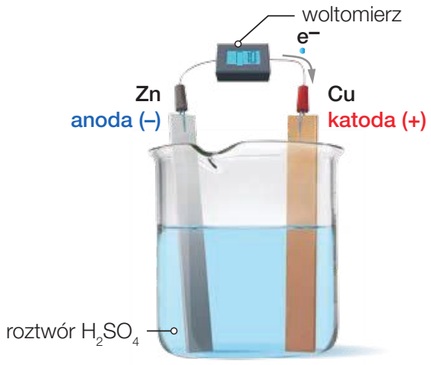
Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego
→ patrz s. 58–59

Ogniwo nieodwracalne (pierwotne) to ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób nieodwracalny – tylko w jednym kierunku.

Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego
→ patrz s. 58–59

Materiał elektrod nie regeneruje się. Przykładami ogniw nieodwracalnych są:

- ogniwo Volty [czyt. wolty]: (–) $Zn_{(s)}$ | $H_2SO_{4(aq)}$ | $Cu_{(s)}$ (+) (rys. 12.),
- ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]: (–) $Zn_{(s)}$ | $NH_4Cl_{(aq)}$ | $MnO_{2(s)}$, $C_{(s)}$ (+),
- ogniwo litowe.

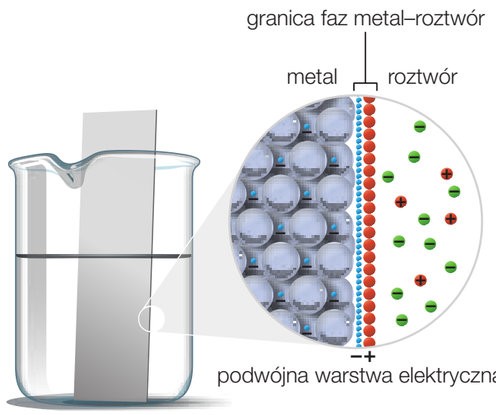


Rys. 12. Ogniwo Volty.

Potencjał półogniwa

Na granicy faz metal–roztwór w ogniwie galwanicznym następuje zmiana rozmieszczenia ładunków elektrycznych. Tworzy się wówczas tzw. **podwójna warstwa elektryczna** (rys. 13.) spowodowana przechodzeniem jonów z sieci krystalicznej metalu do roztworu i odwrotnie. Powstająca różnica potencjałów elektrochemicznych między metalem a roztworem jest nazywana **potencjałem półogniwa** (**potencjałem elektrody**).

Potencjał elektrody – różnica potencjałów na granicy zetknięcia się metalu, stopu metalu lub grafitu z wodnymi roztworami elektrolitów lub stopionymi elektrolitami.



Rys. 13. Na granicy faz od strony metalu występuje nadmiar elektronów, a od strony roztworu – nadmiar kationów.

Potencjał półogniwa to różnica potencjałów na granicy zetknięcia się przewodników I i II rodzaju.

przewodniki

I rodzaju
metale, stopy metali, grafit

II rodzaju
wodne roztwory elektrolitów, stopione elektrolity

Standardowa elektroda wodorowa (SEW)

Potencjału pojedynczej elektrody nie da się zmierzyć w sposób bezpośredni. Można jedynie wyznaczyć różnicę potencjałów dwóch półogniw tworzących ogniwo, gdy wartość potencjału jednego z nich jest znana. Uniwersalną elektrodę odniesienia stanowi **standardowe półogniwo wodorowe (SPW), nazywane standardową elektrodą wodorową (SEW** lub **SHE**, z ang. *standard hydrogen electrode*).

Standardowa elektroda wodorowa SEW pracuje w warunkach standardowych.

SEW to układ zbudowany z platynowej blaszki, pokrytej czernią platynową (rozdrobnioną platyną), zanurzonej w roztworze jonów H_3O^+ (H^+) o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$ i omywanej strumieniem wodoru pod ciśnieniem 1000 hPa. W układzie tym zachodzi reakcja elektrodowa:

$H_{2(g)} + 2H_2O_{(c)} \rightleftharpoons 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$ lub w uproszczeniu: $H_{2(g)} \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

Warunki standardowe
T = 298 K = 25 °C
p = 1000 hPa

Przyjęto, że potencjał SEW we wszystkich temperaturach jest równy zeru. Mierząc różnicę potencjałów między SEW a badaną elektrodą, uzyskuje się względny potencjał elektrody (półogniwa).

Potencjał standardowy półogniwa E°

Potencjał półogniwa zależy od rodzaju substancji, ich stężenia (lub ciśnienia w przypadku gazów) oraz temperatury. Potencjały różnych półogniw porównuje się w ustalonych warunkach (warunki standardowe), stosując tzw. potencjał standardowy. **Potencjał standardowy półogniwa E°** jest to różnica potencjałów ogniwa zbudowanego ze standardowego półogniwa wodorowego oraz z badanego półogniwa, w którym stężenia roztworów substratów i produktów wynoszą 1 $\frac{mol}{dm^3}$.

Potencjał standardowy redukcji
→ patrz s. 372

Potencjał standardowy E° określa zdolność pierwiastków chemicznych do redukowania się, dlatego jest też nazywany **potencjałem standardowym redukcji**.

Szereg elektrochemiczny

Wyznaczone doświadczalnie standardowe (normalne) potencjały półogniw metalicznych i gazowych ułożone według rosnącej wartości tworzą **szereg potencjałów oksydacyjno-redukcyjnych (redoks)**. W szeregu tym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa i odpowiadający im potencjał standardowy. W odniesieniu do elektrod metalicznych szereg taki nazywa się **szeregiem elektrochemicznym** metali. Na podstawie danych odczytanych z szeregu elektrochemicznego można stwierdzić, że:

Szereg elektrochemiczny – szereg, w którym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa wraz z odpowiadającym im potencjałem standardowym redoks.

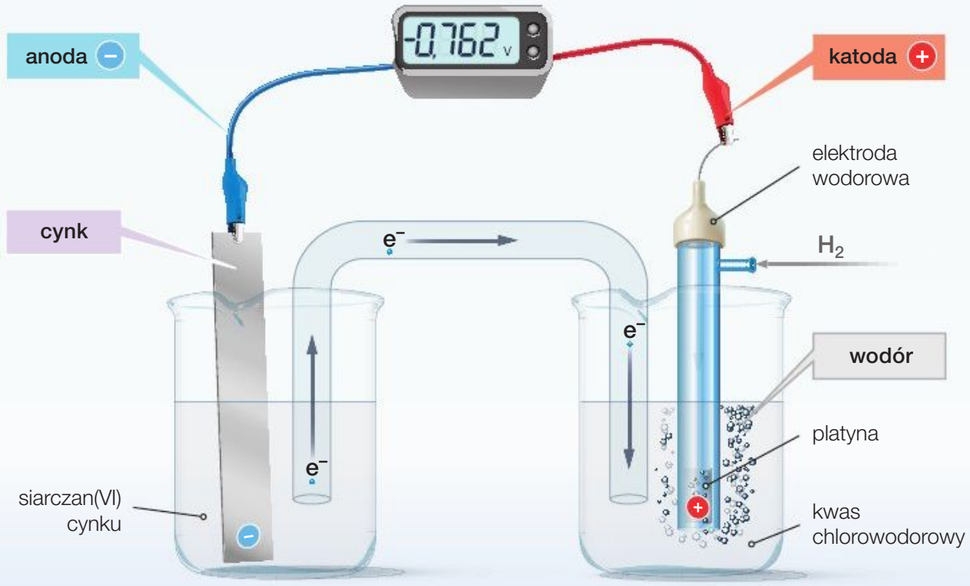
- im **niższa jest wartość E°**, tym atom danego pierwiastka chemicznego wykazuje **większą zdolność do oddawania elektronów** (tworzenia kationów w wodnym roztworze), czyli do utleniania się – **jest** więc silnym **reduktorem**, który sam **niechętnie ulega redukcji**,
- im **wyższa jest wartość E°**, tym atom danego pierwiastka chemicznego **trudniej ulega utlenieniu**, czyli **jest** silniejszym **utleniaczem** i **łatwo się redukuje**.

Określanie potencjału standardowego redukcji półogniw

Każde półogniwo ma określoną wartość potencjału standardowego redukcji $E°$. Zwykle odczytuje się ją z tablic chemicznych. Trzeba pamiętać, że tej wartości nie mierzy się bezpośrednio, ale wyznacza względem innego półogniwa – standardowego półogniwa odniesienia. Standardowym półogniwem odniesienia może być półogniwo wodorowe. Wartość potencjału półogniwa wodorowego we wszystkich temperaturach jest równa 0 V.

Ogniwo cynkowo-wodorowe

Ujemna wartość potencjału półogniwa cynkowego względem półogniwa wodorowego świadczy o tym, że zachodzi **proces utleniania** atomów cynku na anodzie oraz proces redukcji jonów oksoniowych na katodzie.



Reakcja w półogniwie cynkowym:

anoda $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

$E°_{Zn^{2+}\,|\,Zn} = -0{,}762$ V

Reakcja w półogniwie wodorowym:

katoda $2H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O$

$E°_{2H_3O^+\,|\,H_2} = 0$ V

przepływ elektronów: anoda (–) → katoda (+)

$$(-)\ Zn_{(s)}\,|\,Zn^{2+}_{(aq)} \,\|\, 2H_3O^+_{(aq)}\,|\,H_{2(g)}\,|\,Pt_{(s)}\ (+)$$

Reakcja w ogniwie cynkowo-wodorowym:

$$2H_3O^+_{(aq)} + Zn_{(s)} \longrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O + Zn^{2+}_{(aq)}$$

Katoda i anoda

Półogniwo może pełnić funkcję anody lub katody. Zależy to od tego, z jakim drugim półogniwem tworzy ogniwo.

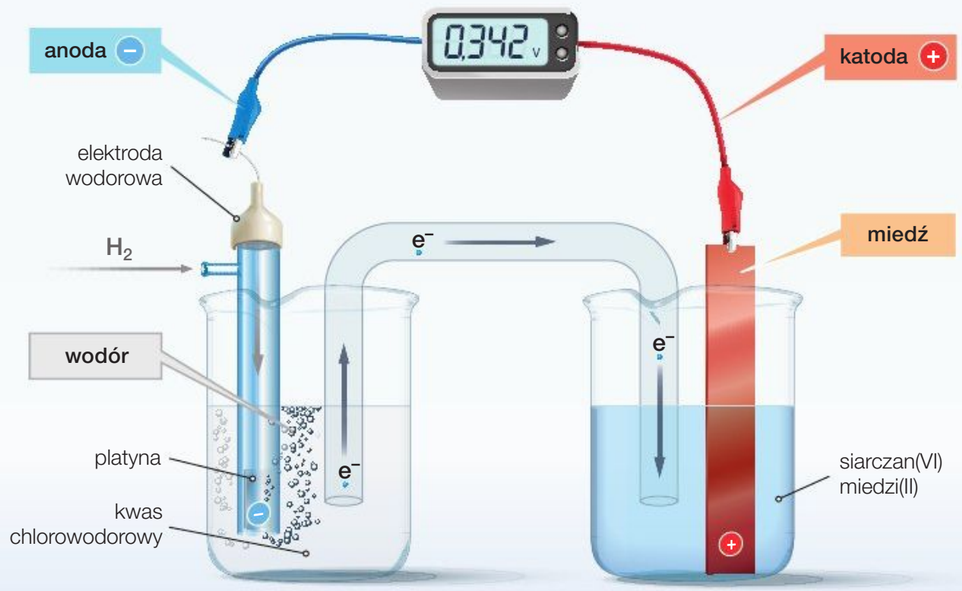
półogniwo anoda (−) || półogniwo katoda (+)

wartość standardowego potencjału redukcji < wartość standardowego potencjału redukcji

Na przykład półogniwo wodorowe w ogniwie cynkowo-wodorowym jest katodą, natomiast w ogniwie miedziowo-wodorowym – anodą.

Ogniwo miedziowo-wodorowe

Dodatnia wartość potencjału półogniwa miedziowego względem półogniwa wodorowego świadczy o tym, że zachodzi **proces redukcji** kationów miedzi(II) na katodzie oraz proces utleniania atomów wodoru na anodzie.



Reakcja w półogniwie wodorowym:

anoda $H_{2(g)} + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$

$E°_{2H_3O^+\,|\,H_2} = 0$ V

Reakcja w półogniwie miedziowym:

katoda $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$

$E°_{Cu^{2+}\,|\,Cu} = 0{,}342$ V

przepływ elektronów: anoda (–) → katoda (+)

$$(-)\ Pt_{(s)}\,|\,H_{2(g)}\,|\,H_3O^+_{(aq)} \,\|\, Cu^{2+}_{(aq)}\,|\,Cu_{(s)}\ (+)$$

Reakcja w ogniwie miedziowo-wodorowym:

$$H_{2(g)} + 2H_2O + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM (potencjał ogniwa) – to różnica względnych potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym (otwartym). Jednostką SEM jest wolt V.

W warunkach standardowych i przy zastosowaniu roztworów soli o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wartość SEM to różnica wartości potencjałów standardowych katody i anody. Wartość SEM ogniwa wyznacza się ze wzoru:

Wzór na obliczanie SEM ogniwa ▶

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$$

gdzie:
E°_{katody} – potencjał standardowy katody (wyższy), V,
E°_{anody} – potencjał standardowy anody (niższy), V.
Dla ogniwa Daniella wartość SEM wynosi:

$E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu}$ = 0,342 V
$E^\circ_{Zn^{2+}\,|\,Zn}$ = – 0,762 V

$\text{SEM} = E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} - E^\circ_{Zn^{2+}\,|\,Zn}$
$\text{SEM} = 0{,}342 - (-0{,}762)$ $\qquad \text{SEM} = 1{,}104$ V

Katoda – półogniwo o wyższym potencjale standardowym.

Anoda – półogniwo o niższym potencjale standardowym.

SEM ogniwa zbudowanego z dwóch dowolnych półogniw jest tym większa, im większa jest różnica ich potencjałów. Elektrodę o dodatnim biegunie – **katodę** – zawsze **stanowi półogniwo o wyższym potencjale** standardowym E°. **SEM ma zawsze wartość dodatnią.** Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomylona z katodą.

Przykład 13.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z tabeli potencjały standardowe obu półogniw (s. 372) i wskaż anodę oraz katodę.
2. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach.

Obliczanie SEM ogniwa galwanicznego

Zbudowano ogniwo zgodnie ze schematem:

$Sn \,|\, Sn^{2+} \,||\, Ag^+ \,|\, Ag$

Określ, które z wykorzystanych półogniw jest anodą, a które – katodą. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach. Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) tego ogniwa, wiedząc, że pracuje ono w warunkach standardowych, a stężenia jonów w obu półogniwach są równe 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

1. $E^\circ_{\,Sn\,|\,Sn^{2+}} = -0{,}138$ V $\qquad E^\circ_{\,Ag\,|\,Ag^+} = 0{,}800$ V
Anodą (elektrodą ujemną) jest półogniwo o niższym potencjale standardowym E°.
Katodą (elektrodą dodatnią) jest półogniwo o wyższym potencjale standardowym E°.
(–) $Sn \,|\, Sn^{2+} \,||\, Ag^+ \,|\, Ag$ (+)

2. A(–) $Sn \longrightarrow Sn^{2+} + 2e^-$
K(+) $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$
Liczba elektronów wymienionych w obu półogniwach musi być taka sama, dlatego równanie redukcji jonów Ag^+ należy **pomnożyć przez 2**.
K(+) $\mathbf{2}Ag^+ + \mathbf{2}e^- \longrightarrow \mathbf{2}Ag$

ciąg dalszy przykładu na s. 55

początek przykładu na s. 54

3. $Sn + 2Ag^+ \longrightarrow Sn^{2+} + 2Ag$

4. Aby obliczyć SEM, należy odjąć od potencjału o wyższej wartości potencjał o niższej wartości.
$\text{SEM} = 0{,}800 \text{ V} - (-0{,}138) \text{ V}$
$\text{SEM} = 0{,}938$ V

5. SEM ogniwa ma wartość 0,94 V.

Przykład 14.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obu półogniwach.
2. Oblicz liczbę moli cynku, który przereagował.
3. Oblicz, o ile zmieniła się masa płytki miedzianej.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany masy płytki metalu

Płytkę cynkową zważono, a następnie połączono półogniwo cynkowe $Zn \,|\, Zn^{2+}$ z półogniwem miedziowym $Cu \,|\, Cu^{2+}$. Utworzono w ten sposób ogniwo galwaniczne.
Po pewnym czasie przerwano działanie ogniwa. Płytkę cynkową opłukano wodą destylowaną, wysuszono i ponownie zważono. Masa płytki podczas pracy ogniwa zmniejszyła się o 150 mg.

Oblicz, jak zmieniła się masa płytki miedzianej podczas pracy tego ogniwa.

1. A(–) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $\qquad$ K(+) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$
$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$
Stosunek molowy reagujących metali jest równy 1 : 1.

2. Z układu okresowego pierwiastków chemicznych należy odczytać masę atomową cynku i podać jego masę molową.
$M_{Zn} = 65{,}38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Na podstawie zmiany masy płytki trzeba obliczyć liczbę moli cynku, który przereagował.

$$\begin{array}{l} 65{,}38 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol} \\ 0{,}15 \text{ g} \text{ — } x \end{array}$$

$$x = \frac{0{,}15 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{65{,}38 \text{ g}}$$

$x = 0{,}0023$ mol

3. Z układu okresowego pierwiastków chemicznych należy odczytać masę atomową miedzi i podać jej masę molową.
$M_{Cu} = 63{,}55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Wiedząc, że masa płytki cynkowej zmniejszyła się o 0,15 g, co stanowi 0,0023 mola, a stosunek molowy reagujących metali jest równy 1 : 1, trzeba obliczyć, jak zmieniła się masa płytki miedzianej.
$m_{Cu} = 0{,}0023 \text{ mol} \cdot 63{,}55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $\qquad m_{Cu} = 0{,}146$ g, czyli 146 mg

4. Masa płytki miedzianej zwiększyła się o 146 mg.

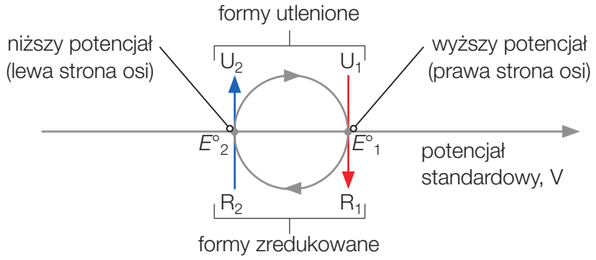
Przewidywanie kierunku reakcji utleniania-redukcji

Znajomość potencjałów standardowych redukcji umożliwia przewidywanie kierunku przebiegu reakcji chemicznych. Metale tworzące pary redoks $Me \mid Me^{n+}$ o niższych potencjałach standardowych wypierają metale, tworzące pary redoks $Me \mid Me^{n+}$ o wyższych potencjałach, z roztworów ich soli.

Podobnie zachowują się niemetale, które znajdują się w szeregu potencjałów standardowych redukcji półogniw gazowych. Na przykład jony bromkowe Br^- są utleniane przez chlor, a jony jodkowe I^- przez chlor i brom. Jest to zgodne z położeniem tych pierwiastków chemicznych w szeregu potencjałów standardowych półogniw. Wśród fluorowców właściwości utleniające zmniejszają się od fluoru (najsilniejszy utleniacz) poprzez chlor, brom aż do jodu.

Przy przewidywaniu kierunku przebiegu reakcji redoks można wykorzystać tzw. **regułę zegara**:

Reguła zegara ▶



Kierunek przebiegu reakcji redoks

gdzie:
U_1, U_2 – formy utlenione substancji reagujących,
R_1, R_2 – formy zredukowane substancji reagujących,
$E°_1$, $E°_2$ – wartości standardowych potencjałów par redoks; $E°_1 > E°_2$.

Kierunek reakcji chemicznej będzie zawsze taki, aby **utleniaczem** była **forma utleniona** pary redoks o wyższym potencjale $E°$, a **reduktorem forma zredukowana** pary redoks o niższym potencjale $E°$.

Kierunek reakcji chemicznej pokazują strzałki styczne do okręgu przechodzącego przez punkty $E°_1$ i $E°_2$, rysowane zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Na katodzie zachodzi reakcja redukcji – utleniacz (U_1) przyjmuje elektrony i obniża swój stopień utlenienia.

Schemat reakcji redukcji:

$$U_1 + ne^- \longrightarrow R_1$$

Natomiast na anodzie zachodzi reakcja utleniania – reduktor (R_2) oddaje elektrony, w wyniku czego podwyższa swój stopień utlenienia. Schemat reakcji utleniania:

$$R_2 \longrightarrow U_2 + ne^-$$

Reakcja chemiczna przebiega według równania:

$$U_1 + R_2 \longrightarrow U_2 + R_1$$

- **Metal mniej aktywny** (znajdujący się po prawej stronie schematu) przechodzi z formy utlenionej do formy zredukowanej, czyli **redukuje się**.
- **Metal bardziej aktywny** (znajdujący się po lewej stronie schematu) przechodzi z formy zredukowanej do formy utlenionej, czyli **utlenia się**.

Przykład 15.

Określanie przebiegu reakcji redoks

Na podstawie podanych standardowych potencjałów redukcji równań połówkowych określ kierunek przebiegu reakcji i napisz jej równanie.

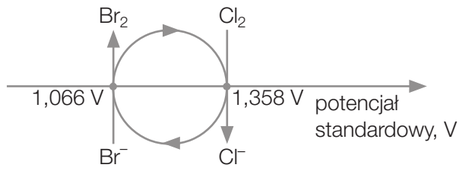
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ $\quad E° = 1{,}358$ V
$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$ $\quad E° = 1{,}066$ V

Plan rozwiązywania

1 Zastosuj regułę zegara:
– narysuj oś liczbową i zaznacz na niej wartości potencjałów,
– stycznie do punktów zaznaczonych na osi narysuj pionowe linie,
– nad osią napisz formy utlenione,
– pod osią napisz formy zredukowane.

2 Napisz równanie reakcji redoks.

1



2 $Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2Cl^-$

Przykład 16.

Ustalanie równania reakcji zachodzącej w ogniwie

Zbudowano ogniwo z dwóch półogniw typu redoks:

$ClO_4^- + 2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons ClO_3^- + 3H_2O$ $\quad E° = 1{,}23$ V
$BrO^- + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons Br^- + 2OH^-$ $\quad E° = 0{,}76$ V

Napisz sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w tym ogniwie.

Plan rozwiązywania

1 Ustal, w którym półogniwie zachodzi proces utleniania, a w którym – proces redukcji.

2 Określ kierunek przebiegu obu reakcji połówkowych.

3 Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w ogniwie.

1 W półogniwie o niższym potencjale ($E° = 0{,}76$ V) zachodzi **proces utleniania**.
Natomiast w półogniwie o wyższym potencjale ($E° = 1{,}23$ V) zachodzi **proces redukcji**.

2 Na podstawie zmiany stopni utlenienia należy określić kierunek procesu utleniania: **w lewo**.

$$\overset{-I}{Br^-} + 2OH^- \longrightarrow \overset{V}{BrO^-} + H_2O + 2e^-$$

Na podstawie zmiany stopni utlenienia trzeba określić kierunek procesu redukcji: **w prawo**.

$$\overset{VII}{ClO_4^-} + 2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow \overset{V}{ClO_3^-} + 3H_2O$$

3 Liczba elektronów w procesie utleniania jest równa liczbie elektronów w procesie redukcji, dlatego można dodać stronami równania połówkowe zgodnie z przewidzianymi kierunkami tych reakcji chemicznych:

$Br^- + 2OH^- + ClO_4^- + 2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow BrO^- + H_2O + 2e^- + ClO_3^- + 3H_2O$
$Br^- + 4H_2O + ClO_4^- + 2e^- \longrightarrow BrO^- + 4H_2O + 2e^- + ClO_3^-$

$Br^- + ClO_4^- \longrightarrow BrO^- + ClO_3^-$

Budowa i działanie współczesnych źródeł prądu stałego

Źródła prądu stałego można podzielić ze względu na sposób działania na baterie, akumulatory oraz ogniwa paliwowe.

Baterie

Bateria cynkowo-węglowa to tzw. ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]. Reakcje zachodzące na elektrodach są nieodwracalne. Baterie cynkowo-węglowe są dostępne w sprzedaży jako popularne baterie typu AA lub AAA.

W ogniwie Leclanchégo:

- na anodzie (–) zachodzi proces utleniania:

$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

- na katodzie (+) zachodzi proces redukcji:

$2MnO_{2(s)} + 2e^- + 2NH_4^+{}_{(aq)} \longrightarrow Mn_2O_{3(s)} + H_2O_{(c)} + 2NH_{3(g)}$





▲ Bateria cynkowo-węglowa

Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:

$2NH_4^+{}_{(aq)} + Zn_{(s)} + 2MnO_{2(s)} \longrightarrow Mn_2O_{3(s)} + H_2O_{(c)} + 2NH_{3(g)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

Schemat ogniwa Leclanchégo zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską ma postać:

(–) $Zn_{(s)} \mid NH_4Cl_{(aq)} \mid MnO_{2(s)}, C_{(s)}$ (+)

Ogniwa paliwowe

Przykładem ogniwa paliwowego jest **ogniwo wodorowo-tlenowe**. Ogniwa paliwowe umożliwiają przetwarzanie energii uwalnianej w procesie utleniania paliwa (np. wodoru H_2, metanu CH_4, metanolu CH_3OH) w energię elektryczną. Jest to ekologiczne źródło energii. **Paliwo i utleniacz są dostarczane do ogniwa** z zewnątrz w sposób ciągły.

W ogniwie wodorowo-tlenowym:

- na anodzie (–) zachodzi proces utleniania:

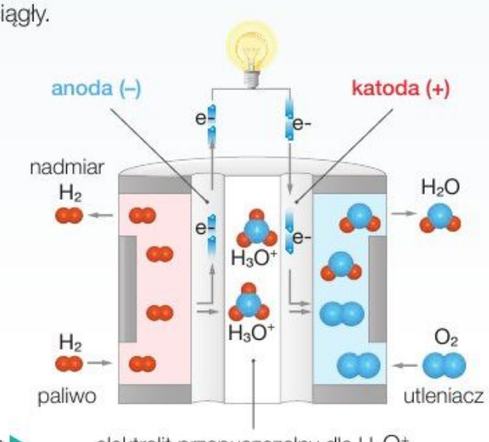
$2H_{2(g)} + 4H_2O_{(c)} \longrightarrow 4H_3O^+_{(aq)} + 4e^-$

- na katodzie (+) zachodzi proces redukcji:

$O_{2(g)} + 4H_3O^+_{(aq)} + 4e^- \longrightarrow 6H_2O_{(g)}$

Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)}$



Schemat ogniwa paliwowego ▶

Akumulatory

Akumulatory litowo-jonowe i **akumulatory ołowiowe** są przykładami ogniw odwracalnych. Podczas pracy **akumulatora ołowiowego** zachodzi reakcja chemiczna, w czasie której następuje proces **rozładowywania**. W trakcie **ładowania** akumulatora, polegającego na przepuszczaniu prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu (H_2SO_4), zachodzi reakcja odwrotna.

W akumulatorze ołowiowym:

- na anodzie (–) zachodzi proces utleniania:

$Pb_{(s)} + HSO_4^-{}_{(aq)} + H_2O_{(c)} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + H_3O^+_{(aq)} + 2e^-$

- na katodzie (+) zachodzi proces redukcji:

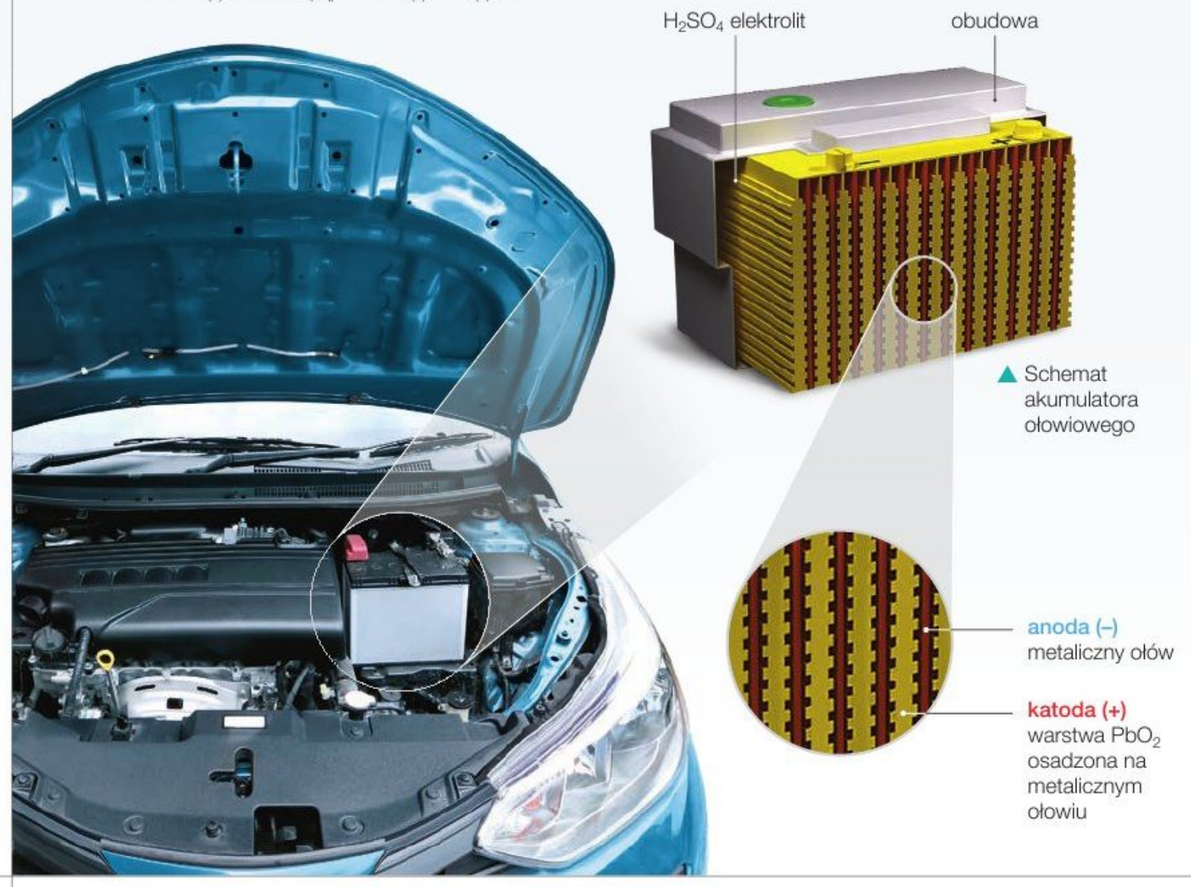
$PbO_{2(s)} + HSO_4^-{}_{(aq)} + 3H_3O^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 5H_2O_{(c)}$

Sumaryczne równanie zachodzącej reakcji:

$$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 2HSO_4^-{}_{(aq)} + 2H_3O^+_{(aq)} \underset{\text{ładowanie}}{\overset{\text{rozładowywanie}}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_{4(s)} + 4H_2O_{(c)}$$

Schemat ogniwa ołowiowego zapisany zgodnie z konwencją sztokholmską ma postać:

(–) $Pb_{(s)} \mid H_2SO_{4(aq)} \mid PbO_{2(s)} \mid Pb_{(s)}$ (+)



▲ Schemat akumulatora ołowiowego

Ogniwa stężeniowe

Na wartość siły elektromotorycznej ogniwa (SEM) mają wpływ m.in.:
- ciśnienie,
- temperatura,
- stężenie roztworów.

Ogniwo, w którym przepływ prądu jest spowodowany **różnicą stężeń jonów** w roztworach, jest nazywane **ogniwem stężeniowym** (rys. 14.). Do wytworzenia różnicy potencjałów między dwoma półogniwami dochodzi po ich połączeniu kluczem elektrolitycznym. W warunkach zbliżonych do standardowych, żeby obliczyć potencjał półogniwa, w którym stężenia jonów w roztworach są inne niż 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, należy skorzystać z **równania Nernsta**:

Warunki standardowe
$T = 298\ \text{K} = 25\ ^\circ\text{C}$
$p = 1000\ \text{hPa}$

równanie Nernsta

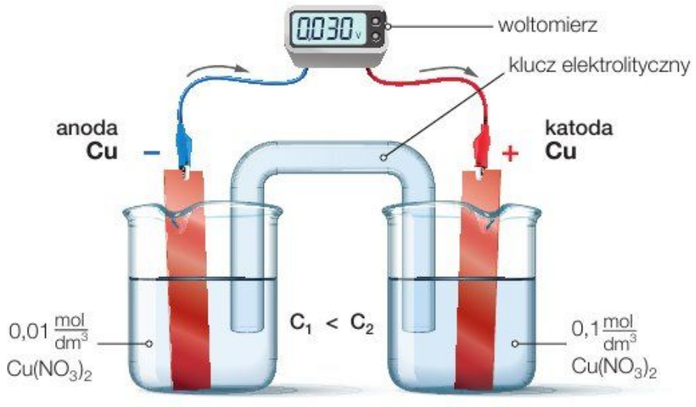
$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[utl]}{[red]}$$

gdzie:
E – potencjał półogniwa, V,
E° – potencjał standardowy półogniwa, V,
R – stała gazowa, $\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$,
T – temperatura, K,
n – liczba elektronów wymienianych w reakcji połówkowej,
F – stała Faradaya, $\frac{\text{C}}{\text{mol}}$,
$[utl]$ – stężenie molowe formy utlenionej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
$[red]$ – stężenie molowe formy zredukowanej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

stała gazowa
$R = 8{,}314\ \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

stała Faradaya
$F = 96485\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$

Należy przyjąć, że **stężenie metalu** (stały stan skupienia) jest równe **1**.



Rys. 14. Ogniwo stężeniowe.

Schemat takiego ogniwa można przedstawić następująco:

$$(-)\ \text{Cu}\ |\text{Cu}^{2+}\ (C_1)\ ||\ \text{Cu}^{2+}\ (C_2)\ |\ \text{Cu}\ (+)$$

Anodą w ogniwie stężeniowym jest półogniwo o niższym stężeniu jonów, natomiast **katodą** – półogniwo o wyższym stężeniu jonów.

Przykład 17.

Plan rozwiązywania
1. Napisz równania reakcji zachodzących na katodzie i na anodzie.
2. Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej w ogniwie.
3. Odczytaj z tablic (s. 372) potencjał standardowy półogniwa Cu^{2+} | Cu.
4. Oblicz potencjał katody E_K i potencjał anody E_A.
5. Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa.
6. Napisz odpowiedź.

Obliczanie SEM ogniwa stężeniowego

SEM ogniwa galwanicznego zależy m.in. od stężeń jonów w roztworach tworzących je półogniw. Aby obliczyć wartość potencjału każdego z półogniw, należy skorzystać z równania Nernsta. Przedstawia ono zależność potencjału układu redoks od stężeń składników, a dokładnie – aktywności jonów będących funkcją stężenia. Dla temperatury 25 °C równanie to można przedstawić następująco:

$$E = E^\circ + \frac{0{,}059}{z} \log [Me^{z+}]$$

gdzie:
E – potencjał półogniwa, V,
E° – potencjał standardowy półogniwa, V,
z – liczba elektronów wymienianych w reakcji połówkowej,
$[Me^{z+}]$ – stężenie jonów metalu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Napisz równania reakcji chemicznych, które zachodzą w każdym z półogniw, oraz sumaryczne równanie reakcji chemicznej zachodzące w ogniwie galwanicznym przedstawionym na rys. 14., s. 60. Oblicz SEM tego ogniwa galwanicznego, wiedząc, że pracuje ono w temperaturze 298 K.

1. **Katodą** jest półogniwo o wyższym stężeniu jonów Cu^{2+}:
   K(+) $Cu^{2+}(C_2) + 2e^- \longrightarrow Cu$
   Anodą jest półogniwo o niższym stężeniu jonów Cu^{2+}:
   A(–) $Cu \longrightarrow Cu^{2+}(C_1) + 2e^-$
2. $Cu^{2+}(C_2) + Cu \longrightarrow Cu + Cu^{2+}(C_1)$
3. $E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} = 0{,}34\ \text{V}$
4. $E_K = 0{,}34\ \text{V} + \frac{0{,}059\ \text{V}}{2} \log 0{,}1$
   $E_K = 0{,}34\ \text{V} - 0{,}0295\ \text{V} \qquad E_K = 0{,}31\ \text{V}$
   $E_A = 0{,}34\ \text{V} + \frac{0{,}059\ \text{V}}{2} \log 0{,}01$
   $E_A = 0{,}34\ \text{V} - 0{,}059\ \text{V} \qquad E_A = 0{,}28\ \text{V}$
5. $\text{SEM} = E_K - E_A \qquad \text{SEM} = 0{,}31\ \text{V} - 0{,}28\ \text{V} \qquad \text{SEM} = 0{,}03\ \text{V}$
6. Siła elektromotoryczna tego ogniwa galwanicznego jest równa 0,03 V.

Odkrycia, które zmieniły świat – telefon komórkowy

Przełomowym odkryciem w telekomunikacji było wynalezienie telefonu komórkowego. Pierwszy prototyp, wielkości walizki i o wadze ok. 40 kg, wykonała w 1956 r. szwedzka firma Ericsson. Współczesne telefony komórkowe (fot. 16.) są niewielkie, bardzo lekkie i wydajne. **Źródłem zasilania** są w nich **akumulatory litowo-jonowe Li-Ion**.



Fot. 16. Telefon komórkowy obecnie jest używany także jako aparat fotograficzny, odbiornik GPS, a przede wszystkim jako przenośny komputer.

Korozja

Korozja to proces niszczenia materiałów pod wpływem warunków panujących w otaczającym je środowisku [łac. *corrosio* – zżeranie]. W zależności od mechanizmu tego procesu wyróżnia się dwa rodzaje korozji: chemiczną i elektrochemiczną.

Korozja chemiczna jest spowodowana reakcjami zachodzącymi **bez udziału wody** na powierzchniach materiałów **pod wpływem suchych gazów**, np. tlenu, tlenków siarki i azotu, oraz cieczy nieprzewodzących prądu.

Korozja elektrochemiczna

Bardziej dotkliwe zniszczenia wyrobów z metali oraz ich stopów powoduje korozja zachodząca z udziałem wody. W wyniku reakcji żelaza z tlenem i wodą powstaje **rdza**, stanowiąca mieszaninę $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ oraz tlenków i węglanów żelaza.

Procesy takie zachodzą także na powierzchni stopów żelaza:

- stali, która zawiera m.in. do 2 % węgla,
- żeliwa, które zawiera m.in. od 2,11 % do 6,67 % węgla.

Korozja elektrochemiczna jest spowodowana przez **reakcje utleniania-redukcji** zachodzące **na granicy faz metal–roztwór** elektrolitu i prowadzące do powstania ogniw galwanicznych o schemacie:

$$(-)\ Me_I \mid \text{przewodnik jonowy} \mid Me_{II}\ (+)$$

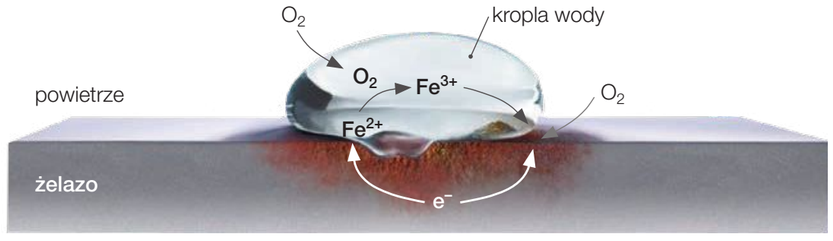
metal ulegający korozji — czynnik powodujący korozję

Podczas korozji elektrochemicznej:

- na anodzie zachodzi **utlenianie** metalu nieszlachetnego:
  $Me \longrightarrow Me^{z+} + ze^-$,
- na katodzie zachodzi **redukcja** tlenu:
  $O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$.

Przebieg korozji elektrochemicznej stopów żelaza

Podczas korozji elektrochemicznej na pokrytej wodą niejednorodnej powierzchni metalu powstają lokalne mikroogniwa zbudowane z anod oraz katod (rys. 15.). Warunkiem działania mikroogniw jest obecność elektrolitu jako nośnika jonów metalu, np. Fe^{2+}.



Rys. 15. Podczas korozji elektrochemicznej żelaza na anodzie kationy Fe^{2+} zostają utlenione do jonów Fe^{3+}. Jednocześnie uwolnione elektrony swobodnie przepływają przez metal do katody, gdzie dzięki nim zachodzi redukcja tlenu pochodzącego z powietrza.

W przypadku stali **żelazo jest anodą** (elektrodą ujemną), a **węgiel lub obecny w stali cementyt Fe_3C – są katodą** (elektrodą dodatnią).

Równanie reakcji **utleniania**:

$$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$ anoda – utlenianie

Równanie reakcji **redukcji**:

$$2H_2O_{(c)} + O_{2(g)} + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(aq)}$$ katoda – redukcja

Funkcję elektrolitu pełni woda. Posypywanie w okresie zimowym dróg solami NaCl i $CaCl_2$ zwiększa zawartość jonów w wodzie, a tym samym ułatwia korozję elektrochemiczną. Do powstawania rdzy prowadzą reakcje chemiczne:

$$\underset{\text{kation żelaza(II)}}{Fe^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2} \xrightarrow{\text{powietrze}} \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{Fe(OH)_3} \xrightarrow[CO_2]{\text{powietrze}} \text{węglany; tlenki żelaza(II) i żelaza(III)}$$

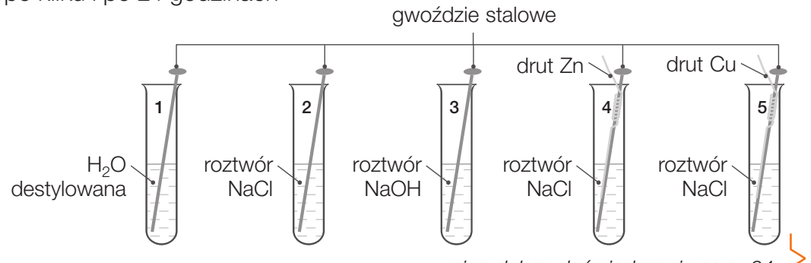
Rdza nie chroni metalu przed dalszym niszczeniem, a wręcz przyspiesza rdzewienie głębszych warstw materiału, zatrzymuje bowiem wilgoć w swojej porowatej strukturze.

Czynniki wpływające na szybkość korozji elektrochemicznej

Doświadczenie 5.

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej

Odczynniki: woda destylowana, chlorek sodu, wodorotlenek sodu, gwoździe stalowe, drut cynkowy, drut miedziany.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Przygotuj pięć probówek, wodę destylowaną, rozcieńczone roztwory chlorku sodu i wodorotlenku sodu oraz pięć jednakowych, starannie oczyszczonych gwoździ stalowych. Jeden z nich owiń drutem cynkowym, a drugi – drutem miedzianym. Napełnij probówki roztworami i wodą i umieść w nich gwoździe (schemat). Obserwuj zmiany, które zajdą po kilku i po 24 godzinach



ciąg dalszy doświadczenia na s. 64

początek doświadczenia na s. 63

Obserwacje: W probówkach 1., 2., 3. i 5. (fot. 17.) stalowy gwóźdź pokrył się brunatnoczerwonym osadem (rdzą). Proces ten przebiegał z różną szybkością – najszybciej w probówce 5., wolniej – w 2. i 3., a najwolniej w probówce 1. W probówce 4. zaobserwowano biały osad.



Fot. 17. Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej.

Wniosek: W probówkach 1., 2., 3. i 5. żelazo uległo korozji.

W celu wyjaśnienia reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 4. i 5. (doświadczenie 5.) należy przeanalizować powstałe w nich ogniwa:

Probówka 4.: $Zn_{(s)} \mid NaCl_{(aq)} \mid Fe_{(s)}$ ogniwo I

Probówka 5.: $Fe_{(s)} \mid NaCl_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$ ogniwo II

Jak wynika z szeregu elektrochemicznego metali, **w ogniwie I cynk ulega utlenieniu**:

Probówka 4. $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $\quad E^\circ = -0{,}762$ V

a na elektrodzie stalowej **redukcji ulega tlen**:

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$ $\quad E^\circ = 0{,}401$ V

zapis sumaryczny

$2Zn + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Zn(OH)_2\downarrow$

cynk, tlen, woda, wodorotlenek cynku

Biały osad wodorotlenku cynku powstał na powierzchni drutu cynkowego, którym był owinięty stalowy gwóźdź. W ten sposób **korozja cynku** zabezpieczyła stal przed zniszczeniem.

W ogniwie II elektrodą ujemną jest **gwóźdź stalowy**, który **ulega utlenieniu**:

Probówka 5. $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ $\quad E^\circ = -0{,}447$ V

Natomiast na powierzchni drutu miedzianego zachodzi **redukcja tlenu**:

$O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$ $\quad E^\circ = 0{,}401$ V

zapis sumaryczny

$2Fe + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_2\downarrow$

żelazo, tlen, woda, wodorotlenek żelaza(II)

Tworzący się wodorotlenek żelaza(II) ulega utlenieniu i powstaje rdza. Korozja stali zachodzi:

- **szybciej w roztworach o odczynie kwasowym**, a wolniej w roztworach o odczynie zasadowym,
- **szybciej w obecności jonów soli** w roztworze elektrolitu, natomiast gdy takich jonów nie ma, jak w czystej wodzie destylowanej, ten proces zachodzi wolniej.

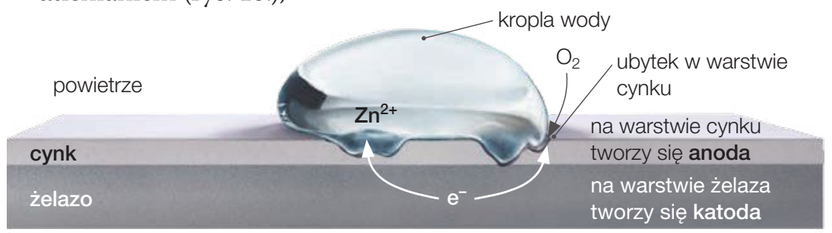
Na **szybkość korozji elektrochemicznej**, oprócz kwasowości środowiska, wpływają również:

- zmiany temperatury,
- zmiany ciśnienia,
- struktura krystaliczna materiału,
- obecność wody,
- obecność tlenu lub innych pierwiastków chemicznych ułatwiających powstawanie wewnętrznych ogniw,
- zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego.

Sposoby ochrony metali przed korozją elektrochemiczną

Powierzchnie metalowe i stalowe można **zabezpieczyć przed korozją**, stosując:

- metaliczne powłoki ochronne, np. **galwanizowane**, czyli **powlekane cienką warstwą metalu**, np. cynku, chromu (fot. 18.). Cynk jest metalem o większej aktywności chemicznej niż żelazo, więc po uszkodzeniu powłoki ochronnej to on łatwiej się utlenia (jest silniejszym reduktorem), jednocześnie chroniąc żelazo przed utlenianiem (rys. 16.),



Rys. 16. Jony Zn^{2+} przechodzą do kropli wody – nie zostają utlenione. Gdy w powłoce cynkowej powstaną ubytki, tlen z powietrza może dotrzeć do warstwy żelaza, gdzie zachodzi redukcja tlenu.

anoda

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

utlenianie

katoda

$2H_2O + O_2 + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$

redukcja

- niemetaliczne powłoki ochronne w postaci farb, lakierów, emalii czy smoły zabezpieczające przed dostępem powietrza i wody,
- protektory, czyli metale aktywne chemicznie, takie jak Zn lub Mg, o niższym potencjale standardowym E° od żelaza,
- inhibitory korozji, które powierzchniowo utleniają metale do zabezpieczających je tlenków lub tworzą na ich powierzchni trudno rozpuszczalne związki chemiczne.



Fot. 18. Galwanizowanie, czyli pokrywanie stali cienką warstwą chromu lub niklu, zwiększa jej odporność na korozję i czynniki atmosferyczne.

Przykłady inhibitorów korozji:
azotany(V),
fosforany(V),
związki arsenu i niklu.

Zastosowania elektrochemicznych źródeł prądu

Jednymi z najczęściej stosowanych źródeł prądu są obecnie akumulatory litowo-jonowe. Charakteryzują się one dużą żywotnością oraz niewielkimi rozmiarami i małą masą.



elektronika motoryzacja

Elektronika

Akumulatory litowo-jonowe to źródła prądu najczęściej stosowane w smartfonach, tabletach, laptopach oraz aparatach fotograficznych. Wykorzystuje się je również do magazynowania energii elektrycznej w powerbankach.



Motoryzacja

W samochodach elektrycznych, w których zainstalowane są silniki elektryczne, oraz w samochodach hybrydowych, wyposażonych zarówno w silniki spalinowe, jak i elektryczne, źródłem prądu potrzebnego do uruchomienia silnika są m.in. **akumulatory litowo-jonowe**. W samochodach elektrycznych mogą być wykorzystywane również ogniwa paliwowe, np. **ogniwo wodorowe**. Z kolei w samochodach spalinowych stosuje się **akumulatory ołowiowe**.

Przenośne urządzenia elektryczne

Baterie cynkowo-węglowe lub **cynkowo-manganowe** typu AA lub AAA są często wykorzystywane jako źródło prądu w wielu urządzeniach, m.in.: pilotach, latarkach, nadajnikach, zabawkach.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Elektrośmieci, czyli zużyte baterie oraz niedziałające sprzęty elektryczne i elektroniczne, są szkodliwe dla środowiska oraz ludzi ze względu na zawartość metali ciężkich, np. ołowiu lub rtęci. Należy wyrzucać je do specjalnie oznaczonych pojemników na elektrośmieci lub oddawać do punktów selektywnej zbiórki odpadów komunalnych (PSZOK). Elektrośmieci mogą być powtórnie wykorzystane po usunięciu z nich szkodliwych substancji i przetworzeniu.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jak są wykorzystywane elektrośmieci poddane recyklingowi?

Ważne w temacie *Ogniwa galwaniczne*

Ogniwa galwaniczne

1. Zapisuję oraz rysuję schematy ogniw nieodwracalnych i odwracalnych

- ogniwo nieodwracalne, np. ogniwo cynkowo-węglowe
  (–) Zn | NH_4Cl | MnO_2, C (+)
- ogniwo odwracalne, np. ogniwo ołowiowe
  (–) Pb | $PbSO_4$, H_2SO_4 | PbO_2 (+)

2. Zapisuję równania reakcji zachodzących na elektrodach (na katodzie i na anodzie) ogniwa galwanicznego o podanym schemacie

Schemat ogniwa cynkowo-węglowego:
(–) Zn | NH_4Cl | MnO_2, C (+)

- **anoda**: $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
- **katoda**: $2NH_4^+ + 2e^- \longrightarrow 2NH_3 + H_2\uparrow$

3. Projektuję ogniwo, w którym zachodzi dana reakcja chemiczna, i zapisuję schemat tego ogniwa

Na przykład w ogniwie niklowo-kadmowym zachodzi reakcja chemiczna:

$$Cd + 2NiO(OH) + 2H_2O \rightleftharpoons Cd(OH)_2 + 2Ni(OH)_2$$

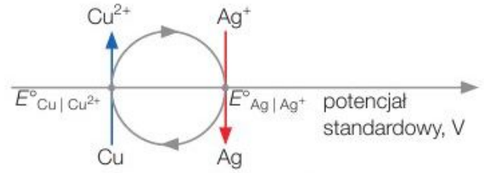
Schemat budowy tego ogniwa:
(–) Cd | KOH | NiO(OH) | Ni (+)

4. Obliczam SEM ogniwa

(–) Ni | Ni^{2+} || Cu^{2+} | Cu (+)
$E°_{Ni^{2+}\,|\,Ni} = -0{,}257$ V
$E°_{Cu^{2+}\,|\,Cu} = 0{,}342$ V
$SEM = E°_{katody} - E°_{anody}$
$SEM = E°_{Cu^{2+}\,|\,Cu} - E°_{Ni^{2+}\,|\,Ni}$
SEM = 0,342 V –(–0,257 V)
SEM = 0,599 V

5. Przewiduję kierunek przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw

$E°_{Cu\,|\,Cu^{2+}} = 0{,}342$ V $E°_{Ag\,|\,Ag^+} = 0{,}800$ V



$2Ag^+ + Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$

Ogniwo elektrochemiczne – układ, który składa się z dwóch elektrod zanurzonych w elektrolicie.

Ogniwo galwaniczne – dwie elektrody zanurzone w elektrolicie (dwa półogniwa), między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego.

Półogniwo – elektroda zanurzona w elektrolicie.

Anoda – elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania.

Katoda – elektroda, na której przebiega reakcja redukcji.

Klucz elektrolityczny (mostek solny) – wygięta rurka wypełniona stężonym roztworem soli (np. KCl) w formie żelu. Umożliwia przepływ jonów między półogniwami.

Ogniwo odwracalne – ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób odwracalny.

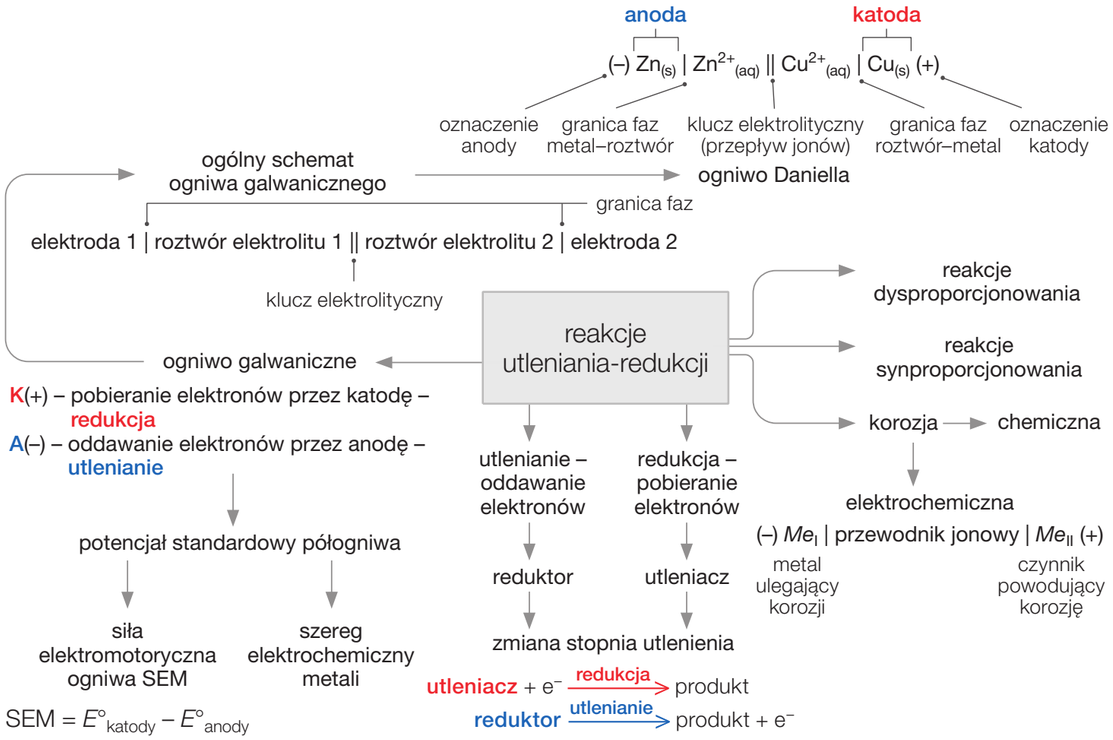
Ogniwo nieodwracalne (pierwotne) – ogniwo, w którym reakcje chemiczne przebiegają w sposób nieodwracalny – tylko w jednym kierunku.

Potencjał standardowy półogniwa – różnica potencjałów na granicy zetknięcia się metalu, stopu metalu lub grafitu z wodnymi roztworami elektrolitów albo stopionymi elektrolitami.

Szereg elektrochemiczny – szereg, w którym zestawiono pary redoks zgodnie ze zwiększającą się wartością ich potencjału standardowego.

Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) – różnica względnych potencjałów elektrod (półogniw) w ogniwie niepracującym (otwartym). Jednostką SEM jest wolt V.

Mapa pojęć – elektrochemia



Wyjaśnienia symboli:

$E°_{katody}$ – potencjał standardowy katody (wyższy), V,
$E°_{anody}$ – potencjał standardowy anody (niższy), V,
SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ kierunek, w którym będą się przemieszczały elektrony po przewodniku łączącym dwa półogniwa: Al | Al^{3+} || Cu^{2+} | Cu.**

2. Dane jest ogniwo Ni | Ni^{2+} || Ag | Ag^{+}. **Na podstawie potencjałów standardowych półogniw:**
   a) **wskaż, która elektroda jest dodatnim, a która ujemnym biegunem ogniwa,**
   b) **oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) opisanego ogniwa w warunkach standardowych,**
   c) **wskaż półogniwo, w którym zachodzi utlenianie, i półogniwo, w którym zachodzi redukcja.**

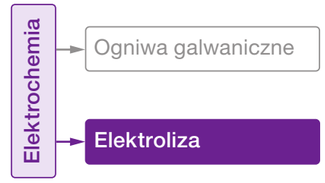
3. Podczas pracy ogniwa magnezowo-srebrowego zachodzi następująca reakcja chemiczna:
   $Mg + 2Ag^{+} \longrightarrow Mg^{2+} + 2Ag$
   a) **Zaprojektuj takie ogniwo i narysuj jego schemat.**
   b) **Wskaż anodę i katodę.**
   c) **Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) opisanego ogniwa w warunkach standardowych.**

4. Płytkę miedzianą zanurzono w roztworze $AgNO_3$. Po pewnym czasie płytka uzyskała srebrną barwę. **Oblicz, jak zmieniła się masa płytki miedzianej, jeżeli redukcji uległa 0,01 mola jonów srebra.** Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

5 Elektroliza

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *elektroliza*, *elektrolizer*, *katoda*, *anoda*



Reakcja chemiczna przebiegająca **w ogniwie galwanicznym** powoduje przepływ prądu elektrycznego przez obwód zewnętrzny, łączący elektrody ogniwa. Podczas pracy ogniwa elektrony płyną od elektrody o potencjale niższym do elektrody o potencjale wyższym. Proces ten zachodzi samorzutnie.

Elektroliza jest natomiast **procesem wymuszonym**. Po podłączeniu elektrod ogniwa **do zewnętrznego źródła** prądu stałego o odpowiednim napięciu zachodzą reakcje chemiczne odwrotne do reakcji elektrodowych ogniwa. Ogół tych reakcji chemicznych nazywa się **elektrolizą**. Elektroliza może zachodzić w roztworach wodnych oraz w stopionych solach i wodorotlenkach, a proces ten prowadzi się w **elektrolizerach** (rys. 17.).

Procesy zachodzące podczas elektrolizy

Podczas elektrolizy odwrotnie niż w przypadku ogniw galwanicznych (tabela 3.):

- **elektroda** połączona **z dodatnim biegunem** źródła prądu to **anoda,**
- **elektroda ujemna** to **katoda**.

Na anodzie zawsze zachodzi **utlenianie**, a **na katodzie** – **redukcja**.

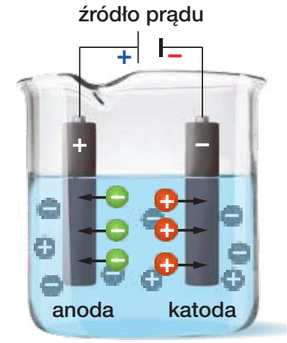
Tabela 3. Reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach i ładunek elektrod w ogniwie galwanicznym oraz elektrolizerze – porównanie

	Ogniwo galwaniczne	Elektrolizer
Reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach	anoda – utlenianie katoda – redukcja	anoda – utlenianie katoda – redukcja
Ładunek elektrody	anoda (–) katoda (+)	anoda (+) katoda (–)

Na przykład reakcje chemiczne zachodzące podczas elektrolizy wodnego roztworu HCl są odwróceniem reakcji chemicznych przebiegających w ogniwie wodorowo-chlorowym:

$$H_2 + 2H_2O + Cl_2 \longrightarrow 2H_3O^{+} + 2Cl^{-}$$

Warunkiem przebiegu elektrolizy jest przyłożenie do elektrod **zewnętrznego napięcia o wartości przewyższającej SEM ogniwa**, jakie tworzą elektrody elektrolizera.



Rys. 17. Elektrody – podstawowe elementy elektrolizera – są zanurzone w wodnym roztworze elektrolitu lub stopionym elektrolicie.

Elektroliza – ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit.

Elektrolizer – aparat do prowadzenia elektrolizy, zaopatrzony w elektrody oraz źródło prądu stałego.

Anoda – elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu. Na anodzie zachodzi utlenianie.

Katoda – elektroda połączona z ujemnym biegunem źródła prądu. Na katodzie zachodzi redukcja.

Napięcie rozkładowe

Napięcie rozkładowe U_r – najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy.

Najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy jest nazywana **napięciem rozkładowym U_r**. Różnica między napięciem rozkładowym a SEM odpowiedniego ogniwa nosi nazwę **nadnapięcia elektrolizy** η [czyt. eta]. Zależność między tymi wielkościami przedstawia wzór:

Wzór na obliczanie napięcia rozkładowego

$$U_r = \text{SEM} + \eta$$

gdzie:
U_r – napięcie rozkładowe, V,
SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V,
η – nadnapięcie elektrolizy, V.

Nadnapięcie elektrolizy

η – różnica między napięciem rozkładowym a SEM odpowiedniego ogniwa.

Wartość nadnapięcia η dla danej reakcji elektrodowej zależy od:
- materiału, z którego są zbudowane elektrody,
- ich powierzchni (porowate czy gładkie),
- rodzaju elektrolitu,
- temperatury.

Kolejność redukcji kationów na katodzie

Te same czynniki, od których zależy wartość nadnapięcia, a także pH roztworu elektrolitu i gęstość prądu wpływają na kolejność wydzielania się na elektrodach produktów elektrolizy. Kolejność tę można przewidzieć na podstawie reguł.

Kolejność redukcji kationów na katodzie w wodnych roztworach elektrolitów zależy od ich położenia w szeregu elektrochemicznym metali:

- **najpierw** redukują się **kationy metali** w kolejności ich malejących potencjałów standardowych, np.:

$Ag^+ \mid Ag \qquad E^\circ = 0{,}800\ V$
$Cu^{2+} \mid Cu \qquad E^\circ = 0{,}342\ V$

W roztworze wodnym zawierającym jony Ag^+ i Cu^{2+} o tym samym stężeniu **pierwsze zredukują się jony Ag^+**.

W środowisku kwasowym może równocześnie **wydzielać się wodór** z kwasu.

- **następnie** redukują się jony H_3O^+ (H^+) lub woda i **wydziela się wodór**:
  – w wodnych roztworach kwasów

$$2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow 2H_2O + H_2\uparrow$$

  – w wodnych roztworach soli glinu i soli metali aktywniejszych od glinu

$$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$$

Kolejność utleniania anionów na anodzie

Kolejność utleniania anionów na anodzie w wodnych roztworach elektrolitów jest następująca:

- **najpierw** utleniają się aniony kwasów beztlenowych i ich soli (np. Cl^-, Br^-) oraz **wydziela się niemetal**:

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2\uparrow + 2e^-$$

- **potem** utleniają się jony OH^- lub woda i **wydziela się tlen**:
  – w wodnych roztworach zasad

$$4OH^- \longrightarrow 2H_2O + O_2\uparrow + 4e^-$$

  – w wodnych roztworach kwasów tlenowych i ich soli

$$6H_2O \longrightarrow O_2\uparrow + 4H_3O^+ + 4e^-$$

Aniony kwasów tlenowych nie biorą udziału w procesie utleniania.

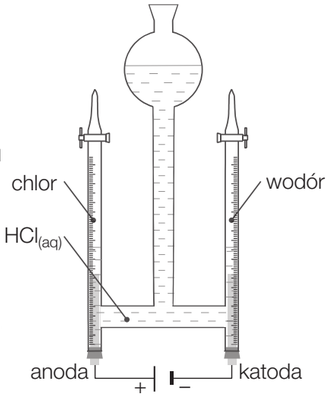
Elektroliza wodnych roztworów kwasów beztlenowych

Kwasy beztlenowe to m.in. wodne roztwory wodorków niektórych niemetali, np. chlorowodoru HCl.

Doświadczenie 6.

Elektroliza kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: kwas chlorowodorowy.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: aparat Hofmanna, probówki, łuczywo.
Instrukcja: Aparat Hofmanna zaopatrzony w elektrody węglowe napełnij kwasem chlorowodorowym. Podłącz źródło prądu stałego (akumulator lub prostownik) o napięciu 8–12 V. Zbierz po ok. 10 cm^3 gazów w obu ramionach aparatu (schemat). Napełnij probówkę odwróconą do góry dnem gazem znajdującym się w rurce nad elektrodą połączoną z ujemnym biegunem źródła prądu. Następnie skieruj do wylotu probówki zapalone łuczywo. Zbadaj ostrożnie zapach gazu zebranego w drugim ramieniu aparatu. Określ jego barwę.



Obserwacje: Gaz zebrany nad elektrodą ujemną spala się z charakterystycznym dźwiękiem, gaz zebrany nad elektrodą dodatnią ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.

Wniosek: Pod wpływem przyłożonego z zewnątrz napięcia na anodzie wydzielił się chlor, a na katodzie wodór. Zaszła **elektroliza kwasu chlorowodorowego**.

W doświadczeniu 6. zaszły reakcje redoks:

K(–): $2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2H_2O$ **redukcja**
A(+): $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ **utlenianie**

Sumaryczną reakcję przebiegającą w procesie elektrolizy przedstawia równanie:

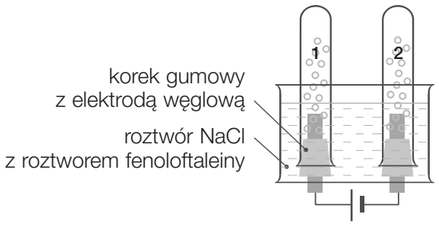
$$\underset{\text{jony oksoniowe}}{2H_3O^+} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2}$$

Elektroliza wodnych roztworów soli

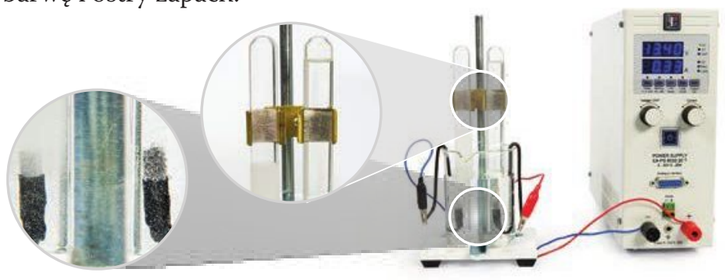
Doświadczenie 7. $CuSO_4$

Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu

Odczynniki: roztwór chlorku sodu, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówki.
Instrukcja: Napełnij elektrolizer wodnym roztworem chlorku sodu (o stężeniu ok. 5–10 %) z kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny. Połącz elektrody ze źródłem prądu i prowadź elektrolizę do zebrania w probówkach po ok. 10 cm^3 gazów (schemat). Zbadaj te gazy jak w doświadczeniu 6.



Obserwacje: Gaz zebrany na katodzie (fot. 19.) spala się z charakterystycznym dźwiękiem, a roztwór w pobliżu katody barwi się na różowoczerwono (malinowo). Gaz zebrany na anodzie ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.



Fot. 19. Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu.

Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu NaCl na katodzie wydziela się wodór, a na anodzie chlor. W pobliżu katody roztwór przyjmuje odczyn zasadowy.

W wodnym roztworze chlorku sodu (doświadczenie 7.) znajdują się jony Na^+ i Cl^- oraz H_3O^+ i OH^-. Kationy Na^+ i H_3O^+ podążają do katody, a aniony Cl^- i OH^- – do anody. Dla uproszczenia można przyjąć, że na elektrodach reakcji chemicznej ulega tylko jeden rodzaj jonów – na katodzie H_3O^+ z wody, a na anodzie Cl^-:

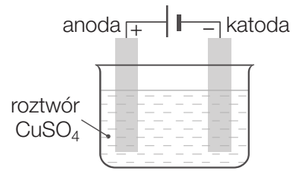
K(–): $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$ **redukcja**
A(+): $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ **utlenianie**

zapis sumaryczny $2H_2O + 2Cl^- \longrightarrow H_2 + Cl_2 + 2OH^-$

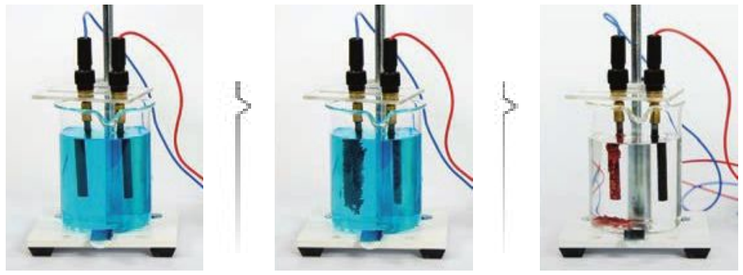
Doświadczenie 8. $CuSO_4$

Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówka, łuczywo.
Instrukcja: W wodnym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) znajdującym się w elektrolizerze zanurz dwie czyste elektrody węglowe połączone ze źródłem prądu stałego (schemat). Zbierz gaz wydzielający się na anodzie. Zidentyfikuj go za pomocą tlącego się łuczywa.



Obserwacje: Katoda pokryła się nalotem (fot. 20.). Tlące się łuczywo spala się jasnym płomieniem.



Fot. 20. Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).

Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) na katodzie wydzieliła się metaliczna miedź, a na anodzie powstał gazowy tlen.

Podczas doświadczenia 8. zaszły reakcje chemiczne:

K(–): $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu \mid \cdot 2$ **redukcja**
A(+): $6H_2O \longrightarrow O_2 + 4H_3O^+ + 4e^-$ **utlenianie**

zapis sumaryczny $2Cu^{2+} + 6H_2O \longrightarrow 2Cu + O_2 + 4H_3O^+$

Elektroliza wodnych roztworów kwasów tlenowych

Elektroliza zachodzi także w roztworach kwasów tlenowych. Na przykład podczas elektrolizy kwasu siarkowego(VI) zachodzą następujące reakcje chemiczne:

K(–): $2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} + 2H_2O \mid \cdot 2$ **redukcja**
A(+): $6H_2O \longrightarrow 4H_3O^+ + O_{2(g)} + 4e^-$ **utlenianie**

Podczas elektrolizy kwasów tlenowych na elektrodach wydzielają się tlen i wodór.

Elektroliza stopionych tlenków, soli i wodorotlenków

Elektroliza zachodzi także w przypadku stopionych tlenków, soli i wodorotlenków. W wysokiej temperaturze sieć krystaliczna tych substancji zostaje zniszczona. Dzięki temu możliwy staje się swobodny ruch jonów w kierunku elektrod, mogą zachodzić reakcje elektrodowe. Na katodzie wydziela się wówczas metal, a na anodzie tlen lub inny niemetal.

Przykłady procesów elektrolizy przedstawiono w tabeli 4.

Tabela 4. Wybrane reakcje elektrodowe

Elektrolit	Równania reakcji chemicznych	Produkty elektrolizy
wodny roztwór chlorku sodu	K(–): $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$ A(+): $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ $2H_2O + 2Cl^- \longrightarrow H_2 + Cl_2 + 2OH^-$	wodór i chlor
wodny roztwór wodorotlenku sodu	K(–): $4H_2O + 4e^- \longrightarrow 2H_2 + 4OH^-$ A(+): $4OH^- \longrightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$ $2H_2O \longrightarrow 2H_2 + O_2$	wodór i tlen
stopiony chlorek sodu	K(–): $2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$ A(+): $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ $2Na^+ + 2Cl^- \longrightarrow 2Na + Cl_2$	sód i chlor
stopiony wodorotlenek sodu	K(–): $4Na^+ + 4e^- \longrightarrow 4Na$ A(+): $4OH^- \longrightarrow 2H_2O + O_2 + 4e^-$ $4Na^+ + 4OH^- \longrightarrow 4Na + 2H_2O + O_2$	sód i tlen
stopiony tlenek glinu	K(–): $4Al^{3+} + 12e^- \longrightarrow 4Al$ A(+): $6O^{2-} \longrightarrow 3O_2 + 12e^-$ $4Al^{3+} + 6O^{2-} \longrightarrow 4Al + 3O_2$	glin i tlen

Ważne w temacie *Elektroliza*

Elektroliza – ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit.

Elektrolizer – aparat do prowadzenia elektrolizy, zaopatrzony w elektrody oraz źródło prądu stałego.

Anoda – elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu. Na anodzie zachodzi utlenianie.

Katoda – elektroda połączona z ujemnym biegunem źródła prądu. Na katodzie zachodzi redukcja.

Zadania do tematu

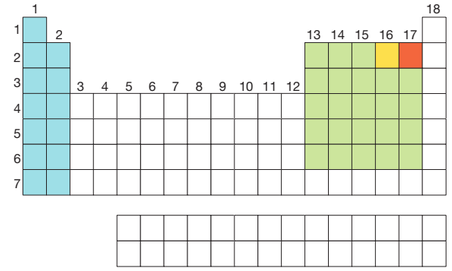
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy:**
   a) stopionego $CaCl_2$,
   b) wodnego roztworu H_2SO_4,
   c) wodnego roztworu Na_2CO_3,
   d) wodnego roztworu $AgNO_3$.
2. Podczas elektrolizy stopionego $CuCl_2$ na anodzie wydzieliły się 224 cm^3 chloru (odmierzonego w warunkach normalnych). **Oblicz, ile gramów poddanego elektrolizie $CuCl_2$ uległo rozkładowi.**

Podsumowanie

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.



- najwyższy **stopień utlenienia atomu pierwiastka** chemicznego **bloku *s*** jest **równy numerowi jego grupy**
- najwyższy **stopień utlenienia atomu pierwiastka** chemicznego **bloku *p*** jest **równy numerowi jego grupy pomniejszonemu o 10**
- najwyższy **stopień utlenienia atomu tlenu** w związkach chemicznych jest równy **II** (w OF_2)
- **stopień utlenienia atomu fluoru** w związkach chemicznych jest zawsze równy **–I**

Reakcja utleniania-redukcji (redoks)

To każda reakcja chemiczna, podczas której zachodzą zarówno **redukcja**, jak i **utlenianie**.

Reakcja	Redukcja	Utlenianie
Przemieszczenie elektronów	pobieranie elektronów przez utleniacz	oddawanie elektronów przez reduktor
Zmiana stopni utlenienia	obniżanie stopnia utlenienia atomu utleniacza	podwyższanie stopnia utlenienia atomu reduktora

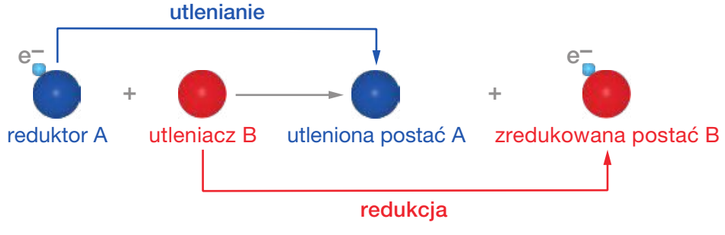
$$\text{utleniacz} + e^- \xrightarrow{\text{redukcja}} \text{produkt redukcji}$$

$$\text{reduktor} \xrightarrow{\text{utlenianie}} \text{produkt utleniania} + e^-$$

Utleniacz i reduktor

Utleniacz to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy przyjmują elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.

Reduktor to pierwiastek, związek chemiczny lub jon, którego atomy oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia.



Ustalanie współczynników stechiometrycznych

Etapy ustalania współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji redoks **metodą bilansu jonowo-elektronowego**:

1. zapisanie symboli i wzorów chemicznych substratów i produktów,
2. napisanie schematu przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania przez reduktor,
3. ułożenie bilansu elektronowego,
4. wpisanie ustalonych liczb jako współczynników stechiometrycznych do schematu reakcji redoks oraz obliczenie i uzupełnienie pozostałych współczynników,
5. sprawdzenie poprawności doboru współczynników stechiometrycznych:

równanie reakcji chemicznej

lewa strona | **prawa strona**

W równaniach jonowych **bilans ładunku musi być taki sam po prawej i po lewej stronie równania**.

Ogniwo galwaniczne

Ogniwo galwaniczne to dwa półogniwa (dwie elektrody zanurzone w roztworze elektrolitu), połączone metalicznym przewodnikiem, między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego na skutek zachodzenia w nich reakcji redoks.

Ogniwa można podzielić na:
- odwracalne, np. ogniwo Daniella o schemacie: (–) $Zn_{(s)} \mid Zn^{2+}_{(aq)} \parallel Cu^{2+}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$ (+),
- nieodwracalne, np. ogniwo Volty o schemacie (–) $Zn_{(s)} \mid H_2SO_{4(aq)} \mid Cu_{(s)}$ (+).

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM (napięcie ogniwa)

SEM to różnica potencjałów standardowych półogniw w ogniwie otwartym.
$SEM = E_{katody} - E_{anody}$

Szereg elektrochemiczny metali

Szereg elektrochemiczny to szereg metali ułożonych według wzrastających wartości potencjałów standardowych $E°$.
Znajomość potencjałów standardowych półogniw umożliwia obliczanie SEM ogniwa oraz przewidywanie kierunku przebiegu reakcji redoks.

Korozja

Korozja to proces niszczenia materiałów pod wpływem różnych czynników (korozja chemiczna, korozja elektrochemiczna).

korozja

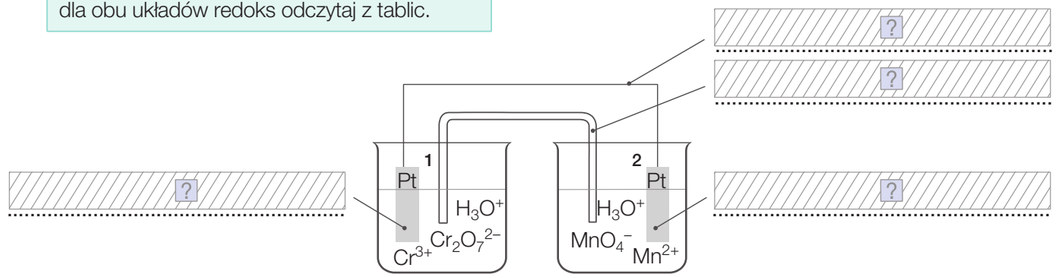
chemiczna | **elektrochemiczna**

Sposoby ochrony materiałów przed korozją:
- metaliczne powłoki ochronne,
- niemetaliczne powłoki ochronne,
- ochrona elektrochemiczna,
- inhibitory korozji.

Sposób na zadania

1 Półogniwo redoks to płytka platynowa (lub węglowa) zanurzona w roztworze zawierającym jednocześnie utleniacz i reduktor. Dwa półogniwa redoks połączone kluczem elektrolitycznym tworzą ogniwo redoks, w którym funkcję anody pełni półogniwo zawierające układ redoks o niższym potencjale standardowym redukcji $E°$.

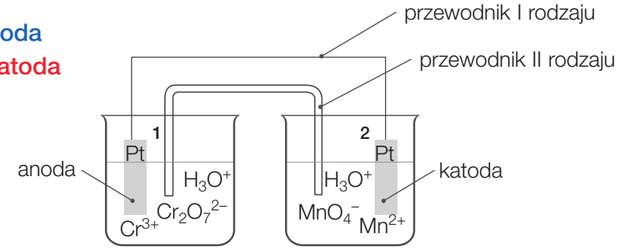
Wartości potencjałów standardowych redukcji dla obu układów redoks odczytaj z tablic.



a) Uzupełnij schemat ogniwa – podpisz: anodę, katodę, przewodnik I rodzaju (elektronowy), przewodnik II rodzaju (jonowy).

Rozwiązanie:

$E°(Cr_2O_7^{2-}, H_3O^+, Cr^{3+}) = 1{,}36$ V – **anoda**
$E°(MnO_4^-, H_3O^+, Mn^{2+}) = 1{,}507$ V – **katoda**



b) Napisz schemat tego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską.

Pamiętaj, aby zapisać:
- anodę po lewej stronie,
- katodę po prawej,
- | (pojedyncza pionowa kreska) – jako granicę faz (np. między elektrodą a roztworem),
- || (podwójna pionowa kreska) – jako klucz elektrolityczny łączący półogniwa.

Rozwiązanie:

(–) $Pt \mid Cr_2O_7^{2-}, H_3O^+, Cr^{3+} \parallel MnO_4^-, H_3O^+, Mn^{2+} \mid Pt$ (+)

c) Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących w opisanym ogniwie. Następnie napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w tym ogniwie. Wskaż utleniacz i reduktor.

Rozwiązanie:

A(–): $2Cr^{3+} + 21H_2O \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H_3O^+ \mid \cdot 5$
K(+): $MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O \mid \cdot 6$
$10Cr^{3+} + 105H_2O + 6MnO_4^- + 30e^- + 48H_3O^+ \longrightarrow 5Cr_2O_7^{2-} + 30e^- + 70H_3O^+ + 6Mn^{2+} + 72H_2O$
$10Cr^{3+} + 33H_2O + 6MnO_4^- \longrightarrow 5Cr_2O_7^{2-} + 22H_3O^+ + 6Mn^{2+}$

Utleniacz: MnO_4^- **Reduktor:** Cr^{3+}

d) Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa w warunkach standardowych.

Pamiętaj, że SEM ma zawsze wartość dodatnią. Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomylona z katodą.

Rozwiązanie:

$SEM = E°_{katody} - E°_{anody}$

$E°(Cr_2O_7^{2-}, H_3O^+, Cr^{3+}) = 1{,}36\ V - anoda - E°_{anody}$

$E°(MnO_4^-, H_3O^+, Mn^{2+}) = 1{,}507\ V - katoda - E°_{katody}$

$SEM = 1{,}507\ V - 1{,}36\ V$ $\qquad$ $SEM = 0{,}147\ V$

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 75 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

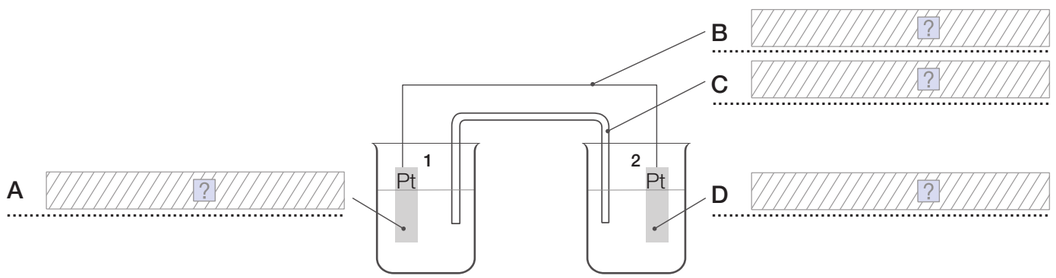
1 W tabeli zamieszczono równania reakcji elektrodowych oraz wartości standardowych potencjałów redoks wybranych półogniw redoks.

Wybrane półogniwa redoks	Reakcja elektrodowa	$E°$, V
SO_4^{2-}, H_2O, SO_3^{2-}	$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
Cr^{3+}, Cr^{2+}	$Cr^{3+} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}$	–0,407
Fe^{3+}, Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,771
MnO_4^-, H_3O^+, Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$	1,507

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

a) Zaprojektuj ogniwo redoks o jak największej wartości SEM (warunki standardowe). Przyjmij, że masz do dyspozycji: dwie zlewki, klucz elektrolityczny, dwie blaszki platynowe, przewodnik I rodzaju (drut) oraz roztwory wybranych układów redoks (tabela). Napisz schemat tego ogniwa zgodnie z konwencją sztokholmską.

b) Uzupełnij schemat ogniwa – wpisz poszczególne elementy układu (katoda, anoda, przewodnik I rodzaju, przewodnik II rodzaju) i zaznacz kierunek przepływu elektronów.



c) Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania procesów redukcji i utleniania zachodzących w opisanym ogniwie.

d) Zaproponuj, jak można wykryć produkt anodowego utleniania.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Aniony siarczanowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:

$I^- + SO_4^{2-} + H_3O^+ \longrightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

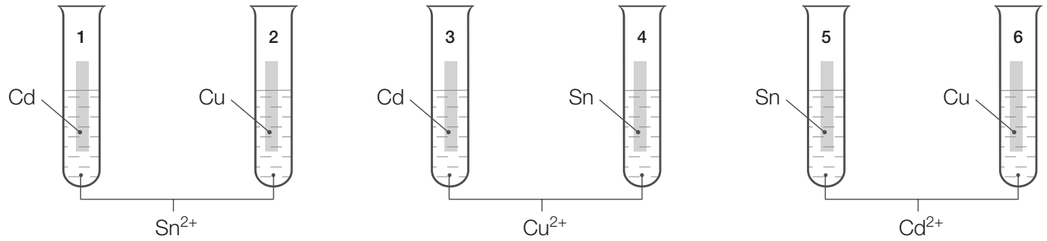
a) **Napisz w formie jonowej równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas tej przemiany z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy).**

b) **Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej.**

c) **Napisz nazwę jonu, który jest utleniaczem.**

Zadanie 2.

W celu porównania aktywności metali: cyny, miedzi i kadmu przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. W wodnych roztworach soli tych metali zanurzono metalowe płytki.



Zanotowano następujące stwierdzenia:

A. Na płytce kadmowej tworzy się warstwa o barwie czerwonopomarańczowej.

B. Cyna jest mniej aktywna chemicznie od kadmu.

C. Kadm jest najbardziej aktywny chemicznie.

D. Miedź jest mniej aktywna chemicznie niż cyna.

E. Najmniejszą aktywność chemiczną wykazuje miedź.

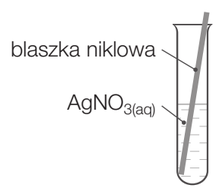
a) **Określ, które z podanych informacji są wnioskami, a które obserwacjami z doświadczenia.**

b) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie dowolnej reakcji chemicznej zachodzącej w tym doświadczeniu z udziałem płytki kadmowej.**

c) **Uszereguj użyte w doświadczeniu chemicznym metale zgodnie ze wzrastającą aktywnością chemiczną.**

Zadanie 3.

Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. W jego trakcie zaobserwowano pojawienie się srebrnego nalotu na blaszce niklowej. Po zakończeniu doświadczenia wyjęto blaszkę z roztworu, osuszono ją i zważono. Stwierdzono, że jej masa zmieniła się względem masy początkowej o 2 g.



Oblicz masę srebra, które osadziło się na blaszce w czasie tego doświadczenia. Wynik podaj w gramach, z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Zadanie 4.

W niektórych reakcjach redoks elektron jest przekazywany między związkami kompleksowymi. Przykład takiej reakcji zilustrowano schematem:

$$[Cr(H_2O)_6]^{2+} + [Co(NH_3)_5Cl]^{2+} + H_3O^+ + H_2O \longrightarrow [Cr(H_2O)_5Cl]^{2+} + [Co(H_2O)_6]^{2+} + NH_4^+$$

a) **Napisz w formie jonowej skróconej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania reakcji utleniania oraz redukcji, które zachodzą podczas opisanej przemiany.**

b) **Dobierz współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji chemicznej.**

c) **Napisz wzór jonu, który pełni funkcję utleniacza, i wzór jonu, który pełni funkcję reduktora.**

Zadanie 5.

Równanie Nernsta opisuje, jak zmienia się potencjał elektrody w zależności od stężenia jonów uczestniczących w reakcji redoks, i umożliwia obliczenie potencjału półogniwa m.in. wówczas, gdy stężenia jonów nie są standardowe, czyli mają wartość różną od 1 $\frac{mol}{dm^3}$. Dla temperatury 298 K równanie Nernsta przyjmuje postać:

$$E = E^\circ + \frac{0{,}059}{z} \log \frac{[ox]}{[red]}$$

gdzie: E – potencjał półogniwa, V; E° – potencjał standardowy półogniwa, V; z – liczba elektronów wymienianych w procesie elektrodowym; $[ox]$ – stężenie molowe formy utlenionej, $\frac{mol}{dm^3}$; $[red]$ – stężenie molowe formy zredukowanej, $\frac{mol}{dm^3}$.

Zbudowano ogniwo, które składało się z dwóch półogniw:

- elektrody Al zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) glinu o stężeniu 0,05 $\frac{mol}{dm^3}$,
- elektrody Cu zanurzonej w roztworze chlorku miedzi(II) o stężeniu 0,05 $\frac{mol}{dm^3}$.

Oblicz siłę elektromotoryczną tego ogniwa, wiedząc, że pracuje ono w temperaturze 298 K.
Skorzystaj z równania Nernsta. Wynik podaj w woltach z dokładnością do liczby całkowitej.

Zadanie 6.

Poniżej przedstawiono równania reakcji elektrodowych dwóch półogniw:

Półogniwo	Równanie reakcji:	E°, V
X	$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	0,800
Y	$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$	0,558

W jednej z tych reakcji elektrodą jest platyna. Nie bierze ona jednak udziału w reakcji elektrodowej.

a) **Uzupełnij poniższe zdania, wpisując nazwę lub symbol chemiczny pierwiastka, który pełni funkcję elektrody w każdym z półogniw.**

W półogniwie *X* funkcję elektrody pełni ..... ? ..... W półogniwie *Y* funkcję elektrody pełni ..... ? ..... .

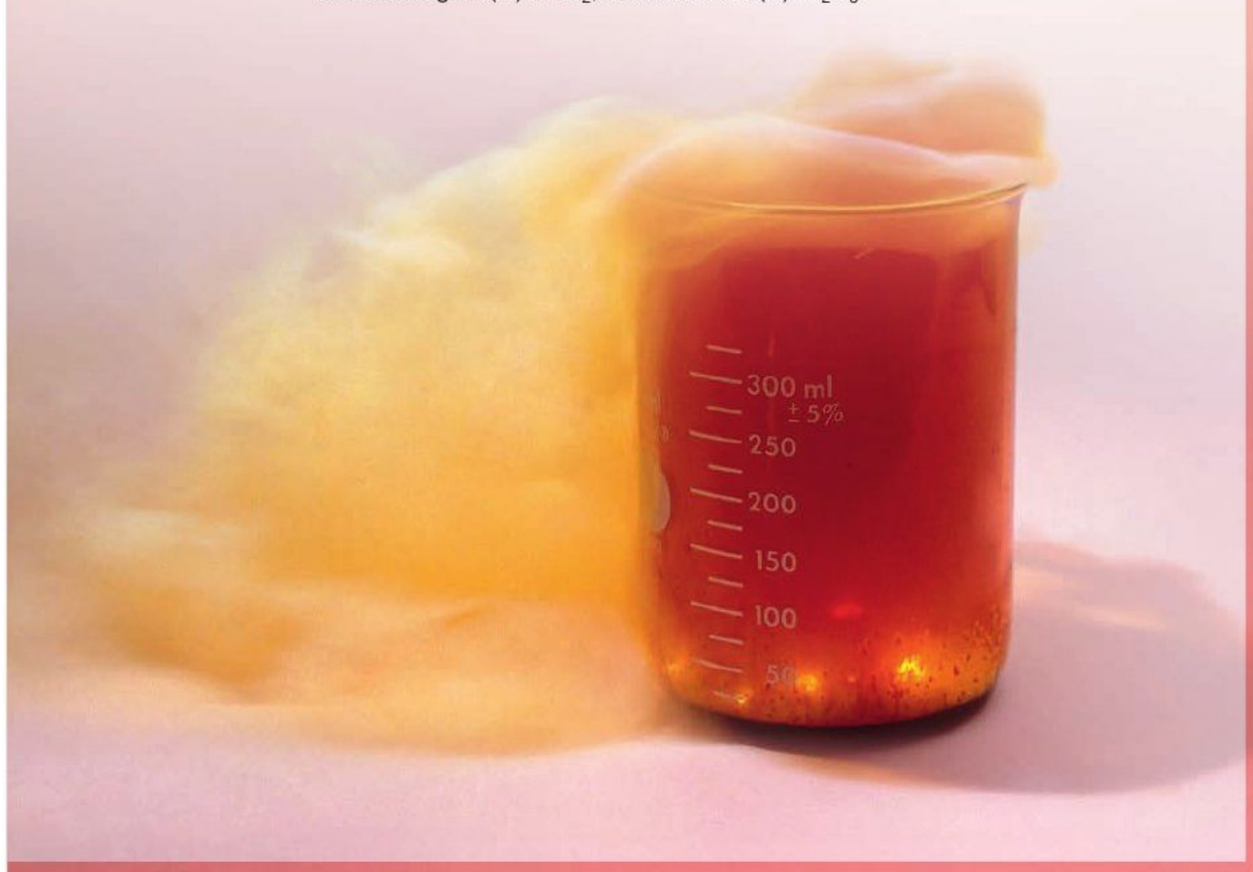
b) **Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie zbudowanym z półogniw *X* i *Y*.**

c) **Napisz zgodnie z konwencją sztokholmską schemat ogniwa galwanicznego zbudowanego z półogniw *X* i *Y*.**

2. Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna

Przypomnij sobie!

- **Reakcja egzoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z wydzieleniem energii na sposób ciepła (wzrost temperatury), światła (świecenie, płomień) albo dźwięku (np. wybuch).
- **Reakcja endoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z pochłanianiem energii, np. energii cieplnej, energii świetlnej.
- **Reakcja egzotermiczna** to reakcja przebiegająca z wydzieleniem energii na sposób ciepła.
- **Reakcja endotermiczna** to reakcja przebiegająca z pochłanianiem energii na sposób ciepła.
- **Katalizator** to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Jako katalizatory są stosowane np. niektóre tlenki: tlenek cynku ZnO, tlenek manganu(IV) MnO_2, tlenek chromu(III) Cr_2O_3.





Fot. 21. Podczas mieszania się roztworu H_2SO_4 z wodą zachodzi zjawisko egzotermiczne – energia wydziela się na sposób ciepła.

6 Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *proces egzoenergetyczny*, *proces endoenergetyczny*, *standardowa entalpia przemiany*
- interpretacja zapisów $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$
- określenie efektu energetycznego reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii

Energetyka reakcji chemicznych → Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne; Równanie termochemiczne; Standardowa entalpia

Podczas niektórych procesów – reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych, np. rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (fot. 21.) – można zaobserwować wydzielanie się dużej ilości energii. Z kolei inne przemiany nie zajdą bez dostarczenia energii, np. rozkład węglanu wapnia. Efekty energetyczne procesów dotyczą układu i jego otoczenia.

Układ i otoczenie

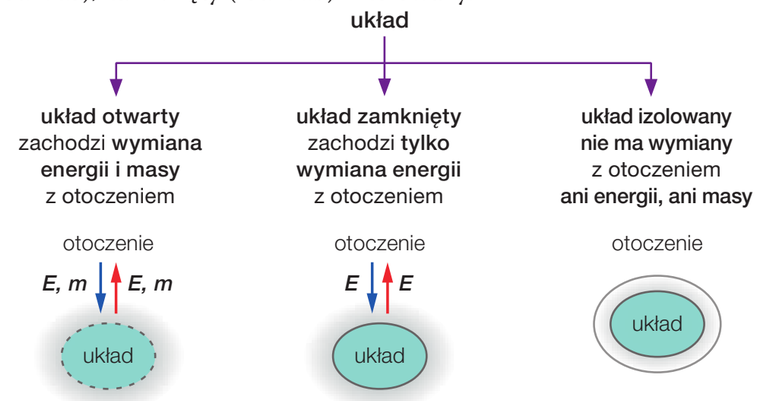
Układ to wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość jest poddawana obserwacji lub opisowi. Stan układu można opisać, stosując wielkości fizyczne i chemiczne, tzw. parametry stanu, np.: objętość V, ciśnienie p, temperaturę T, liczbę moli poszczególnych składników układu n. Przestrzeń poza układem to **otoczenie**.

Układ może wymieniać z otoczeniem energię lub masę. Ze względu na rodzaj zachodzącej wymiany wyróżnia się **trzy typy układów**: otwarty (fot. 22.a), zamknięty (fot. 22.b) i izolowany.

Przykładem **układu izolowanego** jest termos, w którym próżnia zapewnia izolację termiczną.







Fot. 22. Przykładem układu otwartego jest kolba z wodą, do której dodano suchy lód, czyli zestalony CO_2 (a), natomiast układu zamkniętego – szczelnie zamknięta kolba z suchym lodem (b).

Energia wewnętrzna U i całkowita E_c

Każdy układ ma określoną energię nazywaną **energią wewnętrzną układu U**. Jest to suma energii wszystkich składników układu, a więc:

- energii ruchu postępowego (translacji), drgań (oscylacji) oraz obrotów (rotacji) wykonywanych przez atomy i cząsteczki, z których jest zbudowany układ,
- energii elektronów poruszających się w jonach, w atomach i cząsteczkach układu,
- energii wiązań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych,
- energii zmagazynowanej w jądrach atomowych.

Energia wewnętrzna, U – całkowity zasób energii danego układu.

Do energii wewnętrznej **nie zalicza się** energii kinetycznej i potencjalnej układu traktowanego jako całość. Oznacza to, że **energia wewnętrzna nie zależy od tego, czy układ znajduje się w spoczynku, czy się porusza**.

Energia kinetyczna, E_k – część energii układu zależna od jego prędkości.

Nie można wyznaczyć bezwzględnej wartości energii wewnętrznej układu U. **Można wyznaczyć jedynie zmianę** energii wewnętrznej układu ΔU, spowodowaną dostarczeniem energii z otoczenia do układu lub z układu do otoczenia.

Energia potencjalna, E_p – część energii układu zależna od wzajemnego rozmieszczenia elementów układu i ich położenia w zewnętrznym polu sił (np. polu elektrycznym).

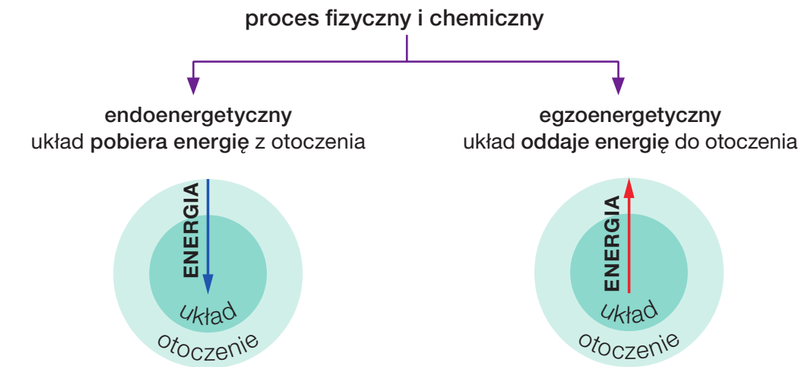
Energia całkowita układu E_c jest sumą energii kinetycznej E_k, energii potencjalnej E_p i energii wewnętrznej układu U:

$$E_c = E_k + E_p + U$$

gdzie:
E_c – energia całkowita układu, J,
E_k – energia kinetyczna, J,
E_p – energia potencjalna, J,
U – energia wewnętrzna układu, J.

Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Ze względu na kierunek przepływu energii między układem a otoczeniem wyróżnia się **procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne**.



Procesy endoenergetyczne

Reakcja endoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której układ pobiera energię z otoczenia.

otoczenie
E — procesy endoenergetyczne
układ

W **procesach endoenergetycznych** układ zyskuje energię, czyli jego energia się zwiększa. Przykładami endoenergetycznych procesów fizycznych (zjawisk fizycznych) są np.:

- topnienie lodu,
- parowanie wody,
- rozpuszczanie niektórych substancji, np. NH_4NO_3, w wodzie.

Z kolei przykładami endoenergetycznych procesów chemicznych (reakcji chemicznych) są np.:

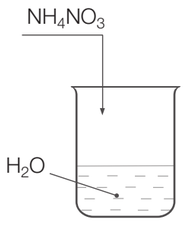
- reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem temperatury (rozkład termiczny),
- reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem prądu elektrycznego (rozkład elektrolityczny),
- niektóre reakcje syntezy związków chemicznych z pierwiastków chemicznych.

Podczas procesów endoenergetycznych **różnica energii** układu między stanem końcowym a stanem początkowym **ma wartość dodatnią**: $E_{produktów} - E_{substratów} > 0$, ponieważ $E_{substratów}$ + energia = $E_{produktów}$.

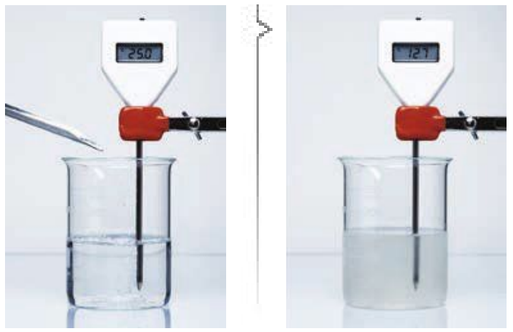
Doświadczenie 9. NH_4NO_3

Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie

Odczynniki: azotan(V) amonu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z wodą destylowaną dodaj niewielką ilość azotanu(V) amonu (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj bagietką roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli, a następnie co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Podczas rozpuszczania substancji temperatura roztworu się obniża (fot. 23.).



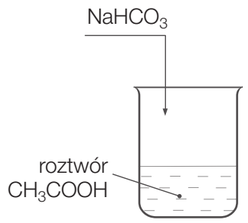
Fot. 23. Po dodaniu azotanu(V) amonu do wody obniża się temperatura zawartości zlewki.

Wniosek: Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie to **zjawisko endoenergetyczne**, podczas którego **układ pobiera energię** z otoczenia.

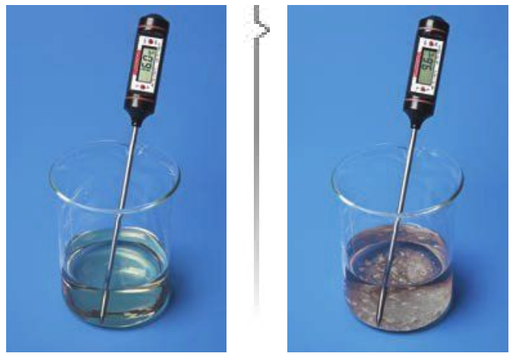
Doświadczenie 10. CH_3COOH

Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym

Odczynniki: roztwór kwasu octowego (kwasu etanowego), wodorowęglan sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki wlej roztwór kwasu octowego i zmierz jego temperaturę. Następnie dodaj do niego niewielką ilość wodorowęglanu sodu (schemat). Zawartość zlewki mieszaj bagietką. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu. Ostatniego pomiaru temperatury dokonaj po upływie 30 min od dodania $NaHCO_3$ do CH_3COOH.



Obserwacje: Wydziela się gaz. Temperatura roztworu w zlewce się obniża. Po upływie 30 min roztwór ponownie osiąga temperaturę pokojową (fot. 24.).



Fot. 24. Podczas reakcji kwasu octowego i wodorowęglanu sodu obniża się temperatura roztworu w zlewce.

Wniosek: Obniżenie temperatury roztworu oznacza, że podczas reakcji wodorowęglanu sodu z kwasem octowym **układ pobiera energię** z otoczenia.

Zaszła **reakcja endoenergetyczna**:

$$\underset{\text{kwas octowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3} \longrightarrow \underset{\text{octan sodu}}{CH_3COONa} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Procesy egzoenergetyczne

W **procesach egzoenergetycznych** układ traci energię, czyli jego energia się zmniejsza. Przykładami egzoenergetycznych procesów fizycznych (zjawisk fizycznych) są np.:

- krzepnięcie wody,
- skraplanie pary,
- krystalizacja niektórych substancji (fot. 25.).



Fot. 25. Krystalizacji zachodzącej w ogrzewaczach chemicznych towarzyszy wydzielanie ciepła.

Reakcja egzoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której energia jest wydzielana przez układ do otoczenia.

otoczenie
E ↑ procesy egzoenergetyczne
układ

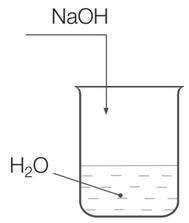
Z kolei przykładami reakcji egzoenergetycznych są np.:
- reakcje spalania (węgla, wodoru, benzyny),
- reakcja sodu z wodą.

Podczas procesów egzoenergetycznych **różnica energii** układu między jego stanem końcowym a stanem początkowym **ma wartość ujemną**: $E_{produktów} - E_{substratów} < 0$, ponieważ $E_{substratów} = E_{produktów}$ + energia.

Doświadczenie 11. NaOH

Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie

Odczynniki: wodorotlenek sodu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z wodą destylowaną dodaj kilka granulek wodorotlenku sodu (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia wodorotlenku. Co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Substancja stała się rozpuszcza (fot. 26.). Temperatura roztworu wzrasta.



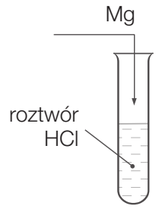
Fot. 26. Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie.

Wniosek: Rozpuszczanie wodorotlenku sodu jest **zjawiskiem egzoenergetycznym**, podczas którego **energia jest wydzielana** w postaci ciepła przez układ do otoczenia.

Doświadczenie 12. HCl

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łuczywo.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym wrzuć wstążkę magnezową (schemat). Ostrożnie dotknij dłonią dna probówki.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 87

początek doświadczenia na s. 86

Obserwacje: Reakcja chemiczna zachodzi gwałtownie (fot. 27.), probówka staje się gorąca.



Fot. 27. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek: Ogrzanie się zawartości probówki oznacza, że nastąpiło **wydzielenie energii** na sposób ciepła. W tej reakcji chemicznej energia została przekazana w postaci ciepła z układu do otoczenia. Zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.

Produktem gazowym zachodzącej reakcji chemicznej jest wodór:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Doświadczenie 13. H_2SO_4

Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: cynk, roztwór kwasu siarkowego(VI).
Sprzęt laboratoryjny: strzykawka.
Instrukcja: Do strzykawki wrzuć granulkę cynku, a następnie nabierz ok. 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Wylot strzykawki zaklej taśmą izolacyjną.

Obserwacje: Strzykawka staje się gorąca, a powstający gaz przesuwa jej tłok (fot. 28.).



Fot. 28. Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 88

początek doświadczenia na s. 87

Wniosek: Zaszła reakcja egzoenergetyczna, której towarzyszą **wydzielenie się ciepła oraz wykonanie pracy**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) cynku}}{ZnSO_4} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Entalpia, *H* – zawartość ciepła w układzie; opisuje całkowitą energię układu jako sumę energii wewnętrznej oraz energii związanej z objętością i ciśnieniem układu. Entalpia odnosi się do zmian energii w procesach zachodzących pod stałym ciśnieniem.

Entalpia *H*

Większość procesów chemicznych przebiega w układach otwartych i pod stałym ciśnieniem (zwykle atmosferycznym), czyli w warunkach **izobarycznych**. Wymianę energii na sposób ciepła między układem a otoczeniem określa się wówczas jako **zmianę entalpii** układu i oznacza jako ΔH [czyt. delta ha]:

Wzór na obliczanie zmiany entalpii układu

$$\Delta H = H_p - H_s$$

gdzie:

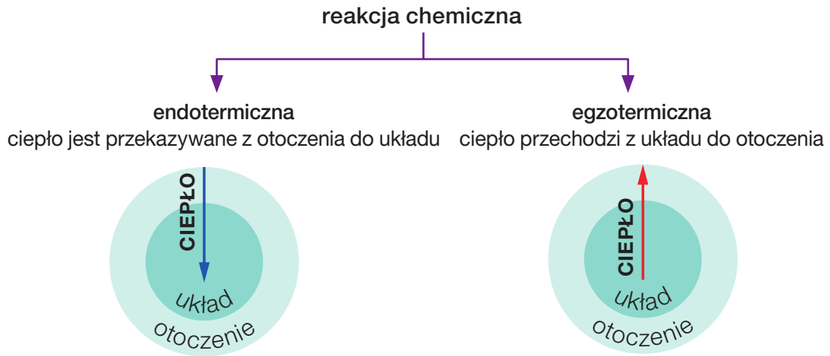
ΔH – zmiana entalpii układu,

H_p – entalpia produktów, stan końcowy układu (po reakcji chemicznej),

H_s – entalpia substratów, stan początkowy układu (przed reakcją chemiczną).

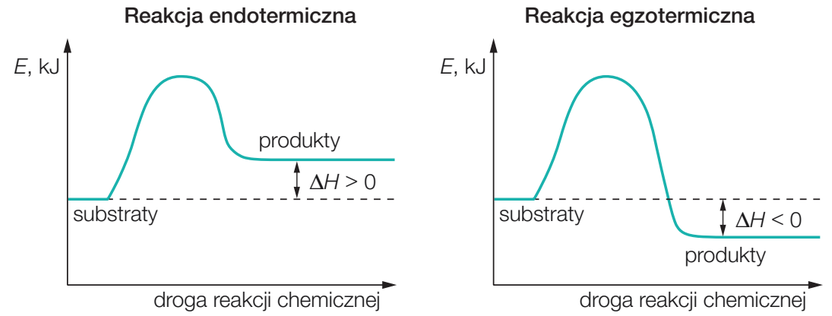
Zmiana entalpii, ΔH – efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Zmiana entalpii układu w reakcji chemicznej zachodzącej w warunkach stałego ciśnienia jest nazywana **efektem cieplnym** tej reakcji chemicznej. W zależności od tego, czy ciepło jest pobierane z otoczenia, czy jest przekazywane do otoczenia, wyróżnia się **procesy endotermiczne** oraz **egzotermiczne**.



Zmiana entalpii układu w reakcjach chemicznych, w których energia jest wymieniana tylko na sposób ciepła, wynosi:

- $\Delta H > 0$ dla **reakcji endotermicznych** (rys. 18., s. 89), gdyż $H_p > H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło jest pobierane z otoczenia,
- $\Delta H < 0$ dla **reakcji egzotermicznych** (rys. 18., s. 89), gdyż $H_p < H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło się wydziela.



$\Delta H = H_p - H_s$
$\Delta H > 0$

$\Delta H = H_p - H_s$
$\Delta H < 0$

Rys. 18. Wykres zmian energii substratów i produktów.

Równania termochemiczne

Równanie termochemiczne to zapis reakcji chemicznej z podaniem wartości jej efektu cieplnego. Na efekt cieplny mają wpływ zmiany stanu skupienia substancji, dlatego w równaniu termochemicznym przy substratach i produktach określa się ich stany skupienia (c – ciecz, g – gaz, s – substancja stała).

Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej określa się zwykle dla substratów i produktów, które znajdują się pod tym samym ciśnieniem (1 bar, 100 000 Pa, 0,987 atm) i w temperaturze równej (zazwyczaj) T = 298,15 K (25 °C). Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej zachodzącej w takich warunkach zapisuje się jako $\Delta H°$ i podaje w $\frac{kJ}{mol}$.

Przykład 18.

Plan rozwiązywania

1. Zinterpretuj wartość $\Delta H°$.
2. Napisz odpowiedź.

Interpretacja równania termochemicznego

Ustal, czy reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzo- czy endoenergetyczną.

$CuO_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow Cu_{(s)} + H_2O_{(c)}$ $\qquad \Delta H° = -129\ \frac{kJ}{mol}$

1. Z zapisu tego równania termochemicznego można odczytać, że efekt cieplny (zmiana entalpii w T = 298,15 K, $p = 10^5$ Pa) reakcji 1 mola tlenku miedzi(II) w stanie stałym z 1 molem wodoru w stanie gazowym, w której wyniku powstają 1 mol metalicznej miedzi i 1 mol wody (H_2O w stanie ciekłym), wynosi: $\Delta H° = -129\ \frac{kJ}{mol}$ – ma wartość ujemną.
2. Reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzoenergetyczną.

Standardowa entalpia tworzenia

Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{tw.}$ – ciepło tworzenia 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych (T = 298,15 K i p = 10^5 Pa).

Efekt cieplny reakcji chemicznej można ustalić doświadczalnie lub za pomocą obliczeń. Umownie przyjęto, że **entalpia** każdego **pierwiastka chemicznego w temperaturze T = 298,15 K i pod ciśnieniem p = 10^5 Pa jest równa zeru**. Zgodnie z tym założeniem doświadczalnie wyznaczono zmiany entalpii towarzyszące powstawaniu w tych warunkach 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych. W ten sposób otrzymano wartości **standardowych entalpii tworzenia $\Delta H^\circ_{tw.}$**.

Wartości standardowych entalpii tworzenia (tabela 5.) wykorzystuje się w obliczeniach termochemicznych.

Dla pierwiastków chemicznych $\Delta H^\circ_{tw.}$ = 0

Tabela 5. Standardowe entalpie tworzenia wybranych związków chemicznych

Nazwa związku chemicznego	Równanie termochemiczne	Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{tw.}$
Metan	$C^*_{(grafit)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)}$	$-75 \frac{kJ}{mol}$
Jodowodór	$\frac{1}{2}I_{2(s)} + \frac{1}{2}H_{2(g)} \longrightarrow HI_{(g)}$	$27 \frac{kJ}{mol}$
Woda	$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$	$-242 \frac{kJ}{mol}$

* Węgiel może występować w różnych odmianach alotropowych, dlatego zamiast oznaczenia (s), określającego substancję stałą, w nawiasie podaje się jego odmianę.

Standardowa entalpia spalania

Standardowa entalpia spalania, $\Delta H^\circ_{sp.}$ – ciepło spalania w tlenie 1 mola substancji w temperaturze T = 298,15 K i pod ciśnieniem p = 10^5 Pa.

Standardowa entalpia spalania $\Delta H^\circ_{sp.}$ to entalpia reakcji spalania 1 mola substancji w tlenie w **temperaturze T = 298,15 K i pod ciśnieniem p = 10^5 Pa**, prowadząca do utworzenia najtrwalszych produktów spalania. Efekt cieplny reakcji spalania jest równy różnicy między ciepłem tworzenia produktów a ciepłem tworzenia substratów.

Reguła Lavoisiera–Laplace'a

Reguła Lavoisiera–Laplace'a: efekt cieplny rozkładu = = –efekt cieplny tworzenia $\Delta H^\circ_{rozkł.} = -\Delta H^\circ_{tw.}$

Zgodnie z **regułą Lavoisiera–Laplace'a** [czyt. lawuazje laplasa] efekt cieplny, czyli zmiana standardowej entalpii układu $\Delta H^\circ_{rozkł.}$ podczas rozkładu związku chemicznego, jest równy zmianie standardowej entalpii tworzenia tego związku chemicznego, lecz zapisanej ze znakiem przeciwnym, czyli $-\Delta H^\circ_{tw.}$.

Przykład 19.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj standardową entalpię tworzenia wody (tabela 5.).

Wyznaczanie standardowej entalpii reakcji chemicznej ΔH°

Wyznacz standardową entalpię rozkładu wody.

1. Znając standardową entalpię tworzenia wody:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H^\circ_{tw.} = -242 \frac{kJ}{mol}$$

można wyznaczyć standardową entalpię jej rozkładu (z prawa Lavoisiera–Laplace'a).

ciąg dalszy przykładu na s. 91

początek przykładu na s. 90

2. Ustal standardową entalpię rozkładu wody.

2. Zgodnie z prawem Lavoisiera–Laplace'a standardowa entalpia rozkładu wody jest równa $\Delta H^\circ_{tw.}$, zapisanej ze znakiem przeciwnym:

$$H_2O_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \qquad \Delta H^\circ = 242 \frac{kJ}{mol}$$

Przykład 20.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz entalpię rozkładu 4 g H_2O_2.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie entalpii reakcji rozkładu

Oblicz entalpię reakcji rozkładu 4 g nadtlenku wodoru H_2O_2. Nadtlenek wodoru rozkłada się zgodnie z równaniem:

$$H_2O_{2(c)} \longrightarrow H_2O_{(c)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \qquad \Delta H^\circ_1 = -98{,}2 \frac{kJ}{mol}$$

1. **Dane:**
$m_{H_2O_2} = 4$ g
$M_{H_2O_2} = 34 \frac{g}{mol}$
$\Delta H^\circ_1 = = -98{,}2 \frac{kJ}{mol}$

Szukane:
$\Delta H^\circ_2 = ?$

2. Rozkładowi 1 mola H_2O_2 towarzyszy wydzielenie 98,2 kJ energii w postaci ciepła.

34 g H_2O_2 — 98,2 kJ
4 g H_2O_2 — x kJ

$34 \text{ g} \cdot x = 4 \text{ g} \cdot 98{,}2 \text{ kJ}$
$x = 11{,}55$ kJ
$\Delta H^\circ_2 = 11{,}55$ kJ

3. Entalpia rozkładu 4 g nadtlenku wodoru H_2O_2 jest równa 11,55 kJ.

Prawo Hessa

Prawo Hessa – zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od stanu początkowego i końcowego.

Obliczenie standardowej entalpii dowolnej reakcji chemicznej umożliwia **prawo Hessa**, zgodnie z którym zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanów początkowego i końcowego układu:

$$\Delta H^\circ = \Sigma n \Delta H^\circ_p - \Sigma n \Delta H^\circ_s$$

◀ **Wzór na obliczanie zmiany entalpii reakcji chemicznej**

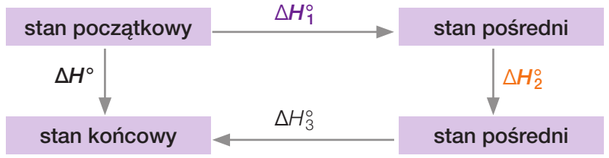
gdzie:
ΔH° – zmiana standardowej entalpii, czyli efekt cieplny reakcji chemicznej,
n – liczba moli produktów lub substratów,
$\Sigma n \Delta H^\circ_p$ – suma zmian standardowej entalpii produktów,
$\Sigma n \Delta H^\circ_s$ – suma zmian standardowej entalpii substratów.

Stan początkowy – zawiera substraty w ilościach stechiometrycznych.

Stany pośrednie – zawierają produkty pośrednie w różnych ilościach.

Stan końcowy – zawiera produkty w ilościach stechiometrycznych.

Prawo Hessa można również przedstawić graficznie:



Standardową entalpię reakcji chemicznej oblicza się, sumując efekty cieplne wszystkich procesów pośrednich:

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$$

Przykład 21.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Ułóż równania termochemiczne.
3. Oblicz standardową entalpię spalania.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie standardowej entalpii spalania

Oblicz standardową entalpię spalania węgla do tlenku węgla(II), wiedząc, że standardowa entalpia spalania węgla (grafitu) do tlenku węgla(IV) wynosi $-394\ \frac{kJ}{mol}$, a standardowa entalpia spalania tlenku węgla(II) do tlenku węgla(IV) wynosi $-283\ \frac{kJ}{mol}$ (jako stan standardowy przyjęto grafit).

1 **Dane:**

$\Delta H^\circ_{sp.1} = -394\ \frac{kJ}{mol}$

$\Delta H^\circ_{sp.2} = -283\ \frac{kJ}{mol}$

Szukane:

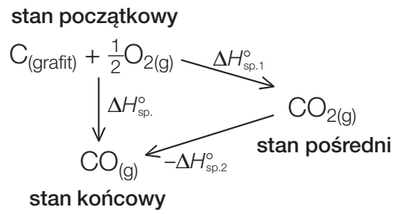
$\Delta H^\circ_{sp.} = ?$

2 $C_{(grafit)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.1}} CO_{2(g)}$

$CO_{(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.2}} CO_{2(g)}$

$C_{(grafit)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.}} CO_{(g)}$

Równania te można przedstawić graficznie jako cykl przemian, uwzględniając stan pośredni:



3 $\Delta H^\circ_{sp.} = \Delta H^\circ_{sp.1} - \Delta H^\circ_{sp.2}$

$\Delta H^\circ_{sp.} = -394\ \frac{kJ}{mol} - (-283\ \frac{kJ}{mol})$

$\Delta H^\circ_{sp.} = -111\ \frac{kJ}{mol}$

4 Standardowa entalpia spalania węgla do tlenku węgla(II) wynosi $-111\ \frac{kJ}{mol}$.

Ważne w temacie *Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne*

Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

Interpretuję zapisy $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ oraz określam efekt energetyczny reakcji chemicznej na podstawie wartości entalpii

wartość zmiany entalpii

$\Delta H < 0$	$\Delta H > 0$
reakcja egzotermiczna	reakcja endotermiczna
układ przekazuje ciepło do otoczenia	układ pobiera ciepło z otoczenia
$E_{produktów} < E_{substratów}$	$E_{produktów} > E_{substratów}$

Energia wewnętrzna, U – całkowity zasób energii danego układu.

Energia kinetyczna, E_k – część energii układu zależna od jego prędkości.

Energia potencjalna, E_p – część energii układu zależna od wzajemnego rozmieszczenia elementów układu i ich położenia w zewnętrznym polu sił (np. polu elektrycznym).

Reakcja endoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której układ pobiera energię z otoczenia.

Reakcja egzoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której energia jest wydzielana przez układ do otoczenia.

Entalpia – zawartość ciepła w układzie równa sumie energii wewnętrznej oraz iloczynu ciśnienia i objętości układu.

Zmiana entalpii, ΔH – efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

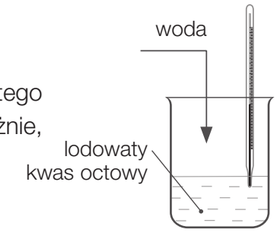
1. W naczyniu z mieszaniną oziębiającą umieszczono zlewkę z wodą. Następnie do zlewki wprowadzono kawałek sodu. Zauważono intensywne wydzielanie się gazu oraz podwyższenie temperatury mieszaniny oziębiającej.

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Zmiana entalpii reakcji chemicznej zachodzącej w zlewce przyjmuje wartość ujemną ($\Delta H < 0$).	P	F
2.	Mieszanina oziębiająca oddaje ciepło.	P	F

2. Czysty (bezwodny) kwas octowy (kwas etanowy) jest nazywany lodowatym kwasem octowym, ponieważ w temperaturze niższej od 16 °C krystalizuje, tworząc kryształki przypominające lód. W celu zbadania właściwości lodowatego kwasu octowego do zlewki z porcją tego kwasu wprowadzano bardzo ostrożnie, po ściankach zlewki, porcję wody.

W czasie dodawania wody zaobserwowano, że temperatura mieszaniny znacząco się obniża, a na ściankach zlewki pojawia się szron.



Uzupełnij zdania dotyczące właściwości lodowatego kwasu octowego. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Proces rozcieńczania lodowatego kwasu octowego jest silnie (egzotermiczny / endotermiczny), a jego ($\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$). Kwas octowy dobrze miesza się z wodą ze względu na to, że jest substancją (polarną / niepolarną). Cząsteczki kwasu octowego (mogą / nie mogą) się łączyć wiązaniami wodorowymi z cząsteczkami wody.

7 Szybkość reakcji chemicznej



Fot. 29. Rdzewienie żelaza to reakcja chemiczna, która zachodzi z niewielką szybkością.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *szybkość reakcji*, *energia aktywacji*
- obliczanie szybkości reakcji
- przewidywanie wpływu: stężenia (ciśnienia) substratów, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji
- określanie rzędu reakcji względem każdego substratu na podstawie równania kinetycznego
- określanie rzędu reakcji na podstawie danych doświadczalnych ilustrujących związek między stężeniem substratu a szybkością reakcji
- zapisywanie równań kinetycznych
- zaznaczanie wartość energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych

Kinetyka chemiczna
- Wpływ stężenia substratów na szybkość reakcji
- Wpływ temperatury na szybkość reakcji
- Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji
- Energia aktywacji
- Równanie kinetyczne
- Reakcje katalityczne

Reakcje chemiczne mogą zachodzić z różną szybkością. Niektóre trwają ułamki sekundy, inne zachodzą godzinami, miesiącami lub latami (fot. 29.). Ze względu na szybkość reakcje chemiczne można podzielić na:

- **zachodzące z dużą** lub bardzo dużą **szybkością**, np. spalanie gazu ziemnego w kuchenkach gazowych czy spalanie benzyny w silnikach samochodowych, synteza chlorowodoru z pierwiastków chemicznych,
- **zachodzące z** tak **niewielką szybkością**, że są niezauważalne, np. procesy wietrzenia skał.

Szybkość reakcji chemicznej *v*

Szybkość reakcji chemicznej, *v* – zmiana stężenia substratów lub produktów w jednostce czasu.

Szybkość reakcji chemicznej v to zmiana stężenia substratów lub produktów ΔC w czasie reakcji chemicznej Δt. Można ją wyznaczyć ze wzorów:

Wzory na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

$$v = +\frac{\Delta C_p}{\Delta t} \qquad v = -\frac{\Delta C_s}{\Delta t}$$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

$+\Delta C_p$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$-\Delta C_s$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

Δt – czas, s.

Przykład 22.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz szybkość reakcji chemicznej.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie średniej szybkości reakcji chemicznej

Stężenie substratu A w czasie 20-minutowej reakcji chemicznej zmniejsza się z 0,05 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do 0,03 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz średnią szybkość tej reakcji chemicznej.

1 **Dane:**
$C_1 = 0{,}05\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
$C_2 = 0{,}03\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
$\Delta t = 20\ \text{min} = 1200\ \text{s}$

Szukane:
$v = ?$

2 Skorzystaj ze wzoru:

$$v = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

$$v = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta t}$$

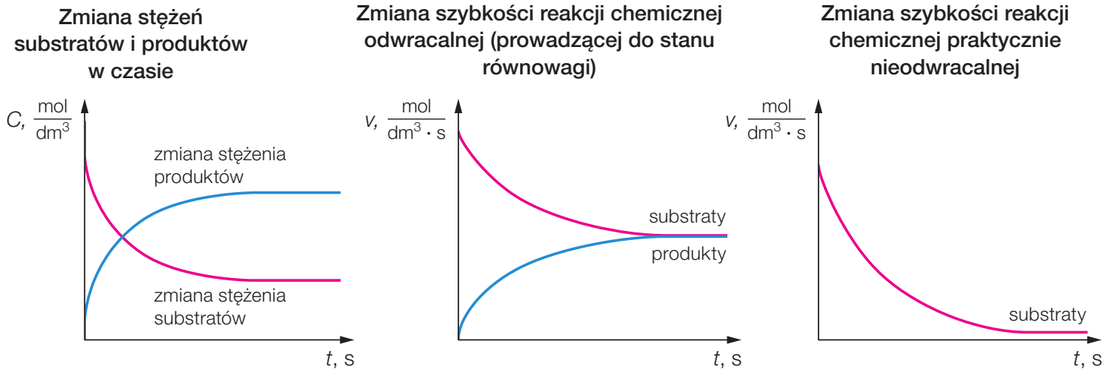
$$v = -\frac{0{,}03\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 0{,}05\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200\ \text{s}}$$

$$v = \frac{0{,}02\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200\ \text{s}}$$

$$v = 1{,}67 \cdot 10^{-5}\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

3 Średnia szybkość reakcji chemicznej wynosi $1{,}67 \cdot 10^{-5}\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

Zmianę stężeń molowych substratów i produktów oraz zmiany szybkości reakcji chemicznej w czasie (rys. 19.) można przedstawić na wykresach.



Rys. 19. Wykresy zmian stężenia lub szybkości reakcji chemicznej w czasie.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Energia aktywacji a szybkość reakcji chemicznej
→ patrz s. 99

Czynnikami wpływającymi na szybkość reakcji chemicznej są m.in.:
- **rozdrobnienie substratów**,
- **temperatura**, w jakiej zachodzi reakcja chemiczna,
- **energia aktywacji**,
- **stężenie substratów** (a w przypadku gazów – ciśnienie substratów),
- **rodzaj i stan skupienia** reagujących **substancji** (najszybciej reagują gazy i jony w roztworach),
- **droga przemiany** substratów w produkty,
- **mieszanie**.

Na szybkość reakcji chemicznej ma też wpływ **obecność katalizatora**, czyli substancji obniżającej energię aktywacji reakcji chemicznej.

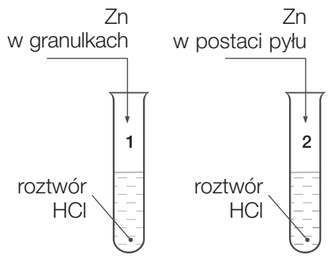
Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 14.

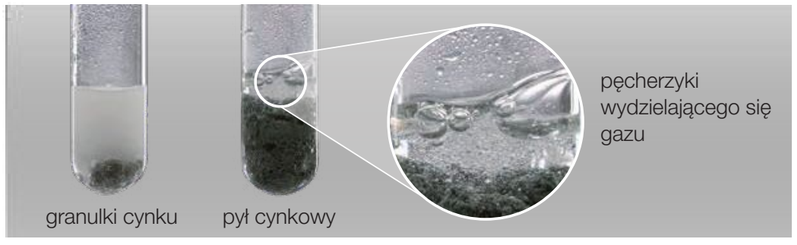


Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk (granulki), pył cynkowy.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Do probówki 1. dodaj cynk w postaci granulek, a do 2. – pył cynkowy o takiej samej masie (schemat).



Obserwacje: Z probówki 2. intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu. Z probówki 1. gaz wydziela się wolniej (fot. 30.).



Fot. 30. Reakcja kwasu chlorowodorowego z cynkiem.

Wniosek: Cynk w postaci pyłu ma znacznie większą powierzchnię zetknięcia z roztworem kwasu chlorowodorowego niż cynk w postaci granulek, dlatego szybkość reakcji chemicznej jest większa. **Rozdrobnienie substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej.**

W przypadku substancji stałych istotną rolę odgrywają procesy zachodzące na ich powierzchni, dlatego ważnym czynnikiem poprawiającym efektywność takich reakcji chemicznych jest zwiększenie powierzchni substratów. Można to uzyskać dzięki **rozdrobnieniu substancji stałej** (fot. 31.).



Fot. 31. Sproszkowane żelazo umieszczone w płomieniu palnika zapala się, a więc gwałtownie się utlenia. Ten efekt nie występuje podczas ogrzewania żelaznego pręta.

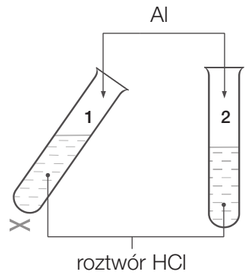
Temperatura a szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 15.

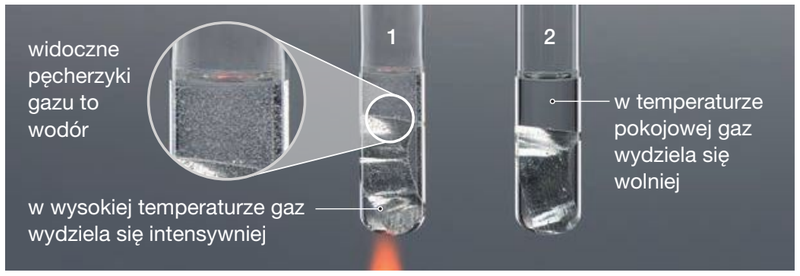


Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, glin w postaci folii aluminiowej.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik.
Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Probówkę 1. ogrzewaj w płomieniu palnika, a probówkę 2. pozostaw w temperaturze pokojowej. Następnie w obu probówkach umieść folię aluminiową (schemat).



Obserwacje: Z probówki 1. intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu. Z probówki 2. gaz wydziela się wolniej (fot. 32.).



Fot. 32. Reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym w wysokiej temperaturze i w temperaturze pokojowej.

Wniosek: Podwyższenie temperatury przyspieszyło przebieg reakcji chemicznej, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{glin}}{2Al} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{6HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{2AlCl_3} + \underset{\text{wodór}}{3H_2\uparrow}$$

Temperatura wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa

Szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury. Zależność tę opisuje **reguła van't Hoffa**, zgodnie z którą zwiększenie temperatury o 10 °C (10 K) powoduje zwykle 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa – zwiększenie temperatury o 10 °C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.



Fot. 33. Suchy lód wrzucony do wody zmienia stan skupienia ze stałego na gazowy – sublimuje. Jednocześnie zawartość kolby się ochładza.

Niekiedy podwyższenie temperatury prowadzi do otrzymania niepożądanych produktów. Dlatego niektóre reakcje chemiczne są prowadzone w obniżonej temperaturze. Osiągnięcie temperatury optymalnej dla niektórych reakcji chemicznych jest możliwe dzięki zastosowaniu tzw. **mieszanin oziębiających**. Ich składnikiem może być suchy lód (fot. 33.), czyli zestalony tlenek węgla(IV). Dodany do etanolu tworzy mieszaninę, która może osiągnąć temp. nawet –72 °C. Natomiast mieszanina lodu ($H_2O_{(s)}$) z chlorkiem sodu osiąga temp. –21 °C.

W obliczeniach kinetycznych może występować tzw. **temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej** γ, związany z regułą van't Hoffa. Współczynnik γ określa, ile razy zwiększyła się szybkość reakcji chemicznej po podwyższeniu temperatury układu o 10 °C (10 K).

Wzór na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^a \qquad a = \frac{T_2 - T_1}{10}$$

gdzie:

v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,

T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),

T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C).

Temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej γ dla większości reakcji chemicznych przyjmuje przybliżoną wartość $2 \leq \gamma \leq 4$ i zmienia się w zależności od rodzaju reakcji chemicznej oraz temperatury.

Przykład 23.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz v_2.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury

Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 3-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10 °C. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze wyższej o 30 °C?**

1. **Dane:** $\gamma = 3$, $T_2 - T_1 = 30$ — **Szukane:** $v_2 = ?$

Obliczanie za pomocą wzoru: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$, $a = \frac{T_2 - T_1}{10}$

2. $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$

$v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{30}{10}}$ $\qquad v_2 = v_1 \cdot 3^3$

$v_2 = 27 \cdot v_1$

3. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

Przykład 24.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz v_2.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury

Szybkość pewnej reakcji chemicznej w wyniku podwyższenia temperatury o 10 °C zwiększyła się 2,5-krotnie. **Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji, jeśli temperatura zostanie podwyższona o 30 °C.**

1. **Dane:** $\gamma = 2{,}5$, $T_2 - T_1 = 30$ — **Szukane:** $v_2 = ?$

Obliczanie za pomocą wzoru: $v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$, $a = \frac{T_2 - T_1}{10}$

2. $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$

$\frac{v_2}{v_1} = (2{,}5)^{\frac{30}{10}}$ $\qquad \frac{v_2}{v_1} = 2{,}5^3$

$\frac{v_2}{v_1} = 15{,}625$

$\frac{v_2}{v_1} \approx 16$

3. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 16-krotnie.

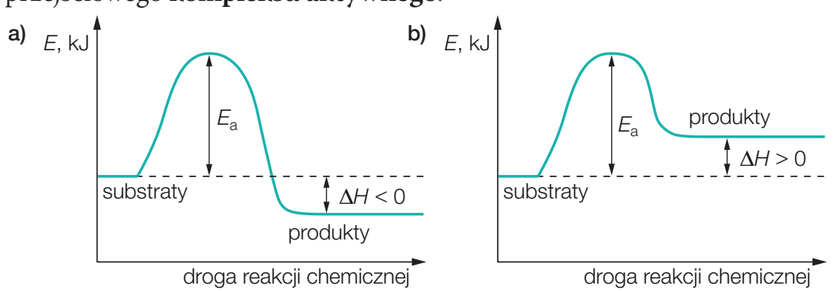
Energia aktywacji a szybkość reakcji chemicznej

Produkt reakcji chemicznej powstaje w wyniku międzycząsteczkowych **zderzeń aktywnych** (efektywnych), czyli takich zderzeń, w wyniku których dochodzi do utworzenia lub zerwania wiązań chemicznych. Zderzenia efektywne stanowią niewielką część wszystkich zderzeń.

Aby przebiegła reakcja chemiczna układ musi uzyskać określoną ilość energii, która aktywuje substraty. Tę najmniejszą ilość energii niezbędną do zapoczątkowania reakcji chemicznej nazywa się **energią aktywacji** E_a. Jest ona podstawowym czynnikiem decydującym o szybkości reakcji chemicznej. Energia aktywacji zostaje zużyta przez substraty na pokonanie bariery energetycznej (rys. 20.) reakcji chemicznej, tzn. na utworzenie przejściowego **kompleksu aktywnego**.

Energia aktywacji, E_a – najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Kompleks aktywny – stan przejściowy poprzedzający wytworzenie produktów reakcji chemicznej.



Rys. 20. Wykres zmian energii w reakcji: a) egzotermicznej, b) endotermicznej.

Kompleks aktywny to stan przejściowy poprzedzający wytworzenie produktów reakcji chemicznej. Powstawanie kompleksu aktywnego można przedstawić następująco:

$$\underbrace{AB + C}_{\text{substraty}} \longrightarrow \underbrace{[ABC]^*}_{\substack{\textbf{kompleks aktywny}\\ \text{stan przejściowy}}} \longrightarrow \underbrace{AC + B}_{\text{produkty}}$$

[...]* – oznaczenie kompleksu aktywnego.

Energia aktywacji decyduje o szybkości reakcji chemicznej – im mniejsza wartość energii aktywacji, tym reakcja chemiczna przebiega szybciej.

Stężenie substratów a szybkość reakcji chemicznej

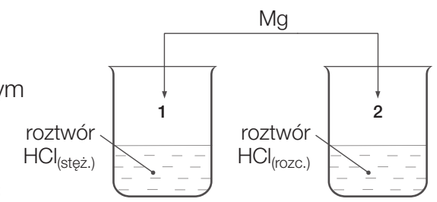
Doświadczenie 16.



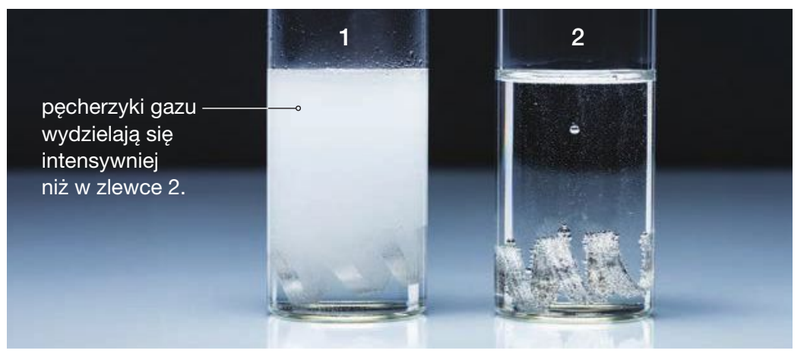
HCl

Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: stężony i rozcieńczony kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.
Szkło laboratoryjne: zlewki.
Instrukcja: Do zlewki 1. ze stężonym kwasem chlorowodorowym oraz do zlewki 2. z rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym wrzuć po kawałku wstążki magnezowej (schemat).



Obserwacje: W zlewce ze stężonym kwasem chlorowodorowym pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w zlewce z rozcieńczonym kwasem (fot. 34.).



Fot. 34. Reakcje magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek: Reakcja chemiczna zachodzi szybciej, jeśli stężenie kwasu jest większe.
Stężenie substratu wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Wpływ stężenia substratów na szybkość reakcji chemicznej wyjaśnia **teoria zderzeń aktywnych**. Zakłada ona, że reakcja chemiczna może zajść tylko wtedy, gdy atomy, cząsteczki lub jony substratów zderzą się ze sobą. Wynika z tego, że im większe stężenie substratów, tym większe prawdopodobieństwo zderzenia (rys. 21.).

Im większe stężenie substratów, tym większa szybkość reakcji chemicznej.



małe stężenie substancji — duże stężenie substancji

Rys. 21. Wpływ stężenia substratów na prawdopodobieństwo zderzenia.

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej

Szybkość większości jednoetapowych reakcji chemicznych jest wprost proporcjonalna do stężenia substratów. Wynika to z **równania kinetycznego reakcji chemicznej**.

Ogólne **równanie kinetyczne** reakcji chemicznej ma postać:

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

◀ Równanie kinetyczne

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej; k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze,
C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{mol}{dm^3}$,
λ_A, λ_B, λ_C – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

λ czyt. lambda

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **jednego substratu**:

$$v = k \cdot C_{AB}$$

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **dwóch substratów:**

$$v = k \cdot C_A \cdot C_B$$

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej,
C_A – stężenie substratu A, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_B – stężenie substratu B, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_{AB} – stężenie substratu AB, $\frac{mol}{dm^3}$.

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej **wyznacza się doświadczalnie** – nie na podstawie równania reakcji.

Przykład 25.

Plan rozwiązywania

1. Ustal szybkość reakcji po dwukrotnym zwiększeniu wartości C_A i C_B.
2. Ustal stosunek $\frac{v_2}{v_1}$.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zwiększeniem stężenia substratów

Jak zmieni się szybkość reakcji chemicznej przebiegającej według równania kinetycznego $v_1 = k \cdot C_A \cdot C_B$, jeżeli wartości stężeń C_A i C_B zostaną zwiększone 2-krotnie (w warunkach izotermicznych)?

1. Równanie kinetyczne po 2-krotnym zwiększeniu wartości stężenia substratów:

$$v_2 = k \cdot 2 \cdot C_A \cdot 2 \cdot C_B$$

$$v_2 = 4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B$$

2. $$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B}{k \cdot C_A \cdot C_B}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 4$$

3. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 4-krotnie.

Przykład 26.

Plan rozwiązywania

1. Ustal v_2.
2. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą objętości reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$.

Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli objętość reagujących gazów zmniejszy się 3-krotnie, ale liczba moli substratów (w warunkach izotermicznych) się nie zmieni?

1. Zmniejszenie objętości powoduje zwiększenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się objętość układu. Zatem:

$$v_1 = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

$$v_2 = k \cdot (3C_A)^2 \cdot 3C_B$$

$$v_2 = k \cdot 9C_A^2 \cdot 3C_B$$

$$v_2 = 27 \cdot k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

$$v_2 = 27 \cdot v_1$$

2. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

Przykład 27.

Plan rozwiązywania

1. Ustal, jak zmienią się stężenia reagentów po 3-krotnym zwiększeniu objętości układu.
2. Ustal stosunek $\frac{v_1}{v_2}$.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą objętości układu

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$2NO_{(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

Równanie kinetyczne dla tej reakcji opisuje zależność: $v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{H_2}^2$

Oblicz, jak zmieni się szybkość reakcji, jeśli objętość układu, w którym przebiega ta reakcja chemiczna, zwiększy się 3-krotnie.

1. Stężenie molowe jest odwrotnie proporcjonalne do objętości $C_m = \frac{n}{V}$. Jeśli objętość układu zwiększy się 3-krotnie, to stężenia zmniejszą się 3-krotnie.

2. Przyjmij, że początkowe stężenia reagentów wynoszą odpowiednio C_A i C_B.

Szybkość reakcji chemicznej przed wzrostem stężeń reagentów:

$$v_1 = k \cdot C_A^2 \cdot C_B^2$$

Szybkość reakcji chemicznej po 3-krotnym zmniejszeniu się stężeń reagentów:

$$v_2 = k \cdot (\frac{1}{3}C_A)^2 \cdot (\frac{1}{3}C_B)^2 \qquad v_2 = k \cdot \frac{1}{81} C_A^2 \cdot C_B^2$$

Podziel v_1 przez v_2, aby obliczyć, ile razy zmniejszy się szybkość reakcji:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot C_A^2 \cdot C_B^2}{k \cdot \frac{1}{81} C_A^2 \cdot C_B^2} \qquad \frac{v_1}{v_2} = 81$$

3. Szybkość reakcji chemicznej zmniejszy się 81 razy.

Przykład 28.

Plan rozwiązywania

1. Ustal v_2.
2. Napisz odpowiedź.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą ciśnienia reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zmniejszy się 2-krotnie przy niezmienionej ilości substratów i warunkach izotermicznych?**

1. Zmniejszenie ciśnienia powoduje zmniejszenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się stężenie układu. Zatem:

$$v_1 = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$$

$$v_2 = k \cdot \left(\frac{C_A}{2}\right)^3 \cdot \frac{C_B}{2} \qquad v_2 = \frac{k \cdot C_A^3 \cdot C_B}{8 \cdot 2} \qquad v_2 = \frac{v_1}{16}$$

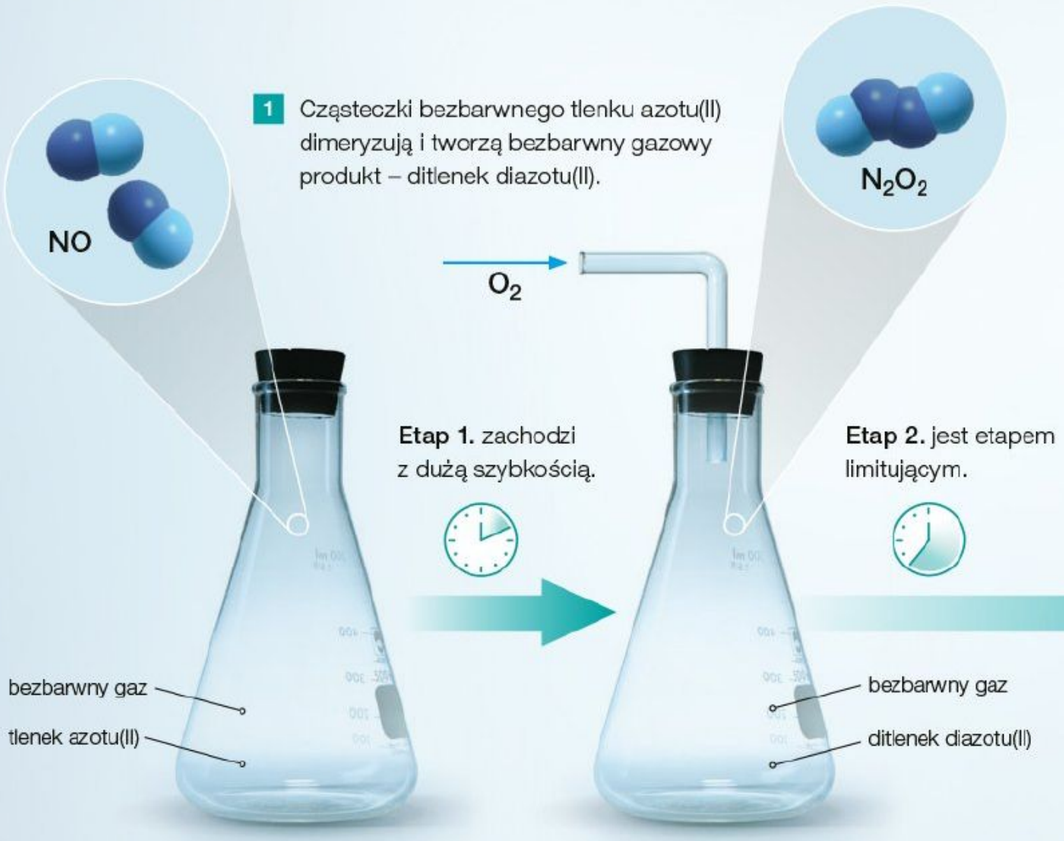
2. Szybkość reakcji chemicznej zmniejszy się 16 razy.

Krok po kroku

Szybkość reakcji złożonych

W reakcjach chemicznych, które przebiegają wieloetapowo, każdy etap może zachodzić z inną szybkością. Wówczas o całkowitej szybkości takiej reakcji chemicznej decyduje etap najwolniejszy, nazywany etapem limitującym.

Przebieg reakcji dwuetapowej





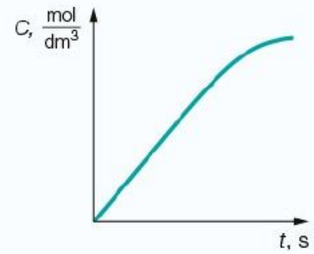
Etap limitujący

Etap limitujący reakcji chemicznej można porównać do zwężenia w klepsydrze. Powoduje ono, że piasek przesypuje się w tym miejscu stopniowo – wolniej, niż gdyby zwężenia nie było. Etap limitujący spowalnia cały proces. Nawet jeśli inne etapy reakcji chemicznej zachodzą z dużą szybkością, to całkowita szybkość tej reakcji chemicznej zależy od jej najwolniejszego etapu.

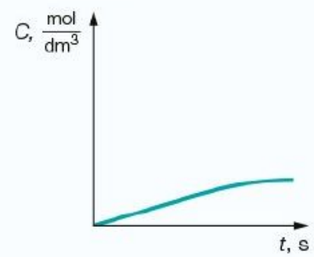


Zmiana stężenia produktu w czasie

Etap 1. Szybkie zwiększanie się stężenia powstającego produktu.



Etap 2. Powolne zwiększanie się stężenia powstającego produktu.



Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w etapie 1.

$$NO + NO \longrightarrow N_2O_2$$

tlenek azotu(II) + tlenek azotu(II) → ditlenek diazotu(II)

Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w etapie 2.

$$N_2O_2 + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

ditlenek diazotu(II) + tlen → tlenek azotu(IV)

Wyjaśnienie oznaczeń:

C – stężenie produktu, $\frac{mol}{dm^3}$,

C_A, C_{A_2}, C_B – stężenia substratów, $\frac{mol}{dm^3}$,

t – czas, s,

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej; k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze.

Szybkość etapu 1. $A + A \longrightarrow A_2$

$v_1 = k_1 \cdot C_A^2$

Szybkość etapu 2. $A_2 + B \longrightarrow A_2B$

$v_2 = k_2 \cdot C_{A_2} \cdot C_B$

Etap 2. przebiega wolniej niż etap 1 – jest etapem limitującym. Całkowita szybkość reakcji zależy więc od szybkości etapu 2.

Rząd reakcji chemicznej

Rząd reakcji chemicznej informuje o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Suma wykładników potęgowych λ [czyt. lambda] w równaniu kinetycznym prostej reakcji chemicznej, czyli takiej, która przebiega w jednym etapie, nazywa się całkowitym (ogólnym) **rzędem reakcji chemicznej**. Informuje on o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Przykładem prostej, jednoetapowej reakcji chemicznej jest reakcja syntezy jodowodoru:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{jod}}{I_2} \longrightarrow \underset{\text{jodowodór}}{2HI}$$

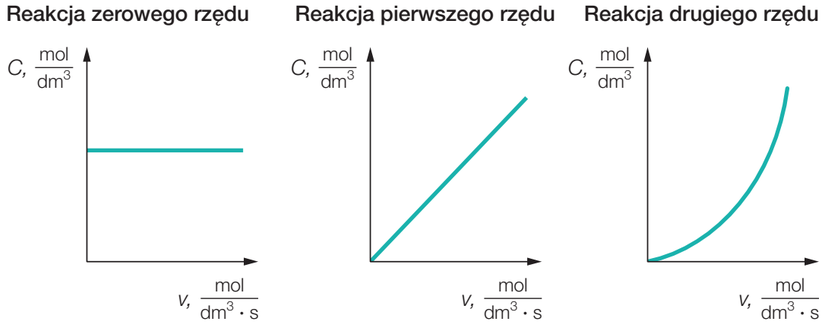
Wykładniki potęgowe λ są zatem równe odpowiednim współczynnikom stechiometrycznym, a równanie kinetyczne dla tej reakcji chemicznej ma postać:

$$v = k \cdot C_{H_2} \cdot C_{I_2}$$

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
k – stała szybkości reakcji,
C_{H_2}, C_{I_2} – stężenia substratów, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Wykładników potęgowych równych 1 nie zapisuje się w równaniu kinetycznym. Całkowity rząd reakcji wynosi 2 (1 + 1 = 2).

Większość reakcji chemicznych to reakcje pierwszego lub drugiego rzędu (tabela 6., s. 107). Reakcje chemiczne trzeciego rzędu należą do rzadkości. Znane są również **reakcje chemiczne zerowego rzędu**. Są to reakcje, których **szybkość nie zależy od stężenia** substratów (rys. 22.). Przykładami takich reakcji chemicznych są reakcje fotochemiczne i enzymatyczne.



Rys. 22. Wykresy zależności szybkości reakcji chemicznej od stężenia substancji.

W większości przypadków reakcje chemiczne zapisane za pomocą sumarycznego równania stechiometrycznego przebiegają w kilku etapach. Całkowita szybkość takich reakcji złożonych zależy od szybkości najwolniejszego z etapów, czyli od tzw. **etapu limitującego**.

Tabela 6. Przykłady reakcji chemicznych pierwszego, drugiego i trzeciego rzędu

Równania reakcji chemicznych	Równania kinetyczne	Suma wykładników potęgowych λ	Rząd reakcji chemicznej
A $N_2O_4 \longrightarrow 2NO_2$ $C_2H_6 \longrightarrow 2CH_3$	$\boldsymbol{v = k \cdot C_A}$ $v = k \cdot C_{N_2O_4}$ $v = k \cdot C_{C_2H_6}$	1	reakcja pierwszego rzędu
A B $CH_3I + HI \longrightarrow CH_4 + I_2$ **2A** $2NO \longrightarrow 2NO + O_2$	$\boldsymbol{v = k \cdot C_A \cdot C_B}$ $v = k \cdot C_{CH_3I} \cdot C_{HI}$ $\boldsymbol{v = k \cdot C_A^2}$ $v = k \cdot C_{NO}^2$	2 2	reakcja drugiego rzędu
A B C $H_2O_2 + I^- + H^+ \longrightarrow H_2O + HIO$ **2A B** $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$ **3A** $3C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6$	$\boldsymbol{v = k \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_C}$ $v = k \cdot C_{H_2O_2} \cdot C_{I^-} \cdot C_{H^+}$ $\boldsymbol{v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B}$ $v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$ $\boldsymbol{v = k \cdot C_A^3}$ $v = k \cdot C_{C_2H_2}^3$	3 3 3	reakcja trzeciego rzędu

Wielkością, która charakteryzuje szybkość reakcji chemicznej, jest **okres półtrwania**, czyli czas potrzebny do przereagowania połowy początkowej ilości substratów. Im dłuższy jest okres półtrwania, tym mniejszą wartość ma stała szybkości reakcji chemicznej k.

Doświadczalnie wyznacza się także wartość stałej szybkości reakcji chemicznej k. Wartość stałej k:

- zależy od temperatury,
- jest charakterystyczna dla danej reakcji chemicznej (w określonej temperaturze),
- nie zależy od stężenia substancji, które biorą udział w reakcji chemicznej.

Na wartość stałej szybkości danej reakcji chemicznej (w warunkach izotermicznych) może wpływać także katalizator.

Jednostkę stałej szybkości reakcji chemicznej (tabela 7., s. 108) ustala się na podstawie równania kinetycznego, tak aby szybkość reakcji wyrażona była w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

$$\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} = \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

- Dla reakcji **zerowego rzędu** $v = k$, stąd jednostką stałej k jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.
- Dla reakcji **pierwszego rzędu** $v = k \cdot C$, czyli $k = \frac{v}{C}$,

$k = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}$, $\text{k} = \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}} \cdot \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$, stąd jednostką stałej k jest $\frac{1}{\text{s}}$.

- Dla reakcji **drugiego rzędu** $v = k \cdot C_A \cdot C_B$, czyli $k = \frac{v}{C_A \cdot C_B}$,

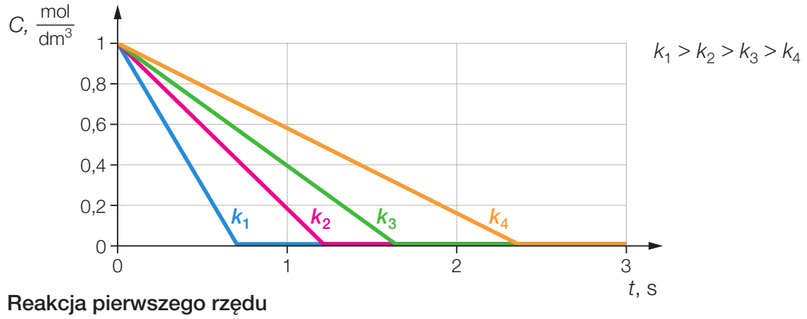
$k = \frac{\frac{mol}{dm^3 \cdot s}}{\frac{mol}{dm^3} \cdot \frac{mol}{dm^3}}$, $k = \frac{\frac{mol}{dm^3 \cdot s}}{\frac{mol^2}{dm^6}}$, $k = \frac{mol}{dm^3 \cdot s} \cdot \frac{dm^6}{mol^2}$, stąd jednostką stałej k jest $k = \frac{dm^3}{mol \cdot s}$.

Tabela 7. Jednostka stałej szybkości reakcji chemicznej w zależności od rzędu reakcji chemicznej

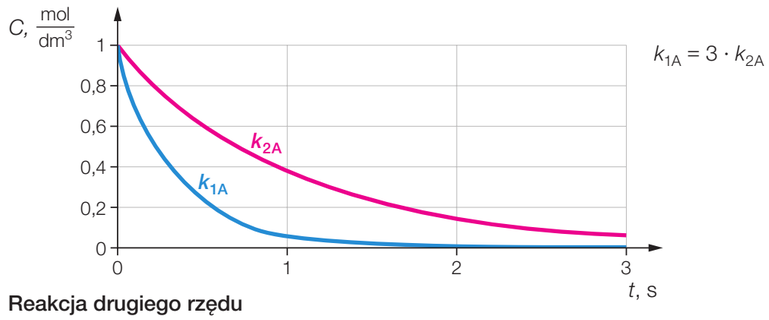
Rząd reakcji chemicznej	zerowy	pierwszy	drugi	trzeci
Jednostka stałej szybkości reakcji chemicznej k	$\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$	$\frac{1}{s}$	$\frac{dm^3}{mol \cdot s}$	$\frac{(dm^3)^2}{mol^2 \cdot s}$

Im większa jest wartość stałej szybkości k, tym szybszy jest zanik substratów (rys. 23.).

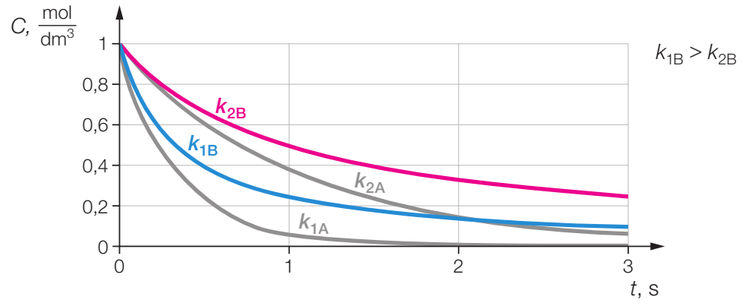
Reakcja zerowego rzędu



Reakcja pierwszego rzędu



Reakcja drugiego rzędu



Rys. 23. Wykres zmiany stężenia molowego substratu w czasie.

Ważne w temacie *Szybkość reakcji chemicznej*

Szybkość reakcji chemicznej

1. Obliczam szybkość reakcji chemicznej

$v = +\frac{\Delta C_p}{\Delta t}$ $\quad$ $v = -\frac{\Delta C_s}{\Delta t}$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,

$+\Delta C_p$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{mol}{dm^3}$,

$-\Delta C_s$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{mol}{dm^3}$,

Δt – czas, s.

2. Zapisuję równania kinetyczne

$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej,

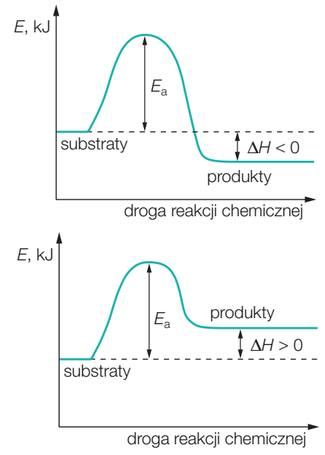
C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{mol}{dm^3}$,

λ_A, λ_B, λ_C – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

3. Przewiduję wpływ stężenia (ciśnienia) substratów, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji

- Wpływ stężenia substratów: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się stężenia substratów.
- Wpływ ciśnienia substratów gazowych: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się ciśnienia substratów.
- Wpływ stopnia rozdrobnienia substratów: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze zwiększaniem się powierzchni substratu (ze stopniem jego rozdrobnienia).
- Wpływ temperatury: szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury.

4. Zaznaczam wartość energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych



5. Określam rząd reakcji

Rzędy reakcji chemicznych **wyznacza się doświadczalnie**. Dla niektórych reakcji rzędy reakcji są równe współczynnikom stechiometrycznym występującym w równaniu reakcji chemicznej przy poszczególnych substratach:

$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$

$v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$

$a = 2$, $b = 1$

$\lambda_A = 2$, $\lambda_B = 1$

rzędy reakcji chemicznej = współczynniki stechiometryczne

Całkowity rząd reakcji chemicznej jest równy sumie wykładników potęg w równaniu kinetycznym, np.:

$CH_3I + HI \longrightarrow CH_4 + I_2$

$v = k \cdot C_{CH_3I} \cdot C_{HI}$

całkowity rząd reakcji: 1 + 1 = 2

Szybkość reakcji chemicznej, v – zmiana stężenia substratów lub produktów w jednostce czasu.

Energia aktywacji, E_a – najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Reguła van't Hoffa – zwiększenie temperatury o 10 °C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.

Rząd reakcji chemicznej – suma wykładników potęgowych λ w równaniu kinetycznym prostej reakcji chemicznej.

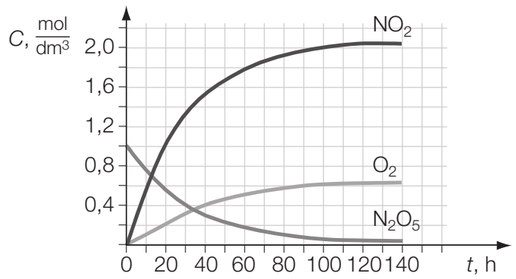
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Oblicz średnią szybkość reakcji chemicznej A ⟶ B względem substratu A, jeżeli stężenie początkowe tego substratu wynosiło 1,8 $\frac{mol}{dm^3}$, a po upływie 10 min miało wartość 1,5 $\frac{mol}{dm^3}$.

2. Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 2-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10 °C.
Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze:
a) niższej o 20 °C,
b) wyższej o 50 °C.

3. Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej zgodnie z równaniem: $2N_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$ przedstawiono na wykresie.



a) **Odczytaj z wykresu wartości stężeń początkowych oraz końcowych substratu i produktów.**
b) **Oblicz, ile względem substratu wynosiła średnia szybkość jego rozkładu po upływie 20 h.** Wynik podaj w $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$.

4. Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym:

$$v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

Ustal, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zwiększy się 2-krotnie przy niezmienionej ilości substratów i w warunkach izotermicznych?

5. Do zamkniętego zbiornika, w którym panowały temperatura T i ciśnienie p, wprowadzono gazowe reagenty X i Z, po czym zainicjowano reakcję chemiczną, zachodzącą zgodnie z równaniem:

$$X_{(g)} + 2Z_{(g)} \rightleftharpoons 2A_{(g)}$$

Zależność szybkości zaniku reagenta X od czasu trwania procesu zestawiono w tabeli.

t, s	0	25	100	150	300
szybkość zaniku substratu X, mol · dm^{-3} · s^{-1}	0,02	0,016	0,01	0,008	0,005

Uzupełnij tabelę. Wpisz wartości liczbowe szybkości tworzenia produktu *A* w momencie zainicjowania opisanej reakcji chemicznej oraz w 25., 100., 150. i 300. sekundzie. Następnie naszkicuj wykres zależności szybkości tworzenia produktu *A* od czasu dla wskazanych wartości czasu.

t, s	0	25	100	150	300
szybkość tworzenia produktu A, mol · dm^{-3} · s^{-1}	?	?	?	?	?

8 Katalizatory i reakcje katalityczne

Ważne w tym temacie:
- przewidywanie wpływu obecności katalizatora na szybkość reakcji
- zaznaczanie wartość energii aktywacji na schematach ilustrujących zmiany energii w reakcjach egzoenergetycznych i endoenergetycznych





Fot. 35. Platyna jest metalem używanym jako katalizator.

Katalizatory to substancje, które dodane do układu reagującego nawet w minimalnych ilościach **powodują zwiększenie szybkości** reakcji chemicznej (fot. 35.). Same zaś po reakcji chemicznej pozostają niezmienione. Katalizatorami mogą być atomy, jony lub cząsteczki bardziej złożone.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

Katalizator

Istota działania **katalizatora** polega na obniżeniu bariery energetycznej reakcji chemicznej, co ułatwia jej przebieg. Katalizator tworzy przejściowy, nietrwały kompleks (kompleks aktywny) z substratem reakcji chemicznej. Produkty powstają przy **obniżonej energii aktywacji** E_a reakcji chemicznej, dzięki czemu zachodzi ona szybciej.

Ogólny zapis przebiegu reakcji chemicznej zachodzącej **bez** udziału **katalizatora**:

$$\underbrace{A + B}_{\text{substraty}} \longrightarrow \underbrace{AB}_{\text{produkt}}$$

Reakcja chemiczna zachodzi **powoli**.

Ogólny zapis reakcji chemicznej zachodzącej **z udziałem katalizatora**:

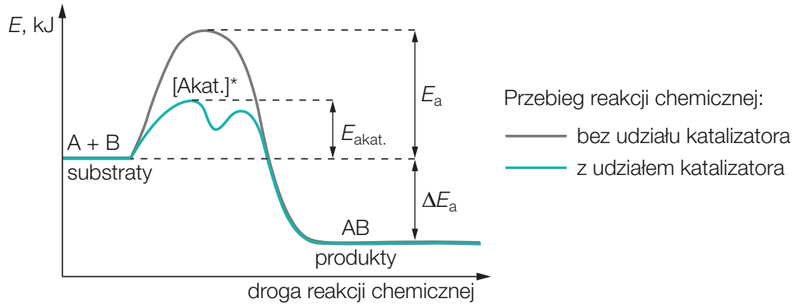
Etap I:
$$\underbrace{A}_{\text{substrat}} + \underbrace{kat.}_{\text{katalizator}} \longrightarrow \underbrace{[Akat.]^*}_{\text{kompleks aktywny substrat–katalizator}}$$

Reakcja chemiczna zachodzi **szybko**.

Etap II:
$$\underbrace{[Akat.]^*}_{\text{kompleks aktywny}} + \underbrace{B}_{\text{substrat}} \longrightarrow \underbrace{AB}_{\text{produkt}} + \underbrace{kat.}_{\text{katalizator}}$$

Reakcja chemiczna zachodzi **bardzo szybko**.

Zmiany energii zachodzące podczas reakcji chemicznej bez udziału katalizatora i w jego obecności przedstawiono na wykresie (rys. 24., s. 112).



Rys. 24. Wykres zmian energii w reakcji egzotermicznej, gdzie:
E_a – energia aktywacji reakcji chemicznej bez udziału katalizatora,
$E_{akat.}$ – energia aktywacji reakcji chemicznej z udziałem katalizatora,
[Akat.]* – kompleks aktywny,
ΔE – energia wydzielana przez układ reagujący.

Działanie katalizatorów (tabela 8.) można wzmocnić, dodając niewielkie ilości substancji, które same nie mają działania katalitycznego w danej reakcji chemicznej, ale ułatwiają działanie katalizatora – tzw. **aktywatorów**. Przykładem aktywatora jest tlenek glinu Al_2O_3, który – stosowany wraz ze sproszkowanym żelazem w syntezie amoniaku – znacznie poprawia efektywność katalitycznego działania żelaza.

Tabela 8. Przykłady substancji stosowanych jako katalizatory

Metale	Pt, Ni, Pd, Ag
Tlenki	NiO, ZnO, Cr_2O_3, MnO_2, SiO_2, V_2O_5
Kwasy	H_3PO_4, H_2SO_4

Reakcje katalityczne

Reakcje chemiczne, które zachodzą z udziałem **katalizatora**, nazywane są **reakcjami katalitycznymi**. Natomiast zjawisko, które polega na zwiększeniu szybkości reakcji chemicznej, jest nazywane **katalizą**. Ze względu na rodzaj użytego katalizatora można wyróżnić dwa rodzaje katalizy.

rodzaje katalizy

homogeniczna
katalizator jest w tej samej fazie co substraty, np.:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \xrightarrow{kat.} 2SO_{3(g)}$$

W reakcji otrzymywania tlenku siarki(VI) katalizatorem jest gaz – tlenek azotu(IV) NO_2.

heterogeniczna
katalizator jest w innej fazie niż substraty, np.:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \xrightarrow{kat.} 2NH_{3(g)}$$

W reakcji otrzymywania amoniaku katalizatorem jest żelazo Fe.

Proces, w którym katalizatorem jest powstający produkt, jest nazywany **autokatalizą**, np.:

$$2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 10CO_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

W reakcji redukcji jonów MnO_4^- do jonów Mn^{2+} katalizatorem są powstające kationy manganu Mn^{2+}.

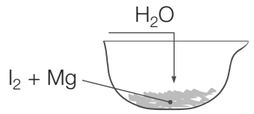
Doświadczenie 17.



Katalityczna synteza jodku magnezu

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium) – nie wdychaj par jodu. Używaj małych ilości substancji.

Odczynniki: jod, wiórki magnezu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica, bagietka.
Instrukcja: Do parownicy ze sproszkowanym jodem dodaj wiórki magnezu i wymieszaj. Na mieszaninę nanieś kroplę wody (schemat).



Obserwacje: Po dodaniu wody do parownicy wydzielają się kłęby fioletowego dymu (fot. 36.).



Fot. 36. Katalityczna reakcja jodu z magnezem.

Wniosek: Woda przyspiesza reakcję jodu z magnezem, czyli jest katalizatorem. Jod w wysokiej temperaturze sublimuje – przechodzi ze stanu stałego bezpośrednio w stan gazowy.

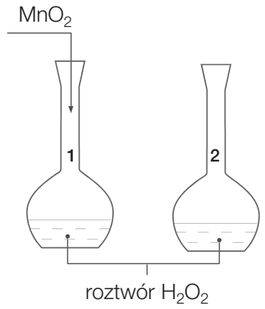
Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{jod}}{I_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{jodek magnezu}}{MgI_2}$$

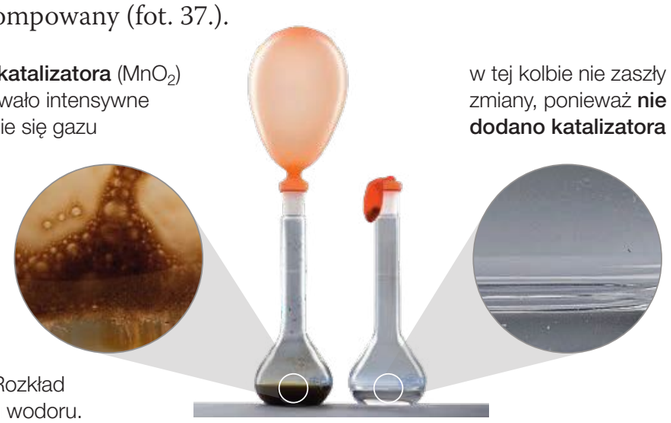
Doświadczenie 18. H_2O_2 MnO_2

Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru

Odczynniki: woda utleniona, tlenek manganu(IV).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby miarowe, balony.
Instrukcja: Do dwóch kolb miarowych nalej taką samą ilość wody utlenionej (roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu równym 3 %). Następnie tylko do kolby 1. dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (schemat). Na obie kolby załóż nienapompowane balony.



Obserwacje: Balon umieszczony na kolbie 1. szybko wypełnia się gazem, natomiast balon zamocowany na kolbie 2. pozostaje nienapompowany (fot. 37.).



Fot. 37. Rozkład nadtlenku wodoru.

Wniosek: Tlenek manganu(IV) jest katalizatorem tej reakcji chemicznej. Gazowym produktem powstającym w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru jest tlen.

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{nadtlenek wodoru}}{2H_2O_2} \xrightarrow{MnO_2} \underset{\text{woda}}{2H_2O} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow}$$

Inhibitory

Niektóre substancje zmniejszają szybkość reakcji chemicznych i podwyższają energię aktywacji reakcji. Są to **inhibitory**, które tworzą związki chemiczne z substratami. W przypadku reakcji katalitycznej mogą także reagować z katalizatorami, utrudniając dalszy przebieg reakcji chemicznej. Na działanie inhibitorów szczególnie wrażliwe są katalizatory metaliczne, np. katalizator platynowy.

Zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej lub uniemożliwienie dalszego jej przebiegu spowodowane działaniem inhibitorów jest nazywane **inhibicją**.

Inhibitor – substancja, która powoduje zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej.

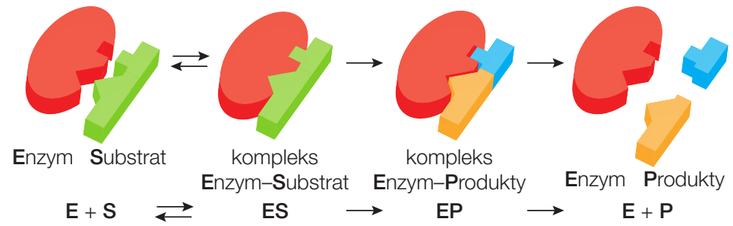
Przykłady inhibitorów:
H_2S,
NH_3,
PH_3,
związki arsenu.

Proces ten dotyczy m.in. reakcji biochemicznych zachodzących w organizmie. Wiąże się ze zmniejszeniem aktywności enzymów (biokatalizatorów). W tym przypadku inhibitorami mogą być różne leki oraz toksyny.

Mechanizm inhibicji jest wykorzystywany m.in. do opóźniania niepożądanych reakcji wybuchowych oraz w preparatach antykorozyjnych.

Biokataliza

Proces przyspieszania reakcji biochemicznej przez enzymy, czyli katalizatory białkowe, jest nazywany **biokatalizą** (katalizą enzymatyczną). Działanie enzymów przebiega według mechanizmu „zamka i klucza", tzn. danemu substratowi odpowiada ściśle określony biokatalizator (rys. 25.). Powierzchnia, do której przyłącza się substrat, to **centrum aktywne** enzymu.



Rys. 25. Centrum aktywne enzymu odpowiada kształtem substratowi i sprawia, że może on szybciej przekształcić się w produkty.

Biokatalizę na skalę przemysłową wykorzystuje się m.in.:

- w produkcji kosmetyków i detergentów (enzymy stanowią składniki np. kremów przeciwzmarszczkowych i proszków do prania, fot. 38.),
- podczas produkcji i konserwacji żywności (np. fermentacja mleka, produkcja serów),
- w przetwórstwie skrobi i celulozy (skrobia pod wpływem enzymów hydrolizuje na prostsze sacharydy, które są wykorzystywane np. w przemyśle spożywczym; natomiast z przetworzonej celulozy powstają m.in. papier i tekstylia),
- w medycynie (produkcja witamin i leków, np. antybiotyków).



Fot. 38. Proteazy, celulazy i amylazy to enzymy wchodzące w skład środków piorących. Przyczyniają się one do rozkładu składników zabrudzeń, dzięki czemu możliwe jest oczyszczenie tkaniny nawet w niskiej temperaturze.

Odkrycia, które zmieniły świat – konwerter katalityczny

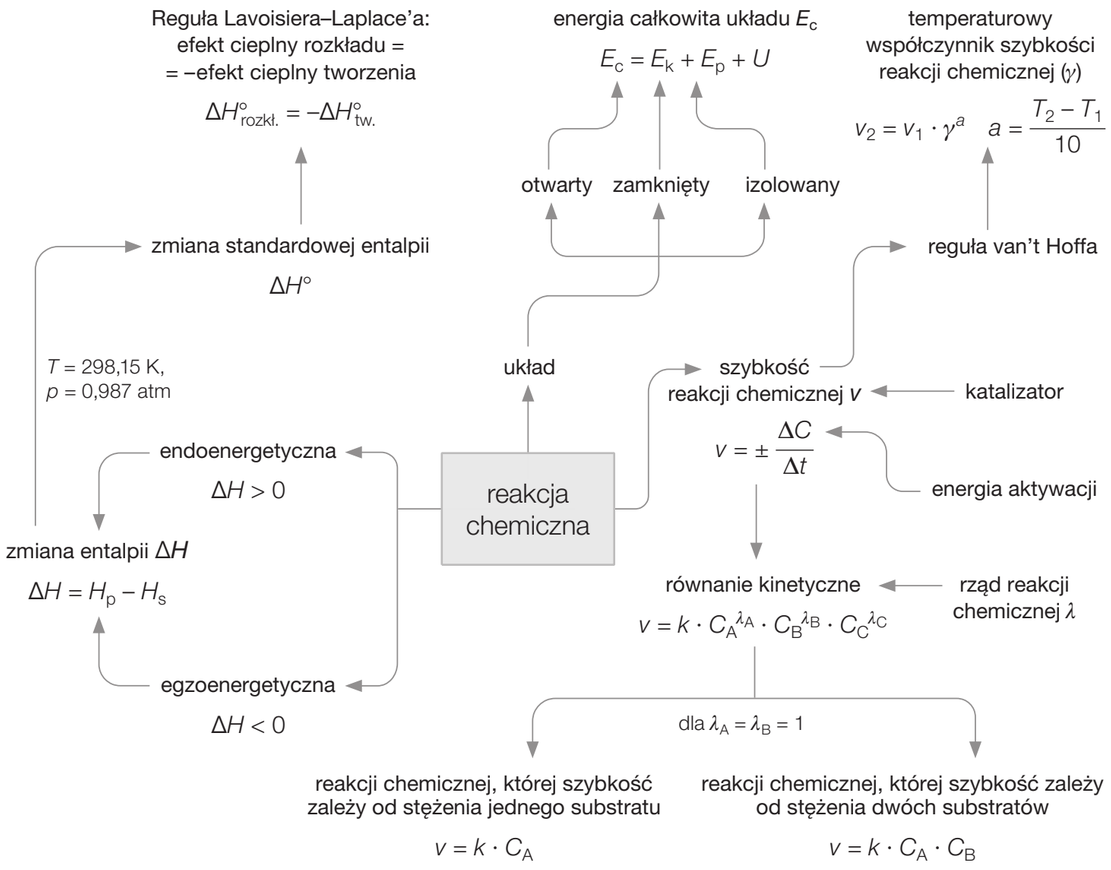
Odkrycie konwertera katalitycznego, nazywanego potocznie **katalizatorem samochodowym** (fot. 39.), w znacznym stopniu przyczyniło się do zmniejszenia stężenia zanieczyszczeń emitowanych do atmosfery. Dzięki niemu zachodzą katalityczne reakcje utleniania-redukcji, w wyniku których ze szkodliwych substancji znajdujących się w gazach spalinowych powstają produkty bezpieczniejsze dla środowiska przyrodniczego:

$$\underbrace{\text{węglowodory} + H_2O + CO_2 + CO + NO + NO_2}_{\text{spaliny z silnika}} \longrightarrow \underbrace{H_2O + CO_2 + N_2}_{\text{spaliny z katalizatora}}$$



Fot. 39. W katalizatorze samochodowym najczęściej wykorzystuje się: Al_2O_3, CeO_2, Pt, Pd, Rh.

Mapa pojęć – energetyka reakcji chemicznych i kinetyka chemiczna

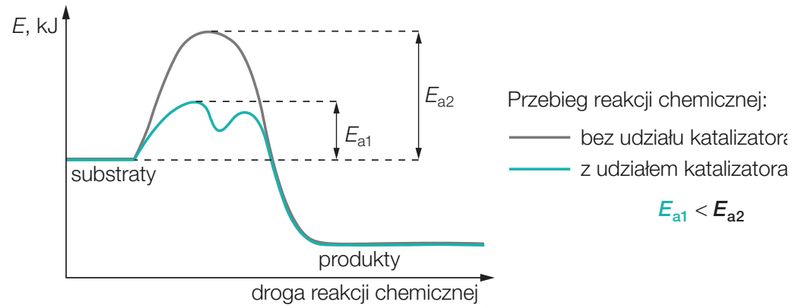


Wyjaśnienia symboli:

C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{mol}{dm^3}$,
E_c – energia całkowita układu, J,
E_k – energia kinetyczna, J,
E_p – energia potencjalna, J,
H_p – entalpia produktów, $\frac{kJ}{mol}$,
H_s – entalpia substratów, $\frac{kJ}{mol}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej,
n – liczba moli produktów lub substratów,
T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C),
T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
U – energia wewnętrzna układu, J,
$+\Delta C$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$-\Delta C$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{mol}{dm^3}$,
ΔH – zmiana entalpii układu, $\frac{kJ}{mol}$,
ΔH° – zmiana standardowej entalpii, $\frac{kJ}{mol}$,
Δt – czas, s,
γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,
λ_A, λ_B, λ_C – rzędy reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

Ważne w temacie *Katalizatory i reakcje katalityczne*

1. Porównuję wartość energii aktywacji reakcji chemicznej, która przebiega z udziałem katalizatora i bez jego udziału



Katalizatory i reakcje katalityczne

2. Przewiduję wpływ obecności katalizatora na szybkość reakcji

Katalizator:
- obniża energię aktywacji,
- zwiększa szybkość reakcji chemicznej.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.
Reakcja katalityczna – reakcja chemiczna, która zachodzi z udziałem katalizatora.
Kataliza – zjawisko, które polega na zwiększeniu szybkości reakcji chemicznej.
Inhibitor – substancja, która powoduje zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej.
Kompleks aktywny – stan przejściowy między substratami a produktami.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Reakcja chemiczna opisana równaniem:
$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.} 2SO_3$
przebiega w dwóch etapach:
etap I: $SO_2 + NO_2 \longrightarrow SO_3 + NO$
etap II: $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$
Napisz wzór katalizatora oraz produktu przejściowego.

2. Reakcja utleniania tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI) przy użyciu pewnego katalizatora przebiega w trzech etapach:
etap I: $Pt + O_2 \longrightarrow PtO_2$
etap II: $SO_2 + PtO_2 \longrightarrow SO_3 + PtO$
etap III: $SO_2 + PtO \longrightarrow SO_3 + Pt$
Ustal, która z substancji jest katalizatorem i jakie są produkty przejściowe tej reakcji chemicznej.

9 Równowaga chemiczna, stała równowagi

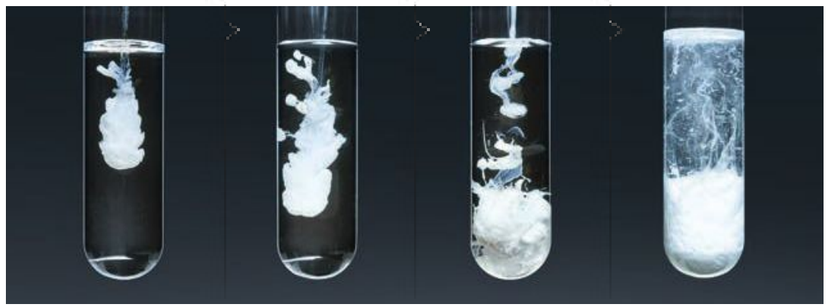
Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *stan równowagi dynamicznej*, *stała równowagi*
- wyrażenie na stałą równowagi reakcji chemicznej
- obliczanie wartości stałej równowagi reakcji odwracalnej
- obliczanie stężeń równowagowych albo stężeń początkowych reagentów

Statyka chemiczna → Stężeniowa stała równowagi; Prawo działania mas; Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Kierunek zachodzenia reakcji chemicznych zależy od ich rodzaju oraz warunków ich przeprowadzania. Niekiedy z danych substratów powstają produkty, które ulegają odwrotnej reakcji chemicznej i przekształcają się z powrotem w substraty. Są to tzw. **odwracalne reakcje chemiczne**.

W przypadku niektórych produktów, np. w postaci trudno rozpuszczalnego osadu (fot. 40.) lub gazów (opuszczających środowisko reakcji), ich przekształcenie w substraty jest znacznie utrudnione. Wtedy reakcje chemiczne przebiegają praktycznie tylko w jednym kierunku. Takie reakcje nazywane są **nieodwracalnymi reakcjami chemicznymi**.



Fot. 40. Reakcja strącania chlorku srebra(I).

Reakcje odwracalne i nieodwracalne

W temperaturze pokojowej w mieszaninie wodoru i tlenu iskra elektryczna inicjuje wybuchową reakcję syntezy wody:

reakcja syntezy wody

$$\underset{\text{wodór}}{2H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

Reakcja, która przebiega w odwrotnym kierunku, to reakcja analizy (rozkładu) wody. Jednak reakcja ta zajdzie dopiero w temperaturze ok. 4000 °C:

reakcja analizy wody

$$\underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodór}}{2H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2}$$

Reakcja syntezy wody jest przykładem **reakcji praktycznie nieodwracalnej**. Aby reakcja zaszła w odwrotnym kierunku, należy dostarczyć znaczną ilość energii. Przykłady nieodwracalnych reakcji chemicznych podano w tabeli 9. W równaniach reakcji nieodwracalnych stosuje się **zapis z jedną strzałką** z grotem zwróconym w prawo ⟶.

⟶ oznaczenie reakcji nieodwracalnej

Tabela 9. Wybrane reakcje nieodwracalne

Przykłady reakcji nieodwracalnych	Równania reakcji nieodwracalnych
Reakcje jonowe, w których powstaje **produkt trudno rozpuszczalny** w wodzie	$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{\mathbf{AgCl}\downarrow}$
Reakcje spalania	$\underset{\text{magnez}}{2Mg} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek magnezu}}{\mathbf{2MgO}}$
Reakcje chemiczne, w których powstaje **produkt gazowy** opuszczający środowisko reakcji	$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek wapnia}}{CaCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{\mathbf{CO_2}\uparrow}$
Reakcje chemiczne, w których powstaje **produkt trudno dysocjujący**	$\underset{\text{jony oksoniowe}}{2H_3O^+} + \underset{\text{anion siarczanowy(VI)}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{kationy sodu}}{2Na^+} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2OH^-} \longrightarrow \underset{\text{kationy sodu}}{2Na^+} + \underset{\text{anion siarczanowy(VI)}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O}$

W **reakcjach odwracalnych** przekształcają się zarówno substraty w produkty, jak i produkty w substraty (w zależności od warunków reakcji chemicznej). W równaniach tych reakcji stosuje się **zapis z dwiema strzałkami** ⇄. Do tego typu procesów można zaliczyć m.in. dysocjację słabych elektrolitów, tzn. takich, których cząsteczki dysocjują tylko w niewielkim stopniu:

⇄ oznaczenie reakcji odwracalnej

$$\underset{\text{kwas azotowy(III)}}{HNO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion azotanowy(III)}}{NO_2^-}$$

$$\underset{\substack{\text{kwas octowy}\\(\text{kwas etanowy})}}{CH_3COOH} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\substack{\text{anion octanowy}\\(\text{anion etanianowy})}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

Stan równowagi chemicznej

Przebieg **reakcji dysocjacji elektrolitycznej** polegającej na rozpadzie cząsteczek substratu na jony można przedstawić za pomocą równania ogólnego:

a) $\mathbf{AB \longrightarrow A^+ + B^-}$

W reakcji odwracalnej powstające jony łączą się w cząsteczkę substratu:

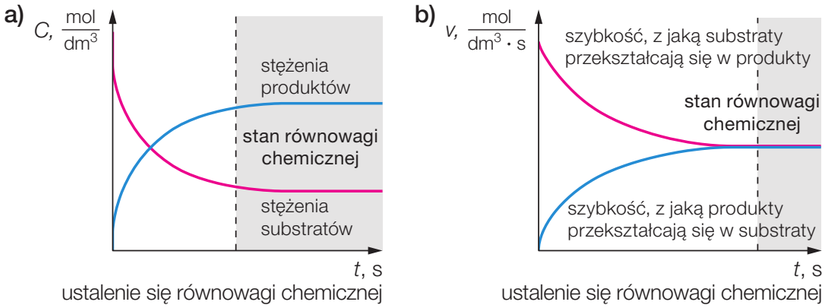
b) $\mathbf{A^+ + B^- \longrightarrow AB}$

Równowaga chemiczna – stan dynamiczny odwracalnej reakcji chemicznej, w którym szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są takie same.

Procesy a) i b) zachodzą z różną szybkością. Jeżeli w określonych warunkach (stężeń, temperatury i ciśnienia substratów oraz produktów) szybkości reakcji chemicznych a) i b) wyrównują się, to układ osiąga **stan równowagi chemicznej**. W stanie równowagi chemicznej w określonym czasie **taka sama ilość substratów tworzy produkty, jaka z powrotem rozpada się na substraty**. Rozważany proces można zatem zapisać następująco:

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

W stanie równowagi chemicznej **stężenia substratów oraz produktów** w danej temperaturze **są stałe** (rys. 26.). Reakcje chemiczne przebiegają w obu kierunkach z taką samą szybkością – nie ulegają one zatrzymaniu. Stan równowagi chemicznej jest **stanem dynamicznym**, więc jakakolwiek zmiana warunków reakcji chemicznej powoduje jego zakłócenie i powstanie nowego stanu równowagi.



Rys. 26. Wykres zmian: a) stężenia substratów i produktów w funkcji czasu, b) szybkości reakcji chemicznej odwracalnej (prowadzącej do stanu równowagi chemicznej) w funkcji czasu.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_c

Zakładając, że reakcja chemiczna $AB \longrightarrow A^+ + B^-$ przebiega z szybkością v_1, a reakcja odwrotna $A^+ + B^- \longrightarrow AB$ – z szybkością v_2, szybkości te można wyrazić jako funkcje stężenia:

[…] – oznaczenie równowagowego stężenia molowego substancji, $\frac{mol}{dm^3}$.

$$v_1 = k_1 \cdot C_{AB} \quad \text{lub} \quad v_1 = k_1 \cdot [AB]$$

$$v_2 = k_2 \cdot C_{A^+} \cdot C_{B^-} \quad \text{lub} \quad v_2 = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

gdzie:
v_1, v_2 – szybkości reakcji chemicznych, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
k_1, k_2 – stałe szybkości reakcji chemicznych,
C_{AB}, [AB] – stężenie molowe reagenta, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_{A^+}, C_{B^-}, $[A^+]$, $[B^-]$ – stężenia molowe reagentów, $\frac{mol}{dm^3}$.

W stanie równowagi chemicznej obie te szybkości są równe, więc:

$$k_1 \cdot [AB] = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

Po przekształceniu równania otrzymuje się:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Iloraz dwóch stałych szybkości reakcji chemicznych ($\frac{k_1}{k_2}$) można zastąpić stałą nazywaną **stężeniową stałą równowagi chemicznej K_C**.

Dla ogólnego równania reakcji chemicznej odwracalnej:

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C ma postać:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

◀ Wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej

gdzie:
[A], [B], [C], [D] – stężenia molowe substancji A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej.

Przykład 29.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równowagowe stężenia molowe produktów i substratów.
2. Podstaw stężenia do wyrażenia na K_C.

Zapisywanie wyrażenia na stężeniową stałą równowagi chemicznej

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

1. Produkt: $[NH_3]$

   Substraty: $[H_2]$, $[N_2]$

2. $K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$

Obliczanie za pomocą wzoru:

$aA + bB \rightleftharpoons cC$

$K_C = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}$

Prawo działania mas

Wyrażenie na stałą równowagi chemicznej jest matematycznym przedstawieniem **prawa działania mas**, nazywanego też (od nazwisk uczonych, którzy je sformułowali) **prawem Guldberga i Waagego** [czyt. guldberga i wogego]. Opisuje ono zależność między stężeniami lub ciśnieniami (w przypadku gazów) poszczególnych substratów i produktów w stanie równowagi chemicznej.

Prawo działania mas – w reagującym odwracalnie układzie w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów podniesionych do odpowiednich potęg do iloczynu stężeń molowych substratów reakcji, także w odpowiednich potęgach, jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji — tzw. **stałą równowagi chemicznej**.

Według prawa działania mas **stosunek iloczynu stężeń molowych produktów reakcji chemicznej** (podniesionych do odpowiednich potęg równych współczynnikom stechiometrycznym) **do iloczynu stężeń molowych substratów** (także w odpowiednich potęgach) **w stanie równowagi chemicznej jest wielkością stałą w danej temperaturze**.

Wartości stężeniowej stałej równowagi chemicznej K_c

Stężeniową stałą równowagi chemicznej K_C zwykle podaje się jako **wielkość bezwymiarową**.

Im większa jest wartość stężeniowej stałej równowagi chemicznej K_C, tym równowaga reakcji chemicznej jest bardziej przesunięta w kierunku powstawania produktów, i odwrotnie – im mniejsza jest wartość K_C, tym równowaga jest bardziej przesunięta w kierunku odtwarzania się substratów.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej **K_C zależy od temperatury, a nie zależy od początkowych stężeń lub ciśnień substratów**:

- **dla reakcji egzotermicznej jej wartość zmniejsza się** wraz ze wzrostem temperatury,
- **dla reakcji endotermicznej jej wartość zwiększa się** wraz ze wzrostem temperatury.

Ciśnieniowa stała równowagi

Stałą równowagi można przedstawić również w postaci **ciśnieniowej stałej równowagi K_p** wtedy, gdy w reakcji chemicznej biorą udział **substancje w gazowym stanie skupienia**. Ciśnieniowa stała równowagi ma postać:

Wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi

$$K_p = \frac{p_C^{\,c} \cdot p_D^{\,d}}{p_A^{\,a} \cdot p_B^{\,b}}$$

gdzie:

p_A, p_B, p_C, p_D – ciśnienia cząstkowe substratów i produktów gazowych A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, hPa,

a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej.

Na przykład dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

dimer tlenku azotu(IV) tetratlenek diazotu — tlenek azotu(IV) ditlenek azotu

wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi ma postać:

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}}$$

Przykład 30.

Plan rozwiązywania

1. Napisz wyrażenie na K_c.
2. Napisz wyrażenie na K_p.

Zapisywanie wyrażenia na stałą równowagi chemicznej reakcji z udziałem substancji gazowych

Napisz wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$$

1. W przypadku reakcji utleniania azotu do tlenku azotu(II), tak jak dla każdej reakcji przebiegającej z udziałem substancji gazowych, stan równowagi chemicznej można wyrazić za pomocą dwóch stałych równowagi – stężeniowej stałej K_C oraz ciśnieniowej stałej K_p.

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}$$

2. $$K_p = \frac{p^2_{NO}}{p_{N_2} \cdot p_{O_2}}$$

gdzie:

$[N_2]$, $[O_2]$, $[NO]$ – stężenia molowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,

p_{N_2}, p_{O_2}, p_{NO} – ciśnienia cząstkowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, hPa.

Przykład 31.

Obliczanie równowagowych liczb moli reagentów

Do zbiornika o pojemności 4 dm^3, zaopatrzonego w ruchomy tłok, wprowadzono gazowe reagenty: 3 mole reagenta A oraz 4 mole reagenta B, i zainicjowano reakcję przebiegającą zgodnie ze schematem:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow C_{(g)}$$

Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w warunkach jej prowadzenia była równa 4.

a) **Oblicz liczby moli reagentów A, B i C w zbiorniku po ustaleniu stanu równowagi**.

b) Po ustaleniu w układzie stanu równowagi zmniejszono przy pomocy tłoka pojemność zbiornika z 4 dm^3 do 1 dm^3. Spowodowało to wytrącenie układu ze stanu równowagi i podwyższenie temperatury wewnątrz reaktora.

Oceń, czy reakcja przebiegająca w reaktorze to proces egzotermiczny czy endotermiczny. Uzasadnij swoją odpowiedź, odwołując się przy tym do zmiany pojemności zbiornika spowodowanej przesunięciem tłoka.

ciąg dalszy przykładu na s. 124

początek przykładu na s. 123

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz początkowe stężenia reagentów A i B.
3. Oblicz wartości stężeń końcowych (równowagowych).
4. Oblicz liczby moli reagentów po ustaleniu równowagi.

1 **Dane:**
$n_{A1} = 3$ mol
$n_{B1} = 4$ mol
$n_{C1} = 0$ mol
$V = 4$ dm^3
$K = 4$

Szukane:
$n_{A2} = ?$
$n_{B2} = ?$
$n_{C2} = ?$

2 $C = \frac{n}{V}$

$C_{A1} = \frac{n_{A1}}{V}$ $\quad C_{A1} = \frac{3\text{ mol}}{4\text{ dm}^3}$ $\quad C_{A1} = 0{,}75\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$C_{B1} = \frac{n_{B1}}{V}$ $\quad C_{B1} = \frac{4\text{ mol}}{4\text{ dm}^3}$ $\quad C_{B1} = 1\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

3 Zmiany stężeń w czasie ustalania stanu równowagi można przedstawić za pomocą tabelki:

	C_A, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	C_B, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	C_C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
Stężenie początkowe	0,75	1	0
Zmiana stężenia	$-x$	$-x$	$+x$
Stężenie końcowe	$0{,}75 - x$	$1 - x$	$0 + x$

Korzystając z wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji chemicznej, należy obliczyć wartość zmiany stężenia:

$K = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]}$

$K = \frac{x}{(0{,}75 - x) \cdot (1 - x)}$ $\quad K = 4$ $\quad \frac{x}{(0{,}75 - x) \cdot (1 - x)} = 4$

$4x^2 - 8x + 3 = 0$

$\Delta = b^2 - 4ac$

$\Delta = 8^2 - 4 \cdot 4 \cdot 3$

$\Delta = 16$ $\quad \sqrt{\Delta} = 4$

$x_1 = \frac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a}$ $\quad x_1 = \frac{8 - 4}{2 \cdot 4}$ $\quad x_1 = 0{,}5$

$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a}$ $\quad x_2 = \frac{8 + 4}{2 \cdot 4}$ $\quad x_2 = 1{,}5$

x_2 trzeba odrzucić, ponieważ prowadzi do ujemnych wartości końcowych liczb moli reagentów A i B)
Podczas obliczania stężeń końcowych za x (zmiana stężenia) należy podstawić $x_1 = 0{,}5$.

$C_{A2} = 0{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $\quad C_{B2} = 0{,}5\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $\quad C_{C2} = 0{,}5\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

4 $n = C \cdot V$

$n_{A2} = 0{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4\text{ dm}^3$ $\quad n_{B2} = 0{,}5\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4\text{ dm}^3$ $\quad n_{C2} = 0{,}5\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 4\text{ dm}^3$

$n_{A2} = 1$ mol $\quad n_{B2} = 2$ mol $\quad n_{C2} = 2$ mol

ciąg dalszy przykładu na s. 125

początek przykładu na s. 123

5. Napisz odpowiedź.
6. Oceń, czy reakcja jest egzotermiczna czy endotermiczna.
7. Napisz uzasadnienie odpowiedzi.

5 Liczby moli reagentów A, B i C w zbiorniku po ustaleniu stanu równowagi są równe odpowiednio 1 mol (reagent A), 2 mole (reagent B) i 2 mole (reagent C).

6 Reakcja jest egzotermiczna.

7 W wyniku przesunięcia tłoka zmniejsza się pojemość zbiornika, co powoduje przesunięcie równowagi reakcji w stronę reagenta C. Efektem tego przesunięcia równowagi jest wydzielenie ciepła, stąd wiadomo, że ciepło musi być produktem tej reakcji.

Równowagi homogeniczna i heterogeniczna

Równowaga chemiczna dotycząca układów, w których:

- wszystkie substraty i produkty znajdują się w tej samej fazie, to **równowaga homogeniczna**,
- reagenty występują w różnych fazach, to **równowaga heterogeniczna**.

Na przykład w reakcji dysocjacji wodorotlenku wapnia część tego związku chemicznego pozostaje w roztworze jako osad $Ca(OH)_{2(s)}$:

$$\underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_{2(s)}} \rightleftharpoons \underset{\text{kation wapnia}}{Ca^{2+}_{(aq)}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2OH^-_{(aq)}}$$

Przyjmuje się, że **stężenie molowe substancji stałej jest stałe**, dlatego **można je pominąć w obliczeniach**. Wówczas wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla tego procesu będzie miało postać iloczynu równowagowych stężeń jonów Ca^{2+} i OH^- w roztworze nad osadem:

$$K_C = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

Przykład 32.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
2. Podstaw stężenia do wyrażenia na K_C.

Zapisywanie wyrażenia na stężeniową stałą równowagi reakcji heterogenicznej

Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

1 Substraty:
$[O_2]$ – stężenie molowe tlenu (w fazie gazowej)
[C] – stężenie molowe węgla (w fazie stałej)
Produkty:
[CO] – stężenie molowe tlenku węgla(II) (w fazie gazowej)

2 Należy przyjąć, że stężenie molowe substancji stałej – węgla – nie zmienia się, i można pominąć je w obliczeniach.

$K_C = \frac{[CO]^2}{[O_2]}$

Ważne w temacie *Równowaga chemiczna, stała równowagi*

Równowaga chemiczna, stała równowagi

1. Obliczam wartość stałej równowagi reakcji odwracalnej

$A + B \rightleftarrows C$

$$K_C = \frac{[C]}{[A] \cdot B]}$$

2. Zapisuję wyrażenie na stałą równowagi reakcji chemicznej

$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)}$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

Reakcja nieodwracalna – reakcja chemiczna, która przebiega praktycznie tylko w jednym kierunku.

Reakcja odwracalna – reakcja chemiczna, podczas której z substratów powstają produkty, które ulegają odwrotnej reakcji chemicznej i z powrotem przekształcają się w substraty.

Równowaga chemiczna – stan dynamiczny odwracalnej reakcji chemicznej, w którym szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są takie same.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C – iloraz dwóch stałych szybkości tej samej reakcji chemicznej, ale zachodzącej w przeciwnych kierunkach ($\frac{k_1}{k_2}$).

Prawo działania mas – w reagującym odwracalnie układzie w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów podniesionych do odpowiednich potęg do iloczynu stężeń molowych substratów reakcji, także w odpowiednich potęgach, jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji – tzw. stałą równowagi chemicznej.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz wyrażenia na stałe równowagi chemicznej dla reakcji chemicznych przebiegających w fazie gazowej przedstawionych równaniami:

a) $H_2 + Br_2 \rightleftarrows 2HBr$

b) $4NH_3 + 5O_2 \rightleftarrows 4NO + 6H_2O$

c) $2CO + O_2 \rightleftarrows 2CO_2$

2. W probówce przedstawionej na fotografii znajdują się 4 substancje (miedź, nafta, woda, rtęć). **Porównaj ich gęstości, a następnie dopasuj nazwy substancji do odpowiednich faz.**



3. W silnikach spalinowych przebiegają reakcje chemiczne, w wyniku których powstają spaliny, zawierające m.in. tlenek azotu(II). Zachodzi jego utlenianie zgodnie z równaniem:

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$

Oblicz stężeniową stałą równowagi tej reakcji chemicznej, jeśli równowaga reakcji ustaliła się przy stężeniach: $[NO] = 0{,}6 \frac{mol}{dm^3}$, $[O_2] = 0{,}7 \frac{mol}{dm^3}$, $[NO_2] = 0{,}8 \frac{mol}{dm^3}$. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

4. Do reakcji syntezy gazowego chlorowodoru użyto 3 moli chloru i 6 moli wodoru, które umieszczono w zamkniętym naczyniu o pojemności V. Po osiągnięciu stanu równowagi stwierdzono, że powstały 4 mole chlorowodoru. **Oblicz stężeniową stałą równowagi tej reakcji chemicznej.**

5. Zmieszano 1 mol substratu A z 1 molem substratu B i doprowadzono je do stanu równowagi w reaktorze o objętości 1 dm^3. Reakcja chemiczna przebiega według ogólnego równania:

$A + B \rightleftarrows C + D \qquad K = 1$

Oblicz równowagowe stężenia substratów i produktów.

10 Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Ważne w tym temacie:

- czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji
- wpływ katalizatora oraz zmian temperatury, stężeń lub ciśnień reagentów na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej
- reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Statyka chemiczna → Stężeniowa stała równowagi → Prawo działania mas → **Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory**



Fot. 41. Zmiana barwy gazu świadczy o wpływie temperatury na reakcję dimeryzacji NO_2.

Równowaga chemiczna układu może zostać zaburzona m.in. przez zmianę temperatury czy zmianę stężenia substratu lub produktu (fot. 41.).

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Jeśli na układ znajdujący się w stanie równowagi chemicznej działa czynnik zewnętrzny zmieniający ten stan, to w układzie następują przemiany zmniejszające skutki działania tego czynnika. Zależność ta jest nazywana **regułą przekory** lub **regułą przeciwdziałania**. W ten sposób wpływ czynników zewnętrznych na stan równowagi układu określili **Henry Le Chatelier** [czyt. ąri ly szatelje] oraz **Karl Braun**, dlatego opisana reguła jest także nazywana **regułą Le Chateliera–Brauna**.

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory – układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, tak by zmniejszyć wpływ tego czynnika.

Działanie zewnętrzne polega najczęściej **na zmianie:**

- **temperatury**,
- **stężenia**,
- **ciśnienia**.

Celowe zakłócenie równowagi chemicznej przez oddziaływanie zewnętrzne na układ prowadzi do ustalenia się nowego, korzystniejszego dla danych warunków stanu równowagi. Zależność tę stosuje się m.in. po to, aby regulować kierunek zachodzenia reakcji chemicznej lub zwiększyć jej wydajność.

przesunięcie równowagi chemicznej

- **w prawo** → w kierunku tworzenia produktów
- **w lewo** ← w kierunku odtwarzania substratów

Na skład mieszaniny w stanie równowagi nie wpływa obecność katalizatora, ponieważ jest on stosowany w celu zwiększenia szybkości reakcji chemicznej, a nie jej wydajności.

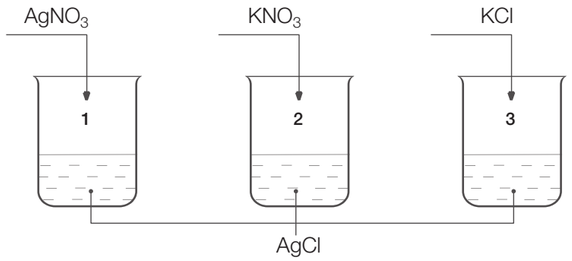
Wpływ stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Żeby ocenić wpływ stężenia reagentów na stan równowagi, należy przeprowadzić odpowiednie doświadczenie.

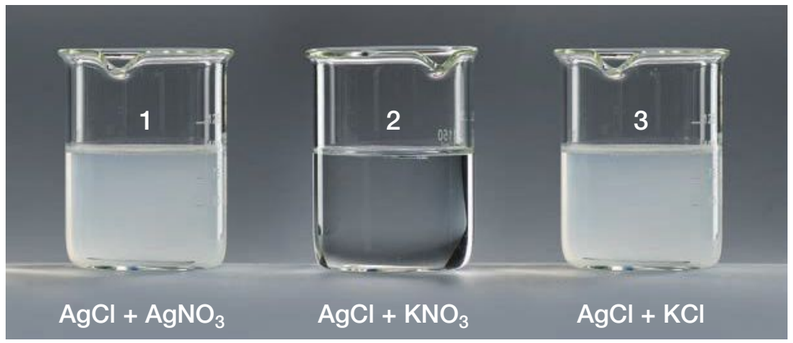
Doświadczenie 19.

Badanie wpływu stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Odczynniki: nasycony roztwór chlorku srebra(I), roztwór azotanu(V) srebra(I), roztwór azotanu(V) potasu, roztwór chlorku potasu.
Szkło laboratoryjne: zlewki.
Instrukcja: Do zlewek wlej po 50 cm^3 nasyconego roztworu chlorku srebra(I). Do zlewki 1. dodaj roztwór azotanu(V) srebra(I), do 2. – roztwór azotanu(V) potasu, a do 3. – roztwór chlorku potasu (schemat).



Obserwacje: W zlewkach 1. i 3. strącił się osad (fot. 42.). W zlewce 2. nie widać zmian.



Fot. 42. Zwiększenie stężenia jednego z substratów powoduje przesunięcie się równowagi chemicznej w kierunku tworzenia produktu.

Wniosek: Dodanie roztworu soli, która nie ma jonów wspólnych z rozpuszczoną solą, nie wpływa na ilość osadu. Dodanie do roztworu chlorku srebra(I) roztworów soli, które zawierają aniony Cl^- lub kationy Ag^+, powoduje przesunięcie stanu równowagi w kierunku tworzenia się osadu chlorku srebra(I). Dlatego w zlewkach 1. i 3. obserwujemy strącanie się osadu z nasyconego roztworu AgCl.

Dodanie substratu powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się produktu, czyli **w prawo**. **Dodanie produktu** powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się substratu, czyli **w lewo**.

Jeżeli z układu zostanie usunięty produkt, np. lotny, to aby jego stężenie cały czas było takie samo (tzn. aby wartość K_C się nie zmieniła), **układ przereaguje, wytwarzając więcej produktu**. Poprawi to wydajność reakcji chemicznej. I odwrotnie – jeżeli do układu doda się jeden z produktów, to reakcja chemiczna przebiegnie tak, aby stężenie produktów się zmniejszyło, czyli z odtworzeniem substratów.

- **Dodanie substratu lub usunięcie produktu z układu w stanie równowagi chemicznej powoduje przesunięcie** tej **równowagi** w kierunku zwiększenia stężenia produktu – czyli **w prawo** (rys. 27.).

  +A lub +B –C lub –D

  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia produktów C i D (**w prawo**)

- **Dodanie produktu lub usunięcie substratu powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej** w kierunku zwiększenia stężenia substratu – czyli **w lewo** (rys. 27.).

  –A lub –B + C lub +D

  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia substratów A i B (**w lewo**)

+A

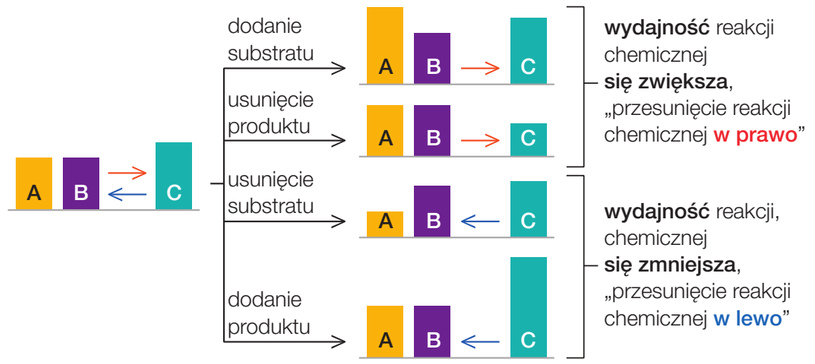
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia produktów (**w prawo**)

+D

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

przesunięcie równowagi chemicznej w stronę tworzenia substratów (**w lewo**)

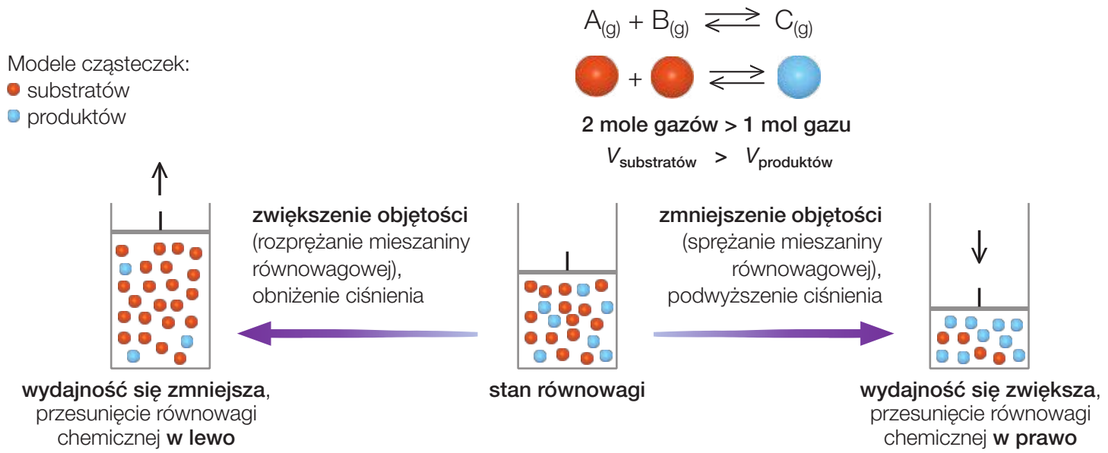


Rys. 27. Wpływ zmiany stężenia substratów lub produktów na stan równowagi chemicznej.

Wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Gdy przynajmniej jeden z substratów lub produktów jest gazem, na stan równowagi reakcji chemicznej wpływa także ciśnienie. Jednak dzieje się tak tylko wtedy, gdy reakcja chemiczna przebiega ze zmianą objętości.

W reakcjach chemicznych przebiegających ze zmniejszeniem objętości (liczby moli) produktów względem substratów **podwyższenie ciśnienia przesuwa stan równowagi chemicznej w prawo** (rys. 28., s. 130), ponieważ osłabia to skutek działania czynnika zewnętrznego.



Rys. 28. Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej, w której $V_{substratów} > V_{produktów}$.

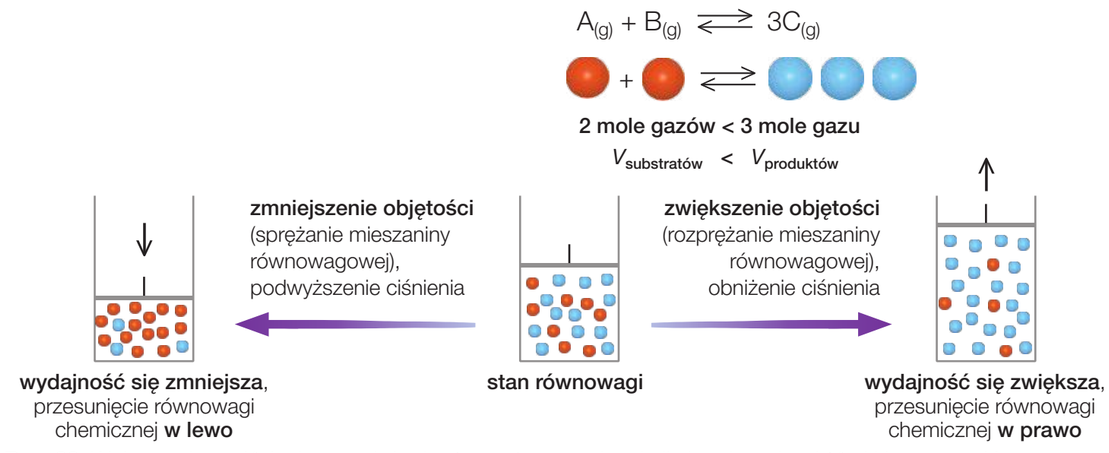
Z czterech objętości gazowych substratów powstają dwie objętości gazowego produktu, czyli następuje **zmniejszenie objętości produktu względem substratu**.

Na przykład podczas syntezy amoniaku ciśnienie w naczyniu o stałej objętości obniża się. Natomiast podwyższenie ciśnienia układu w stanie równowagi spowoduje zwiększenie wydajności tej reakcji chemicznej:

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

4 mole substratów gazowych : 2 mole produktów gazowych
4 objętości gazów : 2 objętości gazu

W reakcjach chemicznych przebiegających ze zwiększeniem objętości (liczby moli) produktów względem substratów **podwyższenie ciśnienia powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej w lewo** (rys. 29.), ponieważ zmniejsza to skutek działania czynnika zewnętrznego.



Rys. 29. Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej, w której $V_{substratów} < V_{produktów}$.

Z jednej objętości gazowego substratu powstają dwie objętości gazowego produktu, czyli następuje **zwiększenie objętości produktu względem substratu**.

Na przykład podczas reakcji otrzymywania tlenku azotu(IV) w naczyniu o stałej pojemności ciśnienie wzrasta. Natomiast podwyższenie ciśnienia układu w stanie równowagi spowoduje zmniejszenie wydajności tej reakcji:

$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

1 mol substratu gazowego : 2 mole produktu gazowego
1 objętość gazu : 2 objętości gazu

Ciśnienie nie ma wpływu na stan równowagi chemicznej procesu przebiegającego bez zmiany objętości. Na przykład podczas reakcji syntezy jodowodoru ciśnienie w naczyniu o stałej pojemności się nie zmienia. Podwyższenie lub obniżenie ciśnienia układu w stanie równowagi nie wpłynie na wydajność tej reakcji chemicznej:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

2 mole substratu gazowego : 2 mole produktu gazowego
2 objętości gazów : 2 objętości gazów

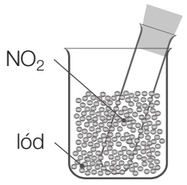
Wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej

Żeby ocenić wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej, należy przeprowadzić odpowiednie doświadczenie chemiczne.

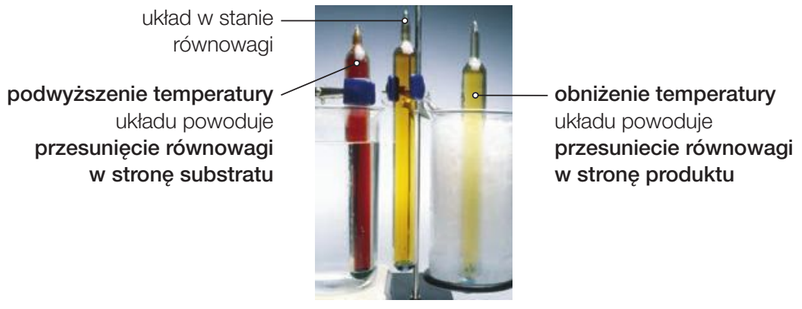
Doświadczenie 20. NO_2

Badanie wpływu temperatury na stan równowagi chemicznej

Odczynniki: tlenek azotu(IV), lód, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewki, korek.
Instrukcja: Do probówki wprowadź tlenek azotu(IV) i zamknij ją korkiem. Umieść probówkę w zlewce z lodem (schemat). Następnie wyjmij probówkę ze zlewki z lodem, włóż ją do zlewki z ciepłą wodą, a potem znowu do zlewki z lodem.



Obserwacje: Czerwonobrunatny gaz w probówce umieszczonej w zlewce z lodem odbarwia się. Po przeniesieniu probówki do zlewki z ciepłą wodą gaz ponownie przyjmuje czerwonobrunatną barwę, a po umieszczeniu w zlewce z lodem znowu się odbarwia (fot. 43.).



Fot. 43. Badanie wpływu temperatury na stan równowagi chemicznej.

Wniosek: Obniżenie temperatury układu powoduje, że równowaga reakcji przesuwa się w stronę produktu. Dlatego gaz w probówce staje się bezbarwny. Z kolei po podwyższeniu temperatury równowaga reakcji chemicznej przesuwa się w kierunku substratu – gaz w probówce staje się czerwonobrunatny.

Wpływ zmiany ciśnienia na położenie stanu równowagi reakcji chemicznej
→ patrz s. 130



NO_2

NO_2 – czerwonobrunatny gaz

N_2O_4 – bezbarwny gaz

Obniżenie temperatury powoduje równoczesne obniżenie ciśnienia w układzie i przesunięcie równowagi reakcji w stronę tworzenia dimeru tlenku azotu(IV), gdyż proces przebiega ze zmianą objętości.

Tlenek azotu(IV) jest czerwonobrunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Jego cząsteczki mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w **dimery**, tworząc bezbarwny gaz. Zachodzi reakcja dimeryzacji, którą można przedstawić równaniem:



$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$

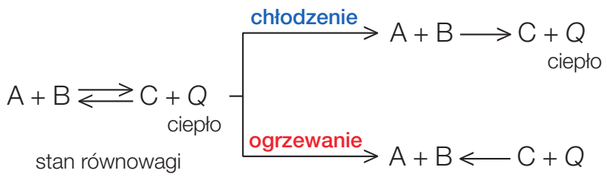
tlenek azotu(IV) ditlenek azotu — dimer tlenku azotu(IV) tetratlenek diazotu

Zmiana temperatury powoduje zmianę wartości stężeniowej stałej równowagi chemicznej, a przez to przesuwa stan równowagi reakcji chemicznej. Wpływ temperatury jest inny dla reakcji chemicznych przebiegających z wydzieleniem energii (egzoenergetycznych) niż dla reakcji zachodzących z pobraniem energii (endoenergetycznych). Dla reakcji chemicznych oddawanie lub pobieranie energii na sposób ciepła określa się jako zmianę entalpii i oznacza jako ΔH. Gdy $\Delta H < 0$, zachodzi reakcja egzotermiczna, a gdy $\Delta H > 0$ – reakcja endotermiczna.

reakcja egzotermiczna
$\Delta H < 0$

reakcja endotermiczna
$\Delta H > 0$

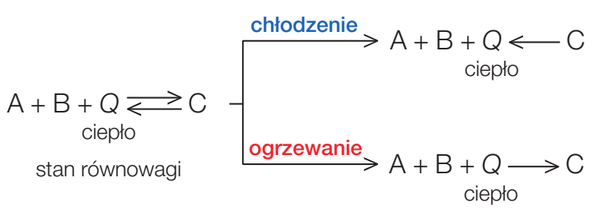
Zgodnie z regułą przekory **podwyższenie temperatury w reakcji egzotermicznej** powoduje działanie układu w kierunku zmniejszenia zmian, czyli powrotu do substratów. **Przesuwa równowagę chemiczną w stronę tworzenia substratów**, czyli **w lewo**.



równowaga chemiczna przesuwa się **w prawo**, **wydajność się zwiększa**

równowaga chemiczna przesuwa się **w lewo**, **wydajność się zmniejsza**

Natomiast **podwyższenie temperatury w reakcji endotermicznej** powoduje działanie układu w kierunku zużycia dostarczonego ciepła, co prowadzi do zwiększenia stężenia produktów. **Przesuwa równowagę chemiczną w stronę tworzenia produktów**, czyli **w prawo**.



równowaga chemiczna przesuwa się **w lewo**, **wydajność się zmniejsza**

równowaga chemiczna przesuwa się **w prawo**, **wydajność się zwiększa**

Przykład 33.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz K_C.
3. Oblicz początkowe stężenia substratów.

Obliczanie stężeniowej stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów i produktów

Równowaga chemiczna reakcji $A + B \rightleftharpoons C + D$ ustala się dla następujących stężeń:

$[A] = 1 \frac{mol}{dm^3}$ $[B] = 4 \frac{mol}{dm^3}$ $[C] = 2 \frac{mol}{dm^3}$ $[D] = 2 \frac{mol}{dm^3}$

Oblicz:
a) stężeniową stałą równowagi chemicznej,
b) początkowe stężenia molowe substratów, jeśli do reaktora wprowadzono substancje A i B,
c) stężenia molowe w stanie równowagi chemicznej substratów i produktów po 2-krotnym zwiększeniu stężenia molowego substancji A w stosunku do jej początkowego stężenia molowego.

Obliczanie za pomocą wzoru:

$A + B \rightleftharpoons C + D$

$K_C = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

1 **Dane:**
$[A] = 1 \frac{mol}{dm^3}$
$[B] = 4 \frac{mol}{dm^3}$
$[C] = 2 \frac{mol}{dm^3}$
$[D] = 2 \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$K_C = ?$

2 $K_C = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

$K_C = \frac{2 \cdot 2}{1 \cdot 4}$

$K_C = 1$

3 Jak wynika z równania reakcji chemicznej, aby w 1 dm^3 powstały 2 mole substancji C i 2 mole substancji D, powinny przereagować 2 mole substancji A i 2 mole substancji B. Początkowe stężenia molowe substratów można obliczyć, dodając wskazane liczby moli substancji A i B do liczb moli tych substancji w stanie równowagi chemicznej:

[A]: $2 \frac{mol}{dm^3} + 1 \frac{mol}{dm^3} = 3 \frac{mol}{dm^3}$

[B]: $2 \frac{mol}{dm^3} + 4 \frac{mol}{dm^3} = 6 \frac{mol}{dm^3}$

Stężenie molowe substancji A po 2-krotnym zwiększeniu będzie wynosiło:

$3 \frac{mol}{dm^3} \cdot 2 = 6 \frac{mol}{dm^3}$

ciąg dalszy przykładu na s. 134

początek przykładu na s. 133

4 Ustal stężenia pozostałych substancji.

5 Napisz odpowiedź.

4 Liczby moli pozostałych substancji można przedstawić w tabeli:

Substancja	Początkowa liczba moli	Równowagowa liczba moli
A	6	$6 - x$
B	6	$6 - x$
C	0	x
D	0	x

Wartość x oznacza liczbę moli substancji A, która przereagowała. Stężeniowa stała równowagi chemicznej tej reakcji nie zmieni się, będzie zatem wynosiła: $K_C = 1$.

Po podstawieniu do wzoru uzyskuje się:

$$K_C = \frac{x \cdot x}{(6-x) \cdot (6-x)} = 1$$

$$\frac{x^2}{(6-x)^2} = 1$$

$$x^2 = 36 - 12x + x^2$$

$$12x = 36$$

$$x = 3\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

5 Stężeniowa stała równowagi chemicznej wynosi 1, początkowe stężenia substratów [A] = $3\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i [B] = $6\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

W stanie równowagi chemicznej stężenia wszystkich substratów i produktów są sobie równe [A] = [B] = [C] = [D] i wynoszą $3\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 34.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

Obliczanie stężeniowej stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów

Podczas ogrzewania NO_2 w zamkniętym naczyniu w danej temperaturze równowaga chemiczna reakcji $2NO_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$ ustaliła się przy stężeniach: $[NO_2] = 0{,}12\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[NO] = 0{,}48\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $[O_2] = 0{,}24\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej tej reakcji oraz początkowe stężenie molowe tlenku azotu(IV).

1 **Dane:**

$[NO_2] = 0{,}12\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$[NO] = 0{,}48\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$[O_2] = 0{,}24\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Szukane:

$K_C = ?$

$[NO_2]_{\text{początkowe}} = ?$

ciąg dalszy przykładu na s. 135

początek przykładu na s. 134

2 Oblicz K_C.

3 Oblicz początkowe stężenie molowe $[NO_2]$.

4 Napisz odpowiedź.

2 $$K_C = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$$

$$K_C = \frac{(0{,}48)^2 \cdot 0{,}24}{(0{,}12)^2} \qquad K_C = 3{,}84$$

3 Jak wynika z równania reakcji chemicznej, 2 mole NO powstają z 2 moli NO_2, a więc 0,48 mola NO powstaje z 0,48 mola NO_2.

W stanie równowagi w mieszaninie gazów znajduje się jeszcze 0,12 mola NO_2, więc początkowe stężenie molowe NO_2 wynosiło:

$$[NO_2] = 0{,}12\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} + 0{,}48\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

$$[NO_2] = 0{,}60\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_C wynosi 3,84, a początkowe stężenie molowe tlenku azotu(IV) to $0{,}6\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 35.

Plan rozwiązywania

1 Ustal kierunek przesunięcia równowagi reakcji chemicznej pod wpływem danego czynnika zewnętrznego.

Określanie wpływu czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej

Określ, w którym kierunku przesunie się równowaga chemiczna w reakcji chemicznej przedstawionej następującym równaniem:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{(g)}$$

ΔH = 90,37 kJ, reakcja endotermiczna

jeżeli:

a) wzrośnie temperatura układu,

b) zwiększy się stężenie azotu,

c) zwiększy się stężenie tlenku azotu(II),

d) zmniejszy się stężenie tlenu,

e) wzrośnie ciśnienie układu.

1 Zmiany stężeń w czasie ustalania stanu równowagi można przedstawić za pomocą tabelki:

	Czynnik zewnętrzny	Równowaga chemiczna
a)	wzrost temperatury	przesunie się w stronę tworzenia produktów (w prawo)
b)	zwiększenie stężenia substratu C_{N_2}	przesunie się w stronę tworzenia produktów (w prawo)
c)	zwiększenie stężenia produktu C_{NO}	przesunie się w stronę tworzenia substratów (w lewo)
d)	zmniejszenie stężenia substratu C_{O_2}	przesunie się w stronę tworzenia substratów (w lewo)
e)	wzrost ciśnienia p	nie zmieni się

Ważne w temacie *Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory*

1. Wymieniam czynniki, które wpływają na stan równowagi reakcji

- zmiana temperatury
- zmiana stężenia (lub ciśnienia) substratu albo produktu

2. Wyjaśniam wpływ obecności katalizatora na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej

- Katalizator nie ma wpływu na skład mieszaniny równowagowej.
- Nie wpływa na wydajność reakcji chemicznej.

Katalizator powoduje obniżenie energii aktywacji, dzięki czemu **zwiększa się szybkości reakcji** chemicznej. Katalizator **przyspiesza osiągnięcie stanu równowagi**.

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

3. Określam wpływ zmian temperatury, stężenia lub ciśnienia reagentów na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej

przesunięcie stanu równowagi w stronę substratów, **w lewo, zmniejszenie wydajności** ⇌ przesunięcie stanu równowagi w stronę produktów, **w prawo, zwiększenie wydajności**

- ogrzanie reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$)
- ochłodzenie reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$)
- usunięcie substratu lub dodanie produktu
- wzrost ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$
- spadek ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$

- ochłodzenie reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$)
- ogrzanie reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$)
- dodanie substratu lub usunięcie produktu
- spadek ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$
- wzrost ciśnienia, jeśli $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory – układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, tak by zmniejszyć wpływ tego czynnika.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Zmiana entalpii w reakcji chemicznej $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$ wynosi $\Delta H = -192$ kJ.
Określ, w którym kierunku przesunie się stan równowagi chemicznej w przypadku:
a) **podwyższenia temperatury**,
b) **podwyższenia ciśnienia**,
c) **zwiększenia stężenia tlenu**,
d) **obniżenia ciśnienia**.

2. Mieszaninę 15 moli jodu i 30 moli wodoru ogrzewano w zamkniętym naczyniu w temperaturze 721 K aż do osiągnięcia równowagi chemicznej w fazie gazowej. Otrzymano 25 moli jodowodoru. **Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej reakcji otrzymywania jodowodoru w podanej temperaturze.**

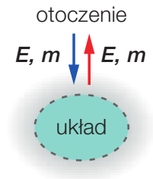
3. W pewnej temperaturze reakcja chemiczna przebiega według równania: A + B ⇌ C. W stanie równowagi chemicznej stężenia substratów oraz produktów wynoszą: [A] = 0,4 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, [B] = 0,5 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, [C] = 0,012 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. **Oblicz stężeniową stałą równowagi chemicznej tej reakcji chemicznej.**

4. W naczyniu znajdują się 4 mole tlenku węgla(IV) i 16 moli wodoru. Po ogrzaniu układu do temperatury 1100 °C ustaliła się równowaga chemiczna: $CO_2 + H_2 \rightleftharpoons CO + H_2O$. **Oblicz liczbę moli każdego z gazów w stanie równowagi chemicznej, jeżeli stężeniowa stała równowagi chemicznej tej reakcji wynosi 1.**

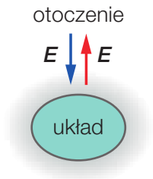
Podsumowanie

Układ

Układ to ogół substancji w zamkniętym fragmencie przestrzeni biorących udział w danym zjawisku fizycznym lub reakcji chemicznej, podlegający obserwacji i opisowi.
Ze względu na rodzaj zachodzącej z otoczeniem wymiany wyróżnia się trzy typy układów.



układ otwarty
wymiana masy i energii



układ zamknięty
wymiana energii



układ izolowany
brak wymiany

Otoczenie

Otoczeniem jest wszystko to, co znajduje się poza układem.

Entalpia

Zmiana **entalpii ΔH** to efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Reakcje egzoenergetyczne i endoenergetyczne

Ze względu na efekty energetyczne reakcje chemiczne dzieli się na **endoenergetyczne** i **egzoenergetyczne**.

reakcje chemiczne

endoenergetyczne
energia jest pobierana przez układ z otoczenia
$\Delta H > 0$
np. $2HgO \xrightarrow{T} 2Hg + O_2$

egzoenergetyczne
energia jest wydzielana przez układ do otoczenia
$\Delta H < 0$
np. $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$

Reguła Lavoisiera–Laplace'a

Efekt cieplny reakcji odwrotnej do danej reakcji ma znak przeciwny, ale tę samą wartość.

$$\Delta H^\circ_{\text{rozkł.}} = -\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$$

Szybkość reakcji chemicznej

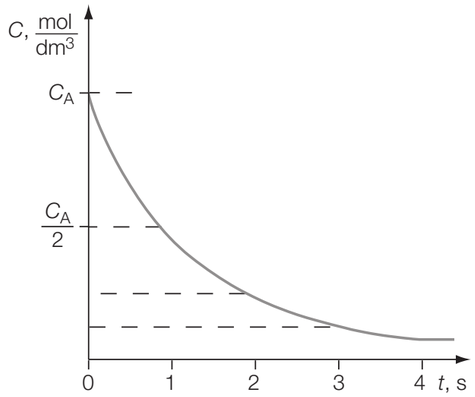
Szybkość reakcji chemicznej *v* to zmiana stężenia substratów i produktów w jednostce czasu; jest wyrażana w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

Można ją wyznaczyć ze wzoru: $v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$.

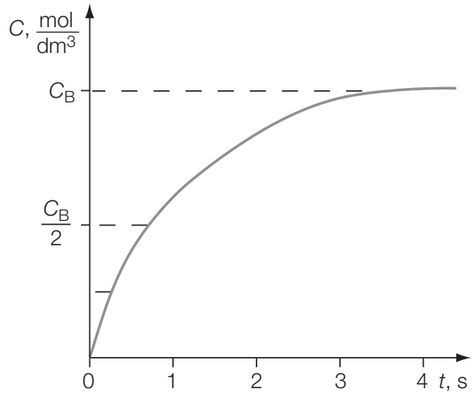
Zmiana stężeń substratów i produktów

Zmniejszenie stężenia substratu, oznaczonego jako A, oraz zwiększenie stężenia produktu, oznaczonego jako B, w czasie trwania reakcji chemicznej można przedstawić graficznie.

Wykres **zmiany stężenia substratu** A w czasie



Wykres **zmiany stężenia produktu** B w czasie



Równanie kinetyczne reakcji chemicznej

Równanie kinetyczne przedstawia zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń substratów.

równanie kinetyczne reakcji chemicznej

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężenia **jednego substratu**

AB ⟶ A + B

$v = k \cdot C_{AB}$

reakcji chemicznej, której szybkość zależy od stężeń **dwóch substratów**

A + B ⟶ AB

$v = k \cdot C_A \cdot C_B$

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

k – stała szybkości reakcji chemicznej,

C_{AB}, C_A, C_B , C_C – stężenia substratów AB, A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

λ_A, λ_B, λ_C – wykładniki potęgowe nazywane rzędami reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Wybrane czynniki	Wpływ na szybkość reakcji chemicznej
stężenia substratów	większe/mniejsze prawdopodobieństwo zderzeń aktywnych, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
temperatura	podwyższenie temperatury o 10 °C powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej (reguła van't Hoffa)
rozdrobnienie substratów	większa/mniejsza powierzchnia kontaktu, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
obecność katalizatora	zwiększenie szybkości reakcji chemicznej
obecność inhibitora	zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej

Energia aktywacji

Energia aktywacji to najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Katalizator

Katalizator to substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

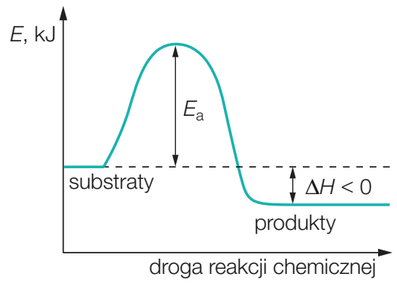
Kataliza homogeniczna i heterogeniczna

W **katalizie homogenicznej** substrat i katalizator występują w tej samej fazie. Jeśli substraty są gazami, katalizator także jest gazem. Natomiast jeżeli substraty znajdują się w ciekłym roztworze, katalizator również musi się w nim rozpuszczać.

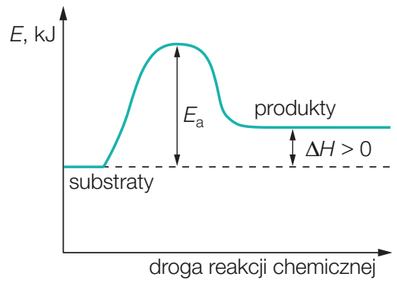
W **katalizie heterogenicznej** katalizator występuje w innej fazie niż substrat. Katalizatorami w reakcjach gazów lub cieczy są często rozdrobnione albo porowate substancje stałe, np. metale, tlenki metali.

Wykresy zmian energii w reakcjach egzoenergetycznej i endoenergetycznej

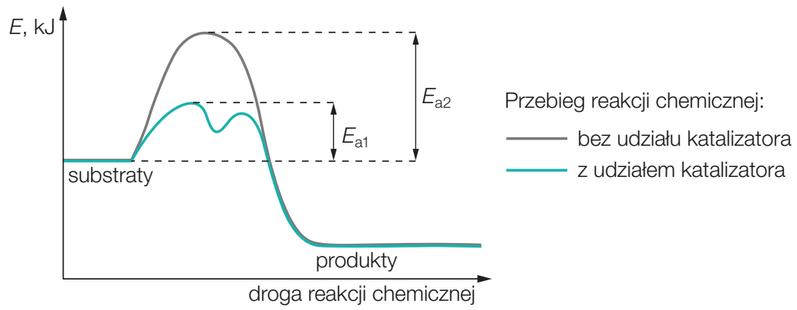
Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej niekatalizowanej**



Wykres zmian energii w **reakcji endoenergetycznej niekatalizowanej**



Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej katalizowanej**



Inhibitor

Inhibitor to substancja zmniejszająca szybkość reakcji chemicznej.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej

W stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń produktów, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji chemicznej, do iloczynu stężeń substratów, również podniesionych do odpowiednich potęg, jest w danej temperaturze wielkością stałą, nazywaną **stężeniową stałą równowagi chemicznej**:

$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ dla ogólnego równania: $aA + bB \rightleftarrows cC + dD$

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory

Zgodnie z **regułą Le Chateliera–Brauna (regułą przekory)** układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego (np. zmianie stężenia, ciśnienia substancji reagujących czy temperatury), reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, zmniejszającego wpływ tego czynnika.

Wpływ czynników na stan równowagi chemicznej

przesunięcie w lewo ← równowaga ⇄ przesunięcie w prawo →

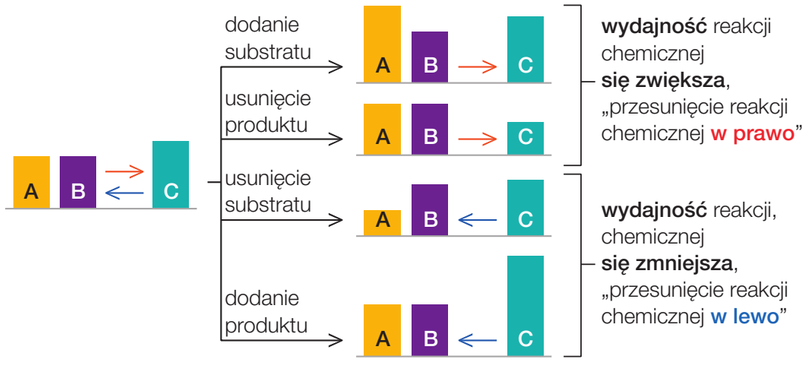
- dodawanie produktu
- usuwanie substratu
- ogrzewanie układu, gdy $\Delta H < 0$
- oziębianie układu, gdy $\Delta H > 0$
- obniżanie ciśnienia w układzie, gdy $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$
- wzrost ciśnienia w układzie, gdy $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$

- usuwanie produktu
- dodawanie substratu
- ogrzewanie układu, gdy $\Delta H > 0$
- oziębianie układu, gdy $\Delta H < 0$
- obniżanie ciśnienia w układzie, gdy $V_{\text{gazowych substratów}} < V_{\text{gazowych produktów}}$
- wzrost ciśnienia w układzie, gdy $V_{\text{gazowych substratów}} > V_{\text{gazowych produktów}}$

Wpływ zmiany stężenia substratów lub produktów na stan równowagi chemicznej

Dodanie substratu powoduje **przesunięcie** równowagi chemicznej w kierunku tworzenia się produktu, czyli **w prawo**.

Dodanie produktu powoduje **przesunięcie** równowagi chemicznej w kierunku tworzenia się substratu, czyli **w lewo**.



Sposób na zadania

Równanie kinetyczne opisujące szybkość danej reakcji chemicznej można uzyskać dzięki badaniom eksperymentalnym. Wynika to z faktu, że rząd reakcji, czyli suma wykładników, do których podniesione są wartości stężeń reagentów w równaniu kinetycznym, nie zawsze odpowiada współczynnikom stechiometrycznym w danym równaniu reakcji chemicznej.

Aby wyznaczyć równanie kinetyczne następującej reakcji chemicznej zachodzącej w fazie gazowej:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} + C_{(g)} \longrightarrow 2D_{(g)} + E_{(g)}$$

przeprowadzono w warunkach izotermicznych cztery pomiary, podczas których zmierzono szybkości reakcji dla różnych stężeń substratów. W tabeli zestawiono wartości stężeń.

Pomiar	v, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$	C_A, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	C_B, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	C_C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
1	v_1	0,03	0,03	0,03
2	v_2	0,03	0,03	0,06
3	v_3	0,03	0,06	0,06
4	v_4	0,09	0,03	0,03

Określono również, że:

- stosunek szybkości reakcji w pierwszym pomiarze (v_1) do szybkości reakcji w drugim pomiarze (v_2) wynosił 1,
- szybkość reakcji w pierwszym pomiarze (v_1) była trzykrotnie mniejsza od szybkości reakcji w czwartym pomiarze (v_4),
- szybkość reakcji w drugim pomiarze (v_2) była ośmiokrotnie mniejsza od szybkości reakcji w trzecim pomiarze (v_3).

Równanie kinetyczne tej reakcji można zapisać w postaci:

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

Ustal całkowity rząd reakcji oraz napisz równanie kinetyczne omawianej reakcji chemicznej.

Aby wyznaczyć równanie kinetyczne, należy obliczyć rzędy reakcji względem substratów A, B, C, czyli odpowiednio λ_A, λ_B, λ_C.

Rozwiązanie:

1 **Napisz stosunki szybkości reakcji w postaci równań matematycznych z ułamkami zwykłymi.**

$\frac{v_1}{v_2} = 1$ $\quad$ $\frac{v_1}{v_4} = \frac{1}{3}$ $\quad$ $\frac{v_2}{v_3} = \frac{1}{8}$

2 **Podstaw wartości stężeń substratów (zamieszczonych w tabeli) do równania kinetycznego w każdym pomiarze.**

Pomiar 1: $v_1 = k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}03^{\lambda_C}$

Pomiar 2: $v_2 = k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}06^{\lambda_C}$

Pomiar 3: $v_3 = k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}06^{\lambda_B} \cdot 0{,}06^{\lambda_C}$

Pomiar 4: $v_4 = k \cdot 0{,}09^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}03^{\lambda_C}$

3 **Podstaw zapisane w kroku 2 wyrażenia na v_1, v_2, v_3, v_4 do równań wyznaczonych w kroku 1.**

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}03^{\lambda_C}}{k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}06^{\lambda_C}} = 1$$

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}03^{\lambda_C}}{k \cdot 0{,}09^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}03^{\lambda_C}} = \frac{1}{3}$$

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}03^{\lambda_B} \cdot 0{,}06^{\lambda_C}}{k \cdot 0{,}03^{\lambda_A} \cdot 0{,}06^{\lambda_B} \cdot 0{,}06^{\lambda_C}} = \frac{1}{8}$$

4 **Skróć powtarzające się wyrażenia w liczniku i mianowniku w stosunkach $\frac{v_1}{v_2}$, $\frac{v_1}{v_4}$, $\frac{v_2}{v_3}$ i oblicz λ_A, λ_B, λ_C.**

Stosunek $\frac{v_1}{v_2}$:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{0{,}03^{\lambda_C}}{0{,}06^{\lambda_C}} = 1$$

$$\frac{1^{\lambda_C}}{2^{\lambda_C}} = 1$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{\lambda_C} = 1$$

$\lambda_C = 0$

Stosunek $\frac{v_1}{v_4}$:

$$\frac{v_1}{v_4} = \frac{0{,}03^{\lambda_A}}{0{,}09^{\lambda_A}} = \frac{1}{3}$$

$$\frac{1^{\lambda_A}}{3^{\lambda_A}} = \frac{1}{3}$$

$$\left(\frac{1}{3}\right)^{\lambda_A} = \frac{1}{3}$$

$\lambda_A = 1$

Stosunek $\frac{v_2}{v_3}$:

$$\frac{v_2}{v_3} = \frac{0{,}03^{\lambda_B}}{0{,}06^{\lambda_B}} = \frac{1}{8}$$

$$\frac{1^{\lambda_B}}{2^{\lambda_B}} = \frac{1}{8}$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{\lambda_B} = \frac{1}{8}$$

$\lambda_B = 3$

Uwaga! W zadaniach tego typu często należy samodzielnie wyznaczyć stosunki szybkości reakcji w różnych pomiarach. Należy tak dobrać pomiary, aby stężenie tylko jednego substratu było różne w obu pomiarach. Dzięki temu otrzymuje się wyrażenia z jedną niewiadomą.

5 **Wyznacz całkowity rząd reakcji.**

Dodaj wartości λ_A, λ_B, λ_C, aby uzyskać całkowity rząd reakcji.

$\lambda_A + \lambda_B + \lambda_C = 1 + 3 + 0$

$\lambda_A + \lambda_B + \lambda_C = 4$

6 **Napisz równanie kinetyczne.**

Podstaw wyznaczone wartości λ_A, λ_B, λ_C do równania kinetycznego.

$v = k \cdot C_A^{\,1} \cdot C_B^{\,3} \cdot C_C^{\,0} = k \cdot C_A^{\,1} \cdot C_B^{\,3}$

7 **Napisz odpowiedź.**

Całkowity rząd reakcji wynosi 4. Równanie kinetyczne przyjmuje postać: $v = k \cdot C_A \cdot C_B^{\,3}$.

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*, s. 143.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 141 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Podczas analizy reakcji chemicznej przebiegającej w fazie gazowej:

$$A_{(g)} + 2B_{(g)} \longrightarrow 2C_{(g)}$$

przeprowadzono serię czterech pomiarów w warunkach izotermicznych. W każdym z pomiarów zmierzono szybkość reakcji dla zmieniających się stężeń substratów A i B. Wyniki zestawiono w poniższej tabeli:

	Pomiar 1	Pomiar 2	Pomiar 3	Pomiar 4
C_A, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$
C_B, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	$1 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$1 \cdot 10^{-2}$
v, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$	$1{,}15 \cdot 10^{-4}$	$4{,}60 \cdot 10^{-4}$	$4{,}60 \cdot 10^{-4}$	$1{,}15 \cdot 10^{-4}$

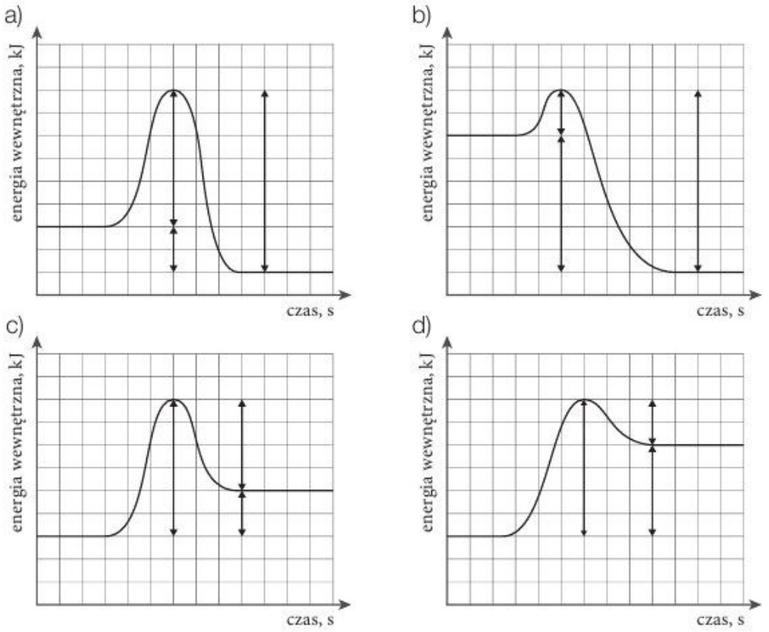
<u>Na podstawie danych zawartych w tabeli</u> wyznacz rząd reakcji względem substratu A oraz rząd reakcji względem substratu B. Napisz równanie kinetyczne opisanej reakcji chemicznej.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1. i 2.

Poniżej przedstawiono cztery wykresy (a–d) zmian energii wewnętrznej podczas przebiegu reakcji chemicznej.



Zadanie 1.

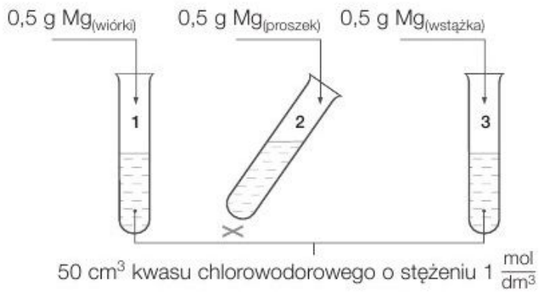
Rozstrzygnij, które wykresy przedstawiają reakcje egzoenergetyczne, a które – reakcje endoenergetyczne. Odpowiedź uzasadnij.

Zadanie 2.

O pewnej reakcji chemicznej wiadomo, że jej energia aktywacji ma wartość trzykrotnie mniejszą oraz przeciwny znak do entalpii tej reakcji. **Wskaż wykres, który przedstawia zmiany energetyczne opisanej reakcji chemicznej.**

Zadanie 3.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



a) **Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówkach.**

b) **Uszereguj probówki według zmniejszającej się szybkości zachodzącej reakcji chemicznej.**

c) **Oblicz, ile moli kwasu chlorowodorowego pozostało w probówkach po przereagowaniu całkowitej masy magnezu.**

3. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Przypomnij sobie!

- **Elektrolity** to substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu. Elektrolity w roztworach wodnych oraz elektrolity stopione przewodzą prąd elektryczny.
- **Dysocjacja elektrolityczna** to rozpad elektrolitów na jony dodatnie (kationy) i jony ujemne (aniony) pod wpływem cząsteczek wody. Na przykład:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

- **Reakcja zobojętniania** to reakcja między kationami H_3O^+ a anionami OH^-, której produktem są cząsteczki wody:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

- **Reakcja strącania osadów** to reakcja chemiczna, w której wyniku powstają produkty trudno lub średnio rozpuszczalne w wodzie. Na przykład:

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$$

11 Dysocjacja elektrolityczna



Fot. 44. Elektrolity przewodzą prąd elektryczny, o czym świadczy świecąca się żarówka.

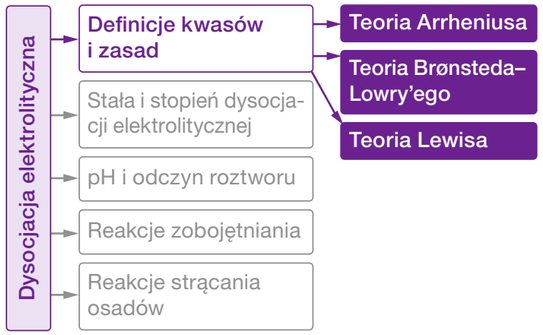
Dysocjacja elektrolityczna – rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody.

Elektrolity – substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej, przewodzą prąd elektryczny.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Ważne w tym temacie:

- równania dysocjacji elektrolitycznej
- klasyfikowanie substancji jako kwasy lub zasady zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego
- sprzężone pary kwas–zasada
- uzasadnianie przyczyny kwasowego lub zasadowego odczynu wodnego roztworu substancji zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego



Rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody, jest nazywany **dysocjacją elektrolityczną**. Substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej, przewodzą prąd elektryczny (fot. 44.). Są to **elektrolity**.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Jony oksoniowe H_3O^+ i aniony wodorotlenkowe OH^-, które powstają w roztworach elektrolitów, wpływają na odczyn roztworu. Odczyn roztworu może być kwasowy, obojętny lub zasadowy. Określa się go za pomocą **wskaźników kwasowo-zasadowych**, czyli substancji, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu (fot. 45.).



oranż metylowy fenoloftaleina uniwersalne papierki wskaźnikowe

Fot. 45. Odczyn ustala się za pomocą roztworu wskaźnika lub pasków bibuły nasączonych takim roztworem.

Doświadczenie 21. HCl, H_2SO_4, NaOH, KOH KNO_3 CH_3COOH

Badanie przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych

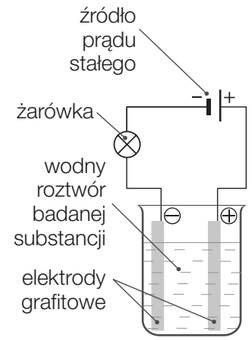
Odczynniki: kwas chlorowodorowy, kwas siarkowy(VI), kwas octowy (kwas etanowy), wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu, chlorek sodu, siarczan(VI) sodu, azotan(V) potasu, glicerol, sacharoza, uniwersalne papierki wskaźnikowe, roztwór oranżu metylowego, alkoholowy roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, zestaw do badania przewodzenia prądu elektrycznego.

Instrukcja: Przygotuj 11 zlewek. Do zlewki 1. nalej wody destylowanej, a w pozostałych sporządź wodne roztwory: w 2. – HCl, w 3. – H_2SO_4, w 4. – CH_3COOH, w 5. – NaOH, w 6. – KOH, w 7. – NaCl, w 8. – Na_2SO_4, w 9. – KNO_3, w 10. – $C_3H_5(OH)_3$, w 11. – $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Następnie zmontuj zestaw do badania zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory, składający się ze źródła prądu stałego (np. baterii), żarówki, elektrod węglowych oraz przewodów elektrycznych. Elektrody umieszczaj kolejno w zlewkach (schemat) i obserwuj żarówkę. Następnie sprawdź, jak zmienia się barwa wskaźników pod wpływem badanych substancji. Z każdej zlewki przelej niewielką ilość roztworu do trzech probówek. W probówce 1. zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy, do 2. dodaj 2 krople roztworu oranżu metylowego, a do 3. wlej 2 krople roztworu fenoloftaleiny.

Przed umieszczeniem elektrod w kolejnej zlewce dokładnie opłucz je wodą destylowaną.



Obserwacje: Obserwacje do doświadczenia (fot. 46.) przedstawiono w tabeli 10., s. 148.



Fot. 46. Wodne roztwory kwasów, zasad i soli przewodzą prąd elektryczny.

Wniosek:

- Wodne roztwory kwasów, wodorotlenków i soli przewodzą prąd elektryczny (tabela 10., s. 148). Te substancje zalicza się do **elektrolitów**.
- Woda destylowana i wodne roztwory niektórych związków organicznych (glicerolu, sacharozy) nie przewodzą prądu elektrycznego – są **nieelektrolitami**.
- Roztwory badanych związków chemicznych różnią się odczynem, na co wskazują różne barwy wskaźników.

Przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwory elektrolitów świadczy o tym, że w tych roztworach znajdują się jony.

Tabela 10. Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników w wodzie destylowanej oraz w wodnych roztworach wybranych związków chemicznych

Badana substancja	Rodzaj związku chemicznego	Przewodnictwo elektryczne	Barwy wskaźników		
			papierek uniwersalny	oranż metylowy	fenoloftaleina
H_2O (destylowana)	tlenek	–	żółta	żółta	bezbarwna
wodny roztwór HCl	kwas	+	czerwona	czerwona	bezbarwna
wodny roztwór H_2SO_4	kwas	+	czerwona	czerwona	bezbarwna
wodny roztwór CH_3COOH	kwas	+	czerwona	czerwona	bezbarwna
wodny roztwór NaOH	wodorotlenek	+	niebieska	żółta	różowoczerwona*
wodny roztwór KOH	wodorotlenek	+	niebieska	żółta	różowoczerwona*
wodny roztwór NaCl	sól	+	żółta	żółta	bezbarwna
wodny roztwór Na_2SO_4	sól	+	żółta	żółta	bezbarwna
wodny roztwór KNO_3	sól	+	żółta	żółta	bezbarwna
wodny roztwór $C_3H_5(OH)_3$	alkohol	–	żółta	żółta	bezbarwna
wodny roztwór $C_{12}H_{22}O_{11}$	cukier	–	żółta	żółta	bezbarwna

* W stężonych roztworach alkalicznych fenoloftaleina się odbarwia.

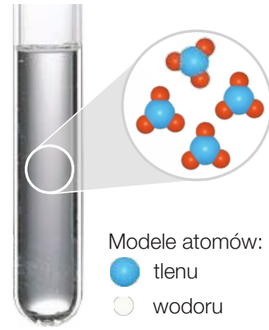
Teoria Arrheniusa

Zgodnie z **teorią dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa** związki chemiczne pod wpływem cząsteczek wody ulegają w roztworze rozpadowi na jony dodatnie – kationy i jony ujemne – aniony. Ten **proces może być odwracalny**, to znaczy, że powstające jony mogą się z powrotem łączyć. **Nie wszystkie substancje dysocjują w roztworach wodnych**. Z kolei w rozpuszczalnikach niepolarnych dysocjacja elektrolityczna nie zachodzi.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów według teorii Arrheniusa

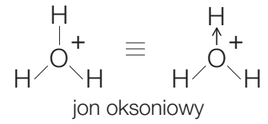
Zjawisko dysocjacji elektrolitycznej można wyjaśnić na przykładzie kwasu chlorowodorowego. Cząsteczki HCl, ze względu na wiązanie kowalencyjne spolaryzowane między elektroujemnym atomem chloru a atomem wodoru, mają nierównomiernie rozłożony ładunek. Są zatem cząsteczkami polarnymi. Cząsteczki wody to **dipole** – również mają budowę polarną. Cząsteczki HCl w roztworze są otaczane przez dipole H_2O. W rezultacie następuje osłabienie, a następnie rozerwanie wiązania H–Cl i do roztworu uwalniają się: jony oksoniowe H_3O^+ (fot. 47.) oraz aniony chlorkowe Cl^-:

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$



Fot. 47. W roztworach kwasów znajdują się jony H_3O^+.

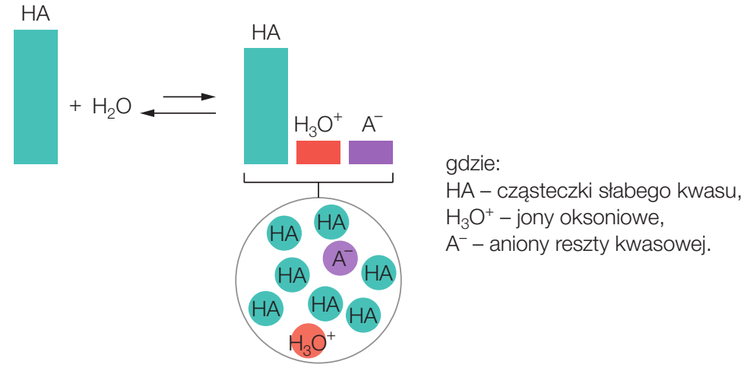
Jednak aby uprościć zapis równania dysocjacji, można posługiwać się symbolem H^+.



W roztworach **elektrolitów** ustala się stan równowagi pomiędzy jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi:

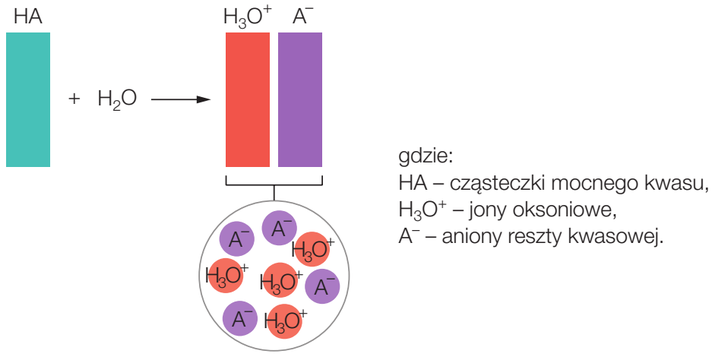
$$AB \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} A^+ + B^-$$

Jeżeli **równowaga dysocjacji** jest **przesunięta w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych**, to w roztworze jest mało jonów i takie roztwory są **słabymi elektrolitami** (rys. 30.).



Rys. 30. Dysocjacja słabego kwasu jednoprotonowego.

Natomiast jeżeli **równowaga dysocjacji** jest **przesunięta w kierunku tworzenia jonów**, to takie roztwory nazywają się **mocnymi elektrolitami**. Wówczas w roztworze nie ma (lub jest bardzo mało) cząsteczek niezdysocjowanych (rys. 31.), a taki roztwór bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny.



gdzie:
HA – cząsteczki mocnego kwasu,
H_3O^+ – jony oksoniowe,
A^- – aniony reszty kwasowej.

Rys. 31. Dysocjacja mocnego kwasu jednoprotonowego.

Przykładem mocnego elektrolitu jest m.in. HCl. Dysocjację kwasu chlorowodorowego można traktować jako proces praktycznie nieodwracalny i zapisać w postaci równania:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Kwasy według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych.

Należy pamiętać, że w rzeczywistości w roztworze wodnym kationy wodoru H^+ nie istnieją samodzielnie.

Zgodnie z teorią dysocjacji Arrheniusa **kwasy** to związki chemiczne, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy wodoru (protony) i aniony reszt kwasowych**. Cząsteczki kwasów odszczepiających:

- 1 kation H^+, czyli **kwasów jednoprotonowych**, np. HCl, HNO_3, dysocjują **jednostopniowo**,
- 2 kationy H^+, czyli **kwasów dwuprotonowych**, np. H_2SO_4, H_2S, dysocjują **dwustopniowo**,
- 3 kationy H^+, czyli **kwasów trójprotonowych**, np. H_3PO_4, H_3PO_3, dysocjują **trójstopniowo**.

Kwas azotowy(V) HNO_3 jest kwasem jednoprotonowym i dysocjuje jednostopniowo:

$$\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion azotanowy(V)}}{NO_3^-}$$

W wodnym roztworze kwasu azotowego(V) znajdują się jony H_3O^+, NO_3^-.

Kwas chlorowy(VII) $HClO_4$ także jest kwasem jednoprotonowym i dysocjuje jednostopniowo:

$$\underset{\text{kwas chlorowy(VII)}}{HClO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chloranowy(VII)}}{ClO_4^-}$$

Kwas chlorowy(VII) dysocjuje pod wpływem wody na jony H_3O^+ i ClO_4^-.

Kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 jest kwasem dwuprotonowym, dlatego dysocjuje dwustopniowo. Proces ten można przedstawić w postaci równań:

1. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{siarkowy(IV)}}}{H_2SO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczanowy(IV)}}}{HSO_3^-}$

2. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczanowy(IV)}}}{HSO_3^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(IV)}}}{SO_3^{2-}}$

Kwas siarkowodorowy H_2S także jest kwasem dwuprotonowym i dysocjuje dwustopniowo:

1. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{siarkowodorowy}}}{H_2S} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczkowy}}}{HS^-}$

2. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczkowy}}}{HS^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczkowy}}}{S^{2-}}$

W wodnym roztworze:

- kwasu siarkowego(IV) znajdują się cząsteczki H_2SO_3 oraz jony H_3O^+, HSO_3^- i SO_3^{2-},
- kwasu siarkowodorowego – cząsteczki H_2S oraz jony H_3O^+, HS^- oraz S^{2-}.

Z kolei **kwas fosforowy(V) H_3PO_4**, który jest kwasem trójprotonowym, dysocjuje trójstopniowo:

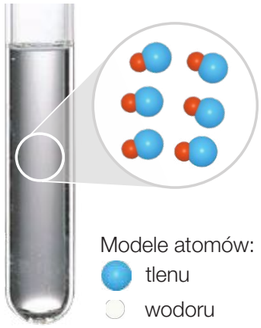
1. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{fosforowy(V)}}}{H_3PO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{diwodorofosforanowy(V)}}}{H_2PO_4^-}$

2. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\\text{diwodorofosforanowy(V)}}}{H_2PO_4^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorofosforanowy(V)}}}{HPO_4^{2-}}$

3. etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorofosforanowy(V)}}}{HPO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{fosforanowy(V)}}}{PO_4^{3-}}$

W wodnym roztworze kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 znajdują się cząsteczki H_3PO_4 oraz jony H_3O^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} i PO_4^{3-}.

Obecność **jonu H_3O^+** w roztworach wszystkich kwasów powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji **roztworów o odczynie kwasowym**.



Fot. 48. W roztworach zasad znajdują się jony OH^-.

Dysocjacja elektrolityczna zasad według teorii Arrheniusa

Doświadczalnie wykazano (tabela 10., s. 148), że wodne roztwory zasad również przewodzą prąd elektryczny i powodują zmianę barwy wskaźników. Świadczy to o obecności jonów powstałych w wyniku dysocjacji wodorotlenków w takich roztworach.

Według Arrheniusa **zasady** to związki chemiczne, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe**, np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} \xrightleftharpoons{H_2O} \underset{\text{kation wapnia}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2OH^-}$$

Ogólne równanie dysocjacji wodorotlenków ma postać:

$$Me^n(OH)_n \xrightleftharpoons{H_2O} Me^{n+} + nOH^-$$

gdzie:
Me – symbol metalu,
OH^- – anion wodorotlenkowy,
n – wartościowość metalu (równa liczbie anionów wodorotlenkowych).

Obecność **jonów OH^-** (fot. 48.) w roztworach wszystkich zasad powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji roztworów o **odczynie zasadowym**.

Zasady według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

Dysocjacja elektrolityczna soli według Arrheniusa

W doświadczeniu 21., s. 147, wykazano, że wodne roztwory badanych soli przewodzą prąd elektryczny. Sole są substancjami o budowie jonowej. W stanie stałym tworzą sieci krystaliczne zbudowane z jonów. Sole rozpuszczone w wodzie całkowicie dysocjują na jony. Rozpuszczalność soli w wodzie można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków.

Według Arrheniusa **sole** są związkami chemicznymi, które w roztworach wodnych **dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych**:

$$\underset{\text{chlorek potasu}}{KCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation potasu}}{K^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

$$\underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation magnezu}}{Mg^{2+}} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2Cl^-}$$

Ogólne równanie dysocjacji soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie ma postać:

$$Me^n_mR^m_n \xrightarrow{H_2O} mMe^{n+} + nR^{m-}$$

gdzie:
Me – symbol metalu lub kationu NH_4^+,
R – symbol reszty kwasowej,
m – wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie kationów metalu),
n – wartościowość metalu (równa liczbie anionów reszt kwasowych).

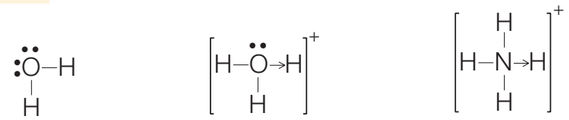
Sole według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych.

Kwasy i zasady według teorii Brønsteda–Lowry'ego

Teoria Arrheniusa, która odnosi się wyłącznie do roztworów wodnych, wyjaśnia mechanizm dysocjacji elektrolitycznej, ale nie tłumaczy, dlaczego niektóre substancje wykazują właściwości kwasowe lub zasadowe. Na przykład amoniak – związek chemiczny o wzorze NH_3 – nie ma anionu wodorotlenkowego, a wykazuje właściwości zasadowe, gdyż reaguje z kwasami. Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy. Bardziej ogólna i obecnie powszechnie stosowana jest teoria **Brønsteda–Lowry'ego** [czyt. bronsteda lołriego], tzw. **protonowa teoria kwasów i zasad**.

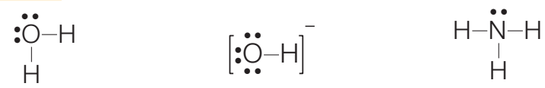
Według teorii Brønsteda–Lowry'ego:

- **kwas** to każdy związek chemiczny lub jon, który **może oddać proton**. Jest on więc **donorem protonów** (protonodawcą), np.:



Donor protonów – cząsteczka, atom lub jon, który dostarcza proton.

- **zasada** to każdy związek chemiczny lub jon, który **może ten proton przyjąć**. Zasada jest **akceptorem protonów** (protonobiorcą), np.:



Akceptor protonów – cząsteczka, atom lub jon, który przyjmuje proton.

Zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego wodorotlenki metali 1. i 2. grupy układu okresowego nie są zasadami. **Zasadami są jony OH^-**.

Sprzężone pary kwas–zasada

Cząsteczka lub jon będący kwasem po oddaniu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym zasadą. Natomiast cząsteczka lub jon będący zasadą po przyjęciu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym kwasem. W ten sposób powstają **sprzężone pary kwas–zasada**:

$$\text{kwas} \xrightarrow{\text{oddaje } H^+} \text{zasada}$$

$$\text{zasada} \xrightarrow{\text{przyłącza } H^+} \text{kwas}$$

$$\underset{\substack{\text{donor } H^+\\ \text{kwas}_1}}{HA} + \underset{\substack{\text{akceptor } H^+\\ \text{zasada}_1}}{B} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{donor } H^+\\ \text{kwas}_2}}{BH^+} + \underset{\substack{\text{akceptor } H^+\\ \text{zasada}_2}}{A^-}$$

sprzężone pary kwas–zasada

Im słabszy kwas, tym mocniejsza jest sprzężona z nim zasada.

Kwasy i zasady Brønsteda–Lowry'ego to m.in.:

$$\underset{\text{kwas}_1}{H_2O_{(c)}} + \underset{\text{zasada}_1}{NH_{3(aq)}} \rightleftharpoons \underset{\text{kwas}_2}{NH_4^+{}_{(aq)}} + \underset{\text{zasada}_2}{OH^-{}_{(aq)}}$$

$$\underset{\text{kwas}_1}{HCl_{(aq)}} + \underset{\text{zasada}_1}{H_2O_{(c)}} \longrightarrow \underset{\text{kwas}_2}{H_3O^+{}_{(aq)}} + \underset{\text{zasada}_2}{Cl^-{}_{(aq)}}$$

Teoria Brønsteda–Lowry'ego ma zastosowanie także w przypadku:

- roztworów, w których rozpuszczalnikiem nie jest woda, ale np. ciekły amoniak:

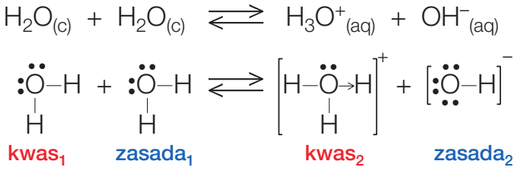
$$\underset{\text{kwas}_1}{CH_3COOH} + \underset{\text{zasada}_1}{NH_{3(c)}} \rightleftharpoons \underset{\text{zasada}_2}{CH_3COO^-} + \underset{\text{kwas}_2}{NH_4^+}$$

- reakcji przebiegających w fazie gazowej:

$$\underset{\text{kwas}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{zasada}}{NH_{3(g)}} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

Na podstawie podanych przykładów można sformułować wniosek, że **niektóre substancje mogą być zarówno kwasem** (np. H_2O w obecności amoniaku), jak i zasadą (np. H_2O w obecności chlorowodoru). Są to tzw. **substancje amfiprotyczne** (amfiproty). Rozpuszczalnik będący nie tylko ośrodkiem, w którym odbywa się dysocjacja, lecz także odgrywający rolę kwasu wobec rozpuszczonej zasady oraz pełniący funkcję zasady wobec rozpuszczonego kwasu jest nazywany **rozpuszczalnikiem protolitycznym**. Również woda destylowana (choć nie przewodzi prądu elektrycznego) w minimalnym stopniu ulega dysocjacji elektrolitycznej, autodysocjacji lub autoprotolizie (**reakcji autoprotolizy**). Cząsteczki wody są jednocześnie dawcą i biorcą protonów:

$$H_2O_{(c)} + H_2O_{(c)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$



Reakcji autoprotolizy mogą ulegać także inne substancje, np. bezwodny kwas octowy (kwas etanowy) i ciekły amoniak:

$$CH_3COOH + CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COOH_2^+ + CH_3COO^-$$

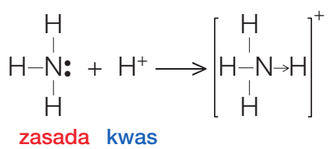
$$NH_3 + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$$

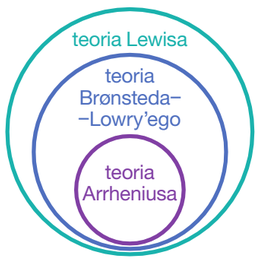
Kwasy i zasady według teorii Lewisa

Kolejna teoria – **teoria Lewisa** [czyt. luisa] – zakłada, że:

- **kwas** to związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z luką elektronową – akceptor **pary elektronowej**,
- **zasada** to związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z wolną parą elektronową – donor **pary elektronowej**.

Teoria ta znacznie poszerza zakres stosowania pojęć kwasu i zasady (rys. 32.). Umożliwia wyjaśnienie przebiegu wielu reakcji chemicznych, zwłaszcza między związkami organicznymi.





Rys. 32. Zgodnie z teorią Lewisa każdy związek można opisać jako akceptor lub donor pary elektronowej.

Ważne w temacie *Dysocjacja elektrolityczna*

1. Zapisuję równania dysocjacji elektrolitycznej związków nieorganicznych

- kwasy: $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$
- wodorotlenki: $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$
- sole: $MgCl_2 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + 2Cl^-$

2. Wskazuję sprzężone pary kwas–zasada

sprzężona para kwas–zasada

$$\underset{\text{kwas}}{NH_4^+} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{zasada}}{NH_3} + \underset{\text{zasada}}{H_3O^+} \quad \text{(kwas)}$$

sprzężona para kwas–zasada

Dysocjacja elektrolityczna

3. Klasyfikuję substancje jako kwasy lub zasady

Teoria Brønsteda–Lowry'ego

kwas	zasada
związek chemiczny **zdolny do odszczepienia protonu H^+** – donor protonów	związek chemiczny **zdolny do przyłączenia protonu H^+** – akceptor protonów

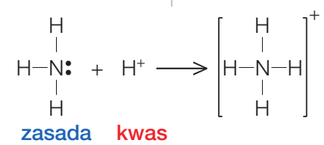


Teoria Arrheniusa (dotyczy roztworów wodnych)

kwas	zasada
w wodnych roztworach **dysocjuje z odszczepieniem jonów H_3O^+**	w wodnych roztworach **dysocjuje z odszczepieniem jonów OH^-**
$\underset{\text{kwas}}{HCl} + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ (zasada)

Teoria Lewisa

kwas	zasada
związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z luką elektronową, **zdolny do przyjęcia wolnej pary elektronowej** (akceptor pary elektronowej)	związek chemiczny zawierający atom pierwiastka chemicznego z wolną parą elektronową, **zdolny do oddania wolnej pary elektronowej** (donor pary elektronowej)



Elektrolity – substancje, które dysocjują na jony po rozpuszczeniu w polarnym rozpuszczalniku. Elektrolity przewodzą prąd elektryczny.

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad elektrolitu na jony pod wpływem rozpuszczalnika.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Spośród podanych substancji wybierz te, które – rozpuszczone w wodzie – ulegają rozpadowi na jony. Napisz równania ich dysocjacji elektrolitycznej.**
CH_4, $MgSO_4$, NaCl, H_3PO_4, KOH, Na_2S, H_2, CuO, $Fe_2(SO_4)_3$, $Al(OH)_3$

2. **Ustal, które z substancji lub jonów o podanych wzorach nie mogą być kwasami według teorii Brønsteda–Lowry'ego. Odpowiedź uzasadnij.**
H_2S, NH_4^+, CN^-, HBr, NH_3, CH_4, KH, $HClO_4$, $Al(OH)_3$

3. **Wybierz jony** (a–d)**, które według teorii Brønsteda–Lowry'ego są zarówno kwasami, jak i zasadami. Uzasadnij swój wybór.**
a) $H_2PO_4^-$ b) NH_4^+ c) SO_4^{2-} d) HS^-

4. **Napisz wzory wszystkich drobin (jonów i cząsteczek), które są zasadami i kwasami według teorii Brønsteda–Lowry'ego w reakcji opisanej równaniem:**

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+.$$

Kwasy wg Brønsteda–Lowry'ego	Zasady wg Brønsteda–Lowry'ego
?	?

5. Kwas fosforowy(V) w roztworze wodnym ulega dysocjacji wielostopniowej:

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

a) **Napisz, jaką funkcję (kwasu czy zasady) zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego pełni woda w tych reakcjach chemicznych.**
b) **Napisz wzory jonów, które zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego mogą być zarówno kwasami, jak i zasadami w roztworze wodnym.**

6. Amidek sodu $NaNH_2$ to związek o budowie jonowej, w którego strukturze znajdują się kationy sodu (Na^+) i aniony amidkowe NH_2^-. Związek ten otrzymuje się w wyniku przepuszczenia gazowego amoniaku nad metalicznym sodem w temperaturze 500–600 K. Tę reakcję obrazuje równanie:

$$2NH_3 + 2Na \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

Jony amidkowe w środowisku wodnym są nietrwałe. Po wprowadzeniu amidku sodu do wody dochodzi do praktycznie całkowitej przemiany jonów amidkowych w cząsteczki amoniaku:

$$NH_2^- + H_2O \longrightarrow NH_3 + OH^-$$

Źródło: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2012.

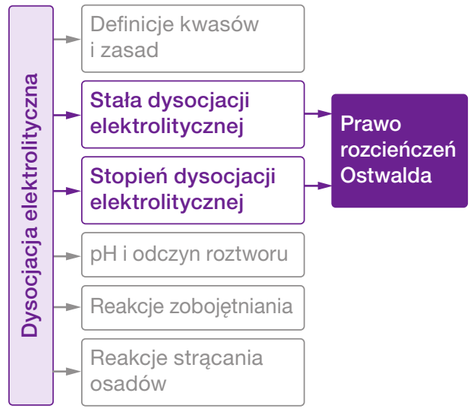
Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.
Zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego jon amidkowy jest zasadą (silniejszą / słabszą) niż cząsteczka wody. Cząsteczka amoniaku jest zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego zasadą (silniejszą / słabszą) niż cząsteczka wody.

7. Dane są wzory sześciu indywiduów chemicznych:
H_2SO_3 CH_3NH_2 NaOH $CH_3NH_3^+$ OH^- HSO_3^-
Spośród wymienionych powyżej wzorów wybierz i wpisz do tabeli wzory tych drobin, które zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego stanowią sprzężone pary kwas–zasada.

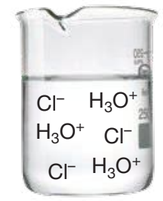
	Wzór kwasu	Wzór zasady
Sprzężona para 1.	?	?
Sprzężona para 2.	?	?

12 Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej

Ważne w tym temacie:
- pojęcia: *stała dysocjacji elektrolitycznej*, *stopień dysocjacji elektrolitycznej*
- interpretacja wartości K_a, K_b
- obliczenia z zastosowaniem pojęć: *stała dysocjacji*, *stopień dysocjacji*
- obliczenia z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda
- porównywanie mocy elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji



Ze względu na moc elektrolity można podzielić na słabe i mocne. Przykładem słabego elektrolitu jest kwas siarkowodorowy, zaś mocnego – kwas chlorowodorowy (fot. 49.). **Moc elektrolitów** określają stała dysocjacji elektrolitycznej oraz stopień dysocjacji elektrolitycznej.



Fot. 49. W roztworach mocnych elektrolitów znajdują się tylko jony.

Stała dysocjacji elektrolitycznej *K*

Dysocjacja elektrolityczna jest przykładem **reakcji odwracalnej**, która prowadzi do ustalenia **równowagi dynamicznej** w roztworze między jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi:

$$A_a{}^bB_b{}^a \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} aA^{b+} + bB^{a-}$$

Zgodnie z prawem działania mas dla słabych elektrolitów proces ten opisuje **stała dysocjacji elektrolitycznej *K***:

Prawo działania mas → patrz s. 121

$$K = \frac{[A^{b+}]^a[B^{a-}]^b}{[A_a{}^bB_b{}^a]}$$

◀ Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

gdzie:
K – stała dysocjacji, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,
$[A_a{}^bB_b{}^a]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A^{b+}]$, $[B^{a-}]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
a, b – współczynniki stechiometryczne.

Stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a

Reakcję dysocjacji elektrolitycznej kwasu w wodzie można przestawić za pomocą równania:

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

a **stałą dysocjacji kwasu**, czyli **stałą kwasowości K_a** [indeks „a" pochodzi od ang. *acid* – kwas] – za pomocą wyrażenia:

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji kwasu ▶

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

gdzie:
K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, stała kwasowości, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,

[HA] – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,

$[A^-]$, $[H_3O^+]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$.

W wyrażeniu na stałą kwasowości nie uwzględnia się stężenia wody, ponieważ jego wartość jest stała w danej temperaturze i została uwzględniona w wartościach stałych dysocjacji zamieszczonych w tablicach chemicznych.

Stała dysocjacji elektrolitycznej zasady K_b

Wartości stężenia wody nie uwzględnia się także w wyrażeniu na **stałą dysocjacji zasady – stałą zasadowości K_b** [indeks „b" pochodzi od ang. *base* – zasada]. Dla reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftharpoons HB^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

wyrażenie na stałą zasadowości ma postać:

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji zasady ▶

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

gdzie:
K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, stała zasadowości, podaje się ją jako wartość bezwymiarową,

[B] – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,

$[HB^+]$, $[OH^-]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$.

Przykład 36.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
2. Podstaw stężenia do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej.

Zapisywanie wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej słabego kwasu

Napisz wyrażenie na stałą dysocjacji elektrolitycznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

1. Substraty:
$[CH_3COOH]$ – stężenie molowe kwasu octowego
$[H_2O]$ – stężenie molowe wody

Produkty:
$[CH_3COO^-]$ – stężenie molowe anionów octanowych
$[H_3O^+]$ – stężenie molowe jonów oksoniowych

2. W wyrażeniu na stałą dysocjacji kwasu K_a nie zapisuje się stężenia wody:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Przykład 37.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równowagowe stężenia molowe substratów i produktów.
2. Podstaw stężenia do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej.

Zapisywanie wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej słabej zasady

Napisz wyrażenie na stałą dysocjacji elektrolitycznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$NH_{3(aq)} + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

1. Substraty:
$[NH_3]$ – stężenie molowe amoniaku
$[H_2O]$ – stężenie molowe wody

Produkty:
$[NH_4^+]$ – stężenie molowe kationów amonu
$[OH^-]$ – stężenie molowe anionów wodorotlenkowych

2. W wyrażeniu na stałą dysocjacji zasady K_b nie zapisuje się stężenia wody:

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]}$$

Stała dysocjacji elektrolitycznej *K* – stosunek iloczynu stężeń jonów, powstających podczas dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek niezdysocjowanych, pozostających w równowadze chemicznej z jonami.

Stała dysocjacji elektrolitycznej **jest wielkością charakterystyczną** dla danego elektrolitu, w określonej temperaturze ma stałą wartość. W tablicach chemicznych podane są wartości stałych dysocjacji różnych elektrolitów w temperaturze 25 °C (298 K). Stała dysocjacji elektrolitycznej:

- **nie zależy od** początkowego **stężenia** elektrolitu,
- **zależy od temperatury**.

Wyższa wartość stałej dysocjacji świadczy o tym, że elektrolit jest zdysocjowany w większym stopniu, czyli jest **mocniejszy**. Dlatego **stała dysocjacji jest miarą mocy elektrolitu**.

słabszy elektrolit — zwiększanie się wartości *K* → — mocniejszy elektrolit

$K_a = 3{,}98 \cdot 10^{-8}$ kwas chlorowy(I) < $K_a = 1{,}78 \cdot 10^{-4}$ kwas mrówkowy (kwas metanowy) < $K_{a1} = 1{,}41 \cdot 10^{-2}$ kwas siarkowy(IV)

gdzie:
K_{a1} – stała pierwszego etapu dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych,
K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasów jednoprotonowych.

Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C
→ patrz s. 374

Mocne elektrolity

Przykłady mocnych elektrolitów:
kwas siarkowy(VI) H_2SO_4, kwas azotowy(V) HNO_3, wodorotlenek sodu NaOH, chlorek sodu NaCl.

Dla mocnych elektrolitów, które są praktycznie w całości (w 100 %) zdysocjowane na jony, zwykle nie podaje się wartości stałych dysocjacji (mianownik w wyrażeniu na stałą dysocjacji jest bliski zeru).

Do **mocnych elektrolitów** zalicza się m.in.:

- **mocne kwasy**: kwas siarkowy(VI) H_2SO_4, kwas azotowy(V) HNO_3, kwas chlorowy(VII) $HClO_4$, kwas chlorowodorowy HCl, kwas bromowodorowy HBr, kwas jodowodorowy HI,
- **wodorotlenki litowców i berylowców**, z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$,
- wszystkie **sole rozpuszczalne** w wodzie.

Słabe elektrolity

Przykłady słabych elektrolitów:
kwas siarkowy(IV) H_2SO_3, kwas siarkowodorowy H_2S, wodorotlenek magnezu $Mg(OH)_2$.

Słabymi elektrolitami są pozostałe kwasy i wodorotlenki, w tym większość kwasów organicznych.

Dla dysocjujących stopniowo wieloprotonowych kwasów podaje się **stałe dysocjacji elektrolitycznej dla każdego etapu dysocjacji**. Na przykład dla kwasu fosforowego(V) H_3PO_4:

1. etap dysocjacji: $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$ $\quad K_{a1} = 6{,}92 \cdot 10^{-3}$
kwas fosforowy(V); woda; jon oksoniowy; anion diwodorofosforanowy(V)

2. etap dysocjacji: $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$ $\quad K_{a2} = 6{,}17 \cdot 10^{-8}$
anion diwodorofosforanowy(V); woda; jon oksoniowy; anion wodorofosforanowy(V)

3. etap dysocjacji: $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$ $\quad K_{a3} = 4{,}79 \cdot 10^{-13}$
anion wodorofosforanowy(V); woda; jon oksoniowy; anion fosforanowy(V)

Jak wynika z podanych wartości stałych dysocjacji (K_{a1}, K_{a2}, K_{a3}), w roztworze H_3PO_4 spośród otrzymanych anionów największe jest stężenie $H_2PO_4^-$, a najmniejsze – PO_4^{3-}.

Iloczyn trzech cząstkowych stałych dysocjacji jest sumaryczną **stałą dysocjacji elektrolitycznej *K***:

$$K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$$

◀ Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Przykład 38.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz *K*.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej, jeżeli w stanie równowagi chemicznej w roztworze elektrolitu o objętości równej 1 dm^3 znajduje się 0,6 mola cząsteczek niezdysocjowanych AB, a 0,4 mola uległo dysocjacji, tworząc 0,4 mola jonów A^+ i 0,4 mola jonów B^-.

Obliczanie za pomocą wzoru:
$$K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

1 **Dane:**
$[AB] = 0{,}6 \frac{mol}{dm^3}$
$[A^+] = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$
$[B^-] = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$K = ?$

2 $K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$

$K = \frac{0{,}4 \cdot 0{,}4}{0{,}6}$

$K = 0{,}27$

3 Stała dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,27.

Równowaga chemiczna, która ustala się podczas dysocjacji elektrolitycznej, w roztworach słabych elektrolitów **zostaje zaburzona przez zmianę stężenia jonów**, np. w wyniku dodania mocnego elektrolitu, który zawiera taki sam jon jak słaby elektrolit. Wówczas, zgodnie z regułą przekory, następuje przesunięcie równowagi chemicznej w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych.

Na przykład dodanie roztworu mocnego kwasu (zwiększenie stężenia jonów H_3O^+) do roztworu słabego kwasu lub jego soli powoduje wzrost liczby niezdysocjowanych cząsteczek tego kwasu w roztworze. Podobny proces zachodzi w roztworach słabych zasad lub ich soli pod wpływem dodania mocnej zasady (zwiększenie stężenia jonów OH^-).

Reguła Le Chateliera–Brauna, reguła przekory
→ patrz s. 127

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α – stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu.

Oprócz stałej dysocjacji elektrolitycznej miarą mocy elektrolitu jest stopień dysocjacji elektrolitycznej α. Wartość ta informuje, ile cząsteczek w danym elektrolicie występuje w postaci jonów. **Stopień dysocjacji elektrolitycznej α** jest to stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu. Podaje się go **w procentach lub jako wartość bezwymiarową**. Znając stopień dysocjacji elektrolitycznej i stężenie elektrolitu (liczbę moli w 1 dm^3 roztworu), można obliczyć stężenie jonów w roztworze, np. jonów oksoniowych (kationów wodoru) w roztworach kwasów.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej oblicza się ze wzorów:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \qquad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\ \%$$

$\alpha = 1$
mocny elektrolit

$\alpha < 1$
słaby elektrolit

gdzie:
α – stopień dysocjacji elektrolitycznej ($0 \leq \alpha \leq 1$ lub $0\ \% \leq \alpha \leq 100\ \%$), %,
n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol.

Przykład 39.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Ustal wartość n_w.
3. Oblicz n_z.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby moli jonów w roztworze

Oblicz liczbę moli jonów oksoniowych w 1 dm^3 roztworu kwasu fluorowodorowego o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i stopniu dysocjacji α = 8 %.

1. **Dane:**
$C_m = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
$\alpha = 8\ \%$
$V_r = 1\ dm^3$

Szukane:
$n_z = ?$

2. Stężenie molowe HF jest równe liczbie moli HF zawartych w 1 dm^3 roztworu. Liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu wynosi $n_w = 0{,}1$ mol.

3. Liczbę moli cząstek zdysocjowanych, równą liczbie moli jonów H_3O^+, oblicza się następująco:

Obliczanie za pomocą wzoru:
$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\ \%$

$$n_z = \frac{n_w \cdot \alpha}{100\ \%}$$

$$n_z = \frac{0{,}1\ mol \cdot 8\ \%}{100\ \%}$$

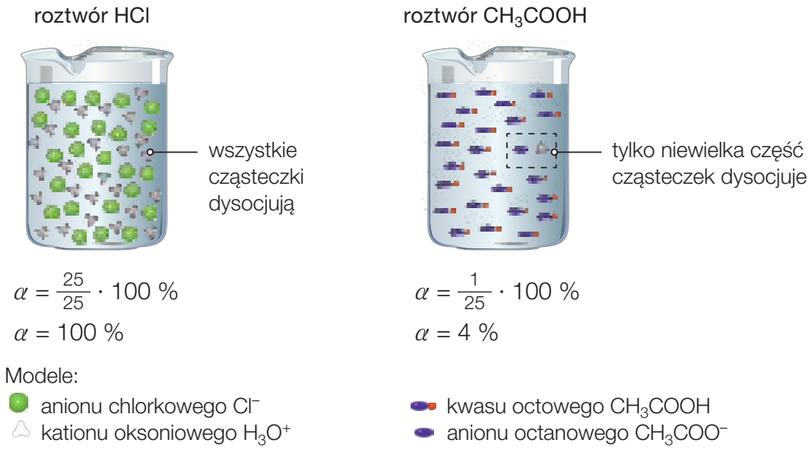
$$n_z = 0{,}008\ mol$$

4. Liczba moli jonów oksoniowych w roztworze wynosi 0,008 mola.

Czynniki wpływające na wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej

Stopień dysocjacji elektrolitycznej zależy od:

- **rodzaju elektrolitu** – dla mocnych elektrolitów $\alpha = 1$, dla słabych elektrolitów $\alpha < 1$ (rys. 33.),



Rys. 33. Schemat dysocjacji mocnego elektrolitu (α = 100 %) i słabego elektrolitu (α = 4 %).

- **stężenia roztworu** – α wzrasta, gdy stężenie elektrolitu się zmniejsza, a w roztworach bardzo rozcieńczonych jest bliskie 1 (tabela 11.); tłumaczy się to tym, że w roztworze rozcieńczonym istnieje małe prawdopodobieństwo łączenia się jonów elektrolitu w obojętne cząsteczki,

Tabela 11. Stopień dysocjacji elektrolitycznej roztworów HNO_2 o różnych stężeniach

$C_{HNO_2}, \frac{mol}{dm^3}$	α
1,00	0,023
0,10	0,072
0,01	0,210

- **temperatury** – α nieznacznie wzrasta wraz ze wzrostem temperatury,
- **obecności innych substancji w roztworze** – dodanie takich jonów, jakie powstają w wyniku dysocjacji, zmniejsza α, jednocześnie cofając ten proces.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej może służyć wyłącznie do porównywania mocy elektrolitów o takim samym stężeniu molowym.

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Zależność między stałą a stopniem dysocjacji elektrolitycznej opisuje **prawo rozcieńczeń Ostwalda**. Stosuje się je do obliczania stałej lub stopnia dysocjacji słabego elektrolitu o znanym stężeniu.

Na przykład kwas chlorowy(I), który jest słabym elektrolitem, dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$HClO + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + ClO^-$$

$$K_a = \frac{[ClO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HClO]}$$

Stopień dysocjacji α kwasu chlorowego(I) można wyznaczyć ze wzoru:

$$\alpha = \frac{C_z}{C}$$

gdzie:
α – stopień dysocjacji elektrolitycznej,
C_z – równowagowe stężenie molowe cząstek zdysocjowanych na jony, $\frac{mol}{dm^3}$,
C – początkowe stężenie molowe elektrolitu, $\frac{mol}{dm^3}$.

Stężenie poszczególnych jonów w stanie równowagi w tym roztworze wynosi:

$C_z = [ClO^-] = [H_3O^+]$,

$[ClO^-] = [H_3O^+] = C \cdot \alpha$,

z kolei równowagowe stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest równe:

$[HClO] = C - [H_3O^+] = C - C \cdot \alpha$,

$[HClO] = C(1 - \alpha)$.

Po podstawieniu obliczonych stężeń do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej HClO otrzymuje się **matematyczne przedstawienie prawa rozcieńczeń Ostwalda**:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} \qquad K_a = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1 - \alpha)} \qquad K_a = \frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C(1 - \alpha)}$$

Zatem ogólnie:

Prawo rozcieńczeń Ostwalda ▶

$$\boldsymbol{K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}}$$

gdzie:
K – stała dysocjacji elektrolitycznej, podawana jako wartość bezwymiarowa,
α – stopień dysocjacji elektrolitu, podawany jako wartość bezwymiarowa,
C – początkowe stężenie molowe elektrolitu, $\frac{mol}{dm^3}$.

Dla słabych elektrolitów, gdy $\alpha \leq 0{,}05$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, wartość $(1 - \alpha)$ jest w przybliżeniu równa 1. Wówczas wzór określający prawo rozcieńczeń Ostwalda przyjmuje postać uproszczoną:

$$\boldsymbol{K = \alpha^2 \cdot C} \qquad \boldsymbol{\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}}$$

◀ Uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda, gdy $\alpha \leq 0{,}05$.

Stałe dysocjacji kwasów i zasad dla słabych elektrolitów można przedstawić także w postaci następujących wyrażeń:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a - [H_3O^+]} \qquad K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b - [OH^-]}$$

Jeśli $\alpha \leq 5\ \%$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, to $C_a - [H_3O^+] \approx C_a$, a $C_b - [OH^-] \approx C_b$.

Wówczas wzory mają uproszczoną postać: $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a}$, $K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$.

gdzie:
K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, podawana jako wartość bezwymiarowa,
K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, podawana jako wartość bezwymiarowa,
C_a – początkowe stężenie molowe kwasu, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_b – początkowe stężenie molowe zasady, $\frac{mol}{dm^3}$.

Przykład 40.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane. Odczytaj z tablic (s. 374) wartość stałej dysocjacji kwasu mrówkowego.
2. Sprawdź, czy do obliczeń można zastosować uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda.
3. Oblicz α.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu mrówkowego HCOOH w roztworze o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$.

1. **Dane:** $C = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$, $K_a = 1{,}78 \cdot 10^{-4}$ **Szukane:** $\alpha = ?$

2. $\frac{C}{K_a} = \frac{0{,}1}{1{,}78 \cdot 10^{-4}}$

$\frac{C}{K_a} = 561{,}80$, czyli > 400, a zatem $K_a = \alpha^2 \cdot C$

3. $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$

$\alpha = \sqrt{\frac{1{,}78 \cdot 10^{-4}}{0{,}1}}$

$\alpha = 0{,}042$

4. Stopień dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,042, czyli 4,2 %.

Przykład 41.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz C.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego słabego kwasu

Oblicz stężenie molowe słabego kwasu, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi $K_a = 2 \cdot 10^{-3}$, a stopień dysocjacji $\alpha = 0{,}035$.

1 **Dane:**
$K_a = 2 \cdot 10^{-3}$
$\alpha = 0{,}035$

Szukane:
$C = ?$

$$K_a = \alpha^2 \cdot C$$

2 $$C = \frac{K_a}{\alpha^2}$$

$$C = \frac{2 \cdot 10^{-3}}{(0{,}035)^2}$$

$$C = 1{,}63 \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Stężenie molowe kwasu wynosi $1{,}63 \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 42.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane. Odczytaj z tablic (s. 374) wartość stałej dysocjacji amoniaku.
2. Oblicz C.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego słabej zasady

Oblicz stężenie molowe amoniaku, wiedząc, że jego stopień dysocjacji wynosi $\alpha = 10\ \%$.

1 **Dane:**
$K_b = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$
$\alpha = 10\ \%$

Szukane:
$C = ?$

$$K_b = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

2 $$C = \frac{K_b(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

$$C = \frac{1{,}78 \cdot 10^{-5}(1 - 0{,}1)}{(0{,}1)^2}$$

$$C = 1{,}60 \cdot 10^{-3} \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Stężenie molowe amoniaku wynosi $1{,}60 \cdot 10^{-3} \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Ważne w temacie *Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej*

Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej

1. Obliczam stopień dysocjacji elektrolitycznej

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \qquad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\ \%$$

słaby kwas

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \qquad \alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \cdot 100\ \%$$

słaba zasada

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \qquad \alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \cdot 100\ \%$$

2. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

Gdy $\alpha \leq 0{,}05$ lub $\frac{C}{K} \geq 400$, to:

- $K = \alpha^2 \cdot C$
- $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a}$
- $K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b}$

3. Wykonuję obliczenia z zastosowaniem pojęcia stałej dysocjacji elektrolitycznej

$HA_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

$B_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftarrows HB^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

4. Porównuję moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji

zwiększanie się wartości K

słabszy elektrolit → mocniejszy elektrolit

$K_a = 3{,}98 \cdot 10^{-8}$ kwas chlorowy(I) $<$ $K_a = 1{,}78 \cdot 10^{-4}$ kwas mrówkowy (kwas metanowy) $<$ $K_{a1} = 1{,}41 \cdot 10^{-2}$ kwas siarkowy(IV)

gdzie:
K_{a1} – stała pierwszego etapu dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych,
K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasów jednoprotonowych.

Stała dysocjacji elektrolitycznej K – stosunek iloczynu stężeń jonów, powstających podczas dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek niezdysocjowanych, pozostających w równowadze chemicznej z jonami.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α – stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu.

Zadania do tematu

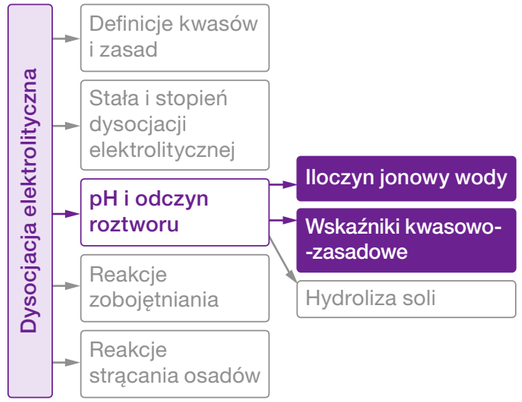
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu, wiedząc, że w roztworze o objętości 1 dm^3 i stężeniu 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ znajdują się 0,2 mola cząsteczek zdysocjowanych i 0,8 mola cząsteczek niezdysocjowanych.**
2. **Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej roztworu elektrolitu, który w stanie równowagi chemicznej zawiera 0,8 mola cząsteczek niezdysocjowanych AB oraz 0,2 mola cząsteczek zdysocjowanych.**

13 Odczyn wodnych roztworów substancji, pH

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *iloczyn jonowy wody*
- obliczenia z zastosowaniem pojęć: *pH*, *iloczyn jonowy wody*
- przewidywanie odczynu roztworu po reakcji substancji
- właściwości gleby
- rodzaje zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby



Jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+) występujące w roztworach kwasów decydują o kwasowych właściwościach tych roztworów. Jony wodorotlenkowe OH^- obecne w roztworach zasad wpływają na ich właściwości zasadowe.

Cechą charakteryzującą kwasowe lub zasadowe właściwości roztworu jest jego odczyn. Odczyn wodnego roztworu substancji można określić m.in. na podstawie barwy zanurzonego w nim uniwersalnego papierka wskaźnikowego (fot. 50.).



Fot. 50. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze o odczynie kwasowym przyjmuje barwy od pomarańczowej do czerwonej, a w zasadowym – od zielonej do granatowej.

Odczyn roztworów

Roztwory mogą mieć odczyn kwasowy, zasadowy lub obojętny.

Nadmiar jonów:

- oksoniowych $\mathbf{H_3O^+}$ (kationów wodoru H^+) w roztworze powoduje **odczyn kwasowy** roztworu,
- wodorotlenkowych $\mathbf{OH^-}$ – **odczyn zasadowy**.

Jeśli jonów H_3O^+ (H^+) jest tyle samo co OH^-, wówczas roztwór ma **odczyn obojętny**.

Oprócz kwasów i wodorotlenków zmianę stężenia jonów H_3O^+ i OH^- w wodzie mogą powodować także inne substancje. Na przykład **tlenek węgla(IV)**, **chlorowodór**, **amoniak** – reagując z wodą – **zaburzają** jej **równowagę jonową**. Woda nasycona CO_2, czyli popularna woda gazowana, ma odczyn kwasowy, ponieważ zachodzi w niej reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{woda}}{2H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

lub w uproszczeniu:

$$\underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

W wyniku tej reakcji chemicznej **zwiększa się stężenie jonów oksoniowych $\mathbf{H_3O^+}$**. Odczyn kwasowy mają także inne napoje gazowane, np. napoje typu cola (fot. 51.).

Gdy do wody wprowadzi się gazowy amoniak, zajdzie reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Powoduje ona **zwiększenie liczby jonów wodorotlenkowych $\mathbf{OH^-}$** w wodzie i zasadowy odczyn roztworu.

Właściwości roztworów kwasowych, zasadowych i obojętnych przedstawia tabela 12.



Fot. 51. Na odczyn kwasowy napojów typu cola wpływa obecność jonów H_3O^+ powstających w wyniku dysocjacji elektrolitycznej H_3PO_4.

Tabela 12. Różnice między właściwościami roztworów o odczynach kwasowym, zasadowym i obojętnym

Rodzaj odczynu		Kwasowy	Zasadowy	Obojętny
Stężenie jonów H_3O^+ (H^+)		większe od stężenia jonów wodorotlenkowych $[H_3O^+] > [OH^-]$	mniejsze od stężenia jonów wodorotlenkowych $[H_3O^+] < [OH^-]$	równe stężeniu jonów wodorotlenkowych $[H_3O^+] = [OH^-]$
Przykłady roztworów i równania dysocjacji		$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$ $HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$	$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$
Barwa wskaźników	oranż metylowy	czerwona	żółta	żółta
	fenoloftaleina	bezbarwna	różowoczerwona (malinowa)	bezbarwna

Iloczyn jonowy wody K_w

Cząsteczki wody w minimalnym stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej, w wyniku której powstają jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+) i wodorotlenkowe OH^-:

$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ lub w uproszczeniu $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

Równowaga reakcji jest przesunięta w lewo, czyli w stronę powstawania niezdysocjowanych cząsteczek wody. **Stała równowagi** tej reakcji chemicznej w temperaturze 25 °C wynosi:

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \qquad \text{lub w uproszczeniu} \qquad K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

W równaniu stężenie niezdysocjowanych cząsteczek wody $[H_2O]$, czyli liczba moli wody w 1 dm^3 (1000 g) wody, jest stałe i wynosi:

$$[H_2O] = \frac{1000\ g}{18\ \frac{g}{mol} \cdot 1\ dm^3} \qquad [H_2O] = 55{,}6\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$K = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{55{,}6} \qquad \text{lub w uproszczeniu} \qquad K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{55{,}6}$$

$$K = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

Pomnożenie obydwu stron wzoru na stałą równowagi K przez praktycznie stałe stężenie wody H_2O daje stałą K_w, nazywaną iloczynem jonowym wody, którą podaje się jako wartość bezwymiarową.

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \qquad \text{lub w uproszczeniu} \qquad K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = 55{,}6 \cdot 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

$$K_w = 10^{-14}$$

Iloczyn jonowy wody to iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi:

Iloczyn jonowy wody K_w – iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi $1 \cdot 10^{-14}$.

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \qquad K_w = 1 \cdot 10^{-14}$$

Oznacza to, że:

- w czystej wodzie i **w roztworach obojętnych stężenia obydwu jonów są takie same i wynoszą**:
  $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$,
- w **roztworach kwasowych $[H_3O^+] > [OH^-]$**, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^0\ \frac{mol}{dm^3} \geq [H_3O^+] > 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$ oraz $10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3} > [OH^-] \geq 10^{-14}\ \frac{mol}{dm^3}$,
- w **roztworach zasadowych $[H_3O^+] < [OH^-]$**, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3} > [H_3O^+] \geq 10^{-14}\ \frac{mol}{dm^3}$ oraz $10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3} < [OH^-] \leq 10^0\ \frac{mol}{dm^3}$.

W celu uproszczenia obliczeń na liczbach o ujemnym wykładniku potęgi wartość iloczynu jonowego wody przekształca się do postaci logarytmu dziesiętnego pomnożonego przez –1 i definiuje się jako:

$pK_w = -\log K_w = -\log 10^{-14}$

$pK_w = 14$, gdzie pK_w oznacza wartość logarytmu dziesiętnego z iloczynu jonowego wody pomnożoną przez –1.

Logarytm dziesiętny liczby x to wykładnik potęgi, do której należy podnieść liczbę 10, aby otrzymać liczbę x.

$\log_{10} x = y$ tzn.: $10^y = x$

log 1 = 0, bo $10^0 = 1$
log 10 = 1, bo $10^1 = 10$
log 100 = 2, bo $10^2 = 100$
log 1000 = 3, bo $10^3 = 1000$

Przykład 43.

Obliczanie stężenia jonów oksoniowych

Sporządzono roztwór wodorotlenku wapnia – rozpuszczono 1 g substancji w 1 dm^3 wody w temperaturze 25 °C.
Oblicz stężenie jonów oksoniowych H_3O^+ w tym roztworze.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równania reakcji dysocjacji zachodzących w roztworze.
3. Oblicz stężenie $Ca(OH)_2$.
4. Oblicz stężenie jonów OH^-.
5. Oblicz stężenie jonów H_3O^+.
6. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$mCa(OH)_2 = 1$ g
$V_{H_2O} = 1\ dm^3$

Szukane:
$[H_3O^+] = ?$

2 Należy zapisać równania dysocjacji wodorotlenku wapnia oraz wody. Wodorotlenek wapnia jest mocnym elektrolitem, dlatego można przyjąć, że w rozcieńczonym roztworze dysocjuje całkowicie:

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$$

W wyniku dysocjacji elektrolitycznej mocnej zasady w roztworze zwiększa się stężenie jonów OH^-. Powoduje to przesunięcie się równowagi dysocjacji wody w lewo.

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

3 $M_{Ca(OH)_2} = 74\ \frac{g}{mol}$

$$n_{Ca(OH)_2} = \frac{m}{M} \qquad n_{Ca(OH)_2} = \frac{1\ g}{74\ \frac{g}{mol}} \qquad n_{Ca(OH)_2} = 0{,}014\ mol$$

$$C_{Ca(OH)_2} = \frac{n}{V} \qquad C_{Ca(OH)_2} = \frac{0{,}014\ mol}{1\ dm^3} \qquad C_{Ca(OH)_2} = 0{,}014\ \frac{mol}{dm^3}$$

4 Stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- powstających w wyniku dysocjacji $Ca(OH)_2$ jest 2 razy większe od stężenia wodorotlenku wapnia.

$$[OH^-] = 2 \cdot C_{Ca(OH)_2} \qquad [OH^-] = 2 \cdot 0{,}014\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$[OH^-] = 0{,}028\ \frac{mol}{dm^3} \qquad [OH^-] = 2{,}8 \cdot 10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3}$$

5 Iloczyn jonowy wody K_w w temperaturze 25 °C wynosi 10^{-14}.

$$[OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$2{,}8 \cdot 10^{-2} \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{2{,}8 \cdot 10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3}} \qquad [H_3O^+] = 3{,}57 \cdot 10^{-13}\ \frac{mol}{dm^3}$$

6 Stężenie jonów oksoniowych H_3O^+ w roztworze wynosi $3{,}57 \cdot 10^{-13}\ \frac{mol}{dm^3}$.

Iloczyn jonowy wody a sprzężone pary kwas–zasada

Teoria Brønsteda–Lowry'ego
→ patrz s. 153

Wartość iloczynu jonowego wody K_w umożliwia określenie mocy kwasów i zasad, które tworzą sprzężone pary kwas–zasada zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego (tabela 13.). Stałą dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a oraz stałą dysocjacji elektrolitycznej sprzężonej z nim zasady K_b można przedstawić za pomocą wyrażenia:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

gdzie:
K_w – iloczyn jonowy wody, wartość bezwymiarowa,
K_a – stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu, wartość bezwymiarowa,
K_b – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, wartość bezwymiarowa.

- Im mocniejszy jest kwas, tym słabsza jest sprzężona z nim zasada.
- Im słabszy jest kwas, tym mocniejsza jest sprzężona z nim zasada.

Tabela 13. Moc kwasów i zasad tworzących sprzężone pary

pK_a	Nazwa kwasu	Wzór kwasu	Wzór zasady	Nazwa zasady	pK_b
Mocny kwas			Bardzo słaba zasada		
	jodowodorowy	HI	I^-	jon jodkowy	
	chlorowy(VII)	$HClO_4$	ClO_4^-	jon chloranowy(VII)	
	bromowodorowy	HBr	Br^-	jon bromkowy	
	chlorowodorowy	HCl	Cl^-	jon chlorkowy	
	siarkowy(VI)	H_2SO_4	HSO_4^-	jon wodorosiarczanowy(VI)	
	chlorowy(V)	$HClO_3$	ClO_3^-	jon chloranowy(V)	
	azotowy(V)	HNO_3	NO_3^-	jon azotanowy(V)	
	jon oksoniowy	H_3O^+	H_2O	woda	
1,92	jon wodorosiarczanowy	HSO_4^-	SO_4^{2-}	jon siarczanowy(VI)	12,08
3,37	azotowy(III)	HNO_2	NO_2^-	jon azotanowy(III)	10,63
3,45	fluorowodorowy	HF	F^-	jon fluorkowy	10,55
4,75	octowy	CH_3COOH	CH_3COO^-	jon octanowy	9,25
6,37	węglowy	H_2CO_3	HCO_3^-	jon wodorowęglanowy	7,63
6,89	siarkowodorowy	H_2S	HS^-	jon wodorosiarczkowy	7,11
9,25	jon amonowy	NH_4^+	NH_3	amoniak	4,75
9,31	cyjanowodorowy	HCN	CN^-	jon cyjankowy	4,69
10,25	jon wodorowęglanowy	HCO_3^-	CO_3^{2-}	jon węglanowy	3,75
10,56	jon metyloamoniowy	$CH_3NH_3^+$	CH_3NH_2	metyloamina	3,44
	woda	H_2O	OH^-	jon wodorotlenkowy	
	amoniak	NH_3	NH_2^-	jon amidkowy	
	wodór	H_2	H^-	jon wodorkowy	
	metan	CH_4	CH_3^-	anion metylowy	
	jon wodorotlenkowy	OH^-	O^{2-}	jon tlenkowy	
Bardzo słaby kwas			Mocna zasada		

Źródło: Atkins P., Jones L., Laverman L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

pH roztworu i skala pH

Odczyn roztworu zależy od stężeń obecnych w nim jonów H_3O^+ (H^+) i OH^-. Stężenia te w większości roztworów są bardzo małe, dlatego wyraża się je za pomocą wartości logarytmów dziesiętnych pomnożonych przez –1. Tak zdefiniowane wartości oznacza się jako pH i pOH. **pH roztworu to wartość logarytmu dziesiętnego ze stężenia jonów oksoniowych** (kationów wodoru) pomnożona przez –1:

$\mathbf{pH = -\log[H_3O^+]}$ lub $\mathbf{pH = -\log[H^+]}$, czyli $\mathbf{[H_3O^+] = 10^{-pH}}$ lub $\mathbf{[H^+] = 10^{-pH}}$

$pH = -\log[H_3O^+]$

Natomiast wartość logarytmu dziesiętnego ze stężenia jonów wodorotlenkowych pomnożona przez –1 to pOH roztworu:

$\mathbf{pOH = -\log[OH^-]}$, czyli $\mathbf{[OH^-] = 10^{-pOH}}$

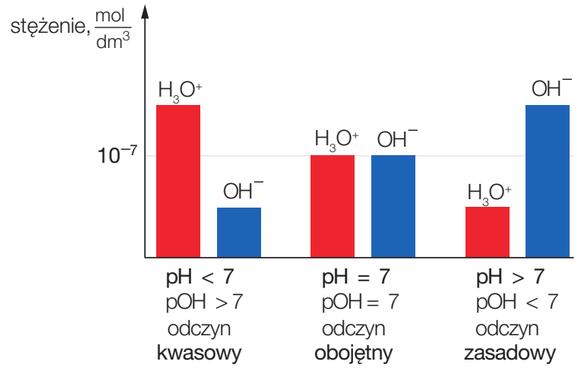
$pH = -\log[H^+]$

$pOH = -\log[OH^-]$

$pH + pOH = 14$

Znajomość stężenia jonów OH^- w roztworze umożliwia obliczenie wartości stężenia jonów H_3O^+ (H^+) i odwrotnie (rys. 34.). Na przykład:

- w roztworze **o odczynie kwasowym**, gdy $[H_3O^+] = 10^{-3}\ \frac{mol}{dm^3}$,
  to $[OH^-] = 10^{-11}\ \frac{mol}{dm^3}$
  pH = 3
  pOH = 11
- w roztworze **o odczynie zasadowym**, gdy $[H_3O^+] = 10^{-10}\ \frac{mol}{dm^3}$,
  to $[OH^-] = 10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$
  pH = 10
  pOH = 4
- w roztworze **o odczynie obojętnym** $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$
  pH = pOH = 7



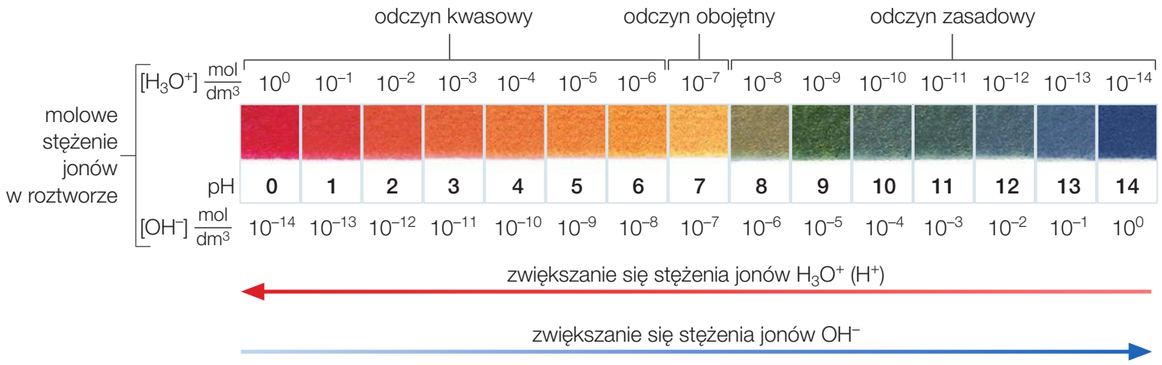
Rys. 34. Zależność odczynu roztworu od stężeń jonów H_3O^+ i OH^- w temperaturze 25 °C.

Rozcieńczanie roztworu o:

- **odczynie kwasowym** powoduje **zwiększanie** się wartości jego **pH**, ale maksymalnie do wartości pH = 7 (odpowiadającej pH czystej wody),
- **odczynie zasadowym** powoduje **zmniejszanie** się wartości jego **pH**, ale jedynie do wartości pH = 7.

Skala pH (rys. 35., s. 174) odnosi się do wartości iloczynu jonowego wody K_w i w temperaturze 298 K ma zakres od 0 do 14.

Stała wartość iloczynu jonowego wody K_w powoduje, że stężenia jonów H_3O^+ oraz OH^- są ze sobą ściśle powiązane.



Rys. 35. Skala pH służy do określania kwasowości lub zasadowości roztworu wodnego.

Przykład 44.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji dysocjacji kwasu H*X*.
3. Oblicz $[H_3O^+]$.
4. Oblicz pH.
5. Napisz odpowiedź.

Obliczanie wartości pH roztworu

Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu jednoprotonowego o wzorze H*X* i stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ wynosi 1 %. Oblicz wartość pH tego roztworu.

1 **Dane:**
$C_m = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
$\alpha = 1\ \%$

Szukane:
pH = ?

2 Równanie reakcji dysocjacji kwasu jednoprotonowego H*X* ma postać:

$$HX + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^-$$

3 Gdyby stopień dysocjacji α wynosił 100 %, wówczas stężenie kationów H_3O^+ (równe stężeniu jonów X^-) wynosiłoby 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i byłoby równe wartości stężenia kwasu H*X*.

Jednak $\alpha = 1\ \%$, czyli $\alpha = 0{,}01$, więc:

$[H_3O^+] = 0{,}01 \cdot 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

$[H_3O^+] = 0{,}001\ \frac{mol}{dm^3}$

4 $pH = -\log [H_3O^+]$

$pH = -\log (10^{-3})$

$pH = 3$

5 Wartość pH tego roztworu wynosi 3.

Przykład 45.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Ustal wzór na α.
3. Oblicz $\Delta\alpha$.
4. Oblicz $\Delta[H_3O^+]$.

Obliczanie stopnia dysocjacji, stężenia kationów oksoniowych oraz pH po rozcieńczeniu roztworu

Oblicz, jak zmienią się stopień dysocjacji, stężenie kationów oksoniowych oraz pH roztworu kwasu octowego (kwasu etanowego) o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$ po jego 100-krotnym rozcieńczeniu ($K_a = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$).

1 **Dane:**
$C_1 = 1\ \frac{mol}{dm^3}$
$K_a = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$
$\frac{C_2}{C_1} = 0{,}01$

Szukane:
$\Delta\alpha = ?$
$\Delta[H_3O^+] = ?$
$\Delta pH = ?$

2 Należy obliczyć $\frac{C_1}{K_a}$ oraz $\frac{C_2}{K_a}$ w celu określenia, który wzór na α należy zastosować.

$\frac{C_1}{K_a} = \frac{1}{1{,}75 \cdot 10^{-5}}$ $\qquad$ $\frac{C_2}{K_a} = \frac{0{,}01}{1{,}75 \cdot 10^{-5}}$

$\frac{C_1}{K_a} = 57142{,}86$ $\qquad$ $\frac{C_2}{K_a} = 571{,}43$

$\frac{C_1}{K_a} > 400$ oraz $\frac{C_2}{K_a} > 400$, zatem można zastosować wzór uproszczony $K_a = \alpha^2 \cdot C$, czyli $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$

3 $\Delta\alpha = \frac{\alpha_2}{\alpha_1}$ $\qquad$ $\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \frac{\sqrt{\frac{K_a}{C_2}}}{\sqrt{\frac{K_a}{C_1}}}$ $\qquad$ $K_a = \text{const.}$

$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{C_2}}$ $\qquad$ $\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{0{,}01 \cdot C_1}}$

$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{1}{0{,}01}}$ $\qquad$ $\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{100}$

$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = 10$ $\qquad$ $\alpha_2 = 10 \cdot \alpha_1$

4 $\Delta[H_3O^+] = \frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1}$

$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = \frac{\alpha_2 \cdot C_2}{\alpha_1 \cdot C_1}$

$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = 10 \cdot 0{,}01$

$\frac{[H_3O^+]_2}{[H_3O^+]_1} = 0{,}1$ $\qquad$ $[H_3O^+]_2 = 0{,}1 \cdot [H_3O^+]_1$

ciąg dalszy przykładu na s. 176

początek przykładu na s. 175

5 Oblicz ΔpH.

6 Napisz odpowiedź.

5 $pH_1 = -\log [H_3O^+]_1$ $pH_2 = -\log [H_3O^+]_2$

$pH_1 = -\log 0{,}1$ $pH_2 = -\log (0{,}1 \cdot 0{,}1)$

$pH_1 = 1$ $pH_2 = -\log 0{,}01$

$pH_2 = 2$

$\Delta pH = pH_2 - pH_1$ $\Delta pH = 2 - 1$

$\Delta pH = 1$

6 Stopień dysocjacji wzrośnie 10-krotnie, stężenie jonów H_3O^+ zmniejszy się 10-krotnie, a pH zwiększy się o 1.

Przykład 46.

Obliczanie wartości pH roztworu – substancje zmieszane w ilościach niestechiometrycznych

Oblicz pH roztworu otrzymanego w wyniku zmieszania 300 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o pH = 10 i 200 cm^3 kwasu chlorowodorowego o pH = 2.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Oblicz stężenie jonów OH^- w roztworze NaOH.

3 Oblicz stężenie jonów H_3O^+ w roztworze HCl.

4 Oblicz liczbę moli jonów H_3O^+ i OH^- w roztworach HCl i NaOH.

1 **Dane:** **Szukane:**

$V_{NaOH} = 300\ cm^3$ $pH_3 = ?$

$pH_1 = 10$

$V_{HCl} = 200\ cm^3$

$pH_2 = 2$

2 Ponieważ wiadomo, że pH roztworu NaOH jest równe 10, stężenie jonów OH^- w tym roztworze można obliczyć, korzystając z zależności: pH + pOH = 14.

$pOH = 14 - pH$ $pOH = 14 - 10$ $pOH = 4$

$pOH = -\log [OH^-]$ $[OH^-] = 10^{-pOH}$ $[OH^-] = 10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$

3 Ponieważ wiadomo, że pH roztworu HCl jest równe 2, można obliczyć stężenie jonów H_3O^+ w tym roztworze.

$pH = 2$ $pH = -\log [H_3O^+]$ $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ $[H_3O^+] = 10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3}$

4 Oba roztwory zawierają mocne elektrolity, dlatego można założyć ich 100-procentową dysocjację.

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$n_{OH^-} = n_{NaOH}$ $n_{H_3O^+} = n_{HCl}$

$n_{OH^-} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH}$ $n_{H_3O^+} = C_{HCl} \cdot V_{HCl}$

$n_{OH^-} = 10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}3\ dm^3$ $n_{H_3O^+} = 10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}2\ dm^3$

$n_{OH^-} = 3 \cdot 10^{-5}\ mol$ $n_{H_3O^+} = 2 \cdot 10^{-3}\ mol$

$n_{OH^-} = 0{,}03\ mmol$ $n_{H_3O^+} = 2\ mmol$

$n_{OH^-} < n_{H_3O^+}$

ciąg dalszy przykładu na s. 177

początek przykładu na s. 176

5 Oblicz pH otrzymanego roztworu.

6 Napisz odpowiedź.

5 Jony H_3O^+ i OH^- w reakcji zobojętniania biorą udział w stosunku 1 : 1:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

Wiedząc, że $n_{OH^-} < n_{H_3O^+}$, należy obliczyć **nadmiar liczby moli jonów H_3O^+** w roztworze otrzymanym w wyniku zmieszania roztworów HCl i NaOH.

$x = n_{OH^-} - n_{H_3O^+}$ $x = 2\ mmol - 0{,}03\ mmol$ $x = 1{,}97\ mmol$

Trzeba przyjąć, że objętość roztworu jest sumą objętości mieszanych roztworów, ponieważ zawierają one ten sam rozpuszczalnik. Efekt zmiany objętości w wyniku zmieszania może więc być pominięty.

$V = 300\ cm^3 + 200\ cm^3$ $V = 500\ cm^3$ $V = 0{,}5\ dm^3$

Następnie należy obliczyć stężenie jonów H_3O^+ w roztworze otrzymanym po zmieszaniu roztworów NaOH i HCl:

$[H_3O^+] = \frac{x}{V}$ $[H_3O^+] = \frac{1{,}97 \cdot 10^{-3}\ mol}{0{,}5\ dm^3}$ $[H_3O^+] = 3{,}94 \cdot 10^{-3}$

$pH = -\log [H_3O^+]$ $pH_3 = -\log (3{,}94 \cdot 10^{-3})$ $pH_3 = 2{,}4$

6 pH roztworu otrzymanego w wyniku zmieszania roztworów NaOH i HCl jest równe 2,4.

Pomiar wartości pH

Skala pH w temperaturze 25 °C ma zakres od 0 (dla mocnych kwasów) do 14 (dla mocnych zasad). **Uniwersalne papierki wskaźnikowe** umożliwiają szybkie określenie przybliżonej wartości pH roztworu. Pomiaru dokonuje się zwykle poprzez zanurzenie papierka w roztworze danej substancji, a następnie porównanie jego barwy ze skalą barw umieszczoną na opakowaniu (fot. 52.). Jest to jednak mało dokładny sposób, gdyż określa wartość pH z dokładnością do ok. 0,5 jednostki. Precyzyjne pomiary pH wykonuje się, stosując **pehametry** (fot. 53.).



Fot. 52. Sok z ogórka ma odczyn obojętny (żółta barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego), a sok z pomarańczy – kwasowy (pomarańczowa barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego).



Fot. 53. Pehametry służą do wykonywania pomiarów pH.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Do ustalenia odczynu roztworu używa się m.in. wskaźników kwasowo-zasadowych. Zarówno zmiana barwy wskaźnika w roztworze, jak i brak takiej zmiany informują o tym, jaki odczyn ma roztwór. Do najczęściej stosowanych wskaźników kwasowo-zasadowych zalicza się m.in. uniwersalne papierki wskaźnikowe, oranż metylowy i fenoloftaleinę.

Wskaźniki i zakres ich zmiany barw

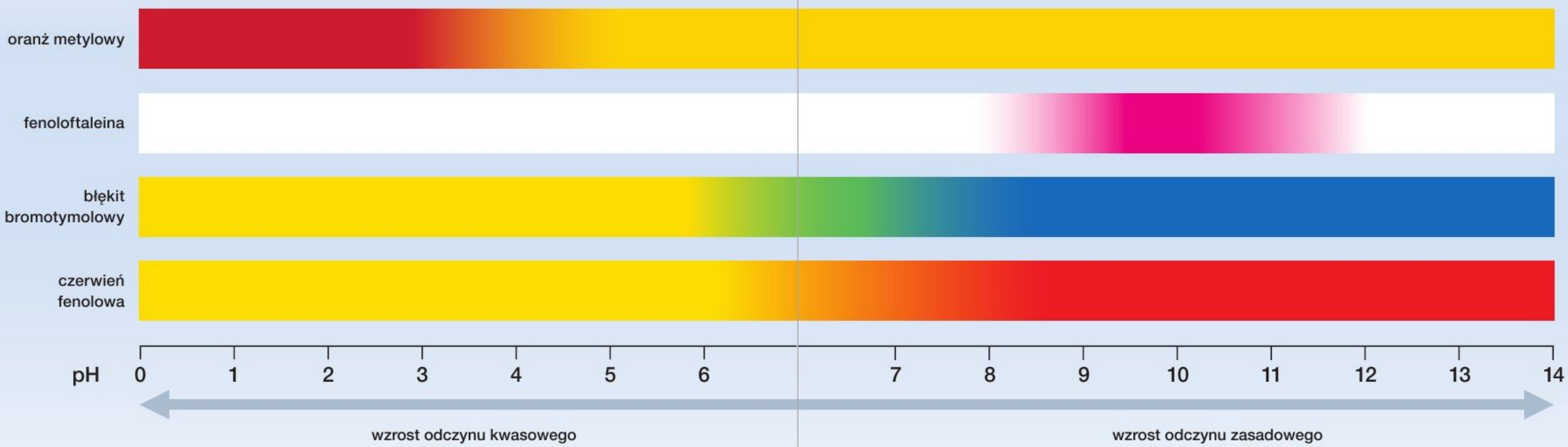
Wykorzystywane w laboratoriach wskaźniki kwasowo-zasadowe to przeważnie słabe kwasy lub zasady organiczne, których cząsteczki w postaci niezdysocjowanej mają inne barwy niż jony powstające w wyniku dysocjacji. Zmiana barwy wskaźnika w określonych zakresach pH umożliwia określenie, czy roztwór ma odczyn kwasowy, obojętny czy zasadowy.

Oranż metylowy stosuje się do wykrywania roztworów o **odczynie kwasowym** (pH < 7), ponieważ przy pH niższym niż 3,1 jest czerwony, a przy wyższym niż 4,4 – żółty. Natomiast fenoloftaleinę wykorzystuje się do wykrywania roztworów o **odczynie zasadowym** (pH > 7), ponieważ wyraźnie zmienia ona swoją barwę przy pH od 8,0 do 10,0.

Nazwa wskaźnika kwasowo-zasadowego	Zakres pH zmiany barwy
oranż metylowy	3,1–4,4
fenoloftaleina	8,0–10,0
błękit bromotymolowy	6,0–7,6
czerwień fenolowa	6,4–8,6

Przykłady wskaźników kwasowo-zasadowych

Każdy wskaźnik ma określony zakres pH, w którym zmienia barwę. Dzięki temu można określić odczyn badanego roztworu.



Przyczyny zmiany barwy wskaźników

O barwie wskaźnika kwasowo-zasadowego decyduje równowaga chemiczna jego dysocjacji. W zależności od odczynu roztworu, do którego został dodany wskaźnik, równowaga chemiczna dysocjacji może zostać przesunięta w prawo lub lewo.

W przypadku **oranżu metylowego** (słabego kwasu organicznego) w roztworze o odczynie:

- **kwasowym** – równowaga chemiczna, zgodnie z regułą przekory, jest przesunięta **w lewo**, czyli w stronę cząsteczek niezdysocjowanych,
- **obojętnym** – liczba niezdysocjowanych cząsteczek wskaźnika oraz liczba jego jonów **pozostają w równowadze chemicznej**,
- **zasadowym** – równowaga chemiczna jest przesunięta **w prawo**, czyli w stronę jonów.



W roztworze o **odczynie kwasowym** oranż metylowy ma barwę czerwoną.

$[H_3O^+] > [OH^-]$



W roztworze o **odczynie obojętnym** oranż metylowy ma barwę żółtą.

$[H_3O^+] = [OH^-]$

W roztworze o **odczynie zasadowym** oranż metylowy ma barwę żółtą.

$[H_3O^+] < [OH^-]$

Roztwory buforowe

Bufory (roztwory buforowe) to roztwory, których **wartość pH się nie zmienia po dodaniu niewielkich ilości kwasów albo zasad**. Buforami są mieszaniny roztworów zawierających sprzężone pary kwas–zasada według teorii Brønsteda–Lowry'ego, np.:

- mieszanina roztworu słabego kwasu oraz soli tego kwasu i mocnej zasady (np. bufor octanowy $CH_3COOH + CH_3COONa$),
- mieszanina roztworu słabej zasady oraz soli tej zasady i mocnego kwasu (np. bufor amonowy $NH_3 + NH_4Cl$),
- mieszanina roztworów dwóch wodorosoli (np. bufor fosforanowy $Na_2HPO_4 + NaH_2PO_4$).

Bufor octanowy to mieszanina kwasu octowego (kwasu etanowego) i octanu sodu (etanianu sodu). Sprzężoną parę kwas–zasada w tym roztworze stanowią cząsteczki CH_3COOH i jony CH_3COO^-. Po dodaniu zasady do roztworu zawierającego bufor octanowy zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{kwas octowy (kwas etanowy)}}{CH_3COOH} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{anion octanowy (anion etanianowy)}}{CH_3COO^-}$$

Z kolei po dodaniu kwasu do roztworu zawierającego bufor octanowy zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kation oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion octanowy}}{CH_3COO^-} \rightleftharpoons \underset{\text{kwas octowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Ze względu na duże stężenie jonów octanowych w roztworze, równowaga reakcji chemicznej tych jonów z jonami oksoniowymi jest silnie przesunięta w prawo – w kierunku niezdysocjowanych cząsteczek kwasu.

Wiele płynów ustrojowych człowieka to roztwory buforowe. Utrzymanie stałego pH w organizmie gwarantuje aktywność enzymów oraz może chronić przed drobnoustrojami. U zdrowego człowieka pH płynów ustrojowych jest dokładnie określone, a jego odchylenia są oznaką zaburzeń oraz chorób.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe występujące w środowisku przyrodniczym

Odczyn roztworu określa się za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych. Są to **substancje**, które **mają inny kolor w roztworach kwasów, a inny w roztworach zasad**. Funkcję wskaźników może pełnić wiele występujących w środowisku przyrodniczym substancji, np.:

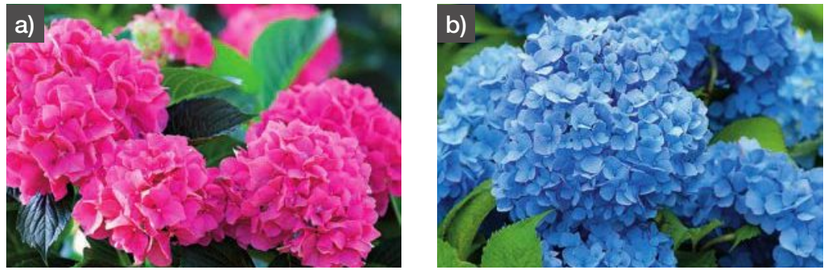
- sok z czerwonej kapusty – wykazuje zróżnicowane zabarwienie w zależności od odczynu badanego roztworu (fot. 54.); przyjmuje barwy od czerwonej w roztworach silnie kwasowych (np. w wodnym roztworze HCl) do niebieskiej w roztworach silnie zasadowych (np. w wodnym roztworze NaOH),



Fot. 54. Barwa soku z czerwonej kapusty, stosowanego w postaci roztworów wodnego lub alkoholowego, zmienia się w zależności od odczynu badanego roztworu.

- esencja herbaciana, która blednie w roztworze o odczynie kwasowym, np. po dodaniu soku cytrynowego,
- sok buraczany – w roztworze o odczynie kwasowym ma barwę czerwonofioletową, a w roztworze o odczynie zasadowym – niebieskofioletową lub brązową.

Barwniki kwiatów niektórych roślin (np. hortensji) służą jako wskaźniki odczynu gleby (fot. 55.).



Fot. 55. Płatki kwiatów hortensji mają różną barwę w zależności od odczynu gleby, na której rosną. Barwa hortensji na glebie o odczynie: a) zasadowym, b) kwasowym.

Wpływ odczynu na środowisko przyrodnicze

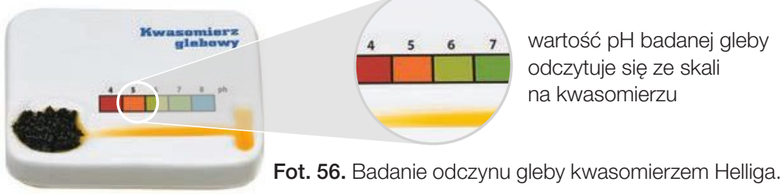
Znajomość odczynu ma duże znaczenie w wielu dziedzinach życia, m.in. w rolnictwie. Odczyn gleby i pH decydują o tym, jakie rośliny można na niej uprawiać. pH gleby można zmienić, stosując **nawozy naturalne i sztuczne**.

Doświadczenie 22.

Badanie odczynu gleby

Odczynniki: próbka gleby.
Sprzęt laboratoryjny: kwasomierz Helliga.
Instrukcja: Niewielką ilość gleby wsyp do okrągłego zagłębienia w płytce kwasomierza i lekko ugnieć. Dodawaj kroplami płyn Helliga, aż nad powierzchnią próbki utworzy się warstwa płynu. Odczekaj 2–3 min, a następnie przechyl lekko płytkę kwasomierza, aby płyn przepłynął do kanalika. Odczytaj wartość pH, porównując barwę odczynnika ze skalą umieszczoną na kwasomierzu.

Obserwacje: Płyn Helliga zabarwił się na żółto (fot. 56.).



Fot. 56. Badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga.

Wniosek: Wartość pH badanej gleby odczytana ze skali umieszczonej na kwasomierzu wynosi 5, zatem gleba ma odczyn kwasowy.

Korzystam z informacji

Zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego

Ochrona powietrza to kluczowy element w walce z zanieczyszczeniami środowiska przyrodniczego. Wszystkie substancje, które powodują skażenie powietrza, wracają na Ziemię razem z opadami i zanieczyszczają wodę oraz glebę.

Jakie pierwiastki i związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

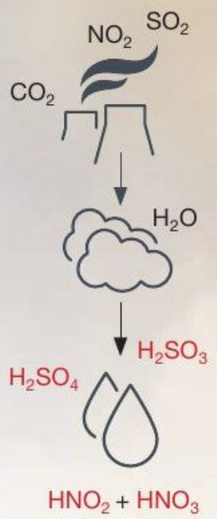
- **Sole metali** takich jak m.in.: ołów, rtęć, miedź, cynk, kadm, arsen, wapń, glin i mangan.
- **Pyły** zawierające metale, m.in.: glin, żelazo, mangan i ich związki.
- **Tlenki** azotu, węgla i siarki – niektóre z nich łączą się w atmosferze z parą wodną i tworzą tzw. kwaśne opady:

SO_2 (tlenek siarki(IV)) + H_2O (woda) → H_2SO_3 (kwas siarkowy(IV))

$2SO_2$ (tlenek siarki(IV)) + O_2 (tlen) $\xrightarrow{\text{katalizator}}$ $2SO_3$ (tlenek siarki(VI))

SO_3 (tlenek siarki(VI)) + H_2O (woda) → H_2SO_4 (kwas siarkowy(VI))

$2NO_2$ (tlenek azotu(IV)) + H_2O (woda) → HNO_2 (kwas azotowy(III)) + HNO_3 (kwas azotowy(V))



- **Sole** azotu i fosforu, m.in. saletra amonowa NH_4NO_3, superfosfat $Ca(H_2PO_4)_2$.
- **Związki organiczne**, m.in. freony.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Jakość powietrza określa się, korzystając z odpowiednich norm. Gdy podane w nich dopuszczalne wartości zanieczyszczeń zostają przekroczone, stanowi to zagrożenie dla naszego zdrowia i życia. Stężenie w powietrzu substancji tworzących smog podaje się w jednostce **ppm** [czyt. pi pi em] [od ang. ***p****arts* ***p****er* ***m****ilion* – części na milion].



Do badania jakości powietrza wykorzystuje się m.in. drony.

Wyszukaj i zaprezentuj

Sprawdź, jaki jest bieżący stan powietrza w regionie, w którym mieszkasz. Porównaj go z obecnym stanem powietrza w innym wybranym regionie Polski. Skorzystaj z ***Bieżących danych pomiarowych*** publikowanych na stronie internetowej Głównego Inspektoratu Ochrony Środowiska.



Jakie są źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Największym zagrożeniem dla czystości powietrza, wody i gleby jest działalność człowieka.

- **Energetyka**, m.in.: elektrownie, ciepłownie i elektrociepłownie.
- **Przemysł**, m.in.: metalurgiczny, spożywczy, farmaceutyczny, ciężki (przeróbka ropy naftowej, cementownie, hutnictwo).
- **Transport**, m.in.: samochodowy, kolejowy, powietrzny i wodny.
- **Gospodarka komunalna**, m.in. gromadzenie i utylizacja odpadów stałych (wysypiska) oraz ścieków (oczyszczalnie).
- **Gospodarka rolna**, m.in. nawożenie gleby, hodowla bydła.

Jakie są skutki zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby wpływają negatywnie na zdrowie ludzi, zwierząt, roślin, stan wód i gleby oraz klimat.



Kwaśne opady
Tlenki SO_2, NO_2 w postaci kwaśnych opadów wracają na Ziemię i niszczą środowisko przyrodnicze, m.in. roślinność.



Zanieczyszczenie wód
Zakwaszenie i zanieczyszczenie wód powierzchniowych związkami fosforu i azotu powoduje ich eutrofizację i wymieranie organizmów wodnych.



Globalne ocieplenie
Zwiększenie emisji gazów cieplarnianych do atmosfery wpływa na zmiany klimatu, co skutkuje m.in. topnieniem lodowców.



Smog
Tlenki, m.in. SO_2, NO_2, wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów sadzy i tworzą drażniącą mgłę przemysłową. Może ona powodować m.in. stany zapalne oczu i płuc oraz rozwój chorób serca.

Właściwości sorpcyjne gleby

Większość roślin najlepiej rośnie na glebie o odczynie obojętnym lub lekko kwasowym. Gleby o odczynie kwasowym zwykle mają niewielką zawartość jonów wapnia. Dlatego do podwyższenia wartości ich pH często stosuje się związki wapnia (tlenek wapnia i wodorotlenek wapnia) – jest to tzw. wapnowanie gleby.

Wapń i jego związki chemiczne
→ patrz s. 237

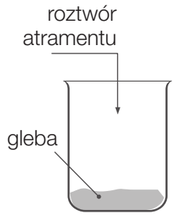
Odczyn gleby można też regulować m.in. dzięki jej **właściwościom sorpcyjnym**, czyli zdolności do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie. Umożliwia to odżywianie roślin przez system korzeniowy. Gleba pochłania też wiele związków chemicznych, w tym toksycznych, dlatego przyczynia się do oczyszczania wód opadowych i gruntowych.

Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie.

Doświadczenie 23.

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Odczynniki: próbka gleby, atrament, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, lejek, sączek z bibuły, bagietka.
Instrukcja: Do pierwszej zlewki wsyp 10 g gleby, następnie wlej 50 cm^3 roztworu atramentu w wodzie (w proporcji objętościowej 1 : 9) (schemat). Zawartość zlewki dokładnie wymieszaj i odstaw na 30 min.
Po upływie tego czasu przesącz otrzymaną zawiesinę. Opisz wygląd przesączu.



Obserwacje: Przesącz jest bezbarwny (fot. 57.).



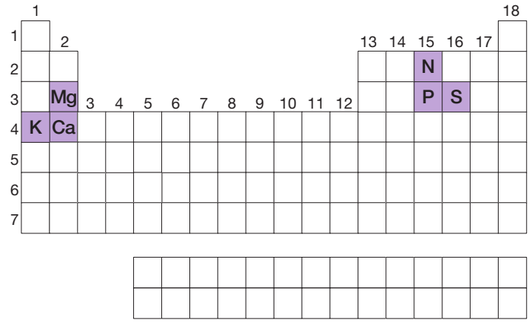
Fot. 57. Cząstki barwnika atramentu zostały zatrzymane przez cząstki gleby.

Wniosek: Gleba zaabsorbowała cząstki barwnika atramentu, a zatem ma właściwości sorpcyjne.

Nawozy a środowisko przyrodnicze

Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje, że zasób składników odżywczych w glebie szybko się wyczerpuje. W celu poprawy jakości gleby i wzbogacenia jej w substancje odżywcze niezbędne do prawidłowego wzrostu roślin oraz zwiększenia plonów stosuje się nawozy naturalne i sztuczne (tabela 14., s. 186). Składnikami nawozów są m.in. związki potasu, magnezu, wapnia, azotu, siarki i fosforu (rys. 36.). Skład i dawka nawozu powinny być dostosowane do rodzaju nawożonej gleby oraz do gatunków i odmian odżywianych w ten sposób roślin (fot. 58.).

Zastosowania azotowców
→ patrz s. 274



Rys. 36. Najważniejsze pierwiastki chemiczne niezbędne do rozwoju roślin.

Nawozy naturalne to substancje pochodzenia organicznego, wytwarzane z materiałów naturalnych, takich jak m.in.:

- kompost,
- obornik,
- torf.

Stosowanie nawozów naturalnych jest częścią **zrównoważonego rolnictwa i ogrodnictwa**, które dąży do minimalizowania negatywnego wpływu działalności człowieka na środowisko przyrodnicze.

Nawozy sztuczne (nawozy mineralne) to preparaty wytwarzane w wyniku procesów przemysłowych. Stosowanie nawozów sztucznych powinno być zrównoważone i zgodne z zalecanymi dawkami oraz terminami ich użycia.



Fot. 58. Przy uprawie rzepaku stosuje się nawozy potasowe. Przed wysiewem rzepaku rozrzuca się na ziemi nawóz i miesza go z nią.

Tabela 14. Rodzaje nawozów i ich przykłady

Nawozy naturalne	Nawozy sztuczne		
	fosforowe	azotowe	potasowe
• kompost (szczątki roślinne i domowe odpady organiczne) • sproszkowane skały wapienne • popiół drzewny	• superfosfaty, np. $Ca(H_2PO_4)_2$	• amonowe, np. NH_4Cl • saletry: → norweska $Ca(NO_3)_2$ → chilijska $NaNO_3$	• chlorkowe, np. KCl • siarczanowe, np. K_2SO_4 • saletra indyjska KNO_3

W uprawach często stosuje się wieloskładnikowe nawozy sztuczne, zawierające związki azotu (N), fosforu (P) i potasu (K). Są one nazywane nawozami NPK (od symboli chemicznych odpowiednich pierwiastków). Do głównych rodzajów nawozów sztucznych zaliczane są:

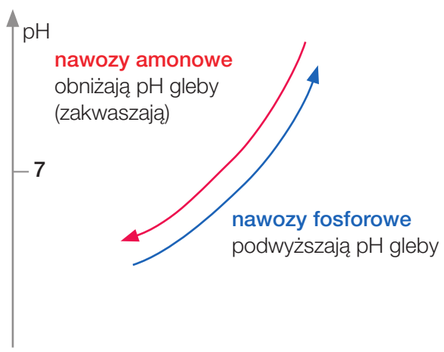
Azotowce → patrz s. 265

- **nawozy azotowe** – azot jest pierwiastkiem chemicznym niezbędnym do wzrostu roślin i syntezy aminokwasów,
- **nawozy fosforowe** – fosfor bierze udział we wszystkich procesach życiowych zachodzących w roślinach,

Litowce → patrz s. 228

- **nawozy potasowe** – potas poprawia odporność roślin oraz jakość owoców i warzyw,
- **nawozy wieloskładnikowe** – zawierają kombinację związków azotu, fosforu i potasu, a niekiedy także innych mikroelementów.

Stosowanie nawozów może wpływać na odczyn gleby (rys. 37.), dlatego należy regularnie monitorować pH gleby. Pozwala to utrzymać optymalne warunki do wzrostu roślin. Istotne jest także stosowanie odpowiednich ilości nawozów. Dostarczanie ich nadmiernych ilości może prowadzić do przenawożenia, które przyczynia się m.in. do obniżenia jakości gleby (degradacji gleby) oraz nadmiernego rozrostu glonów (eutrofizacji) w zbiornikach wodnych.



Rys. 37. Wpływ nawozów sztucznych na pH gleby.

Ważne w temacie *Odczyn wodnych roztworów substancji, pH*

1. Wykonuję obliczenia z zastosowaniem pojęć *pH*, *pOH* i *iloczyn jonowy wody*

$K_a \cdot K_b = K_w$ → $K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$; $pH = -\log [H_3O^+]$

$[OH^-] = 10^{-pOH}$; $pOH = -\log [OH^-]$

Odczyn wodnych roztworów substancji, pH

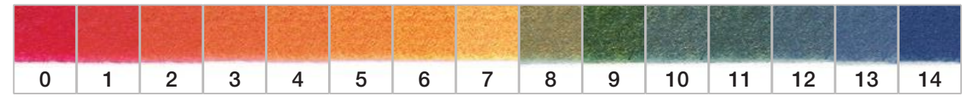
2. Określam odczyn roztworu

Odczyn roztworu zależy od stężeń molowych obecnych w nim jonów H_3O^+ (H^+) i OH^- oraz ich wzajemnego stosunku:

$[H_3O^+] > [OH^-]$ odczyn **kwasowy** ← dodanie kwasu

$[H_3O^+] = [OH^-]$ odczyn **obojętny** → dodanie zasady

$[H_3O^+] < [OH^-]$ odczyn **zasadowy**



Iloczyn jonowy wody K_w – iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25 °C iloczyn jonowy wody wynosi $1 \cdot 10^{-14}$.

Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz stężenie jonów oksoniowych w roztworze o pH = 5.**

2. Do roztworu o pH = 10 dodano roztwór pewnej substancji, który spowodował zmianę wartości na pH = 6. **Określ odczyn dodanego roztworu.**

Informacja do zadań 3. i 4.

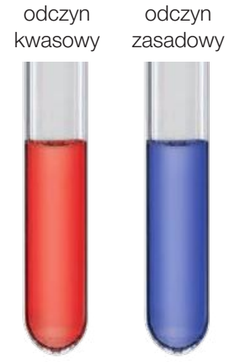
Dane są trzy roztwory wodorotlenków metali 1. i 2. grupy układu okresowego. Stężenia kationów metali w tych roztworach (T = 25 °C) przedstawiono w tabeli.

Roztwór I	$[Ba^{2+}] = 0{,}5$ mol · dm^{-3}
Roztwór II	$[K^+] = 0{,}5$ mol · dm^{-3}
Roztwór III	$[Na^+] = 0{,}4$ mol · dm^{-3}

3. **Uszereguj roztwory I–III według wzrastającej wartości pH.**

4. **Ustal, jakie powinno być stężenie molowe kwasu chlorowego(III), aby liczba kationów wodoru w roztworze tego kwasu była 10-krotnie mniejsza od liczby anionów wodorotlenkowych w roztworze III.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

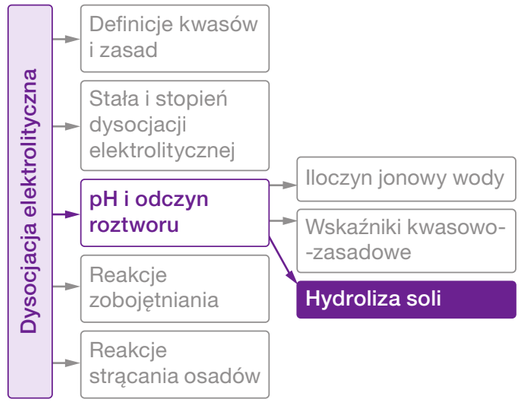
14 Hydroliza soli



Fot. 59. Barwa wskaźnika – błękitu tymolowego – w roztworach kwasów i zasad.

Ważne w tym temacie:

- określanie odczynów wodnych roztworów soli zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego
- równania reakcji wybranych soli z wodą



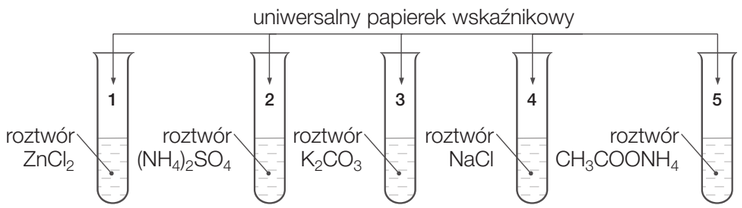
Wodne roztwory kwasów mają odczyn kwasowy, wodne roztwory zasad – odczyn zasadowy (fot. 59.). A zatem jaki odczyn mają wodne roztwory soli? Można to sprawdzić doświadczalnie.

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Doświadczenie 24. $ZnCl_2$

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Odczynniki: roztwory: chlorku cynku, siarczanu(VI) amonu, węglanu potasu, chlorku sodu, octanu amonu (etanianu amonu).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, uniwersalne papierki wskaźnikowe.
Instrukcja: Do pięciu probówek wlej kolejno wodne roztwory soli: do 1. – chlorku cynku, do 2. – siarczanu(VI) amonu, do 3. – węglanu potasu, do 4. – chlorku sodu, do 5. – octanu amonu (schemat). Następnie w probówkach zanurz uniwersalne papierki wskaźnikowe.



Obserwacje: Wszystkie badane sole dobrze rozpuszczają się w wodzie i tworzą bezbarwne roztwory. Uniwersalne papierki wskaźnikowe barwią się na różne kolory (tabela 15., s. 189).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 189

początek doświadczenia na s. 188

Tabela 15. Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Wzory soli	$ZnCl_2$	$(NH_4)_2SO_4$	K_2CO_3	NaCl	CH_3COONH_4
Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego					
	czerwona	czerwona	zielononiebieska	żółta	żółta

Wniosek: Roztwory chlorku sodu i octanu amonu mają odczyn obojętny, chlorku cynku i siarczanu(VI) amonu – kwasowy, a węglanu potasu – zasadowy.

Hydroliza soli

Różne odczyny roztworów soli wyjaśnia **reakcja hydrolizy**. Wszystkie **sole dobrze rozpuszczalne** w wodzie dysocjują całkowicie i w roztworze występują w postaci jonów.

Ilość jonów pochodzących od słabych elektrolitów – kwasu lub zasady – jest w roztworze ograniczona stałą dysocjacji tego kwasu lub tej zasady. Im **słabszy** jest elektrolit, tym **mniej jego jonów** może znajdować się w roztworze. Wyższe stężenia jonów w roztworach soli zakłócają równowagę dysocjacji, która jest przesunięta w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych. W celu przywrócenia równowagi jonowej jony znajdujące się w roztworze soli reagują z wodą. W wyniku tej reakcji chemicznej, nazywanej **reakcją hydrolizy**, w roztworze pojawia się nadmiar jonów H_3O^+ (H^+) lub OH^- i odczyn roztworu staje się kwasowy lub zasadowy. Hydrolizie ulegają jony soli pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad. **Jony** pochodzące od **mocnych kwasów i mocnych zasad nie ulegają reakcji hydrolizy**.

Hydroliza soli – reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli.

Stała dysocjacji elektrolitycznej
→ patrz s. 157

Wodne roztwory soli o odczynie kwasowym

W doświadczeniu 24., s. 188 wodne roztwory chlorku cynku $ZnCl_2$ (probówka 1.) oraz siarczanu(VI) amonu $(NH_4)_2SO_4$ (probówka 2.) miały **odczyn kwasowy**. W probówkach 1. i 2. zaszły następujące procesy:

Dysocjacja chlorku cynku:

$$\underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation cynku}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2Cl^-}$$

$ZnCl_2$ to **sól mocnego kwasu** HCl **i słabej zasady** $Zn(OH)_2$.



Fot. 60. Wodne roztwory $ZnCl_2$ i $(NH_4)_2SO_4$ mają odczyn kwasowy.

$(NH_4)_2SO_4$ to **sól mocnego kwasu** H_2SO_4 **i słabej zasady** $NH_{3(aq)}$.

Jony cynku pochodzą od słabej zasady i reagują z wodą:

$$\underset{\text{kation cynku}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation hydroksocynku}}{ZnOH^+} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

$$\underset{\text{kation hydroksocynku}}{ZnOH^+} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{wodorotlenek cynku}}{Zn(OH)_2} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

Jony H_3O^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu (fot. 60.).

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Dysocjacja siarczanu(VI) amonu:

$$\underset{\text{siarczan(VI) amonu}}{(NH_4)_2SO_4} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kationy amonu}}{2NH_4^+} + \underset{\text{anion siarczanowy(VI)}}{SO_4^{2-}}$$

Jony amonu, pochodzące od słabej zasady, reagują z wodą:

$$\underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

Jony H_3O^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu (fot. 60.).

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Wodne roztwory soli o odczynie zasadowym

K_2CO_3 to **sól słabego kwasu** H_2CO_3 $(H_2O + CO_2)$ **i mocnej zasady** KOH.



Fot. 61. Wodny roztwór K_2CO_3 ma odczyn zasadowy.

W doświadczeniu 24., s. 188 wodny roztwór węglanu potasu K_2CO_3 (probówka 3.) miał **odczyn zasadowy**. W probówce zaszły następujące procesy:

Dysocjacja węglanu potasu:

$$\underset{\text{węglan potasu}}{K_2CO_3} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kationy potasu}}{2K^+} + \underset{\text{anion węglanowy}}{CO_3^{2-}}$$

Jony węglanowe, pochodzące od słabego kwasu, reagują z wodą:

$$\underset{\text{anion węglanowy}}{CO_3^{2-}} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

Jony OH^- powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn zasadowy** roztworu (fot. 61.).

Jest to **hydroliza anionowa**, gdyż reakcji chemicznej ulegają aniony.

Wodne roztwory soli o odczynie obojętnym

W doświadczeniu 24., s. 188 **odczyn obojętny** miały wodne roztwory chlorku sodu NaCl (probówka 4.) oraz octanu amonu CH_3COONH_4 (probówka 5.).

W probówkach 4. i 5. zaszły następujące procesy:

Dysocjacja elektrolityczna chlorku sodu:

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Hydroliza nie zachodzi, gdyż jony Na^+ i Cl^- pochodzące od mocnych elektrolitów nie reagują z wodą. **Odczyn roztworu jest obojętny** (fot. 62.), ponieważ **jony H_3O^+ (H^+) i OH^- są w równowadze chemicznej**, co wynika z równania:

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Dysocjacja elektrolityczna octanu amonu:

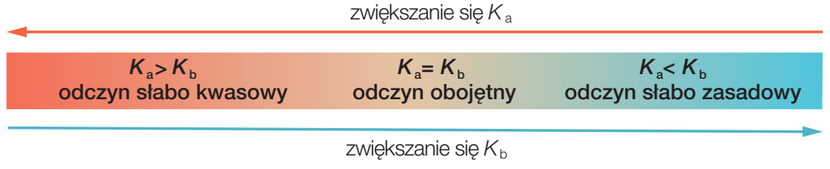
$$\underset{\text{octan amonu}}{CH_3COONH_4} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion octanowy}}{CH_3COO^-}$$

Jony – zarówno kationy jak i aniony – pochodzące od słabych kwasów i zasad reagują z wodą:

$$\underset{\text{anion octanowy}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kwas octowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

Roztwór ma odczyn zbliżony do obojętnego (fot. 62.), ponieważ moc kwasu i zasady jest bardzo zbliżona. Aby określić rzeczywisty odczyn roztworu, w którym zachodzi hydroliza soli słabego kwasu i słabej zasady, należy **porównać wartości stałych dysocjacji elektrolitycznej kwasu K_a i zasady K_b** (rys. 38.). Stała dysocjacji elektrolitycznej kwasu octowego $K_a = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$, natomiast stała dysocjacji elektrolitycznej amoniaku $K_b = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$ – wodny **roztwór octanu amonu ma odczyn słabo zasadowy** (pH > 7).



Rys. 38. Porównanie wartości stałych dysocjacji kwasu i zasady umożliwia określenie odczynu roztworu.

Odczyn roztworu jest słabo zasadowy, ponieważ zasada jest mocniejsza od kwasu (stężenie OH^- jest nieco większe od stężenia H_3O^+).

Odczyn roztworu byłby słabo kwasowy, gdyby zasada była słabsza od kwasu (stężenie H_3O^+ byłoby nieco większe od stężenia OH^-).

Jest to **hydroliza kationowo-anionowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy i aniony.

NaCl to **sól mocnego kwasu** HCl **i mocnej zasady** NaOH.



Fot. 62. Wodne roztwory NaCl i CH_3COONH_4 nie powodują zmiany barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

CH_3COONH_4 to **sól słabego kwasu** CH_3COOH **i słabej zasady** $NH_{3(aq)}$.

Rodzaje hydrolizy

Hydrolizie ulegają sole:
- mocnych kwasów i słabych zasad,
- słabych kwasów i mocnych zasad,
- słabych kwasów i słabych zasad.

Hydrolizie nie ulegają sole mocnych kwasów i mocnych zasad.

Rodzaj hydrolizy zależy od tego, które jony pochodzące z dysocjacji elektrolitycznej soli będą reagowały z wodą (tabela 16.).

Tabela 16. Odczyn roztworu wybranych soli i rodzaje hydrolizy

Sól pochodząca od		Odczyn roztworu	Procesy zachodzące w roztworze wodnym soli
kwasu	zasady		
mocnego	mocnej	**obojętny**	dysocjacja elektrolityczna: $NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$
mocnego	słabej	kwasowy	• dysocjacja elektrolityczna: $(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$ • hydroliza kationowa: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
słabego	mocnej	zasadowy	• dysocjacja elektrolityczna: $K_2SO_3 \xrightarrow{H_2O} 2K^+ + SO_3^{2-}$ • hydroliza anionowa: $SO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + OH^-$
słabego	słabej	**obojętny** lub słabo kwasowy, lub słabo zasadowy	• dysocjacja elektrolityczna: $CH_3COONH_4 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + CH_3COO^-$ • **hydroliza kationowo-anionowa:** $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ • reakcja jonów oksoniowych z jonami wodorotlenkowymi $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$

Hydroliza soli według teorii Brønsteda–Lowry'ego

Hydrolizę soli słabego kwasu lub słabej zasady można również opisać zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego:
- **hydroliza soli słabego kwasu** to dysocjacja zasadowa anionu, który jest zasadą sprzężoną z tym kwasem. Na przykład w roztworze octanu sodu zachodzi **dysocjacja zasadowa jonu octanowego**:

sprzężona para kwas–zasada

$$\underset{\text{zasada}_1}{CH_3COO^-} + \underset{\text{kwas}_1}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kwas}_2}{CH_3COOH} + \underset{\text{zasada}_2}{OH^-}$$

sprzężona para kwas–zasada

- **hydroliza soli słabej zasady** to dysocjacja kwasowa kationu będącego kwasem sprzężonym z tą zasadą. Na przykład w roztworze siarczanu(VI) amonu zachodzi **dysocjacja kwasowa kationu amonu**:

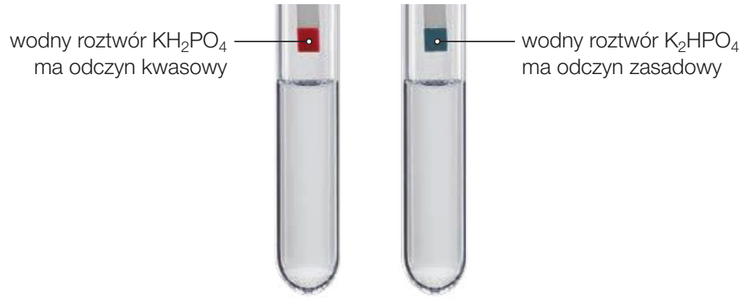
sprzężona para kwas–zasada

$$\underset{\text{kwas}_1}{NH_4^+} + \underset{\text{zasada}_1}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{zasada}_2}{NH_3} + \underset{\text{kwas}_2}{H_3O^+}$$

sprzężona para kwas–zasada

Hydroliza wodorosoli

W wyniku rozpuszczenia wodorosoli w wodzie może powstać roztwór o odczynie kwasowym lub zasadowym. Jeżeli dana wodorosól składa się z kationu metalu pochodzącego od mocnej zasady, to na odczyn roztworu wpływa powstający wodoroanion. Podczas **hydrolizy wodorosoli** równowaga kwasowo-zasadowa ustala się między wodoroanionem a wodą. Zwiększa się wówczas stężenie jonów oksoniowych H_3O^+ lub anionów wodorotlenkowych OH^- w roztworze, co z kolei prowadzi do powstania roztworu o odpowiednim odczynie (fot. 63.).



Fot. 63. Badanie odczynu wodnych roztworów diwodorofosforanu(V) potasu KH_2PO_4 i wodorofosforanu(V) potasu K_2HPO_4.

Aby przewidzieć, jaki będzie odczyn wodnych roztworów wodorosoli, należy **porównać wartości stałych dysocjacji kwasów wieloprotonowych**, od których te wodorosole pochodzą. W przypadku diwodorofosforanu(V) potasu KH_2PO_4 i wodorofosforanu(V) potasu K_2HPO_4 trzeba porównać wartości stałych dysocjacji kwasu fosforowego(V) H_3PO_4. Proces dysocjacji kwasowej tego kwasu przebiega następująco:

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+ \qquad K_{a1} = 6{,}92 \cdot 10^{-3}$$

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+ \qquad K_{a2} = 6{,}17 \cdot 10^{-8}$$

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+ \qquad K_{a3} = 4{,}79 \cdot 10^{-13}$$

Diwodorofosforan(V) potasu **KH_2PO_4** dysocjuje pod wpływem wody na kationy potasu K^+ oraz aniony diwodorofosforanowe(V) $H_2PO_4^-$. **Anion $H_2PO_4^-$ jest jonem amfiprotycznym**, czyli pełni funkcję

zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda. W roztworze wodnym tej wodorosoli zachodzą zatem dwa procesy:

- **dysocjacja kwasowa (hydroliza kationowa) jonu $H_2PO_4^-$:**

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+ \qquad K_{a2} = 6{,}17 \cdot 10^{-8}$$

- **dysocjacja zasadowa (hydroliza anionowa) jonu $H_2PO_4^-$:**

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3PO_4 + OH^-$$

Wartość stałej dysocjacji zasadowej tego procesu należy obliczyć, korzystając z wyrażenia na iloczyn jonowy wody. Jon $H_2PO_4^-$ jest w równowadze z cząsteczką H_3PO_4, zatem w wyrażeniu na iloczyn jonowy wody trzeba uwzględnić wartość stałej dysocjacji pierwszego stopnia tego kwasu (K_{a1}):

$$K_a \cdot K_b = K_w$$

$$K_{b1} = \frac{K_w}{K_{a1}} \qquad K_{b1} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6{,}92 \cdot 10^{-3}} \qquad K_{b1} = 1{,}44 \cdot 10^{-12}$$

Następnie należy porównać obie wartości stałych dysocjacji:

$$\boldsymbol{K_{a2} > K_{b1}}$$

Wynika z tego, że w roztworze wodnym KH_2PO_4 w większym stopniu zachodzi proces dysocjacji kwasowej niż zasadowej. Zatem **odczyn wodnego roztworu KH_2PO_4 jest kwasowy**.

Z kolei wodorofosforan(V) potasu K_2HPO_4 dysocjuje pod wpływem wody na kationy potasu K^+ oraz aniony wodorofosforanowe(V) HPO_4^{2-}. Anion HPO_4^{2-}, podobnie jak $H_2PO_4^-$, może pełnić funkcję zarówno kwasu, jak i zasady Brønsteda. W roztworze wodnym K_2HPO_4 zachodzą dwa procesy:

- **dysocjacja kwasowa (hydroliza kationowa) jonu HPO_4^{2-}:**

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+ \qquad K_{a3} = 4{,}79 \cdot 10^{-13}$$

- **dysocjacja zasadowa (hydroliza anionowa) jonu HPO_4^{2-}:**

$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + OH^-$$

Wartość stałej dysocjacji zasadowej tego procesu należy obliczyć, korzystając z wyrażenia na iloczyn jonowy wody. Jon HPO_4^{2-} jest w równowadze z jonem $H_2PO_4^-$, zatem w wyrażeniu na iloczyn jonowy wody trzeba uwzględnić wartość stałej dysocjacji drugiego stopnia H_3PO_4 (K_{a2}):

$$K_{b2} = \frac{K_w}{K_{a2}} \qquad K_{b2} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{6{,}17 \cdot 10^{-8}} \qquad K_{b2} = 1{,}62 \cdot 10^{-7}$$

$$\boldsymbol{K_{a3} < K_{b2}}$$

W roztworze wodnym wodorofosforanu(V) potasu K_2HPO_4 w większym stopniu zachodzi proces dysocjacji zasadowej niż kwasowej, dlatego **odczyn tego roztworu jest zasadowy**.

Odczyn wodnego roztworu wodorosoli określa się na podstawie porównania wartości stałych dysocjacji kwasowej (K_a) oraz zasadowej (K_b) wodoroanionów powstałych podczas dysocjacji elektrolitycznej danej wodorosoli.

Hydroliza kationów z uwzględnieniem powstawania związków kompleksowych

W roztworach wodnych **soli pochodzących od słabych zasad i mocnych kwasów** zachodzi **hydroliza kationowa**. Podczas rozpuszczania niektórych soli w wodzie (zwłaszcza soli zawierających kationy metali o małej masie i dużym ładunku, np. Al^{3+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Cu^{2+}) powstają **uwodnione kationy metali**. Oznacza to, że niektóre kationy reagują z wodą, tworząc związki koordynacyjne, w których ligandami są cząsteczki wody, np. $[Al(H_2O)_6]^{3+}$, $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ czy $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$. Takie kationy ulegają dysocjacji kwasowej (hydrolizie kationowej), co prowadzi do zwiększenia stężenia jonów oksoniowych H_3O^+ w roztworze i powstania roztworu o odczynie kwasowym.

Ligandy – atomy, jony lub grupy atomów połączone z atomem centralnym.

Po rozpuszczeniu w wodzie chlorku glinu $AlCl_3$ powstają aniony chlorkowe Cl^- oraz kationy heksaakwaglinu $[Al(H_2O)_6]^{3+}$, które ulegają dysocjacji kwasowej zgodnie z równaniem:

$$[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Al(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

W wyniku tego procesu od skoordynowanych cząsteczek wody stopniowo są odłączane kationy wodoru, w wyniku czego powstają jony oksoniowe H_3O^+ oraz jon $[Al(H_2O)_5OH]^{2+}$, który może ulegać dalszej dysocjacji kwasowej:

$$[Al(H_2O)_5OH]^{2+} + H_2O \rightleftharpoons [Al(H_2O)_4(OH)_2]^+ + H_3O^+$$

W ten sposób może powstać wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$, który strąca się w postaci osadu.

Podobne reakcje zachodzą, kiedy w wodzie zostanie rozpuszczona inna sól, np. chlorek chromu(III) $CrCl_3$ albo azotan(V) miedzi(II) $Cu(NO_3)_2$. Uwolnione z sieci krystalicznej kationy metali tworzą z cząsteczkami wody jony koordynacyjne. Zachodzą wówczas następujące reakcje dysocjacji kwasowej uwodnionych kationów metali:

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Cr(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftharpoons [Cu(H_2O)_5OH]^+ + H_3O^+$$

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^+$$

$$[Zn(H_2O)_4]^{2+} + H_2O \rightleftharpoons [Zn(H_2O)_3(OH)]^+ + H_3O^+$$

We wszystkich przypadkach mogą zachodzić dalsze stopnie dysocjacji kwasowej powstających jonów kompleksowych.

Ważne w temacie *Hydroliza soli*

Określam odczyny wodnych roztworów soli

Sól	Reakcja dysocjacji elektrolitycznej	Reakcja hydrolizy	Odczyn
mocnego kwasu i mocnej zasady	$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$	nie zachodzi	obojętny
mocnego kwasu i słabej zasady	$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$	kwasowy
słabego kwasu i mocnej zasady	$NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$	$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$	zasadowy
słabego kwasu i słabej zasady	$HCOONH_4 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + HCOO^-$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$	$K_a = 1{,}78 \cdot 10^{-4}$, $K_b = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$ $K_a > K_b$ słabo kwasowy
	$(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+ + CO_3^{2-}$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$	$K_a = 4{,}47 \cdot 10^{-7}$, $K_b = 1{,}78 \cdot 10^{-5}$ $K_a < K_b$ słabo zasadowy

Hydroliza soli

Hydroliza – reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Stwierdzono, że roztwór pewnej soli ma pH = 5. **Wskaż nazwę soli** (a–c)**, która uległa hydrolizie.**
   a) węglan glinu
   b) siarczan(VI) glinu
   c) siarczek sodu

2. **Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, które umożliwią określenie odczynów roztworów soli o podanych nazwach** (a–c)**.**
   a) węglan sodu
   b) siarczan(VI) żelaza(II)
   c) siarczan(IV) amonu

3. Jaki odczyn mają wodne roztwory soli o podanych wzorach (a–f)? **Uzasadnij swoją odpowiedź, nie zapisując równań reakcji chemicznych.**
   a) K_2S c) $(NH_4)_2CO_3$ e) $(NH_4)_2SO_4$
   b) Na_2SO_4 d) $CuCl_2$ f) $NaNO_3$

15 Reakcje zobojętniania

Ważne w tym temacie:
- równania reakcji zobojętniania w formie jonowej pełnej i skróconej

Dysocjacja elektrolityczna
- Definicje kwasów i zasad
- Stała i stopień dysocjacji elektrolitycznej
- pH i odczyn roztworu
- **Reakcje zobojętniania**
- Reakcje strącania osadów



Fot. 64. Zobojętnianie roztworu HNO_3 roztworem NaOH w obecności roztworu fenoloftaleiny.

Wśród wielu rodzajów reakcji zachodzących między jonami w wodnych roztworach szczególną rolę odgrywają **reakcje zobojętniania**, czyli **neutralizacji** (fot. 64.).

Reakcje zobojętniania

Reakcje zobojętniania to reakcje chemiczne zachodzące między kwasami i zasadami, które prowadzą do powstania soli i wody.

Reakcje zobojętniania polegają na łączeniu się **jonów oksoniowych H_3O^+** (kationów wodoru H^+) **z anionami wodorotlenkowymi OH^-**, w wyniku czego **powstają niezdysocjowane cząsteczki H_2O**:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O \quad \text{lub w uproszczeniu} \quad H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

Przykładem reakcji zobojętniania jest reakcja wodorotlenku potasu (zasady potasowej) z kwasem siarkowym(VI):

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2KOH} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \qquad \textit{zapis cząsteczkowy}$$

$$\underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2K^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{2OH^-} + \underset{\substack{\text{jony oksoniowe}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{2H_3O^+} + \underset{\text{anion}}{SO_4^{2-}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2K^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O} \qquad \textit{zapis jonowy}$$

$$2OH^- + 2H_3O^+ \longrightarrow 4H_2O \quad | : 2$$

$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2H_2O \qquad \textit{zapis jonowy skrócony}$$

lub w uproszczeniu:

$$\underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2K^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{2OH^-} + \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{wodoru}}}{2H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2K^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

$$2OH^- + 2H^+ \longrightarrow 2H_2O \quad | : 2$$

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

W tej reakcji chemicznej nastąpiło **całkowite zobojętnienie** kwasu siarkowego(VI) i powstał siarczan(VI) potasu. zobojętnienie całkowite

Gdy do reakcji chemicznej użyje się mniejszej ilości zasady, to **zobojętnienie będzie częściowe** i powstanie wodorosól – wodorosiarczan(VI) potasu:

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{KOH} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{wodorosiarczan(VI) potasu}}{KHSO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{kation potasu}}{K^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion wodorosiarczanowy(VI)}}{HSO_4^-} \longrightarrow \underset{\text{kation potasu}}{K^+} + \underset{\text{anion wodorosiarczanowy(VI)}}{HSO_4^-} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2H_2O$$

Miareczkowanie alkacymetryczne

Miareczkowanie alkacymetryczne – metoda oznaczania stężeń kwasów i zasad, w której badane roztwory się miareczkuje – dodaje się do nich kroplami titrant, czyli odczynnik o znanym stężeniu.

Reakcje zobojętniania są wykorzystywane do **oznaczania stężenia kwasów i zasad**. W tej metodzie badane roztwory miareczkuje się, czyli **dodaje się** do nich kroplami **odczynnik o znanym stężeniu** (titrant), a przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą zmiany barwy wskaźników. Znajomość objętości i stężenia stosowanego odczynnika miareczkującego pozwala bardzo dokładnie obliczyć ilość substancji oznaczanej w próbce.

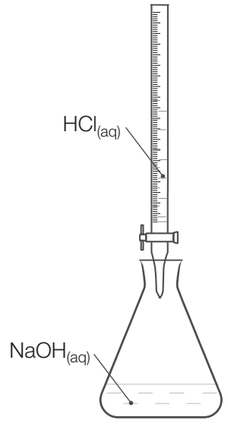
Doświadczenie 25. NaOH, HCl

Miareczkowanie zasady kwasem w obecności wskaźnika

Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy, roztwór błękitu bromotymolowego.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, biureta.

Instrukcja: Do kolby stożkowej wlej 10 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i dodaj 3 krople roztworu błękitu bromotymolowego. Biuretę napełnij kwasem chlorowodorowym o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$. Następnie wkraplaj go z biurety do kolby stożkowej, mieszając aż do momentu zmiany barwy wskaźnika.



Obserwacje: Zmiana barwy błękitu bromotymolowego z niebieskiej na zieloną (fot. 65.) następuje po dodaniu 10 cm^3 kwasu chlorowodorowego, kolejne porcje kwasu powodują zmianę barwy roztworu na żółtą.



Fot. 65. Przy pH = 6,0–7,6 błękit bromotymolowy przyjmuje barwę zieloną, przy pH < 6,0 barwę żółtą, a przy pH > 7,6 barwę niebieską.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 199

początek doświadczenia na s. 198

Wniosek: Nastąpiła reakcja zobojętniania zasady sodowej kwasem chlorowodorowym. Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$ *zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} + \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$ *zapis jonowy*

$$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2H_2O$$ *zapis jonowy skrócony*

Krzywe miareczkowania alkacymetrycznego

Krzywa miareczkowania – w miareczkowaniu alkacymetrycznym wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta.

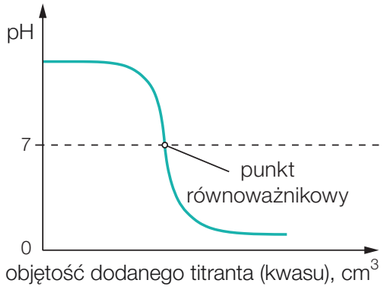
Podczas miareczkowania alkacymetrycznego badanej substancji (analitu) pH mieszaniny ulega zmianie. Zależność zmiany pH od objętości dodanego odczynnika miareczkującego – titranta – przedstawia się za pomocą **krzywych miareczkowania** alkacymetrycznego. Moment całkowitego zobojętnienia badanej mieszaniny można określić dzięki zmianie barwy wskaźnika kwasowo-zasadowego, wobec którego przeprowadza się miareczkowanie. Titrant jest dodawany do kolby z roztworem badanej substancji do momentu zmiany barwy tego roztworu. Moment ten nazywany jest **punktem końcowym** miareczkowania (PK) i przy prawidłowo przeprowadzonym miareczkowaniu jest on zbliżony do **punktu równoważnikowego** (PR) .

Punkt równoważnikowy (PR) – moment miareczkowania, w którym analit przereagował ilościowo z dodawanym titrantem.

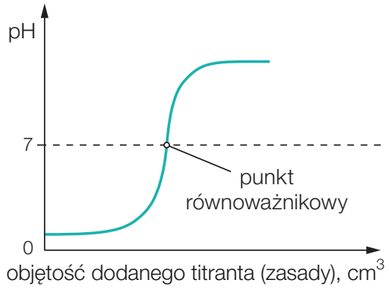
Jeśli **roztwór mocnej zasady** jest miareczkowany **roztworem mocnego kwasu** (rys. 39.) lub **roztwór mocnego kwasu – roztworem mocnej zasady** (rys. 40.), to zachodzi wówczas reakcja zobojętniania:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

Znajdujące się w roztworze **kationy mocnej zasady oraz aniony mocnego kwasu** nie biorą udziału w reakcji chemicznej, **nie ulegają hydrolizie**, dlatego w punkcie równoważnikowym roztwór ma **odczyn obojętny**, czyli **pH** tego roztworu jest równe 7.



Rys. 39. Krzywa miareczkowania roztworu mocnej zasady roztworem mocnego kwasu.



Rys. 40. Krzywa miareczkowania roztworu mocnego kwasu jednoprotonowego roztworem mocnej zasady.

W przypadku miareczkowania:
- roztworu **mocnej zasady** roztworem **mocnego kwasu**,
- roztworu **mocnego kwasu** roztworem **mocnej zasady**

skok krzywej miareczkowania jest stromy, a punkt równoważnikowy występuje przy pH = 7. Często jako wskaźnik kwasowo-zasadowy do miareczkowania wykorzystywany jest błękit bromotymolowy, który barwi się na zielono w roztworach, których pH jest wyższe niż 6,0 i niższe niż 7,6.

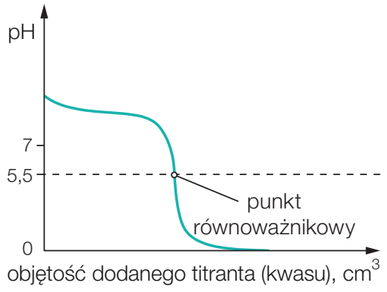
Podczas miareczkowania roztworu **słabej zasady** roztworem **mocnego kwasu** oraz roztworu **słabego kwasu** roztworem **mocnej zasady** powstają sole, które ulegają **hydrolizie**. Wpływ hydrolizy na odczyn roztworu jest największy w pobliżu punktu równoważnikowego.

W przypadku miareczkowania:
- roztworu **słabej zasady** roztworem **mocnego kwasu** punkt równoważnikowy odpowiada wartości **pH < 7** (rys. 41.), a roztwór ma **odczyn kwasowy**, np.:

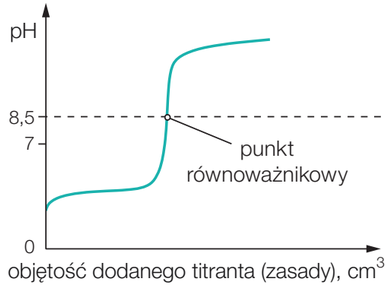
$$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$$
$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

- roztworu **słabego kwasu** roztworem **mocnej zasady** punkt równoważnikowy odpowiada wartości **pH > 7** (rys. 42.), a roztwór ma **odczyn zasadowy**, np.:

$$CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$$
$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$



Rys. 41. Krzywa miareczkowania roztworu słabej zasady roztworem mocnego kwasu.



Rys. 42. Krzywa miareczkowania roztworu słabego kwasu jednoprotonowego roztworem mocnej zasady.

Podczas miareczkowania **roztworu słabej zasady roztworem mocnego kwasu** jako wskaźnika kwasowo-zasadowego można użyć m.in. **oranżu metylowego**, który zmienia barwę z żółtej na czerwoną w roztworach, których pH jest niższe od 4,4, czyli zbliżone do wartości pH punktu równoważnikowego tego miareczkowania.

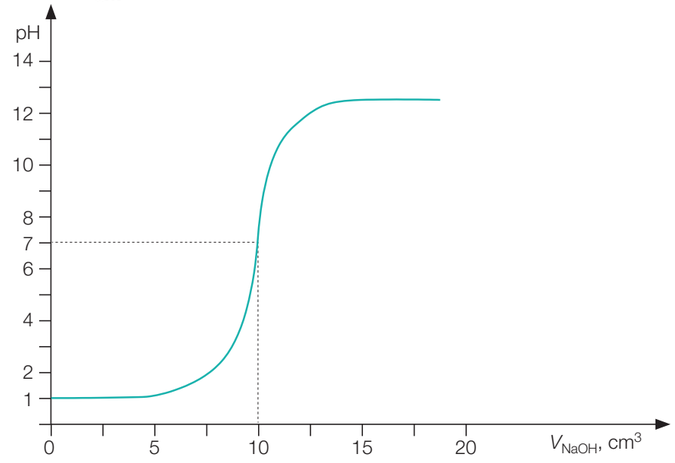
Natomiast podczas miareczkowania **roztworu słabego kwasu roztworem mocnej zasady** jako wskaźnik kwasowo-zasadowy stosowana może być **fenoloftaleina**. Barwi się ona na różowoczerwono (malinowo) w roztworach, których pH jest wyższe niż 8,0 i niższe niż 10,0.

Hydroliza soli
→ patrz s. 188

Przykład 47.

Obliczanie stężenia molowego miareczkowanego kwasu

Reakcja zobojętniania jest wykorzystywana w miareczkowaniu alkacymetrycznym. Polega ono na kontrolowanym dodawaniu określonej objętości roztworu o znanym stężeniu (titranta) do drugiego roztworu o znanej objętości i nieznanym stężeniu (analitu). W temperaturze 25 °C przeprowadzono miareczkowanie 10 cm^3 $HCl_{(aq)}$ o nieznanym stężeniu molowym roztworem NaOH o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$. Na wykresie przedstawiono krzywą miareczkowania.



Na podstawie odczytanej z wykresu objętości zasady zużytej do zobojętnienia oblicz stężenie molowe miareczkowanego kwasu chlorowodorowego.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz liczbę moli NaOH.
3. Określ liczbę moli HCl.
4. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$V_{HCl} = 10\ cm^3$
$V_{NaOH} = 10\ cm^3$
$C_{NaOH} = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$C_{HCl} = ?$

2 $n_{NaOH} = 0{,}01\ dm^3 \cdot 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$ $\qquad n_{NaOH} = 0{,}001\ mol$

3 $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
$n_{NaOH} = n_{HCl}$

4 $C_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{V_{HCl}}$ $\qquad C_{HCl} = \frac{0{,}001\ mol}{0{,}01\ dm^3}$ $\qquad C_{HCl} = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

5 Stężenie molowe roztworu HCl jest równe 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$.

Miareczkowanie alkacymetryczne

Miareczkowanie alkacymetryczne to metoda, w której reakcje zobojętniania wykorzystuje się do oznaczania stężenia roztworów kwasów i zasad. Polega ona na dodawaniu kroplami odczynnika o znanym stężeniu (titranta) do roztworu badanej substancji (analitu). Przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych.

1 W kolbie umieszcza się roztwór badanej substancji (analitu) o **dokładnie odmierzonej objętości i nieznanym stężeniu** oraz wskaźnik kwasowo-zasadowy. Z kolei do biurety wlewa się titrant, którego **stężenie i objętość** są **dokładnie określone**.

2 **Titrant dodaje się** do roztworu badanej substancji **stopniowo** – otwierając i zamykając kran biurety.





Co to jest krzywa miareczkowania alkacymetrycznego?

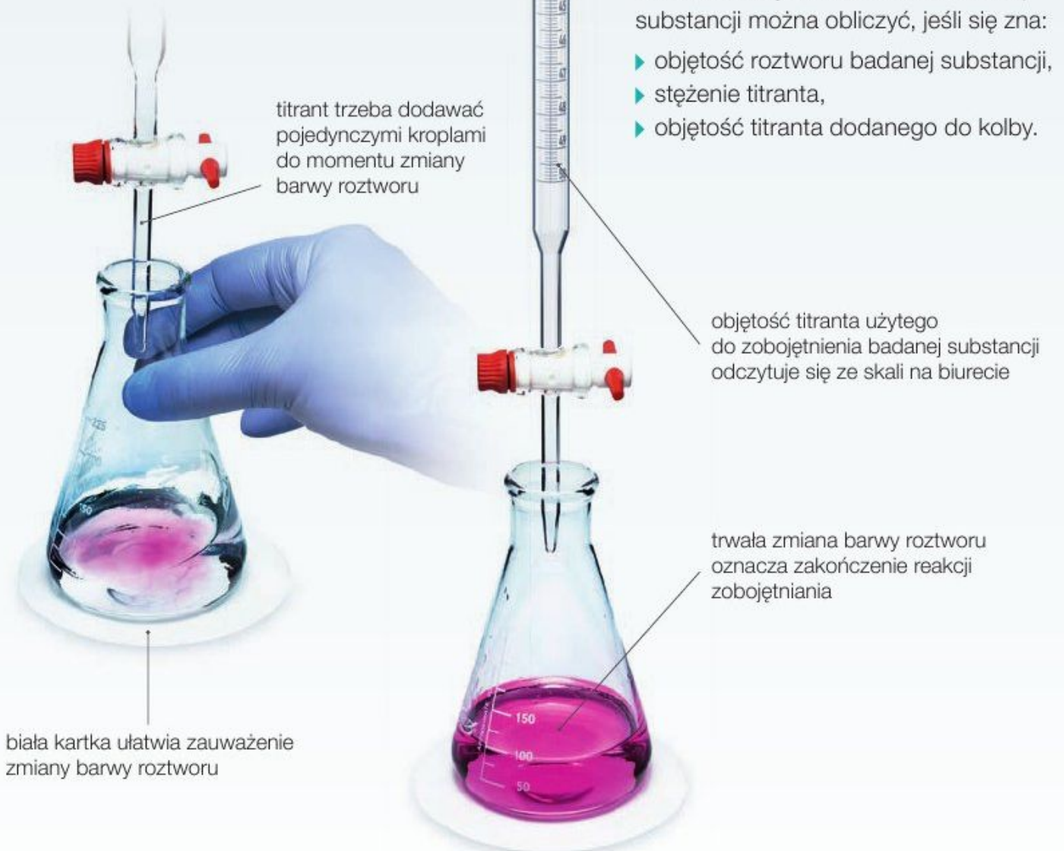
Krzywa miareczkowania alkacymetrycznego to wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta. Wartość pH analizowanego roztworu mierzy się każdorazowo po dodaniu określonej ilości titranta. Na podstawie tych pomiarów konstruuje się wykres.

objętość dodanego titranta, potrzebną do narysowania krzywej miareczkowania, odczytuje się na skali biurety w najniższym punkcie menisku, czyli zakrzywienia powierzchni cieczy

3 Podczas miareczkowania należy **mieszać zawartość kolby**, tak aby reakcja zobojętniania zachodziła w całej objętości roztworu.

4 Miareczkowanie **należy zakończyć w momencie**, kiedy najmniejsza możliwa do dodania objętość titranta spowoduje **trwałą zmianę barwy roztworu**. Stężenie roztworu badanej substancji można obliczyć, jeśli się zna:

- objętość roztworu badanej substancji,
- stężenie titranta,
- objętość titranta dodanego do kolby.





Krzywa miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą.

Przykład 48.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego.
3. Oblicz stężenie jonów H_3O^+.
4. Oblicz pH roztworu.
5. Napisz odpowiedź.

Obliczanie pH miareczkowanego kwasu

W temperaturze 25 °C przeprowadzono miareczkowanie alkacymetryczne 100 cm^3 roztworu CH_3COOH o nieznanym stężeniu molowym. Do miareczkowania użyto 100 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$. Na podstawie wyników miareczkowania kwasu octowego obliczono, że jego stężenie wynosi 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$.
Oblicz pH roztworu kwasu octowego.

1 **Dane:**
$V_{CH_3COOH} = 100\ cm^3$
$V_{NaOH} = 100\ cm^3$
$C_{NaOH} = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
$C_0 = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
gdzie C_0 – stężenie początkowe kwasu octowego

Szukane:
pH = ?

2 W roztworze zachodzi dysocjacja elektrolityczna kwasu:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$

lub w uproszczeniu

$$CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} CH_3COO^- + H^+$$

$$K_a = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Wartość stałej dysocjacji kwasu octowego należy odczytać z tablic (s. 374):
$K_a = 1{,}75 \cdot 10^{-5}$

Gdy $\frac{C_0}{K_a} \geq 400$, to $K_a = C_0 \cdot \alpha^2$

$$\frac{C_0}{K_a} = \frac{0{,}1}{1{,}75 \cdot 10^{-5}} \qquad \frac{C_0}{K_a} = 5714$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} \qquad \alpha = \sqrt{\frac{1{,}75 \cdot 10^{-5}}{10^{-1}}} \qquad \alpha = 1{,}32 \cdot 10^{-2}$$

3 $[H_3O^+] = \alpha \cdot C_0$
$[H_3O^+] = 1{,}32 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-1}\ \frac{mol}{dm^3}$
$[H_3O^+] = 1{,}32 \cdot 10^{-3}\ \frac{mol}{dm^3}$

4 pH = –log $[H_3O^+]$
pH = 2,9

5 pH roztworu kwasu octowego jest równe 2,9.

Ważne w temacie *Reakcje zobojętniania*

Zapisuję równania reakcji zobojętniania w formie jonowej pełnej i skróconej

- forma jonowa pełna: $2Na^+ + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-} + 4\mathbf{H_2O}$
- forma jonowa skrócona: $OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2\mathbf{H_2O}$

Reakcje zobojętniania

Miareczkowanie alkacymetryczne – metoda oznaczania stężeń kwasów i zasad, w której badane roztwory się miareczkuje – dodaje się do nich kroplami titrant, czyli odczynnik o znanym stężeniu.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Krzywa miareczkowania alkacymetrycznego – wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodanego titranta.

Punkt równoważnikowy (PR) – moment miareczkowania, w którym analit przereagował ilościowo z dodawanym titrantem.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

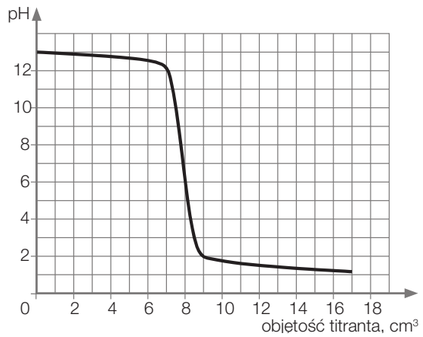
1. Napisz równania reakcji całkowitego zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej.
a) zobojętnianie wodorotlenku sodu kwasami: H_2S, HNO_3, H_3PO_4
b) zobojętnianie wodorotlenku wapnia kwasami: HCl, H_2SO_4, H_3PO_4

2. Do 300 cm^3 kwasu chlorowodorowego o pH = 1 dodano 50 cm^3 roztworu wodorotlenku baru o stężeniu 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$. **Określ odczyn otrzymanego roztworu.** Wykonaj odpowiednie obliczenia.

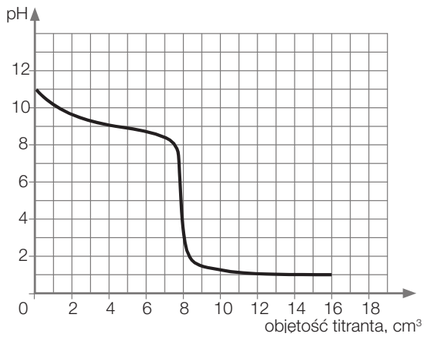
3. Oblicz, jaką objętość roztworu NaOH o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ należy dodać do 200 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$, aby pH otrzymanego roztworu miało wartość 7.

Informacja do zadań 4. i 5.
Miareczkowanie służy do określania zawartości analitu (badanej substancji) w jego roztworze na podstawie stechiometrii zachodzącej reakcji chemicznej. Polega ono na dodawaniu do roztworu badanej substancji innego roztworu o znanym stężeniu – tzw. titranta. Dodaną do roztworu analitu objętość titranta odczytuje się z biurety. W temperaturze 25 °C poddano miareczkowaniu dwa roztwory – zasadę sodową i zasadę amonową. Każdy z roztworów miał stężenie 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$. Jako titranta użyto kwasu chlorowodorowego o stężeniu 0,12 $\frac{mol}{dm^3}$. Podczas dodawania porcjami titranta dokonywano pomiarów pH roztworu. Wyniki pomiarów pH przedstawiają wykresy I i II.

wykres I



wykres II



4. Napisz numer wykresu (I lub II), który przedstawia miareczkowanie zasady sodowej.

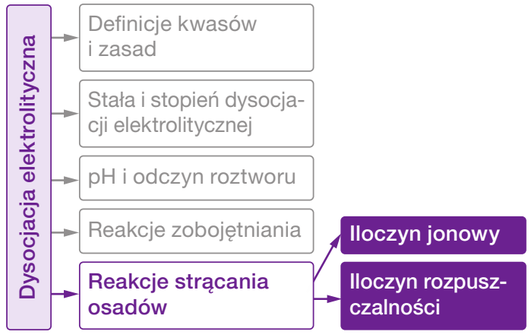
5. Oblicz objętość roztworu, jaką poddano procesowi miareczkowania zilustrowanego na wykresie I. Wynik podaj w cm^3 z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.



Fot. 66. Osad wodorotlenku żelaza(III).

16 Reakcje strącania osadów

Ważne w tym temacie:
- interpretacja wartości K_S
- obliczenia z zastosowaniem pojęcia *iloczyn rozpuszczalności*
- równania reakcji strącania osadów



Reakcje chemiczne w roztworach wodnych zachodzą między jonami. Jeżeli produkt takiej reakcji chemicznej dobrze rozpuszcza się w wodzie, to też występuje w postaci jonów. Jeśli jednak powstający produkt trudno rozpuszcza się w wodzie – strąca się w postaci **osadu**. Najczęściej powstają osady wodorotlenków (fot. 66.) i soli, rzadko kwasów.

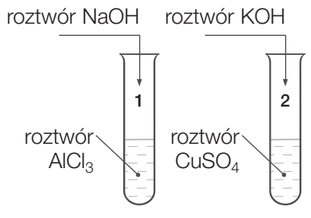
Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

Ze względu na rozpuszczalność w wodzie wodorotlenki można podzielić na substancje:
- dobrze rozpuszczalne, np. NaOH, KOH,
- średnio rozpuszczalne, np. $Ca(OH)_2$,
- trudno rozpuszczalne, np. $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Cu(OH)_2$.

Doświadczenie 26. $AlCl_3$, NaOH, KOH $CuSO_4$

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

Odczynniki: roztwór chlorku glinu, roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku potasu.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Do probówki 1. z roztworem chlorku glinu dodaj kilka kropli roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) – kilka kropli roztworu wodorotlenku potasu (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. strąca się biały osad (fot. 67., s. 207), a w probówce 2. niebieski osad (fot. 67., s. 207).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 207

początek doświadczenia na s. 206



Fot. 67. Osady wodorotlenku glinu oraz wodorotlenku miedzi(II) powstają w reakcji zasad z odpowiednimi solami.

Wniosek: W probówkach powstają wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie: w probówce 1. – $Al(OH)_3$, a w probówce 2. – $Cu(OH)_2$. Reakcje chemiczne zaszły zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $AlCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$
(chlorek glinu + wodorotlenek sodu → wodorotlenek glinu + chlorek sodu) — *zapis cząsteczkowy*

$Al^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-$
(kation glinu + aniony chlorkowe + kationy sodu + aniony wodorotlenkowe → wodorotlenek glinu + kationy sodu + aniony chlorkowe) — *zapis jonowy*

$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$
(kation glinu + aniony wodorotlenkowe → wodorotlenek glinu) — *zapis jonowy skrócony*

Probówka 2. $CuSO_4 + 2KOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$
(siarczan(VI) miedzi(II) + wodorotlenek potasu → wodorotlenek miedzi(II) + siarczan(VI) potasu)

$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2K^+ + SO_4^{2-}$
(kation miedzi(II) + anion siarczanowy(VI) + kationy potasu + aniony wodorotlenkowe → wodorotlenek miedzi(II) + kationy potasu + anion siarczanowy(VI))

$Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$
(kation miedzi(II) + aniony wodorotlenkowe → wodorotlenek miedzi(II))

↓ oznaczenie substancji trudno rozpuszczalnej w wodzie

Reakcje chemiczne zachodzą tylko między jonami Al^{3+} i OH^- oraz Cu^{2+} i OH^- tworzącymi wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie:

$$Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$$
$$Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

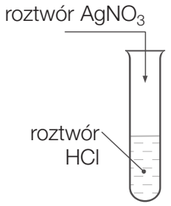
Nie jest zatem istotne, od jakich substancji znajdujących się w roztworze te jony pochodzą.

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych soli

Doświadczenie 27. HCl, $AgNO_3$ $AgNO_3$

Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór azotanu(V) srebra(I).
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym dodaj kilka kropli roztworu azotanu(V) srebra(I) (schemat).



Obserwacje: Strąca się biały, serowaty osad (fot. 68.). Po pewnym czasie osad ten ciemnieje.



Fot. 68. Trudno rozpuszczalny w wodzie biały chlorek srebra(I) pod wpływem światła ciemnieje.

Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest chlorek srebra(I):

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3}$$

zapis jonowy

$$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + \underset{\text{anion azotanowy(V)}}{NO_3^-} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion azotanowy(V)}}{NO_3^-}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow}$$

Chlorek srebra(I) ciemnieje, ponieważ ulega rozkładowi. Zachodzi reakcja fotochemiczna. Elektrony uwolnione w wyniku utleniania (pod wpływem światła) anionów chlorkowych redukują kationy srebra. W ten sposób powstaje metaliczne srebro, które odpowiada za ciemną barwę osadu:

$$\underset{\text{anion chlorkowy}}{2Cl^-} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{chlor}}{\overset{0}{Cl_2}} + e^-$$

$$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + e^- \longrightarrow \underset{\text{srebro}}{\overset{0}{Ag}}$$

Podobnie jak osad AgCl powstają osady innych związków chemicznych trudno rozpuszczalnych w wodzie. Wystarczy zmieszać ze sobą dowolne rozpuszczalne w wodzie związki chemiczne zawierające jony, które mogą wchodzić w skład osadu. Na przykład aby otrzymać osad siarczku miedzi(II), należy zmieszać roztwory:

- wybranej rozpuszczalnej w wodzie soli miedzi(II), np. chlorku miedzi(II),
- jakiegokolwiek rozpuszczalnego w wodzie siarczku, np. siarczku sodu (lub kwasu siarkowodorowego).

Reakcja chemiczna będzie wówczas zachodzić zgodnie z równaniem:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2} + \underset{\text{siarczek sodu}}{Na_2S} \longrightarrow \underset{\text{siarczek miedzi(II)}}{CuS\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

zapis jonowy

$$\underset{\text{kation miedzi(II)}}{Cu^{2+}} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2Cl^-} + \underset{\text{kationy sodu}}{2Na^+} + \underset{\text{anion siarczkowy}}{S^{2-}} \longrightarrow \underset{\text{siarczek miedzi(II)}}{CuS\downarrow} + \underset{\text{kationy sodu}}{2Na^+} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2Cl^-}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\text{kation miedzi(II)}}{Cu^{2+}} + \underset{\text{anion siarczkowy}}{S^{2-}} \longrightarrow \underset{\text{siarczek miedzi(II)}}{CuS\downarrow}$$

Iloczyn jonowy K_j

W roztworach słabych elektrolitów oraz trudno rozpuszczalnych soli między jonami i niezdysocjowanymi cząsteczkami w roztworze nad osadem ustala się **równowaga chemiczna**. W takich przypadkach stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest praktycznie stałe. Iloczyn stężeń molowych jonów powstających w wyniku dysocjacji słabego elektrolitu lub trudno rozpuszczalnego związku chemicznego, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji dysocjacji jonowej, nazywa się **iloczynem jonowym**.

Stężeniowa stała równowagi chemicznej K_c
→ patrz s. 120

Jeżeli cząsteczka związku chemicznego $A_n^mB_m^n$ dysocjuje na n kationów A i m anionów B:

$$A_n^mB_m^n \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} nA^{m+} + mB^{n-}$$

to iloczyn jonowy tej substancji ma postać:

$$K_j = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

Iloczyn jonowy K_j – iloczyn stężeń molowych kationów i anionów w roztworze elektrolitu.

gdzie:
K_j – iloczyn jonowy, podawany jako wartość bezwymiarowa,
$[A^{m+}]$ – stężenie molowe kationu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[B^{n-}]$ – stężenie molowe anionu, $\frac{mol}{dm^3}$,
n, m – współczynniki stechiometryczne wynikające ze wzoru substancji.

Na przykład iloczyn jonowy węglanu srebra(I) Ag_2CO_3 ma postać: $K_j = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]$.

Iloczyn rozpuszczalności K_S

Iloczyn rozpuszczalności K_S – iloczyn jonowy substancji trudno rozpuszczalnej znajdującej się nad osadem w jej roztworze nasyconym.

Iloczyn jonowy elektrolitu znajdującego się nad osadem w jego roztworze nasyconym jest nazywany **iloczynem rozpuszczalności** i oznaczany K_S. **Wartość iloczynu** rozpuszczalności określonego elektrolitu jest **stała w danej temperaturze**. Dzięki temu można obliczyć stężenia kationów i anionów w roztworach nasyconych soli trudno rozpuszczalnych w wodzie.

Na przykład iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra(I) AgCl ma postać: $K_S = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$ i wynosi $K_S = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$.

Jeżeli $[Ag^+] = [Cl^-]$, to stężenia każdego z tych jonów w roztworze nasyconym będą równe $\sqrt{1{,}77 \cdot 10^{-10}}$, czyli będą wynosić $1{,}33 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$.

Wartość iloczynu rozpuszczalności a strącanie osadów

Wartość iloczynu rozpuszczalności informuje o rozpuszczalności danej soli. Im **mniejszy** jest **iloczyn** rozpuszczalności K_S, tym **mniejsza** jest **rozpuszczalność** soli, czyli w danej temperaturze ta **sól łatwiej strąca się** w postaci osadu.

Strącenie osadu może nastąpić tylko wtedy, gdy **wartość iloczynu jonowego** substancji w roztworze **przekroczy wartość jej iloczynu rozpuszczalności**. Spośród związków chemicznych podanych w tabeli 17. najniższą wartość iloczynu rozpuszczalności ma fosforan(V) wapnia $Ca_3(PO_4)_2$, a osad tej soli powstanie bardzo łatwo.

Wartości iloczynu rozpuszczalności różnych związków chemicznych **można porównywać** ze sobą tylko wtedy, **gdy substancje** te mają jednakowy ilościowy skład jonowy, czyli **dysocjują na taką samą liczbę jonów**.

Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C
→ patrz s. 378

Tabela 17. Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych soli w temperaturze 25 °C

Wzór soli	Iloczyn rozpuszczalności K_S*
Ag_2SO_4	$1{,}20 \cdot 10^{-5}$
$CaSO_4$	$4{,}93 \cdot 10^{-5}$
$MgCO_3$	$6{,}82 \cdot 10^{-6}$
$CaCO_3$	$3{,}36 \cdot 10^{-9}$
$ZnCO_3$	$1{,}46 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$
$BaSO_4$	$1{,}08 \cdot 10^{-10}$
AgI	$8{,}52 \cdot 10^{-17}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2{,}07 \cdot 10^{-33}$

* Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Jeżeli **iloczyn stężeń jonów** w roztworze danego związku chemicznego trudno rozpuszczalnego w wodzie:

- **jest mniejszy od K_S**, to **roztwór jest nienasycony**,
- **jest równy K_S**, to układ znajduje się w stanie równowagi, czyli **roztwór jest nasycony**,
- **jest większy od K_S**, to roztwór jest przesycony i będzie **strącał się osad**.

Dodanie elektrolitu, który zawiera takie same kationy lub aniony, jakie znajdują się w nasyconym roztworze danej soli, spowoduje częściowe strącenie się osadu tej soli. Przyczyną tego jest zmiana stężenia danego jonu i przekroczenie iloczynu rozpuszczalności soli. Takie zjawisko, nazywane **efektem wspólnego jonu**, często wykorzystuje się, aby całkowicie strącić sól z roztworu.

Przykład 49.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz stężenie jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-} po zmieszaniu roztworów.
3. Oblicz iloczyn stężeń jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-}.
4. Porównaj iloczyn stężeń jonów Ca^{2+} i CO_3^{2-} z iloczynem rozpuszczalności $K_{S\ CaCO_3}$.
5. Napisz odpowiedź.

Ustalanie, czy strąci się osad substancji

Ustal, czy strąci się osad węglanu wapnia po zmieszaniu 100 cm^3 roztworu azotanu(V) wapnia o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ i 400 cm^3 roztworu węglanu sodu o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$.
Iloczyn rozpuszczalności $K_{S\ CaCO_3} = 3{,}36 \cdot 10^{-9}$.

1 **Dane:**
$K_{S\ CaCO_3} = 3{,}36 \cdot 10^{-9}$
$C_{m\ Ca(NO_3)_2} = 0{,}01 \frac{mol}{dm^3}$
$V_{Ca(NO_3)_2} = 100\ cm^3$
$C_{m\ Na_2CO_3} = 0{,}01 \frac{mol}{dm^3}$
$V_{Na_2CO_3} = 400\ cm^3$

Szukane:
$[Ca^{2+}] = ?$
$[CO_3^{2-}] = ?$

2
$$[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}} \qquad [CO_3^{2-}] = \frac{n_{CO_3^{2-}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{C_{mCa(NO_3)_2} \cdot V_{Ca(NO_3)_2}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}} \qquad [CO_3^{2-}] = \frac{C_{mNa_2CO_3} \cdot V_{Na_2CO_3}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$$

$$[Ca^{2+}] = \frac{0{,}01 \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}1\ dm^3}{0{,}1\ dm^3 + 0{,}4\ dm^3} \qquad [CO_3^{2-}] = \frac{0{,}01 \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}4\ dm^3}{0{,}1\ dm^3 + 0{,}4\ dm^3}$$

$$[Ca^{2+}] = 0{,}002 \frac{mol}{dm^3} \qquad [CO_3^{2-}] = 0{,}008 \frac{mol}{dm^3}$$

3 $[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0{,}002 \cdot 0{,}008$
$[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$

4 $[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] > K_{S\ CaCO_3}$ $1{,}6 \cdot 10^{-5} > 3{,}36 \cdot 10^{-9}$

5 Osad się strąci, ponieważ został przekroczony iloczyn rozpuszczalności.

Przykład 50.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji dysocjacji.
3. Napisz wyrażenie na $K_{S\ Ag_2CrO_4}$.
4. Oblicz C_m.
5. Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego roztworu nasyconego

Oblicz stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli $K_S = 1{,}12 \cdot 10^{-12}$.

1. **Dane:** $K_S = 1{,}12 \cdot 10^{-12}$ **Szukane:** $C_m = ?$

2. $Ag_2CrO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2Ag^+ + CrO_4^{2-}$

3. $K_S = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$

4. Stężenie molowe Ag_2CrO_4 w roztworze nasyconym można oznaczyć jako x:

   $[Ag^+] = 2x$ $\qquad [CrO_4^{2-}] = x$

   Po podstawieniu do wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności:

   $[Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = (2x)^2 \cdot x$ $\qquad [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 1{,}12 \cdot 10^{-12}$

   $4x^3 = 1{,}12 \cdot 10^{-12}$ $\qquad x = \sqrt[3]{\dfrac{1{,}12 \cdot 10^{-12}}{4}}$

   $x = 6{,}54 \cdot 10^{-5}\ \dfrac{mol}{dm^3}$

5. Stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4 wynosi $6{,}54 \cdot 10^{-5}\ \dfrac{mol}{dm^3}$.

Ważne w temacie *Reakcje strącania osadów*

1. Interpretuję wartości K_S

$A_n^m B_m^n \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} nA^{m+} + mB^{n-}$

- $K_{S\ A_nB_m} < [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – **roztwór przesycony**, strąci się osad
- $K_{S\ A_nB_m} = [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – układ w stanie równowagi, **roztwór nasycony**
- $K_{S\ A_nB_m} > [A^{m+}] \cdot [B^{n-}]$ – **roztwór nienasycony**

2. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem iloczynu rozpuszczalności

$AgCl \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Ag^+ + Cl^-$

$K_S = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$

Reakcje strącania osadów

3. Zapisuję równania reakcji strącania osadów

- **sól 1 + wodorotlenek 1 (zasada) ⟶ wodorotlenek 2 + sól 2**

  $CuSO_4 + 2KOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

  $Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2K^+ + SO_4^{2-}$

  $Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$

- **sól 1 + sól 2 ⟶ sól 3 + sól 4**

  $AgNO_3 + KI \longrightarrow AgI\downarrow + KNO_3$

  $Ag^+ + NO_3^- + K^+ + I^- \longrightarrow AgI\downarrow + K^+ + NO_3^-$

  $Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI\downarrow$

- **kwas + wodorotlenek ⟶ sól + woda**

  $H_2SO_4 + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2H_2O$

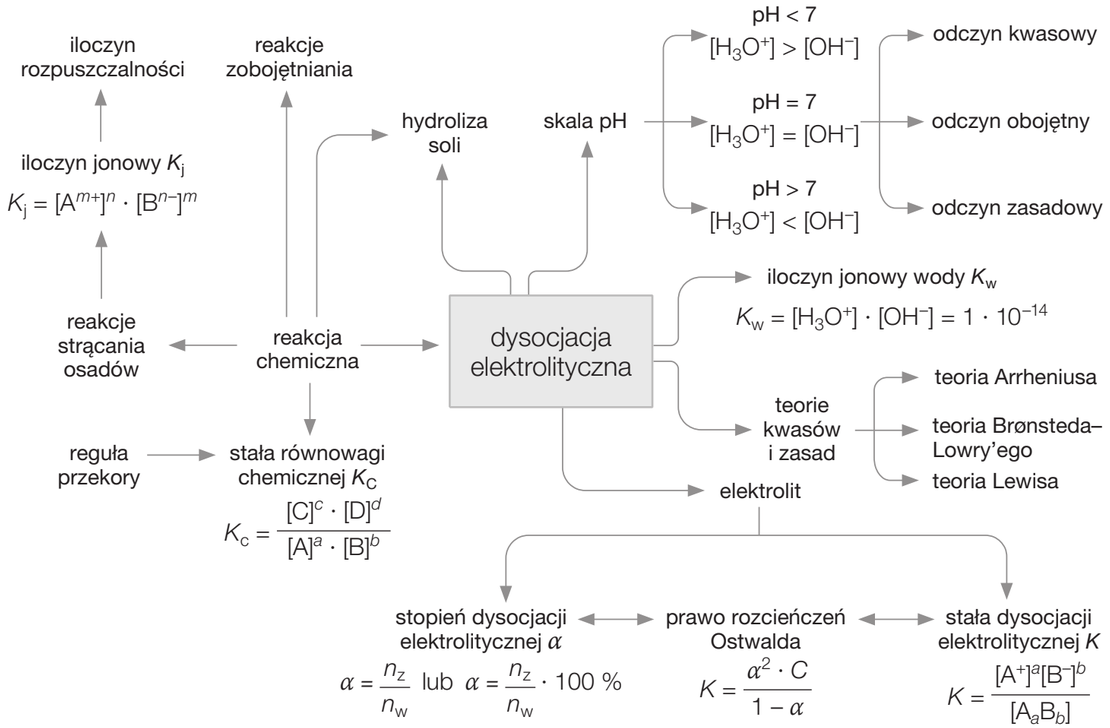
  $2H_3O^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2OH^- \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 4H_2O$

  $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow BaSO_4\downarrow$

Iloczyn jonowy K_j – iloczyn stężeń molowych kationów i anionów w roztworze elektrolitu.

Iloczyn rozpuszczalności K_S – iloczyn jonowy substancji trudno rozpuszczalnej znajdującej się nad osadem w jej roztworze nasyconym.

Mapa pojęć – reakcje w wodnych roztworach



Wyjaśnienia symboli:

a, b, c, d, n, m – współczynniki stechiometryczne,
$[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – stężenie molowe substancji, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A^{m+}]$ – stężenie molowe kationu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[B^{n-}]$ – stężenie molowe anionu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A^+]$, $[B^-]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A_aB_b]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
C – stężenie molowe elektrolitu, $\frac{mol}{dm^3}$,
K_C – stała równowagi chemicznej,
K – stała dysocjacji elektrolitycznej,
K_j – iloczyn jonowy,
K_w – iloczyn jonowy wody,
n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol,
α – stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Roztwór w zlewce zawiera jony chlorkowe, bromkowe i jodkowe o takim samym stężeniu molowym, które wynosi $10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$. Do zlewki dodano roztwór azotanu(V) srebra(I). Wartości iloczynów rozpuszczalności wynoszą: $K_{S\ AgCl} = 1{,}77 \cdot 10^{-10}$, $K_{S\ AgBr} = 5{,}35 \cdot 10^{-13}$, $K_{S\ AgI} = 8{,}52 \cdot 10^{-17}$.
   a) **Napisz równania zachodzących reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.**
   b) **Określ, kiedy nastąpi strącenie osadu trudno rozpuszczalnej soli.**
   c) **Wskaż sól o najmniejszej rozpuszczalności.**
   d) **Wskaż, który z osadów strąci się jako pierwszy po wprowadzeniu azotanu(V) srebra(I).**
   e) **Podaj, w jakiej kolejności strącą się osady.**

2. **Ustal, czy po zmieszaniu równych objętości roztworów $BaCl_2$ i Na_2SO_4 o stężeniach 0,001 $\frac{mol}{dm^3}$ strąci się osad $BaSO_4$.**

Podsumowanie

Dysocjacja elektrolityczna

Dysocjacja elektrolityczna to rozpad cząsteczek na jony – kationy i aniony – pod wpływem rozpuszczalnika (np. wody) lub temperatury:

dysocjacja kwasów

$H_mR^m + mH_2O \rightleftharpoons mH_3O^+ + R^{m-}$

lub w uproszczeniu $H_mR^m \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} mH^+ + R^{m-}$

dysocjacja zasad

$Me^n(OH)_n \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} Me^{n+} + nOH^-$

dysocjacja soli

$Me^n_mR^m_n \overset{H_2O}{\longrightarrow} mMe^{n+} + nR^{m-}$

Teorie kwasów i zasad

Twórcy teorii	Definicja		Przykłady reakcji chemicznych
	kwasu	zasady	
Arrhenius	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na jony oksoniowe (kationy wodoru) i aniony reszt kwasowych	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe	$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ (kwas) $NaOH \overset{H_2O}{\longrightarrow} Na^+ + OH^-$ (zasada)
Brønsted i Lowry	substancja, która może oddać proton; donor protonów	substancja, która może przyjąć proton; akceptor protonów	$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ kwas zasada kwas zasada sprzężone pary kwas–zasada
Lewis	substancja z luką elektronową; akceptor pary elektronowej	substancja z wolną parą elektronową; donor pary elektronowej	$H^+ + NH_3 \longrightarrow NH_4^+$ kwas zasada

Elektrolity

Elektrolity to substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny.

Miarą mocy elektrolitów są:

- stała dysocjacji elektrolitycznej ***K***, dla danego elektrolitu zależna od temperatury, która dla równania: $AB \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} A^+ + B^-$ ma postać: $K = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$
- stopień dysocjacji elektrolitycznej α, zależny od temperatury i stężenia elektrolitu, który ma postać: $\alpha = \frac{n_z}{n_w}$ lub $\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\ \%$

pH roztworów

Kwasowość i zasadowość roztworów określa ich **pH**, czyli ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów oksoniowych (w uproszczeniu kationów wodoru). **pOH** to ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorotlenkowych.

$pH = -\log [H_3O^+]$ $\quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$ lub w uproszczeniu $pH = -\log [H^+]$ $\quad [H^+] = 10^{-pH}$

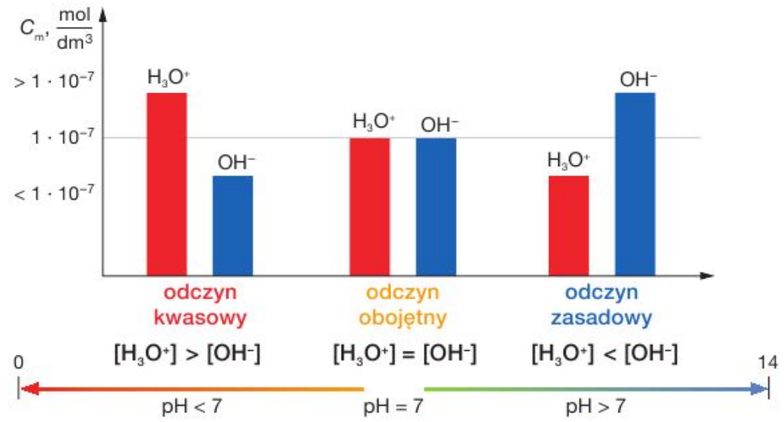
$pOH = -\log [OH^-]$ $\quad [OH^-] = 10^{-pOH}$

$pH + pOH = 14$

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ lub w uproszczeniu $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

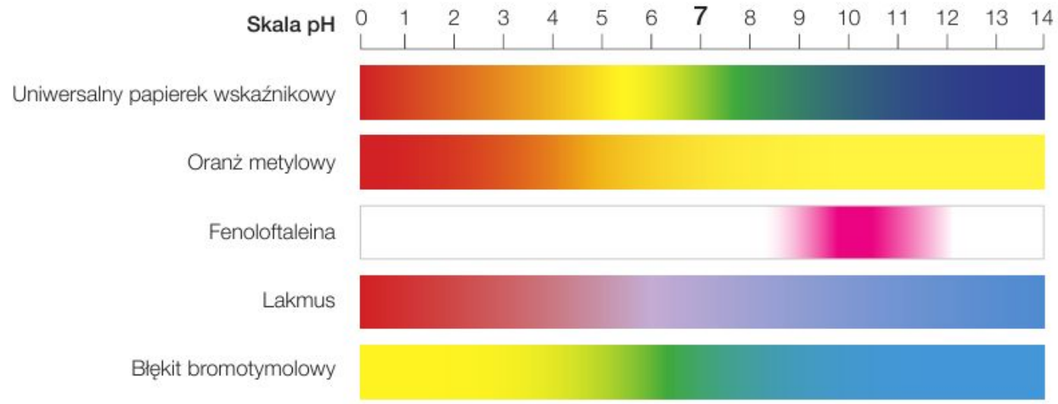
Odczyn roztworu

Skala pH dla roztworów wodnych w temperaturze 25 °C (298 K) ma zakres od 0 do 14.



Wskaźniki pH

Wskaźnik pH – substancja, której barwa zmienia się w zależności od odczynu roztworu, zwykle związek organiczny o złożonej budowie, którego formy niezdysocjowana i zdysocjowana mają różne barwy.



Reakcje chemiczne w roztworach wodnych elektrolitów

Zobojętnianie (neutralizacja)	reakcja chemiczna między jonami H_3O^+ (lub w uproszczeniu H^+) i OH^-	$H_3O^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + 2H_2O$ lub w uproszczeniu $H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ **$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$** lub **$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$**
Strącanie osadów	reakcja chemiczna między jonami, które, łącząc się, tworzą trudno rozpuszczalny związek chemiczny	$Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$ $Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$
Hydroliza	reakcja wody z jonami słabych kwasów lub słabych zasad powstającymi podczas dysocjacji elektrolitycznej soli	**kationowa** – zachodząca w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i słabych zasad (**odczyn kwasowy**), sól dysocjuje na jony, np. $(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+ + SO_4^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $2NH_4^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2NH_3 + 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
		anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i mocnych zasad (**odczyn zasadowy**), sól dysocjuje na jony, np. $Na_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + CO_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $2Na^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2Na^+ + OH^- + HCO_3^-$ $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HCO_3^-$
		kationowo-anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i słabych zasad (odczyn **obojętny, słabo kwasowy** lub **słabo zasadowy**), sól dysocjuje na jony, np. $(NH_4)_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2NH_4^+ + CO_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HCO_3^-$
		nie zachodzi w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i mocnych zasad

Sposób na zadania

Niżej przedstawiono etykietę, która znajduje się na butelce z kwasem chlorowodorowym (kwasem solnym) o stężeniu 10 % (procenty masowe). Jeden z piktogramów został zmazany podczas używania odczynnika.

Kwas solny 10 % (cz.d.a.)

HCl (aq)

Hydrochloric acid 10 % (pure p.a.)

Numer CAS: 7647-01-0 Numer WE: 231-595-7

V = 1 litr $M = 36{,}45 \frac{g}{mol}$ $d = 1{,}05 \frac{g}{cm^3}$



Podczas obliczeń należy zwrócić uwagę na jednostkę gęstości.

W temperaturze 25 °C sporządzono wodny roztwór HCl. Kolejne etapy przygotowania tego roztworu:

Etap I. Do kolby miarowej o pojemności 500 cm^3 wlano ok. 200 cm^3 wody destylowanej.

Etap II. Za pomocą pipety miarowej pobrano 1,5 cm^3 kwasu chlorowodorowego (kwasu solnego) o stężeniu 10 % (procenty masowe) i wprowadzono go do kolby z wodą.

Etap III. Wymieszano zawartość kolby i uzupełniono ją wodą do kreski miarowej.

Etap IV. Część roztworu przelano do probówki, po czym wprowadzono do niego kilka kropli wodnego roztworu czerwieni Kongo.

a) Oblicz pH otrzymanego w kolbie roztworu HCl.

Rozwiązanie:

Aby obliczyć pH roztworu kwasu chlorowodorowego, należy wykonać następujący ciąg przeliczeń:

$$C_{p1} \xrightarrow{1} C_{m1} \xrightarrow{2} n_{HCl} \xrightarrow{3} C_{m2} \xrightarrow{4} \text{pH}$$

1 Oblicz stężenie molowe roztworu HCl o stężeniu 10 % (procenty masowe).

Można wykorzystać wzór na przeliczanie stężeń, jednak należy pamiętać o tym, aby gęstość miała prawidłową jednostkę:

$$C_{m1} = \frac{C_p \cdot d}{100\ \% \cdot M} \Rightarrow C_{m1} = \frac{10\ \% \cdot 1050 \frac{g}{dm^3}}{100\ \% \cdot 36{,}5 \frac{g}{mol}} \Rightarrow C_{m1} \approx 2{,}88 \frac{mol}{dm^3}$$

2 Oblicz liczbę moli HCl pobranego z butelki.

Należy pamiętać o zamianie jednostki objętości:

$1{,}5\ cm^3 = 0{,}0015\ dm^3$

$$n_{HCl} = C_{m1} \cdot V_1 \Rightarrow n_{HCl} = 2{,}88 \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}0015\ dm^3 \Rightarrow n_{HCl} \approx 0{,}00432\ mol$$

3 **Oblicz stężenie molowe przygotowanego roztworu HCl.**

$$C_{m2} = \frac{n_{HCl}}{V_2} \Rightarrow C_{m2} = \frac{0{,}00432\ \text{mol}}{0{,}5\ \text{dm}^3} \Rightarrow C_{m2} = 0{,}00864\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 **Oblicz pH.**

Kwas chlorowodorowy jest mocnym kwasem i w roztworze wodnym dysocjuje w 100 %, zatem $C_{m2} = [H_3O^+]$.

$C_{m2} = [H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 0{,}00864\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$pH = -\log [H_3O^+]$ $pH = -\log 0{,}00864$ $pH = 2{,}06$

b) Wskaż fotografię, która przedstawia roztwór otrzymanego kwasu chlorowodorowego z dodatkiem wodnego roztworu czerwieni Kongo.

A. **B.** **C.** **D.** **E.**



Rozwiązanie:

W celu określenia barwy roztworu o danym pH należy skorzystać z tablic (s. 375):



Otrzymany roztwór będzie miał barwę niebieskofioletową – **fotografia A**.

c) W karcie charakterystyki kwasu chlorowodorowego znajdują się następujące informacje, które wskazują rodzaj zagrożenia wynikającego ze stosowania opisywanego odczynnika.

I. Powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

II. Może powodować podrażnienie dróg oddechowych.

III. Może powodować korozję metali.

Wskaż piktogram, który został zmazany na etykiecie kwasu chlorowodorowego.

A.	B.	C.	D.
			

Rozwiązanie:

Piktogram C – piktogram, który wskazuje, że roztwór HCl jest substancją żrącą – powoduje oparzenia skóry oraz może powodować korozję metali.

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*, s. 219.

Zadanie analogiczne

W *Sposobie na zadania* na s. 217 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Niżej przedstawiono etykietę, która znajduje się na butelce z wodnym roztworem wodorotlenku sodu o stężeniu 5 % (procenty masowe).

Sodu wodorotlenek roztwór 5 % (cz.d.a.)

NaOH (aq)

Numer CAS: 1310-73-2 Numer WE: 214-185-5

$M = 40\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $d = 1{,}05\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$



Z butelki zawierającej roztwór NaOH o stężeniu 5 % (procenty masowe) za pomocą pipety pobrano pewną objętość V cieczy i przeniesiono ją do kolby miarowej o pojemności 250 cm^3. Po napełnieniu kolby wodą do kreski miarowej otrzymano roztwór, którego pH w temperaturze 25 °C wynosiło 12,2.

a) Napisz, jaką barwę przyjmie otrzymany roztwór NaOH o pH = 12,2 po wprowadzeniu do niego kilku kropli wskaźnika kwasowo-zasadowego. Uzupełnij tabelę.

Użyty wskaźnik	Barwa roztworu
Etanolowy roztwór tymoloftaleiny	?
Wodny roztwór czerwieni Kongo	?
Etanolowy roztwór błękitu bromotymolowego	?

b) Oblicz objętość V pobranego z butelki roztworu NaOH o stężeniu 5 % (procenty masowe).

Wynik podaj w cm^3 z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

c) Spośród podanych niżej zwrotów wskazujących rodzaj zagrożenia wskaż ten, który dotyczy NaOH i został graficznie przedstawiony za pomocą podanego na etykiecie piktogramu.

I. Może intensyfikować pożar.

II. Może powodować korozję metali. Powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

III. Działa bardzo toksycznie na organizmy wodne, powodując długotrwałe skutki.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Rozpuszczono w wodzie 3 g kwasu octowego (kwasu etanowego) i otrzymano 250 cm^3 roztworu. Stwierdzono, że roztwór ten zawiera $1{,}25 \cdot 10^{21}$ kationów oksoniowych.

Oblicz stopień dysocjacji kwasu octowego w tym roztworze.

Zadanie 2.

W 2,5 dm^3 wodnego roztworu słabej zasady o wzorze ogólnym *Me*OH w pewnej temperaturze znajduje się $4{,}214 \cdot 10^{23}$ kationów metalu oraz 2,8 mola niezdysocjowanych cząsteczek *Me*OH.

Oblicz stałą dysocjacji zasady *Me*OH. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 3.

W roztworze słabego kwasu jednoprotonowego o stężeniu 0,001 $\frac{mol}{dm^3}$ stężenie jonów H_3O^+ wynosi $1{,}2 \cdot 10^{-4}$ $\frac{mol}{dm^3}$. **Oblicz:**

a) **stopień dysocjacji oraz stałą dysocjacji tego kwasu,**

b) **stężenie niezdysocjowanych cząsteczek kwasu w roztworze,**

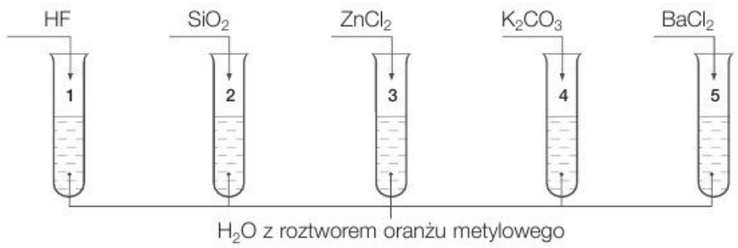
c) **stopień dysocjacji tego kwasu w roztworze o stężeniu 0,1** $\frac{mol}{dm^3}$**,**

d) **stężenie jonów H_3O^+ w roztworze tego kwasu o stężeniu 0,1** $\frac{mol}{dm^3}$**.**

Na podstawie wyników obliczeń sformułuj wniosek dotyczący zależności stopnia dysocjacji słabego kwasu od stężenia molowego jego roztworu.

Zadanie 4.

Do pięciu probówek zawierających wodę z roztworem oranżu metylowego wprowadzono różne substancje i obserwowano barwy roztworów.



a) **Wskaż, w których probówkach zaszła reakcja dysocjacji elektrolitycznej. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.**

b) **Określ odczyny roztworów w probówkach. Odpowiedź uzasadnij, pisząc odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci jonowej skróconej.**

c) **Określ, jaką funkcję w reakcjach hydrolizy według teorii Brønsteda-Lowry'ego pełni woda.**

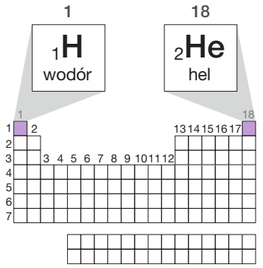
4. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *s*

Przypomnij sobie!

- **W bloku *s*** znajdują się **pierwiastki chemiczne grup 1. i 2.** układu okresowego **oraz hel**.
- Do **1. grupy układu** okresowego należą **wodór oraz litowce** – bardzo **aktywne metale.**
- **Berylowce** to pierwiastki chemiczne – **metale – 2. grupy** układu okresowego.
- Atomy pierwiastków chemicznych należących do bloku *s* mają **1 lub 2 elektrony w podpowłoce *ns*** powłoki walencyjnej.



17 Wodór i hel



Ważne w tym temacie:

- projektowanie i przeprowadzanie doświadczenia otrzymywania wodoru
- zapisywanie równań reakcji chemicznych otrzymywania wodoru
- zapisywanie równań reakcji chemicznych wodoru z niemetalami (Cl_2, Br_2, O_2, N_2, S)

Pierwiastki chemiczne bloku s
- Wodór i hel
- Litowce
- Berylowce
- Podobieństwa i różnice

Wodór i hel pomimo tego, że należą do pierwiastków chemicznych bloku *s* układu okresowego, znacznie różnią się właściwościami od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. W warunkach normalnych są gazowymi niemetalami (fot. 69.), podczas gdy wszystkie pozostałe pierwiastki chemiczne bloku *s* to typowe metale.



Fot. 69. Wodór jest głównym składnikiem materii gwiazd (71 % masowych).

Występowanie wodoru w środowisku przyrodniczym

Wodór jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem chemicznym we wszechświecie. Na Ziemi w stanie wolnym występuje w niewielkich ilościach w górnych warstwach atmosfery oraz w gazach wulkanicznych. W postaci związanej znajduje się przede wszystkim w wodzie, ropie naftowej, gazie ziemnym oraz w organizmach roślin i zwierząt.

Właściwości wodoru

Warunki normalne
T = 273,15 K = 0 °C
p = 1013,25 hPa

W temperaturze pokojowej wodór jest **gazem bezbarwnym**, bezwonnym, **słabo rozpuszczalnym w wodzie**. W warunkach normalnych ma najmniejszą gęstość spośród wszystkich pierwiastków chemicznych (s. 371). Jest łatwopalny, a **z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową**. W stanie wolnym występuje w cząsteczkach dwuatomowych.

Jądro atomu wodoru zawiera 1 proton, a w powłoce elektronowej znajduje się 1 elektron. Wodór występuje naturalnie w środowisku przyrodniczym jako mieszanina trzech izotopów: ${}^{1}_{1}H$ (prot), ${}^{2}_{1}H$ (deuter), ${}^{3}_{1}H$ (tryt) (tabela 18.).

Tabela 18. Charakterystyka izotopów wodoru

Nazwa izotopu		Prot	Deuter	Tryt
Symbol	chemiczny	${}^{1}_{1}H$	${}^{2}_{1}H$	${}^{3}_{1}H$
	literowy	H	D	T
Liczba	protonów	1	1	1
	neutronów	0	1	2
	masowa	1	2	3
	elektronów	1	1	1
Rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym		99,985 %	0,015 %	ilości śladowe (ok. 10^{-16} %)

W reakcjach chemicznych atom wodoru bierze udział w tworzeniu:

- **wiązania kowalencyjnego** (podczas uwspólniania elektronu 1*s*),
- **wiązania jonowego** (podczas tworzenia się kationu wodoru).

Między cząsteczkami wody H_2O, amoniaku NH_3, fluorowodoru HF oraz związków organicznych, np. alkoholi, aminokwasów czy białek, występują **wiązania wodorowe**.

Atom wodoru dąży do uwspólnienia elektronu 1s z utworzeniem wiązania kowalencyjnego, w wyniku czego uzyskuje trwałą konfigurację elektronową atomu helu (dublet elektronowy).

W reakcjach chemicznych niesparowany elektron wodoru łatwo tworzy wiązanie typu σ.

W związkach chemicznych atom wodoru zazwyczaj przyjmuje **stopień utlenienia I** (np. w cząsteczkach chlorowodoru HCl i siarkowodoru H_2S). Jedynie w **wodorkach metali aktywnych**: **–I** (np. w wodorku sodu NaH, wodorku magnezu MgH_2).

Wodór w wyniku reakcji z pierwiastkami chemicznymi tworzy **wodorki**. Aby je otrzymać, z wyjątkiem fluorowodoru HF, należy użyć czynnika inicjującego reakcję chemiczną (np. w reakcji powstawania chlorowodoru HCl) lub katalizatora (np. w reakcji powstawania amoniaku NH_3):

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{chlorowodór}}{2HCl_{(g)}}$$

$$\underset{\text{wodór}}{3H_2} + \underset{\text{azot}}{N_2} \xrightleftharpoons{T,\ p,\ \text{kat.}} \underset{\text{amoniak}}{2NH_3}$$

Wodór reaguje także z metalami silnie elektrododatnimi, takimi jak lit, sód czy wapń, np.:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{sód}}{2Na} \longrightarrow \underset{\text{wodorek sodu}}{2NaH}$$

1
1 — 2,1 — 1H — wodór — 1s¹

Konfiguracja elektronowa atomu ${}_{1}H$:

↑
1s¹

Otrzymywanie wodoru

W laboratorium wodór można otrzymać kilkoma sposobami. Najczęściej przeprowadza się **reakcje chemiczne**:

- **metali aktywniejszych chemicznie od wodoru z kwasami**, np. cynku z kwasem chlorowodorowym:

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl_{(aq)}} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- **metali 1. i 2. grupy układu okresowego** pierwiastków chemicznych, z wyjątkiem berylu, **z wodą**, np.:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- **wodorków metali 1. i 2. grupy układu okresowego z wodą**, np.:

$$\underset{\text{wodorek wapnia}}{CaH_2} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{2H_2\uparrow}$$

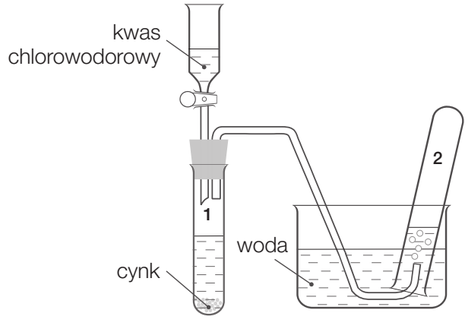
Doświadczenie 28.



HCl

Reakcja cynku z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk (granulki), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz, korek, rurka odprowadzająca, krystalizator, statyw z łapą metalową, łuczywo.
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp rozdrobniony cynk i umocuj ją w łapie statywu, zamknij korkiem z umieszczonym w nim wkraplaczem i rurką odprowadzającą. Koniec rurki odprowadzającej umieść w krystalizatorze z wodą. Wlej do wkraplacza rozcieńczony roztwór HCl, a następnie otwórz kranik (schemat). Pierwszych porcji gazu nie zbieraj, gdyż jest to powietrze znajdujące się w probówce i rurce. Na rurkę nałóż do góry dnem probówkę 2. napełnioną wodą. Wodór zmieszany z powietrzem utworzyłby w probówce 2. mieszaninę wybuchową. Po napełnieniu gazem probówki 2. wyjmij ją z krystalizatora, trzymając do góry dnem, i zbliż do jej wylotu zapalone łuczywo.



Obserwacje: Probówka 1. się nagrzewa. Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu, który nie rozpuszcza się w wodzie (fot. 70., s. 225). Po zbliżeniu zapalonego łuczywa do wylotu probówki 2. słychać charakterystyczny dźwięk.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 225

początek doświadczenia na s. 224



Fot. 70. Otrzymywanie wodoru w reakcji cynku z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest palny gaz – wodór.

W przemyśle źródłami wodoru są: gaz ziemny (metan), ropa naftowa (węglowodory), węgle kopalne i woda. W odpowiednich warunkach ciśnienia i temperatury wodór otrzymuje się podczas:

- zgazowywania węgla, czyli działania parą wodną na rozżarzony węgiel,

$$\underset{\text{węgiel}}{C} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \overset{T}{\rightleftharpoons} \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{CO} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- konwersji metanu, czyli działania parą wodną na metan,
- elektrolizy wody lub solanki (wodnego roztworu NaCl),
- krakingu węglowodorów. Zagadnienia dotyczące konwersji metanu oraz krakingu zostaną omówione w cz. 3. podręcznika, w dziale *Węglowodory*.

Gaz wodny – gaz wykorzystywany jako paliwo lub surowiec do wielu syntez.

$\underbrace{CO + H_2\uparrow}_{\text{gaz wodny}}$
(gaz syntezowy)

Występowanie helu w środowisku przyrodniczym

Hel jest pierwiastkiem chemicznym bardzo rozpowszechnionym we wszechświecie (28 % masowych; ustępuje tylko wodorowi). Jego niska zawartość w atmosferze oraz bierność chemiczna spowodowały, że na Ziemi odkryto go stosunkowo późno. Wcześniej, dzięki zastosowaniu metod spektroskopowych, stwierdzono jego obecność na Słońcu.

Właściwości helu

Podobnie jak wszystkie helowce, w temperaturze pokojowej hel jest **gazem bezbarwnym** i **bezwonnym**. W silnym polu elektrycznym emituje światło.

Jądro atomu helu zawiera 2 protony i 2 neutrony. Poza jądrem atomowym znajdują się 2 elektrony. Ze względu na zapełnienie orbitalu 1*s* (a tym samym zapełnienie pierwszej powłoki elektronowej) **hel wykazuje bierność chemiczną i występuje w postaci pojedynczych atomów**.

Otrzymywanie helu

Hel otrzymuje się ze skroplonego powietrza metodą destylacji frakcyjnej. Gdy inne składniki powietrza w wyniku skroplenia stają się cieczami, hel pozostaje gazem, ponieważ ma bardzo niską temperaturę wrzenia (najniższą wśród gazów): ok. –268,9 °C (s. 370). Następnie oczyszcza się go, przepuszczając przez warstwę węgla aktywnego.

Na skalę przemysłową hel otrzymuje się ze skroplonego gazu ziemnego, który oprócz głównego składnika (metanu) zawiera pewne ilości helu i azotu.

18
1 $_2$He
hel
$1s^2$

Konfiguracja elektronowa atomu $_2$He:



$1s^2$

Zastosowania wodoru i helu

W przeszłości do napełniania balonów i sterowców wykorzystywano wodór, lecz z powodu ryzyka pożaru i wybuchu obecnie jest on zastępowany helem.



- medycyna
- przemysł chemiczny
- przemysł rakietowy
- motoryzacja

Wodór

Ciekły wodór jest składnikiem **paliwa rakietowego**. Jest źródłem energii w nowoczesnych pojazdach wyposażonych w ogniwa paliwowe. Stanowi też surowiec w syntezie amoniaku i chlorowodoru. Stosuje się go do wytwarzania wysokich temperatur w palnikach tlenowo-wodorowych (ok. 2500 °C).

Hel

Jest niepalny i ma bardzo małą gęstość, dlatego napełnia się nim **balony i sondy meteorologiczne**. Ze względu na niską temperaturę wrzenia oraz bierność chemiczną stosuje się go do wytwarzania niskich temperatur w procesach technologicznych i badaniach naukowych. Umożliwia on utrzymywanie obojętnej atmosfery w przyrządach i komorach badawczych. W medycynie mieszaninę helu z tlenem wykorzystuje się do leczenia astmy.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Wodór jest wykorzystywany jako surowiec, paliwo oraz magazyn energii. Zielony wodór, czyli wodór odnawialny, uzyskuje się w procesie elektrolizy wody. Ten proces zachodzi pod wpływem energii pochodzącej ze źródeł odnawialnych, np. energii słonecznej lub energii wiatru. Wytwarzanie i stosowanie zielonego wodoru nie przyczynia się do emisji tlenku węgla(IV) CO_2 do atmosfery.

Wyszukaj i zaprezentuj

W jakich gałęziach przemysłu jest wykorzystywany zielony wodór?

Ważne w temacie *Wodór i hel*

1. Zapisuję równania reakcji chemicznych otrzymywania wodoru różnymi metodami

Wodór otrzymuje się m.in. w reakcjach chemicznych:

- metalu bardziej aktywnego chemicznie od wodoru z kwasem

  $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$

- metalu 1. lub 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych, z wyjątkiem berylu, z wodą

  $2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$

- wodorku metalu 1. lub 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych z wodą

  $CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

- konwersji metanu

  $CH_4 + H_2O \overset{T,\ p,\ \text{kat.}}{\rightleftharpoons} CO + 3H_2\uparrow$

  $CH_4 + 2H_2O \overset{T}{\rightleftharpoons} CO_2 + 4H_2\uparrow$

  $CO + H_2O \overset{T}{\rightleftharpoons} CO_2 + H_2\uparrow$

- zgazowania węgla

  $C + H_2O \overset{T}{\rightleftharpoons} CO + H_2\uparrow$

- elektrolizy wody lub solanki (wodnego roztworu NaCl)
- krakingu węglowodorów

2. Zapisuję równania reakcji chemicznych wodoru z niemetalami

- $2H_2 + O_2 \xrightarrow{\text{iskra}} 2H_2O$
- $H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} 2HCl$
- $H_2 + Br_2 \xrightarrow{T,\ \text{kat.}} 2HBr$
- $3H_2 + N_2 \overset{T,\ p,\ \text{kat.}}{\rightleftharpoons} 2NH_3$
- $H_2 + S \xrightarrow{T} H_2S$

3. Wymieniam właściwości wodoru w temperaturze pokojowej

- gaz
- bezbarwny
- bezwonny
- słabo rozpuszczalny w wodzie
- łatwopalny
- tworzy z tlenem mieszaninę wybuchową

4. Wymieniam właściwości helu w temperaturze pokojowej

- gaz
- bezbarwny
- bezwonny
- bierny chemicznie

Wodór i hel

Gaz wodny ($CO + H_2$) – gaz wykorzystywany jako paliwo lub surowiec do wielu syntez.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Jedną z metod przemysłowego otrzymywania wodoru jest działanie parą wodną na rozżarzony koks.

a) **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**

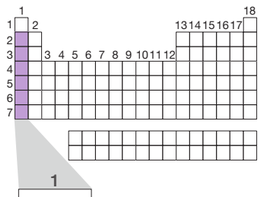
b) **Oblicz, ile metrów sześciennych gazu wodnego można otrzymać z 1 t koksu (warunki normalne).**

2. Wodór jest stosowany jako reduktor m.in. w reakcji chemicznej opisanej równaniem:
$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$.

a) **Określ stopnie utlenienia atomów wszystkich pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.**

b) **Oblicz, ile decymetrów sześciennych wodoru w warunkach normalnych potrzeba do zredukowania $3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku miedzi(II).**

18 Litowce



1 lit Li
11 sód Na
19 potas K
37 rubid Rb
55 cez Cs
87 frans Fr

Ważne w tym temacie:

- zapisywanie równań reakcji chemicznych chloru, bromu i siarki z metalami: Na i K
- zapisywanie równań reakcji chemicznych metali (Na i K) z wodą i kwasami nieutleniającymi
- analizowanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grupy 1.

Pierwiastki chemiczne bloku s
- Wodór i hel
- **Litowce**
- Berylowce
- Podobieństwa i różnice

Pierwsza grupa układu okresowego to **litowce**. Obejmuje ona pierwiastki chemiczne takie jak: lit Li, sód Na, potas K, rubid Rb, cez Cs i frans Fr. W płynach ustrojowych organizmów znajdują się jony sodu i potasu. Regulują one gospodarkę wodną, odpowiadają także za przewodzenie impulsów nerwowych.

Występowanie litowców w środowisku przyrodniczym

Ze względu na dużą aktywność chemiczną litowców występują one w środowisku przyrodniczym wyłącznie w postaci związków chemicznych – jako składniki skał i minerałów. Najbardziej rozpowszechnione są sód i potas (fot. 71.). Duże ilości chlorku sodu znajdują w morzach i oceanach. Pozostałe litowce spotyka się w środowisku przyrodniczym w ilościach śladowych.



Fot. 71. Wybrane litowce.

Właściwości litowców

Właściwości pierwiastków chemicznych
→ patrz s. 370

Litowce to **miękkie metale o małej gęstości**, **srebrzystobiałej barwie** i **niskich temperaturach topnienia**. Są **bardzo aktywne chemicznie**, dlatego muszą być przechowywane w nafcie lub oleju parafinowym.

Jony litowców **barwią płomień palnika**, co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych.

Barwy płomieni kationów litowców
→ patrz s. 242

Atomy litowców mają 1 elektron walencyjny ns^1 w stanie podstawowym. Im jest on bardziej oddalony od jądra atomowego, tym słabiej jest z nim związany i łatwiej ulega oderwaniu, ponieważ wartość energii jonizacji zmniejsza się wraz ze zwiększeniem się liczby atomowej litowca. Z atomu metalu powstaje wówczas kation, np.:

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$

Litowce mają **niską elektroujemność** i **niskie wartości energii jonizacji**. Atomy litowców w związkach chemicznych występują na **I stopniu utlenienia**.

Litowce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami.

1. Produktami reakcji chemicznych litowców z tlenem są **tlenki** (w przypadku litu), **nadtlenki** (w przypadku sodu) lub **ponadtlenki** (w przypadku pozostałych litowców), np.:

$$\underset{\text{lit}}{4Li} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek litu}}{2Li_2O}$$

W kryształach nadtlenków występuje **jon nadtlenkowy O_2^{2-}**, a w sieci krystalicznej ponadtlenków – **jon ponadtlenkowy O_2^-**:

jon nadtlenkowy: O_2^{2-}
jon ponadtlenkowy: O_2^-

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{nadtlenek sodu}}{Na_2O_2}$$

$$\underset{\text{potas}}{K} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{ponadtlenek potasu}}{KO_2}$$

2. Produktami reakcji chemicznych z wodorem są **wodorki**, a z siarką – **siarczki** i wodorosiarczki. W reakcjach chemicznych litowców z azotem powstają **azotki**, a z fluorowcami – **halogenki**, np.:

$$\underset{\text{potas}}{2K} + \underset{\text{wodór}}{H_2} \longrightarrow \underset{\text{wodorek potasu}}{2KH}$$

$$\underset{\text{lit}}{6Li} + \underset{\text{azot}}{N_2} \longrightarrow \underset{\text{azotek litu}}{2Li_3N}$$

$$\underset{\text{potas}}{2K} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2KCl}$$

3. Produktami reakcji chemicznych litowców z wodą są **wodorotlenki** oraz wodór, np.:

$$\underset{\text{potas}}{2K} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2KOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Przebieg reakcji chemicznej jest gwałtowny (fot. 72.).

4. Litowce wypierają wodór z kwasów, tworząc **sole**, np.:

$$\underset{\text{potas}}{2K} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2KCl} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$



Fot. 72. Reakcja rubidu z wodą w obecności roztworu fenoloftaleiny.

1
3 0,9 11Na sód [Ne] 3s¹

Konfiguracja elektronowa atomu $_{11}Na$:

[Ne] ↑ $3s^1$

Sód $_{11}Na$ i jego związki chemiczne

Podobnie jak inne metale sód ma budowę krystaliczną. W jego sieci krystalicznej znajdują się jony Na^+, między którymi porusza się chmura elektronów. W metalach i stopach występuje wiązanie metaliczne. Dzięki temu sód wykazuje wysokie przewodnictwo elektryczne i cieplne.

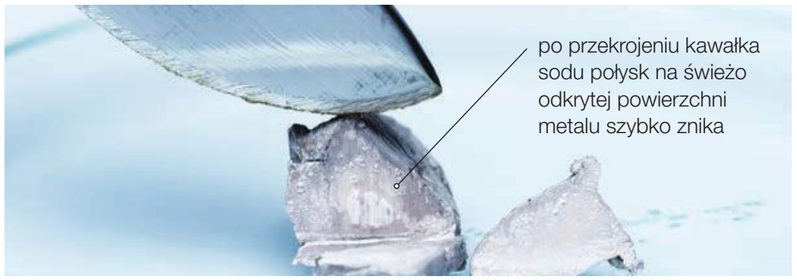
Doświadczenie 29. Na

Badanie właściwości sodu

! Nie dotykaj sodu metalicznego gołymi dłońmi.

Odczynniki: sód.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: szczypce, bibuła, szkiełko zegarkowe lub szalka Petriego, nóż.
Instrukcja: Wyjmij szczypcami kawałek sodu ze słoika i połóż na bibule umieszczonej na szkiełku zegarkowym lub szalce Petriego. Ostrożnie odkrój nożem kawałek sodu.

Obserwacje: Sód jest metalem (fot. 73.) o srebrzystej barwie i metalicznym połysku. Jest bardzo miękki. Po przekrojeniu metaliczny połysk szybko znika.



Fot. 73. Ze względu na dużą aktywność chemiczną sód należy przechowywać w nafcie. Chroni go ona przed dostępem powietrza i wilgoci.

Wniosek: Zachodzi reakcja utleniania sodu tlenem z powietrza. Powstaje nadtlenek sodu.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{nadtlenek sodu}}{Na_2O_2}$$

W nadtlenku sodu, podobnie jak w nadtlenku wodoru, atomy tlenu są połączone ze sobą i tworzą tzw. mostek tlenowy. Wzór strukturalny takiego połączenia w nadtlenku sodu przedstawia się następująco: $Na^+O^-—O^-Na^+$.

Mostek tlenowy, jako wiązanie nietrwałe, łatwo odszczepia tlen, co decyduje o utleniających właściwościach nadtlenku sodu. Powstający w tej reakcji chemicznej tlenek sodu Na_2O ma bardzo silne właściwości zasadowe.

Metaliczny sód reaguje też z wodą, wypierając z niej wodór:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Wodorotlenek sodu – produkt tej reakcji chemicznej, nazywany także sodą kaustyczną lub ługiem sodowym – jest jednym z najczęściej stosowanych związków chemicznych tego metalu.

Wodorotlenek sodu reaguje z kwasami oraz tlenkami kwasowymi, np.:

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{sodu}}}{NaOH} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Sód łatwo reaguje z niemetalami:

- z wodorem tworzy bardzo reaktywny **wodorek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{wodór}}{H_2} \longrightarrow \underset{\text{wodorek sodu}}{2NaH}$$

- z gazowym chlorem – **chlorek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

- z siarką – **siarczek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{siarka}}{S} \longrightarrow \underset{\text{siarczek sodu}}{Na_2S}$$

Zmiana właściwości litowców i ich związków w grupie

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej zwiększa się aktywność chemiczna litowców (rys. 43.).

Tlenki litowców mają charakter silnie zasadowy. W reakcji z wodą tworzą **mocne zasady**, np.:

$$\underset{\text{tlenek potasu}}{K_2O} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2KOH}$$

Charakter zasadowy tlenków i moc zasad wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej litowca. **Najmocniejszą ze znanych zasad** (spośród wodorotlenków metali) **jest wodorotlenek cezu CsOH.**



Rys. 43. Zmiana właściwości litowców i ich związków w grupie.

Zastosowania litowców

Najbardziej rozpowszechnionymi litowcami są sód i potas. Ich wodorotlenki są często stosowane jako odczynniki w laboratoriach chemicznych.

przemysł i technika · geologia · przemysł chemiczny · baterie



Lit

Wykorzystuje się go w bateriach litowych i jodowo-litowych, stanowiących źródło zasilania m.in. **kardiostymulatorów** – urządzeń wytwarzających bodźce elektryczne pobudzające mięsień sercowy.

Sód

W **lampach sodowych**, które oświetlają ulice, pod wpływem wyładowań elektrycznych metaliczny sód przechodzi w pary sodu. Wyładowania elektryczne pobudzają pary do świecenia. Zaletą takiego światła jest duża jasność, widoczna nawet we mgle, a wadą – zafałszowywanie kolorów otoczenia (głównie zieleni).

Potas

Stosuje się go do **określania wieku skał wulkanicznych**.

Cez

Jest **katalizatorem** wielu reakcji polimeryzacji i spalania.

Rubid

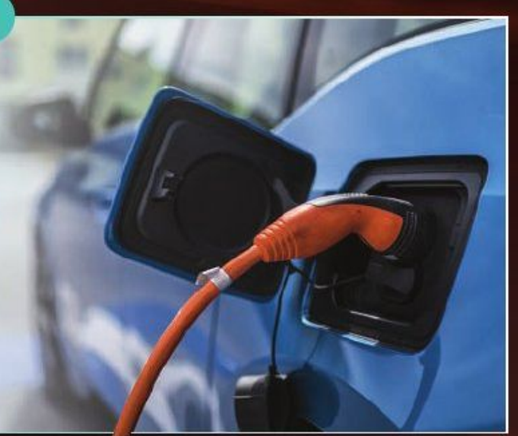
Pokrywa się nim **wnętrze fotokomórek** oraz dodaje się go do niektórych gatunków szkieł.

Frans

Jest bardzo nietrwałym pierwiastkiem chemicznym, dlatego wykorzystuje się go jedynie do **celów badawczych**.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

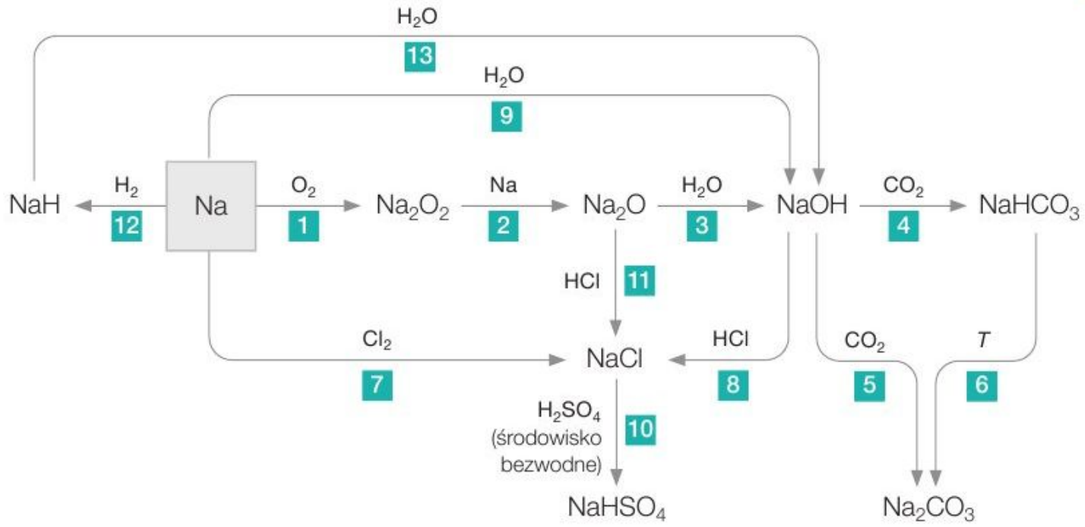
Lit jest wykorzystywany do produkcji akumulatorów litowo-jonowych. Jest metalem o najmniejszej masie atomowej, dzięki czemu masa akumulatorów litowo-jonowych również jest niewielka. Innymi zaletami takich akumulatorów są ich trwałość, długi czas użytkowania i możliwość recyklingu.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są zalety akumulatorów litowo-jonowych stosowanych w samochodach elektrycznych?

Ciągi przemian chemicznych – sód



Równania reakcji chemicznych:

1. $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$ (sód, tlen, nadtlenek sodu)
2. $Na_2O_2 + 2Na \longrightarrow 2Na_2O$ (nadtlenek sodu, sód, tlenek sodu)
3. $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$ (tlenek sodu, woda, wodorotlenek sodu)
4. $NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$ (wodorotlenek sodu, tlenek węgla(IV), wodorowęglan sodu)
5. $2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$ (wodorotlenek sodu, tlenek węgla(IV), węglan sodu, woda)
6. $2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$ (wodorowęglan sodu, węglan sodu, woda, tlenek węgla(IV))
7. $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ (sód, chlor, chlorek sodu)
8. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$ (wodorotlenek sodu, kwas chlorowodorowy, chlorek sodu, woda)
9. $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$ (sód, woda, wodorotlenek sodu, wodór)
10. $NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$ (chlorek sodu, kwas siarkowy(VI), wodorosiarczan(VI) sodu, kwas chlorowodorowy)
11. $Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$ (tlenek sodu, kwas chlorowodorowy, chlorek sodu, woda)
12. $2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$ (sód, wodór, wodorek sodu)
13. $NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$ (wodorek sodu, woda, wodorotlenek sodu, wodór)

Ważne w temacie *Litowce*

Litowce

1. Wymieniam wybrane właściwości litowców

- metale
- miękkie
- srebrzystobiałe
- mają niskie temperatury topnienia
- mają małą gęstość
- są bardzo reaktywne

2. Opisuję, jak zmieniają się właściwości litowców w grupie

W grupie litowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej wzrasta aktywność chemiczna danego litowca, charakter zasadowy jego tlenków oraz moc zasad.

numer okresu	aktywność chemiczna	charakter zasadowy tlenku	moc zasad
2	$_{3}Li$	Li_2O	LiOH
3	$_{11}Na$	Na_2O	NaOH
4	$_{19}K$	K_2O	KOH
5	$_{37}Rb$	Rb_2O	RbOH
6	$_{55}Cs$		CsOH
7	$_{87}Fr$		

zwiększa się ↓

3. Zapisuję równania reakcji litowców z tlenem, wodą, kwasami i niemetalami

- Litowce reagują z tlenem, tworząc tlenki, nadtlenki i ponadtlenki
  $4Li + O_2 \longrightarrow 2Li_2O$
  $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$
  $K + O_2 \longrightarrow KO_2$
- Litowce reagują z wodą, tworząc wodorotlenki i wodór
  $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$
- Litowce reagują z kwasami, tworząc sole i wodór
  $2K + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2\uparrow$
- Litowce reagują z niemetalami, tworząc sole kwasów beztlenowych, oraz z wodorem, tworząc wodorki, a także z azotem, tworząc azotki
  $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$
  $2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$

4. Wymieniam właściwości litowców odczytane z ich konfiguracji elektronowej oraz położenia w układzie okresowym

Atomy litowców w stanie podstawowym:

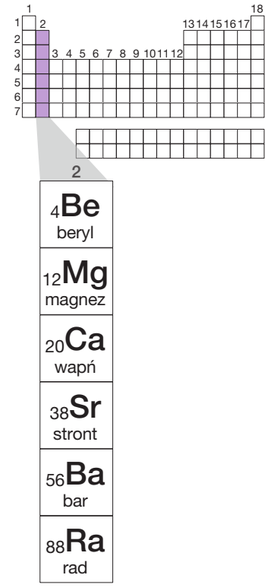
- mają jeden elektron walencyjny (ns^1),
- w związkach chemicznych występują na I stopniu utlenienia,
- wykazują tendencję do oddawania jednego elektronu – tworzą jednododatnie jony (kationy),
- mają niską elektroujemność,
- mają niskie wartości energii jonizacji.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 233) **i wykonaj polecenia** (a–e).
   a) Wskaż numery równań reakcji chemicznych przedstawiających reakcje utleniania-redukcji.
   b) Podaj numery reakcji chemicznych, za pomocą których można wykazać zasadowe właściwości tlenku sodu.
   c) Określ odczyn wodnych roztworów związków sodu otrzymanych w reakcjach chemicznych oznaczonych numerami 3, 4, 7.
   d) Wskaż wzory związków chemicznych, których wodne roztwory mają pH > 7.
   e) Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznej oznaczone numerami 5 i 8.

19 Berylowce



Ważne w tym temacie:

- zapisywanie równań reakcji chemicznych chloru, bromu i siarki z metalami: Mg, Ca
- zapisywanie równań reakcji chemicznych metali (Ca i Mg) z wodą i kwasami
- analizowanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grupy 2.

Pierwiastki chemiczne bloku *s*
- Wodór i hel
- Litowce
- **Berylowce**
- Podobieństwa i różnice

Berylowce, czyli pierwiastki chemiczne 2. grupy układu okresowego, to: beryl Be, magnez Mg, wapń Ca, stront Sr, bar Ba i rad Ra (fot. 74.). Magnez jest czynnikiem regulującym procesy enzymatyczne, uczestniczy także w przenoszeniu impulsów nerwowych. Jest też jednym ze składników chlorofilu – zielonego barwnika w liściach i łodygach roślin. Z kolei wapń jest głównym składnikiem kości, dzięki któremu są one twarde.



Fot. 74. Wybrane berylowce.

Występowanie berylowców w środowisku przyrodniczym

Berylowce występują w środowisku przyrodniczym wyłącznie w postaci związków chemicznych – jako składniki skał i minerałów. Magnez i wapń znajdują się wśród dziesięciu pierwiastków chemicznych najbardziej rozpowszechnionych w skorupie ziemskiej. Wapń nie występuje w stanie wolnym, ale jest składnikiem wielu skał i minerałów (kredy, wapienia, gipsu, marmuru i glinokrzemianów).

Twarda woda zawiera jony soli różnych metali, zwłaszcza wapnia i magnezu, np.: wodorowęglany, chlorki, siarczany(VI). Wodorowęglany wapnia i magnezu rozpuszczalne w wodzie podczas jej gotowania tworzą trudno rozpuszczalny osad – tzw. **kamień kotłowy**. Stront i bar występują w postaci węglanów i siarczanów, a związki radu towarzyszą złożom uranu.

Właściwości berylowców

Berylowce to **srebrzystobiałe metale o małej twardości**, **niskich temperaturach topnienia** (wyższych jednak niż temperatury topnienia litowców) oraz **małej gęstości**. Kationy niektórych berylowców **barwią płomień na charakterystyczny kolor** (fot. 77., s. 242), co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych.

Właściwości pierwiastków chemicznych → patrz s. 370

Berylowce są aktywne chemicznie, jednak mniej aktywne od litowców. Atomy berylowców mają 2 elektrony walencyjne ns^2. W wyniku ich oddawania łatwo tworzą kationy, np.:

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$

Berylowce mają **niską elektroujemność** i **niskie wartości energii jonizacji**. Atomy berylowców w związkach chemicznych występują na **II stopniu utlenienia**.

Berylowce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami, a beryl również ze stężonymi zasadami.

1. Produktami reakcji chemicznych berylowców z tlenem są **tlenki**:

$$\underset{\text{magnez}}{2Mg} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek magnezu}}{2MgO}$$

2. Produktami reakcji chemicznych berylowców z wodorem są **wodorki** (wyjątek stanowią beryl i magnez, które nie reagują z nim bezpośrednio).

3. Berylowce reagują też z siarką, fluorowcami i azotem, tworząc najczęściej związki jonowe, np.:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{siarka}}{S} \longrightarrow \underset{\text{siarczek magnezu}}{MgS}$$

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2}$$

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \longrightarrow \underset{\text{bromek magnezu}}{MgBr_2}$$

4. Produktami reakcji chemicznych berylowców z wodą są **wodorotlenki** oraz wodór (beryl i magnez reagują z wodą w wysokiej temperaturze), np.:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \xrightarrow{T} \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

5. Produktami reakcji chemicznych berylowców z kwasami są **sole** (berylowce wypierają wodór z kwasów), np.:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Właściwości chemiczne berylu i jego związków chemicznych

Beryl reaguje ze stężonymi zasadami. Produktami takiej reakcji chemicznej są sole oraz wodór.

$$\underset{\text{beryl}}{Be} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoberylan sodu}}{Na_2[Be(OH)_4]} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Tlenek berylu jest związkiem amfoterycznym. W reakcji chemicznej **z kwasami tworzy sole**, w których **beryl jest kationem**:

$$\underset{\text{tlenek berylu}}{BeO} + \underset{\text{jony oksoniowe}}{2H_3O^+} \longrightarrow \underset{\text{kation berylu}}{Be^{2+}} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

Z kolei w reakcjach chemicznych **z zasadami tworzy sole**, w których **beryl wchodzi w skład anionu**:

$$\underset{\text{tlenek berylu}}{BeO} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2OH^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon tetrahydroksoberylanowy}}{[Be(OH)_4]^{2-}}$$

Tlenek berylu, w odróżnieniu od tlenków innych berylowców, nie reaguje z wodą.

Związki koordynacyjne berylowców

Tetrahydroksoberylan sodu $Na_2[Be(OH)_4]$ należy do **związków koordynacyjnych**, nazywanych także **związkami kompleksowymi** lub **kompleksami**. Są to związki chemiczne, których cząsteczki lub jony składają się z kilku atomów, jonów bądź cząsteczek otaczających jeden atom lub jon.

Atom albo jon przyłączający cząsteczki wiązaniami koordynacyjnymi nosi nazwę **atomu lub jonu centralnego**, a cząsteczki lub jony z nim związane to **ligandy**. Liczbę ligandów połączonych z atomem centralnych nazywa się **liczbą koordynacyjną**.

Największą tendencję do tworzenia związków koordynacyjnych spośród berylowców wykazuje beryl. Jon Be^{2+}, ze względu na mały rozmiar, łatwo przyjmuje pary elektronowe ligandów. W jonie $[Be(OH)_4]^{2-}$ jonem centralnym jest Be^{2+}, a ligandami są jony OH^-. Liczba koordynacyjna wynosi 4.

Związki koordynacyjne – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jonem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

Wapń i jego związki chemiczne

Wapń, tak jak inne metale, jest dobrym przewodnikiem elektryczności. Jako metal aktywny chemicznie łatwo łączy się z wodą i tlenem z powietrza, dlatego przechowuje się go w nafcie (fot. 75.). Jest srebrzystoszarym, kruchym i dość twardym metalem. Jego świeżo odkryta **powierzchnia** jest błyszcząca, jednak **matowieje pod wpływem powietrza**. Powstają wówczas warstwy tlenku oraz azotku wapnia:

$$\underset{\text{wapń}}{2Ca} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek wapnia}}{2CaO}$$

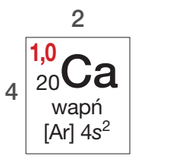
$$\underset{\text{wapń}}{3Ca} + \underset{\text{azot}}{N_2} \longrightarrow \underset{\text{azotek wapnia}}{Ca_3N_2}$$

Produkty tych reakcji chemicznych zapobiegają dalszym procesom utleniania powierzchni wapnia. Proces ten nosi nazwę **pasywacji**.

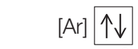
Wapń reaguje z wodą, jednak znacznie wolniej niż sód. Powstaje wodny roztwór wodorotlenku o odczynie zasadowym, o czym świadczy różowoczerwona (malinowa) barwa fenoloftaleiny:

$$\underset{\text{wapń}}{Ca} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Nasycony roztwór wodorotlenku wapnia to **woda wapienna**, która **służy do wykrywania tlenku węgla(IV)**.



Konfiguracja elektronowa atomu $_{20}Ca$:





Fot. 75. Wapń, podobnie jak sód i potas, należy chronić przed wpływem czynników zewnętrznych.

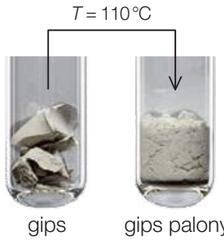
Pasywacja – tworzenie się na powierzchni niektórych metali warstwy jego związku chemicznego, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze ulegają rozkładowi. Główny składnik wapienia – węglan wapnia $CaCO_3$ – rozkłada się wówczas na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV):

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\substack{\text{tlenek wapnia}\\\text{(wapno palone)}}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2}$$

Powstały tlenek wapnia CaO może reagować z wodą. Reakcję tę nazywamy **gaszeniem wapna palonego**. Powstaje wówczas $Ca(OH)_2$, czyli **wapno gaszone**:

$$\underset{\substack{\text{tlenek wapnia}\\\text{(wapno palone)}}}{CaO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek wapnia}\\\text{(wapno gaszone)}}}{Ca(OH)_2}$$



Fot. 76. Gips po wyprażeniu zmienia się w biały proszek.

Z kolei składnikiem **skał gipsowych** jest siarczan(VI) wapnia $CaSO_4$. W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest **gips** – minerał o wzorze $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – otrzymuje się **gips palony** $2CaSO_4 \cdot H_2O$ (fot. 76.) lub **gips bezwodny** $CaSO_4$.

$$\underset{\substack{\text{siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)}\\\text{(gips)}}}{2(CaSO_4 \cdot 2H_2O)} \xrightarrow{T = 110\ ^\circ C} \underset{\substack{\text{siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)}\\\text{(gips palony)}}}{2CaSO_4 \cdot H_2O} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

Po zmieszaniu **gipsu palonego** z wodą powstaje **zaprawa gipsowa**, która jest wykorzystywana do szpachlowania i wygładzania ścian:

$$\underset{\text{gips palony}}{2CaSO_4 \cdot H_2O} + \underset{\text{woda}}{3H_2O} \longrightarrow \underset{\text{gips}}{2(CaSO_4 \cdot 2H_2O)}$$

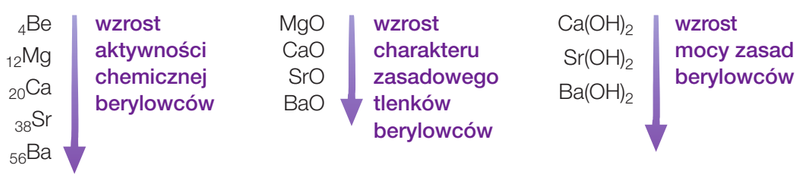
Zmiana właściwości berylowców i ich związków w grupie

Aktywność chemiczna berylowców (rys. 44.) zwiększa się wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej.

Tlenki berylowców mają charakter zasadowy. Wyjątkiem jest tlenek berylu, który jest związkiem amfoterycznym. Tlenki berylowców, z wyłączeniem tlenku berylu, w reakcji chemicznej z wodą tworzą **wodorotlenki**, np.:

$$\underset{\text{tlenek magnezu}}{MgO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2}$$

Charakter zasadowy tlenków i moc zasad wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej znajdującego się w nich berylowca.



Rys. 44. Zmiana właściwości berylowców i ich związków w grupie.

Zastosowania berylowców

Jednym z berylowców jest wapń. Jego wodorotlenek ma wiele zastosowań. Jest wykorzystywany m.in. do produkcji nawozów oraz w budownictwie, jako składnik zaprawy murarskiej.

budownictwo

medycyna

przemysł petrochemiczny

przemysł metalurgiczny

Beryl

Przepuszcza promienie *X*, dlatego wykonuje się z niego **okienka lamp rentgenowskich**.

Magnez

Stosuje się go najczęściej jako **składnik lekkich stopów**, z których są produkowane m.in. ramy rowerowe.

Wapń

Jego związki są stosowane do **odsiarczania** oraz osuszania **złóż metali** i **ropy naftowej**.



Bar

Pełni **funkcję pochłaniacza gazów**, który umieszcza się we wnętrzu przyrządów próżniowych, np. **lampy elektronowej**. Dzięki barowi można utrzymać w danym przyrządzie próżnię.

Stront

Jego związki chemiczne są używane do produkcji **rakiet sygnalizacyjnych**, ponieważ emitują jasny czerwony kolor, który jest dobrze widoczny z dużych odległości i w różnych warunkach atmosferycznych.

Rad

Wykorzystywano go w leczeniu nowotworów i do produkcji farb luminescencyjnych. Obecnie rad **nie jest** już **stosowany** ze względu na dużą radioaktywność.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

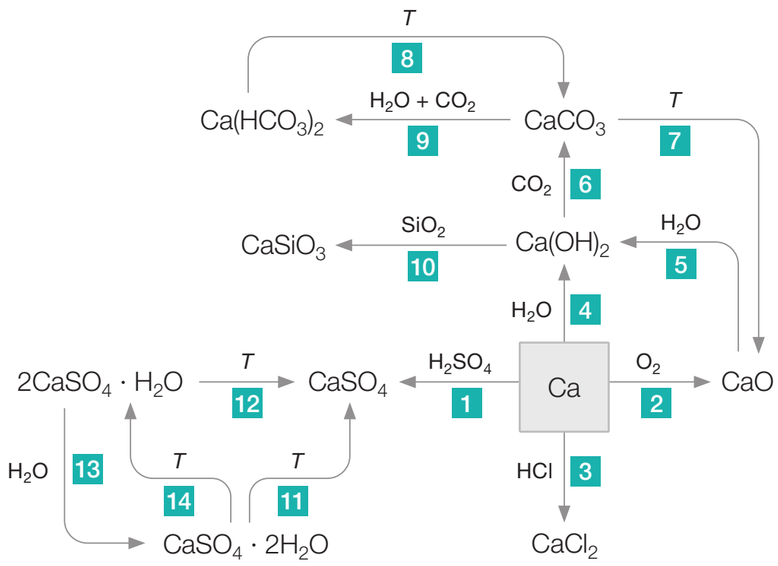
Wapń występujący w postaci tlenku lub węglanu (tzw. wapno) jest wykorzystywany w rolnictwie do poprawienia jakości gleby. Celem wapnowania gleby jest jej odkwaszenie. To dzięki zmianie odczynu gleby zwiększa się wydajność upraw. Stosowanie wapna zmniejsza potrzebę używania nawozów sztucznych.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jak związki wapnia wpływają na spulchnianie gleby?

Ciągi przemian chemicznych – wapń



Równania reakcji chemicznych:

1. $Ca + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$
   wapń; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) wapnia; wodór
2. $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$
   wapń; tlen; tlenek wapnia
3. $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$
   wapń; kwas chlorowodorowy; chlorek wapnia; wodór
4. $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
   wapń; woda; wodorotlenek wapnia; wodór
5. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
   tlenek wapnia; woda; wodorotlenek wapnia
6. $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
   wodorotlenek wapnia; tlenek węgla(IV); węglan wapnia; woda
7. $CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2\uparrow$
   węglan wapnia; tlenek wapnia; tlenek węgla(IV)
8. $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{T} CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$
   wodorowęglan wapnia; węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV)
9. $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
   węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan wapnia
10. $Ca(OH)_2 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3\downarrow + H_2O$
    wodorotlenek wapnia; tlenek krzemu(IV); krzemian(IV) wapnia; woda
11. $CaSO_4 \cdot 2H_2O \xrightarrow{T} CaSO_4 + 2H_2O$
    siarczan(VI) wapnia–woda(1/2); siarczan(VI) wapnia; woda
12. $2CaSO_4 \cdot H_2O \xrightarrow{T} 2CaSO_4 + H_2O$
    siarczan(VI) wapnia–woda(2/1); siarczan(VI) wapnia; woda
13. $2CaSO_4 \cdot H_2O + 3H_2O \longrightarrow 2(CaSO_4 \cdot 2H_2O)$
    siarczan(VI) wapnia–woda(2/1); woda; siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)
14. $2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \xrightarrow{T} 2CaSO_4 \cdot H_2O + 3H_2O$
    siarczan(VI) wapnia–woda(1/2); siarczan(VI) wapnia–woda(2/1); woda

Ważne w temacie *Berylowce*

Berylowce

1. Wymieniam wybrane właściwości berylowców

- metale
- srebrzystobiałe
- mają małą twardość
- mają małą gęstość
- mają niskie temperatury topnienia

2. Opisuję, jak zmieniają się właściwości berylowców w obrębie grupy

W grupie berylowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej zwiększa się aktywność chemiczna berylowców, charakter zasadowy ich tlenków oraz moc zasad.

numer okresu	aktywność chemiczna	charakter zasadowy tlenku	moc zasad
2	$_4Be$	MgO	$Ca(OH)_2$
3	$_{12}Mg$	CaO	$Sr(OH)_2$
4	$_{20}Ca$	SrO	$Ba(OH)_2$
5	$_{38}Sr$	BaO	
6	$_{56}Ba$		
7			

zwiększa się ↓

3. Wymieniam właściwości berylowców odczytane z ich konfiguracji elektronowej oraz ich położenia w układzie okresowym

Atomy berylowców w stanie podstawowym:

- mają dwa elektrony walencyjne (ns^2),
- w związkach chemicznych występują na II stopniu utlenienia,
- wykazują tendencję do oddawania dwóch elektronów – tworzą dwudodatnie jony (kationy),
- mają niskie wartości elektroujemności,
- mają niskie wartości energii jonizacji.

4. Zapisuję równania reakcji berylowców z tlenem, wodą i kwasami

- Berylowce reagują z tlenem, tworząc tlenki
  $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
- Berylowce reagują z fluorowcami i siarką, tworząc związki jonowe
  $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$
  $Mg + S \longrightarrow MgS$
- Berylowce reagują z wodą, tworząc wodorotlenki i wodór
  $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
- Berylowce reagują z kwasami, tworząc sole i wodór
  $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

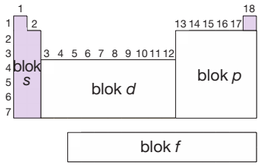
Związki koordynacyjne – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jonem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

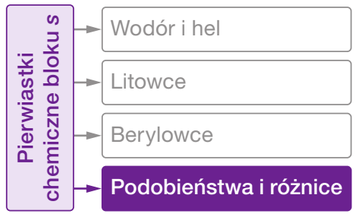
1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 240 i 241) **i wykonaj polecenia** (a–d)**.**
   a) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, podczas których atom wapnia zmienia stopień utlenienia.
   b) Ustal, które reakcje chemiczne świadczą o tym, że wapń ma niższy potencjał standardowy redukcji od wodoru.
   c) Wskaż wzory bezwodnych soli wapnia dobrze rozpuszczalnych w wodzie, określ odczyn ich wodnych roztworów i napisz równania dysocjacji elektrolitycznej tych soli.
   d) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 3.

20 Blok *s* – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw i różnic we właściwościach pierwiastków chemicznych bloku *s* w grupach i okresach układu okresowego
- analizowanie i porównywanie właściwości fizycznych i chemicznych metali grup 1. i 2. układu okresowego



Blok *s* tworzą pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego oraz hel.

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *s* wykazują podobieństwo struktury elektronowej powłoki walencyjnej ***ns*** – ns^1 lub ns^2.

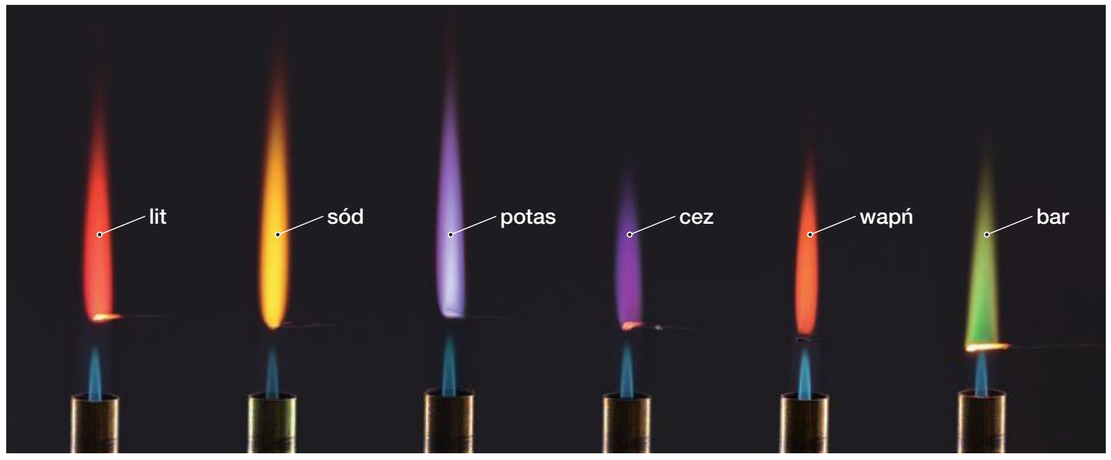
Właściwości pierwiastków chemicznych bloku *s*

Wodór i hel, należące do pierwiastków chemicznych bloku *s*, są niemetalami (gazami), które różnią się właściwościami od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. Mają jednak podobną konfigurację elektronową powłoki walencyjnej, co jest przyczyną umieszczenia ich w bloku *s*.

metale lekkie
$d < 4{,}5 \frac{g}{cm^3}$

metale ciężkie
$d > 4{,}5 \frac{g}{cm^3}$

Litowce i berylowce są **srebrzystobiałymi, łatwo topliwymi metalami o małej gęstości** – stąd ich potoczna nazwa: **metale lekkie**. Łatwo wyparowują w płomieniu palnika, a ich pary **barwią płomień na charakterystyczny kolor**, co wykorzystuje się do ich wykrywania (fot. 77.).



Fot. 77. Barwy płomieni kationów litowców i berylowców.

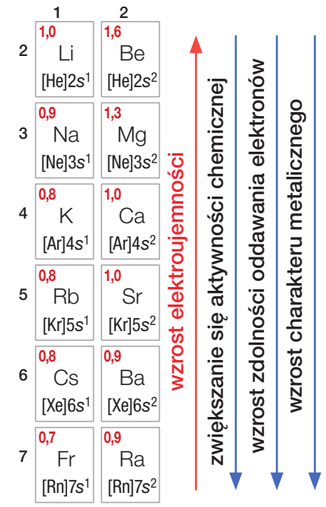
Litowce i berylowce w reakcjach chemicznych **tworzą jony dodatnie** w wyniku oddania jednego (litowce) lub dwóch (berylowce) elektronów walencyjnych. Metale bloku *s* są pierwiastkami elektrododatnimi, czyli charakteryzują się **niską elektroujemnością**. Najniższą elektroujemność wśród wszystkich pierwiastków chemicznych (0,7 w skali Paulinga) ma frans.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków chemicznych bloku *s* w grupach maleje ich elektroujemność, a zwiększają się charakter metaliczny oraz aktywność chemiczna (rys. 45.).

Atomy i jony berylowców mają mniejsze rozmiary niż atomy i jony litowców należących do tego samego okresu. Berylowce są także mniej aktywne chemicznie od litowców. Berylowce z kolei mają większą gęstość i twardość oraz wyższe temperatury topnienia i energie jonizacji niż litowce należące do tego samego okresu układu okresowego.

W wyniku reakcji chemicznych litowców i berylowców z tlenem powstają tlenki i nadtlenki o charakterze zasadowym (z wyjątkiem BeO, który jest amfoteryczny).

W reakcjach chemicznych litowców i berylowców (z wyjątkiem Be) z wodą powstają wodorotlenki i wodór, a z kwasami – sole i wodór. Pierwiastki chemiczne bloku *s* reagują też z niemetalami.



Rys. 45. Zmiany właściwości chemicznych litowców i berylowców.

Ważne w temacie *Blok s – podsumowanie*

1. Wymieniam wspólne właściwości metali z grupy 1. i 2. z układu okresowego

- Są srebrzystobiałymi i łatwo topliwymi metalami o małej gęstości.
- Łatwo wyparowują w płomieniu palnika, a ich pary barwią płomień na charakterystyczny kolor.
- Tworzą jony dodatnie w wyniku oddania elektronów walencyjnych.
- Są pierwiastkami elektrododatnimi, czyli charakteryzują się niską elektroujemnością.
- Zwiększanie się liczby atomowej pierwiastków chemicznych bloku *s* powoduje, że w grupach zmniejsza się ich elektroujemność, a zwiększają się ich charakter metaliczny oraz aktywność chemiczna.

Blok *s* – podsumowanie

2. Porównuję wybrane właściwości metali grup 1. i 2. układu okresowego należących do tego samego okresu

- rozmiary atomów i jonów $r_{litowca} > r_{berylowca}$
- gęstość i twardość $d_{litowca} < d_{berylowca}$
- energia jonizacji $E_{litowca} < E_{berylowca}$
- temperatury topnienia $T_{top.litowca} < T_{top.berylowca}$
- aktywność chemiczna $a_{litowce} > a_{berylowca}$

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Poniższy schemat ilustruje cykl przemian, jakim ulega pierwiastek chemiczny bloku *s*. Produkt końcowy nie rozpuszcza się w wodzie.

$$A \xrightarrow[1]{O_2} B \xrightarrow[2]{H_2O} C \xrightarrow[3]{CO_2} D$$

a) **Wybierz symbole lub wzory chemiczne, które należy wpisać w miejsce liter *A, B, C, D*.**

K	K_2O	KOH	Ca	$Fe(OH)_2$
Fe	Li	Li_2O	K_2CO_3	$FeCO_3$
LiOH	$Al_2(CO_3)_3$	CaO	Al_2O_3	Li_2CO_3
$CaCO_3$	$Al(OH)_3$	$Ca(OH)_2$	FeO	

b) **Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1, 2 i 3.**

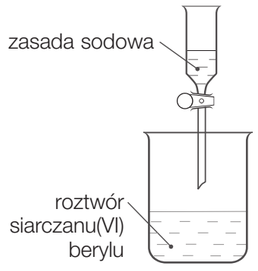
2. **Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej, w której:**
a) atomy wapnia przekształcają się w jony wapnia, tworząc sól,
b) atomy cezu przekształcają się w jony cezu, tworząc tlenek,
c) atomy baru przekształcają się w jony baru, tworząc wodorotlenek.

3. Tlenek pewnego jednowartościowego pierwiastka chemicznego bloku *s* reaguje z wodą, tworząc związek chemiczny, którego wodny roztwór barwi fenoloftaleinę na różowoczerwono (malinowo). Tlenek ten zawiera ok. 17 % masowych tlenu. **Podaj jego wzór sumaryczny.**

4. Pewien berylowiec tworzy tlenek reagujący z wodą. Otrzymany roztwór barwi uniwersalny papierek wskaźnikowy na niebiesko. Masa cząsteczkowa tego tlenku wynosi 153 u. **Podaj wzór sumaryczny tego tlenku.**

5. **Zaprojektuj doświadczenie pozwalające ustalić charakter chemiczny tlenku berylu.**
a) **Dobierz odpowiednie odczynniki.**
b) **Narysuj schemat doświadczenia.**
c) **Podaj przewidywane obserwacje.**
d) **Sformułuj wniosek.**
e) **Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji chemicznych.**

6. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano, że w trakcie przeprowadzanego doświadczenia wydzielił się osad, który w wyniku dodawania kolejnych porcji zasady sodowej rozpuścił się. Na podstawie tej obserwacji postawiono następującą hipotezę: *Nadmiar jonów OH^- spowodował rozpuszczenie stałego Na_2SO_4*. **Oceń, czy postawiona hipoteza jest poprawna, czy błędna. Uzasadnij odpowiedź.**



7. W celu porównania właściwości fizycznych i chemicznych wybranych metali 1. i 2. grupy układu okresowego: Ca, K i Mg uczniowie wykonali doświadczenia chemiczne. **Dopasuj obserwacje i wnioski uczniów** (a–e) **do symbolu metalu.**
a) Kawałek metalu wyjęty z nafty jest miękki; można go kroić nożem.
b) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody nie reaguje z nią; reakcja chemiczna zachodzi dopiero po podgrzaniu wody do temperatury wrzenia.
c) Kawałek metalu wrzucony do wody unosi się na jej powierzchni, reaguje z nią z wydzieleniem palnego gazu i dużej ilości energii.
d) Produktem gazowym reakcji chemicznej jest wodór.
e) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody reaguje z nią; wydziela się gaz; w czasie doświadczenia chemicznego roztwór mętnieje.

Podsumowanie

Porównanie wybranych właściwości metali grup 1. i 2. układu okresowego i ich związków chemicznych

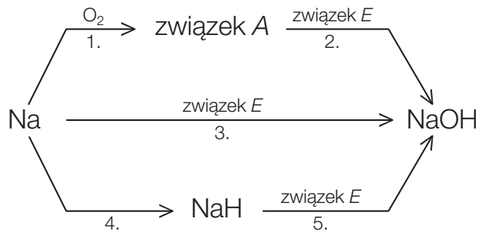
Symbol i nazwa		Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny	
				tlenków $E_2^nO_n^{II}$	wodorotlenków $M^n(OH)_n^I$
wzrost elektroujemności, zmniejszanie się aktywności chemicznej ↓	K potas	*s* [Ar] $4s^1$	I	K_2O – zasadowy $K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$	KOH – zasadowy
	Na sód	*s* [Ne] $3s^1$	I	Na_2O – zasadowy $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$	NaOH – zasadowy
	Ca wapń	*s* [Ar] $4s^2$	II	CaO – zasadowy $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$	$Ca(OH)_2$ – zasadowy
	Mg magnez	*s* [Ne] $3s^2$	II	MgO – zasadowy $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$	$Mg(OH)_2$ – zasadowy

Równania reakcji chemicznych metali grup 1. i 2. układu okresowego

Symbol i nazwa		Reakcje metali		
		z niemetalami	z wodą	z kwasami
wzrost elektroujemności, zmniejszanie się aktywności chemicznej ↓	K potas	$K + O_2 \longrightarrow KO_2$ $2K + H_2 \longrightarrow 2KH$ $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ $2K + S \longrightarrow K_2S$	$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$	$2K + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2\uparrow$
	Na sód	$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$ $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ $2Na + S \longrightarrow Na_2S$	$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$	$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$
	Ca wapń	$2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$ $Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$ $Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$	$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$	$Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$
	Mg magnez	$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$ $Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$ $Mg + S \longrightarrow MgS$	$Mg + 2H_2O \xrightarrow{T} Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$	$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$

Sposób na zadania

Przeprowadzono ciąg reakcji chemicznych, które przedstawiono na poniższym schemacie.



Wiadomo, że:

- przemiany 1. i 4. to reakcje syntezy,
- do przeprowadzenia reakcji 2., 3. i 5. użyto tego samego odczynnika – związku *E*.

a) Napisz wzór sumaryczny związku *A* i wzór elementarny (empiryczny) związku *A*.

Pamiętaj, że w reakcji chemicznej sodu z tlenem powstaje nie tlenek sodu, ale nadtlenek sodu. Wzór elementarny określa stosunek liczby atomów poszczególnych pierwiastków w danym związku chemicznym i jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór sumaryczny: ?

Wzór elementarny: ?

Rozwiązanie:

Wzór sumaryczny: Na_2O_2

Wzór elementarny: NaO

b) Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji 3., 4. i 5.

Równanie 3. reakcji chemicznej: ?

Równanie 4. reakcji chemicznej: ?

Równanie 5. reakcji chemicznej: ?

Rozwiązanie:

Aby z nadtlenku sodu, sodu i wodorku sodu otrzymać wodorotlenek sodu, należy użyć wody.
W reakcji chemicznej sodu z wodą powstają wodorotlenek sodu i wodór.

Równanie 3. reakcji chemicznej: $2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$

Przemiana 4. jest reakcją syntezy, co oznacza, że w tej przemianie powstaje tylko jeden produkt.

Równanie 4. reakcji chemicznej: $2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$

W reakcji wodorku sodu z wodą, podobnie jak w reakcji 3., powstają wodorotlenek sodu i wodór.

Równanie 5. reakcji chemicznej: $NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$

c) Uzupełnij tabelę. Napisz, jaki typ kryształu (molekularny, kowalencyjny, jonowy, metaliczny) tworzą wskazane reagenty opisanych przemian.

Pamiętaj, że:
- kryształy metaliczne tworzą metale i stopy metali,
- kryształy jonowe tworzą substancje jonowe, czyli takie, które zawierają co najmniej jedno wiązanie jonowe,
- kryształy molekularne (cząsteczkowe) tworzą substancje, które występują w postaci cząsteczek,
- kryształy kowalencyjne tworzą substancje, które nie występują w postaci cząsteczek. W sieci kryształu kowalencyjnego znajdują się uporządkowane atomy połączone siecią wiązań kowalencyjnych.

Substancje	Na	NaH	Związek *A*	Związek *E*
Typ kryształu	?	?	?	?

Rozwiązanie:

Substancje	Na	NaH	Związek *A*	Związek *E*
Typ kryształu	*metaliczny*	*jonowy*	*jonowy*	*molekularny*

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 246 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Przeprowadzono ciąg reakcji chemicznych, które przedstawiono na poniższym schemacie.

$$Ba \xrightarrow[1.]{O_2} \text{związek } A \xrightarrow[2.]{T > 1000\ K} BaO$$

Wiadomo, że:

- związek *A* jest substancją jonową, która składa się z dwóch rodzajów jonów – kationów baru i pewnych anionów, z których każdy zawiera dwa atomy tlenu,
- przemiana 1. to reakcja syntezy, w której powstaje jeden produkt,
- przemiana 2. to reakcja analizy (rozkładu), w której powstają dwa produkty – jeden z nich w warunkach normalnych jest substancją stałą, a drugi jest gazem.

a) Napisz wzór sumaryczny związku *A* oraz narysuj wzór elektronowy anionu wchodzącego w skład tego związku. Zaznacz kreskami wiążące i wolne pary elektronowe. Określ, do jakiego typu kryształu (molekularny, kowalencyjny, jonowy, metaliczny) należy związek *A*.

b) Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 2.

c) Przygotowano dwie zlewki z kwasem chlorowodorowym. Do każdej zlewki wprowadzono inny reagent. Do zlewki 1. wprowadzono metaliczny bar, a do zlewki 2. – tlenek baru.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych, które zaszły w zlewkach 1. i 2.

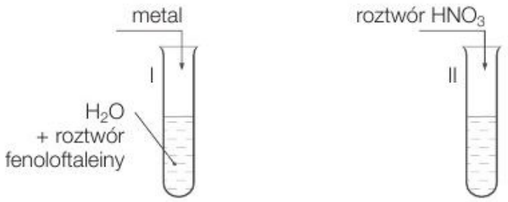
Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Próbkę srebrzystoszarego metalu o masie 500 mg, należącego do 2. grupy układu okresowego, wrzucono do wody z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny. Metal opadł na dno i przereagował z wodą z wydzieleniem bezbarwnego gazu, a roztwór zabarwił się na różowoczerwono.

Po zakończeniu reakcji chemicznej metalu z wodą do mieszaniny poreakcyjnej dodawano roztwór kwasu azotowego(V), aż roztwór zrobił się bezbarwny. W tym celu zużyto 25 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$. Doświadczenie chemiczne przedstawiono na schemacie.



a) **Podaj dwie właściwości fizyczne opisanego metalu.**

b) **Wykonaj odpowiednie obliczenia i podaj nazwę metalu.**

c) **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji chemicznych zachodzących w opisanym doświadczeniu.**

Zadanie 2.

O pewnym pierwiastku *X* wiadomo, że:

- należy do bloku konfiguracyjnego *s*,
- na dwóch ostatnich powłokach ma łącznie 9 elektronów,
- wszystkich całkowicie zapełnionych orbitali ma łącznie 18.

Uzupełnij tabelę. Napisz symbol pierwiastka *X* oraz dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym.

Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu
?	?	?

Zadanie 3.

Pewien metal *X* należący do bloku *s* tworzy z anionami wodoroortofosforanowymi(V) sól dobrze rozpuszczalną w wodzie. Wiadomo, że stosunek masowy kationów metalu do anionów wodoroortofosforanowych(V) w tej soli wynosi 0,8125.

Napisz wzór sumaryczny opisanej soli.

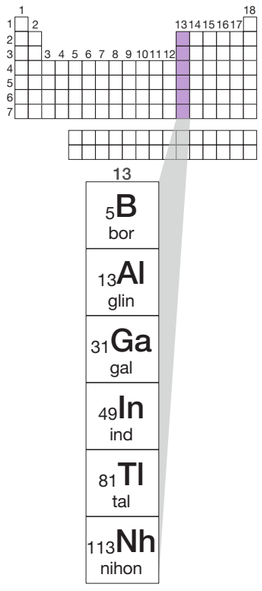
5. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *p*

Przypomnij sobie!

- W **bloku *p*** znajdują się pierwiastki chemiczne **grup 13.–18.** układu okresowego.
- **Nazwy grup** 13.–18. to: 13. grupa – **borowce**, 14. grupa – **węglowce**, 15. grupa – **azotowce**, 16. grupa – **tlenowce**, 17. grupa – **fluorowce**, 18. grupa – **helowce**.
- Atomy pierwiastków chemicznych należące do bloku *p* mają **elektrony walencyjne w podpowłokach *ns* i *np*** powłoki walencyjnej.



21 Borowce



Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 13. grupy układu okresowego
- właściwości fizyczne i chemiczne glinu
- pasywacja glinu
- równania reakcji glinu z kwasami nieutleniającymi
- reakcje glinu z kwasami utleniającymi

Pierwiastki chemiczne bloku *p*
- **Borowce**
- Węglowce
- Azotowce
- Tlenowce
- Fluorowce
- Helowce
- Podobieństwa i różnice

Wszystkie **borowce** (fot. 78.), czyli pierwiastki chemiczne 13. grupy układu okresowego, w środowisku przyrodniczym występują w postaci związków chemicznych. Tylko bor B jest niemetalem. Pozostałe pierwiastki chemiczne, czyli glin Al, gal Ga, ind In i tal Tl, to metale. Nihon Nh jest pierwiastkiem promieniotwórczym. Czas życia jego najtrwalszego izotopu wynosi ok. 10 sekund.


bor

glin

gal

Fot. 78. Wybrane borowce: bor jest półprzewodnikiem, glin jest lekki i odporny na korozję, gal ma niską temperaturę topnienia (29,78 °C), dlatego trzymany na dłoni może się stopić.

Właściwości borowców

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Borowce są **substancjami stałymi**. Bor ma postać błyszczących, czarnych oraz twardych, lecz kruchych kryształów. Występuje w trzech odmianach alotropowych i jest półprzewodnikiem. Pozostałe borowce są metalami o srebrzystobiałej barwie.

Pierwiastki chemiczne 13. grupy układu okresowego są mniej aktywne chemicznie niż metale 2. grupy.

Atomy borowców w stanie podstawowym mają **3 elektrony walencyjne** ns^2np^1. W wyniku ich oddawania tworzą kationy, np. Al^{3+}. Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że zwiększają się charakter metaliczny borowców i łatwość tworzenia kationów, które występują w sieciach krystalicznych ich soli oraz w roztworach.

Borowce mogą też uwspólniać elektrony i tworzyć wiązania kowalencyjne z innymi atomami.

W związkach chemicznych atomy borowców występują na **III stopniu utlenienia**, co jest spowodowane konfiguracją elektronową ich powłoki walencyjnej ns^2np^1. Wyjątkiem jest tal. Związki chemiczne zawierające atomy talu na I stopniu utlenienia (np. chlorek talu(I) TlCl, tlenek talu(I) Tl_2O i wodorotlenek talu(I) TlOH) są trwalsze niż te, które zawierają atomy talu na III stopniu utlenienia.

Charakter chemiczny tlenków borowców (tabela 19.) zmienia się od kwasowego przez amfoteryczny do zasadowego.

Tabela 19. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 13. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	B_2O_3	Al_2O_3	Ga_2O_3	In_2O_3	Tl_2O	Tl_2O_3
Charakter chemiczny	kwasowy	amfoteryczny			zasadowy	

Reaktywność borowców

Borowce reagują z tlenem (w podwyższonej temperaturze) oraz z innymi niemetalami:

- produktami reakcji chemicznych z tlenem są **tlenki**, np. Al_2O_3,
- produktami reakcji chemicznych z fluorowcami są **halogenki**, np.: $AlCl_3$, BF_3, $GaCl_3$,
- produktami reakcji chemicznych z siarką są **siarczki**, np. Al_2S_3,
- produktami reakcji chemicznych z azotem są **azotki**, np. AlN,
- produktami reakcji chemicznych z wodorem są **wodorki**, np. monomeryczny BH_3.

Wodorki boru – **borany**, zwyczajowo nazywane **borowodorami** – są związkami polimerycznymi, a najprostszy z nich to dimer B_2H_6. Niektóre same zapalają się w kontakcie z powietrzem, dlatego mogą być stosowane jako paliwo rakietowe.

Ważnymi związkami chemicznymi boru są borowodorki metali, np. litu i sodu, w których bor tworzy anion $[BH_4]^-$. Używa się ich w syntezie organicznej jako środków redukujących.

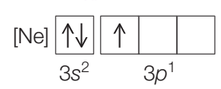
Właściwości glinu $_{13}$Al

Glin jest metalem lekkim i kowalnym. Dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło oraz wykazuje małą wytrzymałość na rozerwanie. Jest metalem miękkim, kruchym i łamliwym. Trwalsze w obróbce są stopy glinu, np. duraluminium – stop z miedzią, manganem, magnezem i krzemem.

W związkach chemicznych atomy glinu występują na **III stopniu utlenienia**.

13
3
1,6
13Al
glin
[Ne] $3s^2$ $3p^1$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{13}$Al:



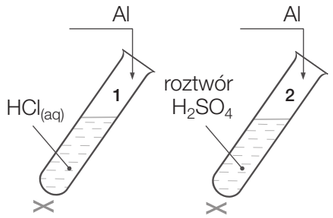
Reakcje glinu z kwasami nieutleniającymi

Przykładami kwasów nieutleniających są kwas chlorowodorowy oraz rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI).

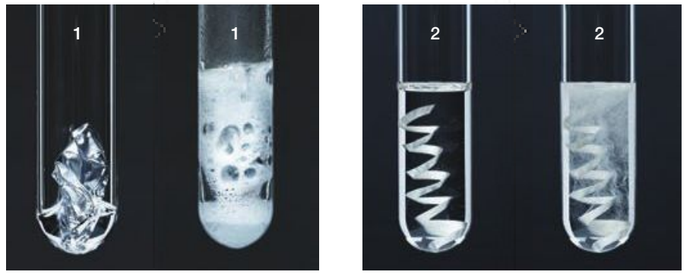
Doświadczenie 30. HCl, H_2SO_4

Działanie mocnych kwasów nieutleniających na glin

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór kwasu siarkowego(VI), aluminiowy drut.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki 1. wlej 3 cm^3 rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego, a do 2. wlej 3 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie do obu probówek wrzuć po kawałku glinu. Zawartość probówek ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: W probówkach wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu (fot. 79.).



Fot. 79. Reakcje kwasu chlorowodorowego i kwasu siarkowego(VI) z glinem.

Wniosek: Glin reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają odpowiednie sole (chlorek glinu w probówce 1. i siarczan(VI) glinu w probówce 2.) oraz wodór.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Probówka 1. $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
glin; kwas chlorowodorowy; chlorek glinu; wodór

Probówka 2. $2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$
glin; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) glinu; wodór

Pasywacja glinu

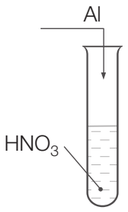
Reakcja chemiczna glinu z kwasem azotowym(V), czyli kwasem utleniającym, przebiega inaczej niż z kwasami nieutleniającymi.

Doświadczenie 31. HNO_3

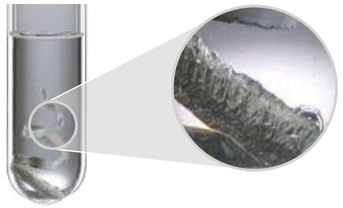
Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V)

! Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania stężonego roztworu HNO_3 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), aluminiowy drut.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej niewielką ilość stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Zanurz w nim aluminiowy drut (schemat) oczyszczony wcześniej papierem ściernym.



Obserwacje: Powierzchnia metalu pokrywa się jasną, matową warstwą (fot. 80.).



warstwa tlenku izoluje metal od czynników zewnętrznych

Fot. 80. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V).

Wniosek: Pod wpływem stężonego roztworu kwasu azotowego(V), który ma silne właściwości utleniające, na powierzchni metalu tworzy się ochronna warstwa **tlenku glinu**.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$2Al + 6HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Al_2O_3 + 6NO_2\uparrow + 3H_2O$
glin; kwas azotowy(V); tlenek glinu; tlenek azotu(IV); woda

W doświadczeniu 31. zaszła **pasywacja glinu** – na powierzchni metalu utworzyła się cienka warstwa tlenku glinu Al_2O_3, która powoduje, że glin nie reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) HNO_3. Dzięki tej właściwości glin może być stosowany do wyrobu cystern, w których przewozi się stężony roztwór HNO_3. Pasywacja glinu zachodzi także pod wpływem stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI).

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Reakcje glinu z zasadami

Glin reaguje ze **stężonymi zasadami**. W reakcji glinu z wodorotlenkiem sodu powstaje **tetrahydroksoglinian sodu** i wydziela się wodór:

$2Al + 6H_2O + 2NaOH \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$
glin; woda; wodorotlenek sodu; tetrahydroksoglinian sodu; wodór

Przy nadmiarze jonów wodorotlenkowych OH^- powstaje **heksahydroksoglinian sodu $Na_3[Al(OH)_6]$**.

Związki chemiczne glinu – tlenek i wodorotlenek

Oczyszczony i sproszkowany glin spala się gwałtownie w powietrzu. W wyniku tej reakcji chemicznej powstaje biały proszek – **tlenek glinu Al_2O_3** (fot. 81.), który nie reaguje z wodą.



Fot. 81. Tlenek glinu Al_2O_3 ma charakter amfoteryczny.

Amfoteryczność – zdolność związku chemicznego do reagowania z kwasami i zasadami.

Tlenek glinu reaguje natomiast z mocnymi kwasami i zasadami, tworząc sole, co wskazuje na jego **charakter amfoteryczny**:

$$\underset{\text{tlenek glinu}}{Al_2O_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{6HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{2AlCl_3} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

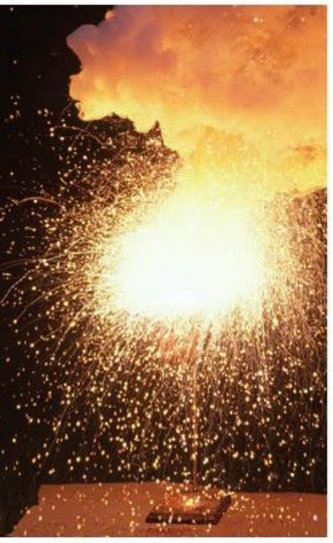
$$\underset{\text{tlenek glinu}}{Al_2O_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{woda}}{3H_2O} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{2Na[Al(OH)_4]}$$

Związkiem glinu o właściwościach **amfoterycznych** jest również **wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$**. Reaguje on zarówno z kwasami, jak i z zasadami. W reakcji chemicznej z wodorotlenkiem sodu powstaje najpierw tetrahydroksoglinian sodu:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{Na[Al(OH)_4]}$$

a w nadmiarze roztworu wodorotlenku sodu – heksahydroksoglinian sodu:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3NaOH} \longrightarrow \underset{\text{heksahydroksoglinian sodu}}{Na_3[Al(OH)_6]}$$



Fot. 82. W wyniku reakcji glinu z tlenkiem żelaza(III) oprócz tlenku glinu i żelaza powstaje także duża ilość energii.

Aluminotermia

Czysty glin łączy się łatwo z tlenem, dlatego stosuje się go do redukcji tlenków innych metali. Powstają wówczas czyste metale. Zapalenie mieszaniny tlenku żelaza(III) i pyłu glinowego za pomocą wstążki magnezowej może spowodować podwyższenie temperatury reakcji chemicznej do ok. 3000 °C. Następuje wówczas redukcja tlenku żelaza(III) do metalicznego płynnego żelaza:

$$\underset{\text{tlenek żelaza(III)}}{\overset{\text{III}}{Fe_2O_3}} + \underset{\text{glin}}{\overset{0}{2Al}} \longrightarrow \underset{\text{tlenek glinu}}{\overset{\text{III}}{Al_2O_3}} + \underset{\text{żelazo}}{\overset{0}{2Fe}}$$

Egzoenergetyczną reakcję redukcji tlenków metali z użyciem pyłu glinowego nazywa się **aluminotermią** lub **reakcją termitową** (fot. 82.). Proces ten jest wykorzystywany podczas spawania i zgrzewania oraz stanowi podstawę działania amunicji zapalającej.

Zastosowania borowców

Jednym z borowców jest bor, który stosuje się jako dodatek do stopów metali, ponieważ podwyższa ich wytrzymałość.



przemysł metalurgiczny · **produkcja nawozów sztucznych** · **produkcja fotodiod** · **przemysł lotniczy**

Bor

Jeden ze związków boru – boraks $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ – jest ważnym składnikiem mydeł i krochmalu. Służy także do zabezpieczania przed ogniem, dezynfekowania owoców oraz do odchwaszczania.

Ind

Wykorzystuje się go do produkcji termometrów oporowych, przyrządów optycznych i **paneli słonecznych**.



Glin

Stopy glinu, takie jak magnal czy duraluminium, stosuje się w **przemyśle lotniczym**, okrętowym i samochodowym.

Gal

Niektóre jego związki chemiczne emitują niebieskie światło, co zostało wykorzystane w **fotodiodach**.

Tal

Połączenia chemiczne bardzo toksycznego talu stosuje się głównie jako **trucizny** do przeprowadzania deratyzacji. Antidotum na zatrucie talem jest błękit pruski – sól zawierająca anion $[Fe(CN)_6]^{4-}$ i kationy Fe^{3+} oraz K^+.



Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

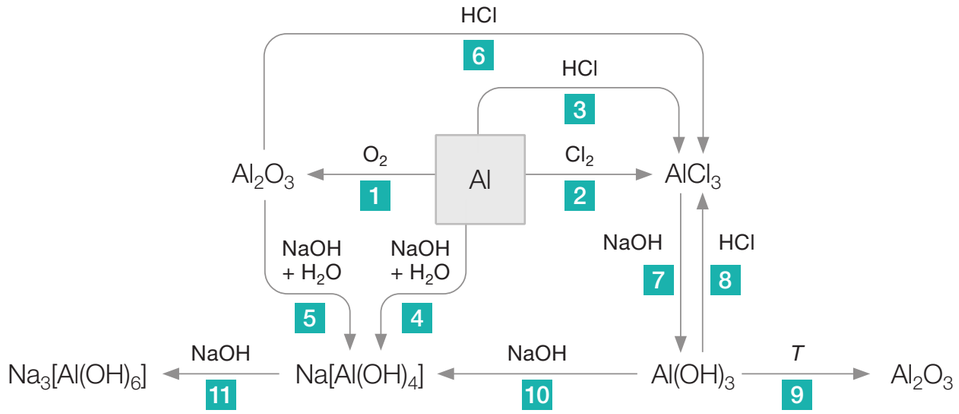
Włókna borowe m.in. ze względu na dużą wytrzymałość mechaniczną są wykorzystywane do produkcji materiałów kompozytowych. Stosowanie takich materiałów w przemyśle lotniczym oraz motoryzacyjnym pozwala wyprodukować lżejsze konstrukcje. Redukcja masy pojazdów umożliwia zużycie mniejszej ilości paliwa i ograniczenie emisji gazów cieplarnianych.



Wyszukaj i zaprezentuj

W jakich gałęziach przemysłu jest wykorzystywany bor?

Ciągi przemian chemicznych – glin



Równania reakcji chemicznych:

1. $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$
   glin, tlen, tlenek glinu
2. $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$
   glin, chlor, chlorek glinu
3. $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
   glin, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, wodór
4. $2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$
   glin, wodorotlenek sodu, woda, tetrahydroksoglinian sodu, wodór
5. $Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4]$
   tlenek glinu, wodorotlenek sodu, woda, tetrahydroksoglinian sodu
6. $Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$
   tlenek glinu, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, woda
7. $AlCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$
   chlorek glinu, wodorotlenek sodu, wodorotlenek glinu, chlorek sodu
8. $Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$
   wodorotlenek glinu, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, woda
9. $2Al(OH)_3 \xrightarrow{T} Al_2O_3 + 3H_2O$
   wodorotlenek glinu, tlenek glinu, woda
10. $Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$
    wodorotlenek glinu, wodorotlenek sodu, tetrahydroksoglinian sodu
11. $Na[Al(OH)_4] + 2NaOH \longrightarrow Na_3[Al(OH)_6]$
    tetrahydroksoglinian sodu, wodorotlenek sodu, heksahydroksoglinian sodu

Ważne w temacie ***Borowce***

Borowce

1. Wymieniam właściwości borowców

- substancje stałe
- niemetale (B) i metale (Al, Ga, In, Tl)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrznej powłoki ns^2np^1
- atomy w stanie podstawowym mają 3 elektrony walencyjne
- w związkach chemicznych ich atomy występują głównie na III stopniu utlenienia
- wykazują tendencję do oddawania 3 elektronów – tworzą kationy, np. Al^{3+}
- mogą uwspólniać 3 elektrony i tworzyć związki chemiczne o budowie kowalencyjnej

2. Wymieniam właściwości glinu

- metal
- kruchy
- lekki
- łamliwy
- metaliczny połysk
- srebrzystobiała barwa

3. Opisuję, na czym polega zjawisko pasywacji glinu

Pod wpływem tlenu z powietrza na powierzchni glinu tworzy się cienka warstwa tlenku glinu, która chroni metal przed dalszym utlenianiem:

$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

Pasywacja glinu zachodzi także pod wpływem stężonych roztworów kwasów utleniających: kwasu azotowego(V) i kwasu siarkowego(VI), dlatego glin jest wykorzystywany do produkcji cystern, w których przewozi się stężony roztwór HNO_3.

4. Zapisuję równania reakcji glinu z kwasami nieutleniającymi

$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$

$2Al + 3H_2SO_{4(rozc.)} \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$

5. Zapisuję równania reakcji stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V) z glinem

W stężonym roztworze HNO_3 glin ulega pasywacji – pokrywa się warstwą Al_2O_3:

$2Al + 6HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Al_2O_3 + 6NO_2\uparrow + 3H_2O$

W rozcieńczonym roztworze kwasu azotowego(V) powstaje m.in. sól glinu:

$Al + 4HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow Al(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$

6. Zapisuję równania reakcji glinu z zasadami

$2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH_4)] + 3H_2\uparrow$

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Aluminotermia (reakcja termitowa) – egzoenergetyczna reakcja redukcji tlenków metali z użyciem pyłu glinowego.

Amfoteryczność – zdolność związku chemicznego do reagowania z kwasami i zasadami.

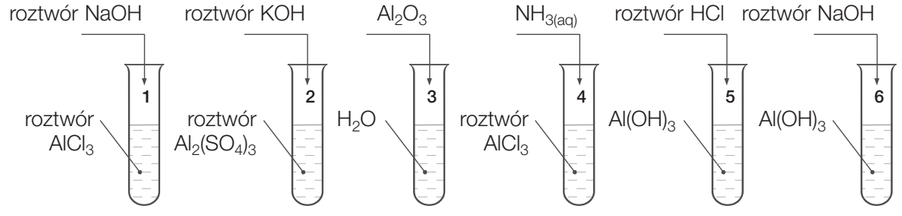
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 256) **i wykonaj polecenia** (a–d)**.**

a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczne właściwości tlenku glinu.
b) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 10.
c) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.
d) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat, podaj przewidywane obserwacje i sformułuj wniosek.

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



a) **Wskaż numery probówek, w których otrzymano wodorotlenek glinu.**
b) **Wskaż numery probówek, w których otrzymano sole.**
c) **Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych zachodzących w poszczególnych probówkach lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.**
d) **Określ charakter chemiczny wodorotlenku glinu.**

3. Gal jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden ma 38, a drugi 40 neutronów w jądrze atomowym. **Oblicz zawartość procentową atomów każdego z izotopów, jeśli masa atomowa galu wynosi 69,723 u.**

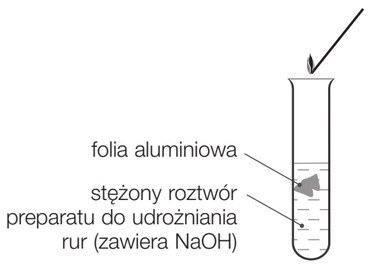
4. Oblicz, w której reakcji chemicznej powstanie więcej wodoru (w warunkach normalnych) **– w reakcji 27 g glinu z 1 molem KOH czy z 1 molem HCl.**

5. Stałe paliwo stosowane podczas startu wahadłowców składa się ze sproszkowanego glinu i chloranu(VII) amonu. Katalizatorem reakcji chemicznej zachodzącej podczas spalania tego paliwa jest tlenek żelaza(III). **Napisz równanie reakcji zachodzącej podczas spalania stałego paliwa wykorzystywanego podczas startu wahadłowców.** Uwzględnij warunki, w jakich ta reakcja przebiega, jeżeli jej produktami są: woda, bezbarwny, obojętny tlenek brunatniejący w kontakcie z tlenem, tlenek amfoteryczny i sól glinu zawierająca atom chloru na najniższym stopniu utlenienia.

6. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Zapisano następujące obserwacje:

1. Folia aluminiowa się rozpuściła.
2. Powstał klarowny roztwór.
3. Wydzieliły się pęcherzyki gazu.
4. Słychać było charakterystyczny odgłos gazu spalającego się u wylotu probówki.

a) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce.**
b) **Napisz dwa wnioski wynikające z przeprowadzonego doświadczenia chemicznego.**

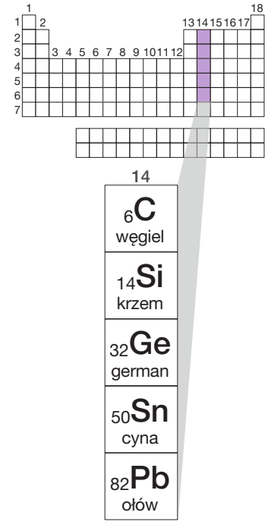


22 Węglowce

Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 14. grupy układu okresowego





Węglowce (fot. 83.), czyli pierwiastki chemiczne 14. grupy układu okresowego, występują w środowisku przyrodniczym głównie w związkach chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Węgiel znajduje się we wszystkich organizmach. Największą gęstość spośród węglowców ma ołów. Pozostałe węglowce to: węgiel C, krzem Si, german Ge oraz cyna Sn.



Fot. 83. Wybrane węglowce.

Właściwości węglowców

Węglowce w warunkach normalnych są **substancjami stałymi**. Ich charakter metaliczny rośnie wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Węgiel i krzem są niemetalami, a german, cyna i ołów to metale. Wszystkie węglowce tworzą odmiany alotropowe. Odmiany alotropowe węgla to m.in.: **diament**, **grafit**, **fulereny** i **grafen** – znacznie różniące się właściwościami fizycznymi. Zostaną one omówione w cz. 4. podręcznika w dziale *Chemia organiczna jako chemia związków węgla*.

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Atomy węglowców w stanie podstawowym mają **4 elektrony walencyjne** ns^2np^2.

Większość wiązań chemicznych węglowców z innymi pierwiastkami ma charakter kowalencyjny, jednak cyna i ołów tworzą jony Sn^{2+} i Pb^{2+}.

W związkach chemicznych atomy węglowców występują **zazwyczaj na IV stopniu utlenienia**, rzadziej na II, np.: CO, SiO, GeO. Dla cyny i ołowiu typowy jest II stopień utlenienia.

Związki chemiczne węglowców z tlenem

Węglowce łączą się w wysokich temperaturach z tlenem. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają **tlenki**, które wykazują zróżnicowany charakter chemiczny. Te, w których atom węglowca występuje na II stopniu utlenienia, są z reguły mniej kwasowe niż ich odpowiedniki zawierające atom węglowca na IV stopniu utlenienia (tabela 20.).

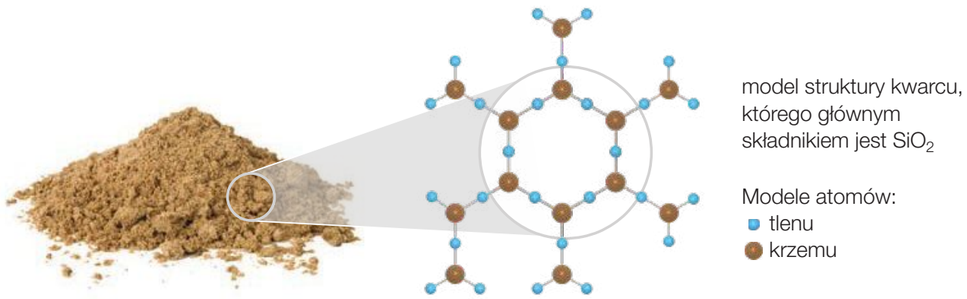
Tabela 20. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 14. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
CO	obojętny
SiO	obojętny
GeO	obojętny
SnO	amfoteryczny
PbO	amfoteryczny

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
CO_2	kwasowy
SiO_2	kwasowy
GeO_2	amfoteryczny
SnO_2	amfoteryczny
PbO_2	amfoteryczny

Tlenek krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) jest najbardziej rozpowszechnionym w środowisku przyrodniczym związkiem krzemu. Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą. Ma wysoką temperaturę topnienia, nie rozpuszcza się w wodzie, nie reaguje z kwasami (z wyjątkiem HF), na gorąco reaguje z mocnymi zasadami, co świadczy o jego słabo kwasowym charakterze, i występuje w kilku odmianach, jako kwarc, krystobalit oraz trydymit. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem piasku (fot. 84.).



Fot. 84. Piasek to luźna skała kwarcu złożona głównie z ziaren wielkości 0,1–2,0 mm.

Właściwości i zastosowania tlenku krzemu(IV) zostały opisane w cz. 1. podręcznika w dziale *Systematyka związków nieorganicznych*.

Kwarc może występować m.in. jako bezbarwny kryształ górski, fioletowy ametyst czy żółty cytryn. Podobnie jak inna odmiana SiO_2 – krystobalit – kamienie te są powszechnie używane do wyrobu biżuterii. Kolejną odmianą SiO_2 występującą w środowisku przyrodniczym jest trydymit, z którego produkuje się ognioodporną porcelanę.

Tlenek krzemu(IV) jest surowcem do produkcji szkła. Szkło jest substancją bezpostaciową. Oznacza to, że w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) ma nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną. Szkło nie ma też ściśle określonej temperatury topnienia. Można jedynie podać zakres temperatur, w jakich mięknie. Miękkie szkło można dowolnie formować.

Związki chemiczne węglowców z innymi niemetalami

Węglowce tworzą również połączenia z:
- fluorowcami – powstają **halogenki**, np. CCl_4,
- siarką – **siarczki**, np. CS_2,
- azotem – **azotki**, np. Si_3N_4,
- wodorem.

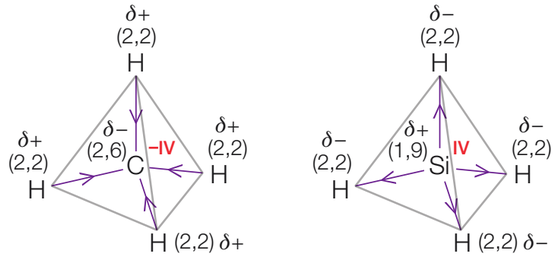
W związkach chemicznych pierwiastków 14. grupy układu okresowego z wodorem występują wiązania kowalencyjne. Wyjątkowe właściwości mają połączenia wodoru z węglem, tzw. **węglowodory**. Tworzące je atomy węgla w wyniku łączenia się ze sobą tworzą łańcuchy lub pierścienie (rys. 46.).



Rys. 46. Modele węglowodorów: a) heksanu C_6H_{14}, w którym atomy węgla tworzą łańcuch, b) benzenu C_6H_6, w którym atomy węgla tworzą pierścień.

Krzem, podobnie jak węgiel, tworzy z wodorem łańcuchowe związki chemiczne. Są to **silany**, np.: Si_2H_6, Si_3H_8, Si_4H_{10}. German tworzy z wodorem **germanowodory**, np.: Ge_2H_6, Ge_4H_{10}, a cyna i ołów – wodorki: SnH_4 i PbH_4.

Wyższa elektroujemność węgla (2,6 w skali Paulinga) w stosunku do elektroujemności krzemu (1,9 w skali Paulinga) powoduje, że w cząsteczce metanu CH_4 atomowi węgla przypisuje się stopień utlenienia –IV, podczas gdy atomowi krzemu w SiH_4 – stopień utlenienia IV (rys. 47.):



Rys. 47. Modele budowy metanu CH_4 i silanu SiH_4.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:

$\delta+ \rightarrow \delta-$

Zastosowania węglowców



Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w tej grupie jest węgiel – najbardziej popularny surowiec energetyczny.

środek odrdzewiający

tworzywa sztuczne

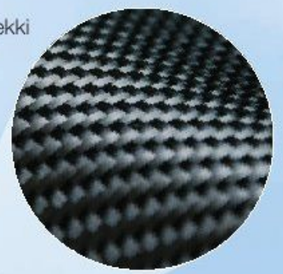
produkcja światłowodów

przemysł elektryczny

Węgiel

Materiał konstrukcyjny składający się głównie z włókien węglowych to karbon. Produkuje się z niego m.in. **rowery**. Z kolei węgiel aktywny to antidotum na lekkie zatrucia pokarmowe.

karbon jest lekki i wytrzymały





Krzem

Półprzewodnik i podstawowy składnik elementów elektronicznych takich jak **tranzystory**.

German

Służy do produkcji rdzeni **światłowodów**. Dodaje się go także do szkła optycznego.

Cyna

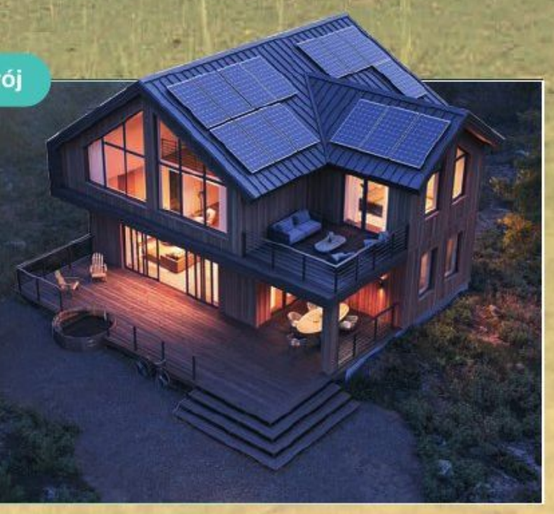
Stosuje się ją do **zabezpieczania** innych metali **przed korozją**. Cyną pokrywa się m.in. puszki do przechowywania żywności.

Ołów

Z ołowiu wytwarza się **pociski karabinowe** i konstruuje płyty do akumulatorów.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

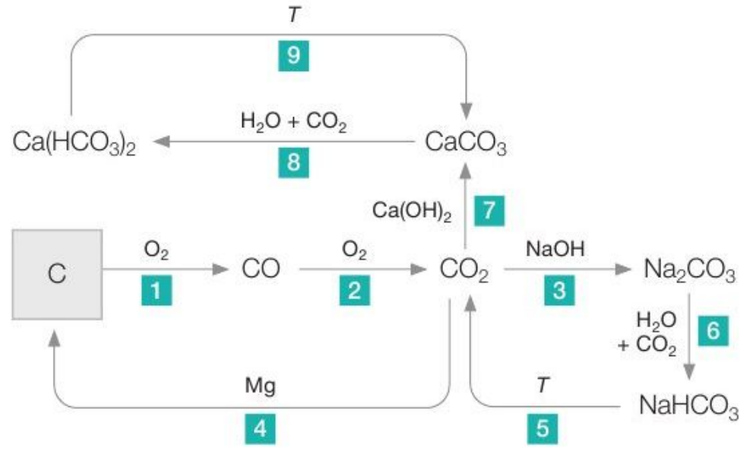
Krzem jest trwałym i odpornym na warunki atmosferyczne pierwiastkiem chemicznym. Stosuje się go m.in. do produkcji ogniw fotowoltaicznych, w których energia słoneczna jest przetwarzana w energię elektryczną. Wykorzystanie paneli fotowoltaicznych ogranicza emisję gazów cieplarnianych.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są zalety stosowania paneli fotowoltaicznych?

Ciągi przemian chemicznych – węgiel



Równania reakcji chemicznych:

1 $2C + O_2 \longrightarrow 2CO\uparrow$
węgiel; tlen; tlenek węgla(II)

2 $2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2\uparrow$
tlenek węgla(II); tlen; tlenek węgla(IV)

3 $CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
tlenek węgla(IV); wodorotlenek sodu; węglan sodu; woda

4 $CO_2 + 2Mg \longrightarrow C + 2MgO$
tlenek węgla(IV); magnez; węgiel; tlenek magnezu

5 $2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$
wodorowęglan sodu; węglan sodu; woda; tlenek węgla(IV)

6 $Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2NaHCO_3$
węglan sodu; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan sodu

7 $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
tlenek węgla(IV); wodorotlenek wapnia; węglan wapnia; woda

8 $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan wapnia

9 $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{T} CaCO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$
wodorowęglan wapnia; węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV)

Ważne w temacie *Węglowce*

Wymieniam właściwości węglowców

- substancje stałe
- niemetale (C, Si) i metale (Ge, Sn, Pb)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrznej powłoki ns^2np^2
- atomy w stanie podstawowym mają 4 elektrony walencyjne
- atomy w związkach nieorganicznych zazwyczaj występują na II lub IV stopniu utlenienia
- z innymi pierwiastkami łączą się zazwyczaj wiązaniami kowalencyjnymi

Węglowce

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 263) **i wykonaj polecenia** (a–d)**.**
   a) Napisz wzory elektronowe cząsteczek związków chemicznych, które są produktami reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1 i 2. Określ, czy cząsteczki te mają budowę polarną. Uzasadnij odpowiedź.
   b) Napisz, jaki odczyn mają roztwory substancji otrzymanych w reakcjach oznaczonych numerami 3 i 6. Odpowiedź uzasadnij, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych.
   c) Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, podczas którego zaszła reakcja chemiczna oznaczona numerem 4. Napisz przewidywane obserwacje z tego doświadczenia chemicznego.
   d) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których atom węgla zmienia swój formalny stopień utlenienia.

Informacja do zadań 2.–3.
Dana jest mieszanina trzech substancji stałych: SiO_2, Na_2CO_3 i $CaCO_3$ o masie 10,0 g i nieznanej zawartości węglanów, co przedstawiono w poniższej tabeli.

Składnik	SiO_2	Na_2CO_3	$CaCO_3$
Liczba moli składnika w mieszaninie o masie 10,0 g	0,111	*y*	*z*

2. W celu określenia składu mieszaniny wykonano doświadczenie chemiczne, w którym stwierdzono, że do całkowitego przereagowania obydwu węglanów będących składnikami mieszaniny potrzeba 32,25 cm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu 2 $\frac{mol}{dm^3}$. Zachodzą wówczas reakcje opisane równaniami:
   $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$,
   $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$.
   Uwzględniając podaną w tabeli liczbę moli SiO_2 w wyjściowej mieszaninie, oblicz, ile moli Na_2CO_3 i ile moli $CaCO_3$ zawierała wyjściowa mieszanina (oblicz *y* oraz *z*). Przyjmij następujące wartości mas molowych: SiO_2 – 60 $\frac{g}{mol}$, Na_2CO_3 – 106 $\frac{g}{mol}$, $CaCO_3$ – 100 $\frac{g}{mol}$. Wynik podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

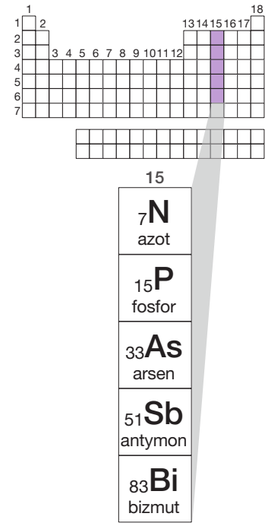
3. Zawarty w mieszaninie tlenek krzemu(IV) nie reaguje z kwasem chlorowodorowym, a może reagować z wodorotlenkiem sodu w procesie stapiania.
   a) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej zachodzącej w czasie stapiania tlenku krzemu(IV) z wodorotlenkiem sodu.**
   b) **Ustal, o jakim charakterze chemicznym tlenku krzemu(IV) świadczą jego zdolność do reakcji z wodorotlenkiem sodu i brak reakcji z kwasem chlorowodorowym.**

23 Azotowce

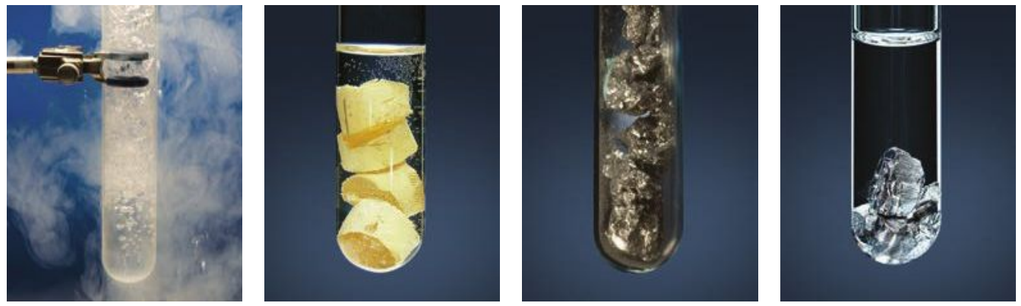
Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 15. grupy układu okresowego
- reakcje chemiczne rozcieńczonego i stężonego kwasu azotowego(V) z Al, Fe, Cu, Ag





Azot to pierwszy pierwiastek chemiczny 15. grupy układu okresowego, czyli **azotowców** (fot. 85.). W stanie wolnym jest składnikiem powietrza, stanowi ok. 78 % tej mieszaniny gazów. Jest też składnikiem wielu związków organicznych, m.in. białek i kwasów nukleinowych. Fosfor P nie występuje w środowisku przyrodniczym w stanie wolnym, jedynie w związkach chemicznych. Jest pierwiastkiem chemicznym powszechnie występującym w skorupie ziemskiej. Pozostałe azotowce – arsen As, antymon Sb i bizmut Bi – są mało rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym. Występują głównie jako tlenki i siarczki oraz w śladowych ilościach w stanie wolnym.



azot (ciekły) | fosfor (biały) | arsen | bizmut

Fot. 85. Wybrane azotowce.

Właściwości azotowców

Azot N w warunkach normalnych jest **gazem**, a pozostałe azotowce to **substancje stałe**. Charakter metaliczny azotowców, podobnie jak pierwiastków chemicznych w innych grupach układu okresowego, wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Azot, fosfor i arsen są **niemetalami**, a antymon i bizmut to **metale**.

Atomy azotowców w stanie podstawowym mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^3. W związkach chemicznych zazwyczaj

tworzą wiązania kowalencyjne. W sieci krystalicznej azotków i fosforków metali azot i fosfor występują w postaci jonów N^{3-} i P^{3-}, a bizmut w roztworach soli tworzy jony Bi^{3+}. W związkach chemicznych atomy azotowców mogą przyjmować **stopnie utlenienia od –III do V**. Najczęściej jednak są to: –III, III i V. W miarę zwiększania się liczby atomowej azotowców zmniejsza się charakter kwasowy ich tlenków.

Odmiany alotropowe azotowców

Azotowce występują w różnych odmianach alotropowych – wyjątkiem jest azot. Fosfor ma kilka odmian alotropowych, z czego najczęściej spotykane są trzy:

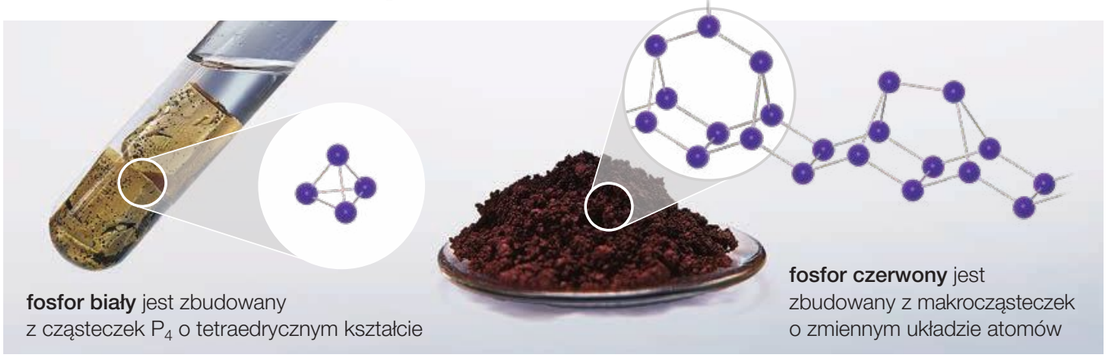


fosfor biały



fosfor czerwony

- **fosfor biały** (fot. 86.), w postaci cząsteczek P_4, należy przechowywać pod wodą, bo zapala się w powietrzu; jest bardzo toksyczny;
- **fosfor czerwony** (fot. 86.) otrzymywany jest w wyniku ogrzewania fosforu białego w temperaturze ok. 250 °C w warunkach beztlenowych;
- **fosfor czarny** ma metaliczny połysk i przewodzi prąd; jest mało aktywny chemicznie i stanowi najtrwalszą odmianę alotropową fosforu.



fosfor biały jest zbudowany z cząsteczek P_4 o tetraedrycznym kształcie

fosfor czerwony jest zbudowany z makrocząsteczek o zmiennym układzie atomów

Fot. 86. Fosfor biały i fosfor czerwony różnią się wyglądem, budową wewnętrzną i właściwościami.

Arsen występuje jako **arsen szary** (stalowoszara, krucha substancja o metalicznym połysku), **arsen żółty** i **arsen czarny**. Z kolei antymon tworzy dwie odmiany alotropowe: metaliczną i bezpostaciową – czarną. Azotowce, z wyjątkiem fosforu białego, są nieaktywne chemicznie.

Związki chemiczne azotowców

Chemiluminescencja – świecenie substancji wywołane energią wydzielaną podczas niektórych reakcji chemicznych; nie towarzyszy jej podwyższenie temperatury.

Azotowce tworzą z metalami **azotki**, np. Li_3N, Mg_3N_2, oraz **fosforki**, np. Na_3P, w których atom azotowca przyjmuje stopień utlenienia –III.

Azotowce trudno łączą się **z tlenem**. Wyjątkiem jest fosfor biały, który świeci w wyniku intensywnego utleniania się w powietrzu do P_4O_{10}. Właściwość tę nazywa się **chemiluminescencją**. Azot łączy się bezpośrednio z tlenem jedynie w bardzo wysokich temperaturach (powyżej 1000 °C) oraz podczas wyładowań atmosferycznych, tworząc NO.

W wyniku jedno- lub wieloetapowych przemian tego związku chemicznego można otrzymać inne **tlenki azotu**: N_2O, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5, NO_2, np.:

$$\underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2NO} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2}$$

$$\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{dimer tlenku azotu(IV)}}{N_2O_4}$$

W reakcjach chemicznych z tlenem aktywniejszy chemicznie od azotu jest fosfor, który tworzy dwa tlenki: tlenek fosforu(III) P_4O_6 i tlenek fosforu(V) P_4O_{10}. Wzory elementarne tych związków (P_2O_3 i P_2O_5) nie odzwierciedlają ich rzeczywistej struktury. W reakcjach z wodą tlenki te tworzą wiele kwasów różniących się stechiometrycznym stosunkiem wody do tlenku. Najbardziej rozpowszechnione kwasy pochodzące od tlenku fosforu(V) to:

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{\text{V}}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas metafosforowy(V)}}{\overset{\text{V}}{4HPO_3}}$$

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{\text{V}}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas pirofosforowy(V)}}{\overset{\text{V}}{2H_4P_2O_7}}$$

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{\text{V}}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{6H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas ortofosforowy(V)}}{\overset{\text{V}}{4H_3PO_4}}$$

Reakcja chemiczna tlenku fosforu(V) z wodą zachodzi bardzo gwałtownie. Ze względu na silne właściwości higroskopijne tlenek fosforu(V) jest stosowany do usuwania wilgoci, np. w aparaturze chemicznej.

Pozostałe azotowce również tworzą tlenki (tabela 21.), w których ich atomy występują na stopniach utlenienia III lub V.

Tabela 21. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 15. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
N_2O	obojętny
NO	obojętny
N_2O_4	kwasowy
N_2O_3	kwasowy
NO_2	kwasowy
N_2O_5	kwasowy
P_4O_6	kwasowy

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
P_4O_{10}	kwasowy
As_2O_3	amfoteryczny
As_2O_5	kwasowy
Sb_2O_3	amfoteryczny
Sb_2O_5	kwasowy
Bi_2O_3	zasadowy
Bi_2O_5	kwasowy

Pierwiastki chemiczne 15. grupy układu okresowego łączą się również z innymi niemetalami, takimi jak **fluorowce i siarka**. Jedynie atomy azotu występują w takich połączeniach tylko na III stopniu utlenienia, atomy pozostałych pierwiastków 15. grupy występują w związkach chemicznych na III i V stopniu utlenienia.

15
2 3,0 $_{7}$N azot [He] $2s^2$ $2p^3$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{7}$N:

[He] ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑
$2s^2$ $2p^3$

Wodorki azotowców są związkami kowalencyjnymi o wzorze ogólnym EH_3 (E – symbol azotowca). Wodorek azotu (amoniak) NH_3 ma charakter zasadowy, pozostałe wodorki – obojętny.

Właściwości azotu $_{7}$N

Azot tworzy trwałe **cząsteczki dwuatomowe**. Jest gazem bezbarwnym, bezwonnym i bez smaku. Azot wrze w temperaturze –195,8 °C. W wodzie rozpuszcza się znacznie gorzej od tlenu.

Ciekły azot (fot. 85., s. 265) jest jedną z głównych substancji stosowanych w **kriogenice**, czyli technice wytwarzania i utrzymywania bardzo niskich temperatur [gr. *krýos* – mróz, *génos* – pochodzenie]. Kriogenikę wykorzystuje się m.in.: w badaniach przestrzeni kosmicznej, biologii, medycynie i w przemyśle spożywczym.

Atomy azotu w związkach chemicznych występują na –III, I, II, III, IV, V stopniu utlenienia.

Związki chemiczne azotu – amoniak

Ważnym związkiem chemicznym azotu jest **amoniak** o wzorze NH_3. Jego roztwór wodny nazywa się **wodą amoniakalną**.

Doświadczenie 32.

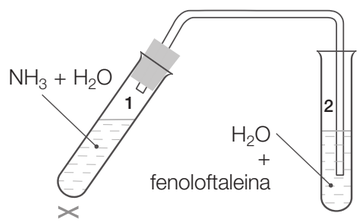


NH_3

Badanie właściwości amoniaku

! Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj otrzymanego gazu.

Odczynniki: woda amoniakalna, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.
Instrukcja: Probówkę 1. z wodą amoniakalną zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i delikatnie ogrzewaj. Wydzielający się gaz wprowadzaj do probówki 2. zawierającej wodę z fenoloftaleiną (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. wydziela się bezbarwny gaz o charakterystycznym, drażniącym zapachu, rozpuszczalny w wodzie. Pod jego wpływem roztwór w probówce 2. barwi się na różowoczerwono (malinowo).

Wniosek: Otrzymany gaz to amoniak o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Amoniak rozpuszczony w wodzie tworzy wodę amoniakalną, która ma odczyn zasadowy.

Podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie zachodzi reakcja chemiczna:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Dzięki znajdującym się w roztworze jonom wodorotlenkowym OH^- woda amoniakalna ma **odczyn zasadowy**. Równowaga tej reakcji chemicznej jest przesunięta w lewo, co znaczy, że roztwór dysocjuje na jony w niewielkim stopniu.

Właściwości zasadowe wody amoniakalnej ujawniają się w reakcjach z kwasami. Powstają wówczas **sole amonowe**. Przykładem takiej reakcji chemicznej jest powstawanie chlorku amonu (fot. 87.):

$$\underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$



Fot. 87. Białą chmurę, która powstaje nad zlewkami z wodą amoniakalną oraz z kwasem chlorowodorowym, tworzą mikroskopijnej wielkości kryształki chlorku amonu NH_4Cl.

Z kwasami reaguje też gazowy amoniak, w wyniku czego tworzą się sole amonu. Dowodzi to jego zasadowego charakteru. Przykładami takich reakcji chemicznych mogą być reakcje otrzymywania soli kwasu azotowego(V) – azotanu(V) amonu oraz siarczanu(VI) amonu:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) amonu}}{NH_4NO_3}$$

$$\underset{\text{amoniak}}{2NH_3} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) amonu}}{(NH_4)_2SO_4}$$

Sole amonu dobrze rozpuszczają się w wodzie, a ogrzewane łatwo ulegają rozkładowi z wydzieleniem gazowego amoniaku:

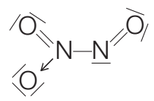
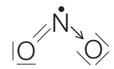
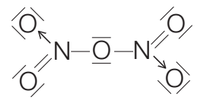
$$\underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl} \xrightarrow{T} \underset{\text{amoniak}}{NH_3\uparrow} + \underset{\text{chlorowodór}}{HCl\uparrow}$$

$$\underset{\text{węglan amonu}}{(NH_4)_2CO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{amoniak}}{2NH_3\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O\uparrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Związki chemiczne azotu – tlenki

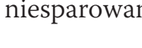
Azot tworzy z tlenem kilka tlenków (tabela 22.), w których atomy azotu występują na różnych stopniach utlenienia: tlenek azotu(I) N_2O, tlenek azotu(II) NO, tlenek azotu(IV) NO_2 oraz tlenek azotu(V) N_2O_5.

Tabela 22. Tlenki azotu

Wzór sumaryczny i nazwa tlenku	Stopnie utlenienia atomów azotu	Wzór elektronowy	Charakter chemiczny
N_2O tlenek azotu(I)	I		obojętny
NO tlenek azotu(II)	II		obojętny
N_2O_3 tlenek azotu(III) (tritlenek diazotu)	III		kwasowy
NO_2 tlenek azotu(IV)	IV		kwasowy
N_2O_5 tlenek azotu(V)	V	 (w stanie gazowym)	kwasowy

Tlenek azotu(II) NO jest nierozpuszczalnym w wodzie bezbarwnym gazem.

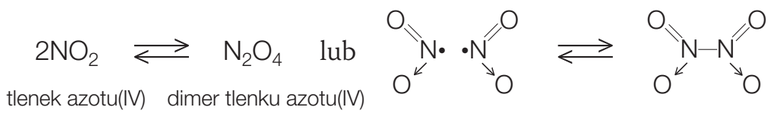
Cząsteczka tlenku azotu(II) NO ma jeden niesparowany elektron:



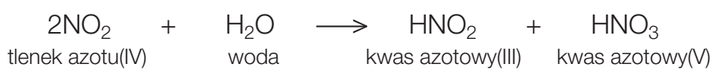


Fot. 88. Dimeryzacja NO_2.

Taka budowa powoduje, że NO jest bardzo reaktywny w stanie gazowym, w którym występuje w postaci pojedynczych cząsteczek. W stanie ciekłym i stałym **NO tworzy dimery**, w cząsteczkach których nie ma już niesparowanych elektronów. Tlenek azotu(II) łatwo utlenia się w powietrzu do tlenku azotu(IV), który jest czerwonobrunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Cząsteczki NO_2 również mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w N_2O_4, na co wskazuje odbarwianie się NO_2 podczas ogrzewania (fot. 88.):

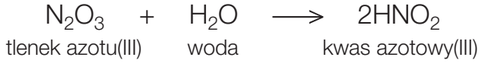


Tlenek azotu(IV) rozpuszczony w wodzie tworzy mieszaninę kwasu azotowego(III) HNO_2 i kwasu azotowego(V) HNO_3:

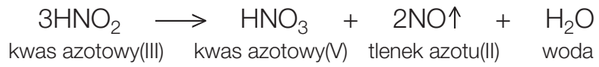


Związki chemiczne azotu – kwasy

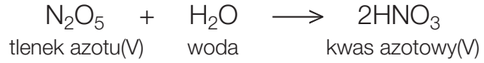
Kwas azotowy(III) HNO_2 jest kwasem słabym i nietrwałym. Jego tlenkiem kwasowym jest tlenek azotu(III) (tritlenek diazotu):



Roztwór HNO_2 ulega rozkładowi:



Tlenkiem kwasowym **kwasu azotowego(V)** jest tlenek azotu(V):



Doświadczenie 33. HNO_3

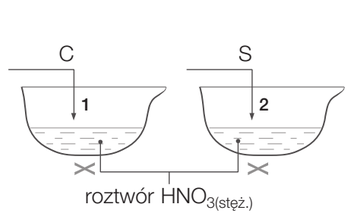
Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu azotowego(V)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania HNO_3 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), węgiel drzewny, sproszkowana siarka.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownice porcelanowe, palnik gazowy.

Instrukcja: Do dwóch parownic wlej po 2 cm^3 stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i ostrożnie ogrzej prawie do wrzenia. Następnie delikatnie wrzuć do parownicy 1. kawałek węgla drzewnego, a do 2. – trochę sproszkowanej siarki (schemat).



Obserwacje: Węgiel i siarka zapalają się w ogrzanym stężonym roztworze kwasu azotowego(V). Z parownic unosi się czerwonobrunatny gaz.

Wniosek: Stężony roztwór kwasu azotowego(V) jest tak silnym utleniaczem, że wiele substancji zapala się w nim jak w czystym tlenie. W tych reakcjach chemicznych powstaje gaz – tlenek azotu(IV):







Fot. 89. Rozcieńczony roztwór HNO_3 jest bardziej odporny na działanie światła, ale ma słabsze właściwości utleniające od roztworu stężonego.

Stężony roztwór **kwasu azotowego(V) HNO_3** (maksymalne stężenie ok. 68 %) jest cieczą bezbarwną, silnie żrącą, o gęstości większej od gęstości wody ($d_{HNO_3} = 1{,}4\ \frac{g}{cm^3}$) i ostrej woni. Niszczy tkaniny, barwniki i papier, pozostawia na skórze żółte plamy oraz trudno gojące się rany oparzeniowe. Stężony roztwór kwasu azotowego(V) pod wpływem światła ulega rozkładowi do tlenku azotu(IV), tlenu i wody:

$$\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4HNO_{3(stęż.)}} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{4NO_2\uparrow} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

Kwas azotowy(V) utlenia prawie wszystkie metale, nie reaguje m.in. ze złotem i platyną. W zależności od stężenia roztworu kwasu (fot. 89.) i zdolności redukujących metali otrzymuje się różne produkty reakcji chemicznych, np.:

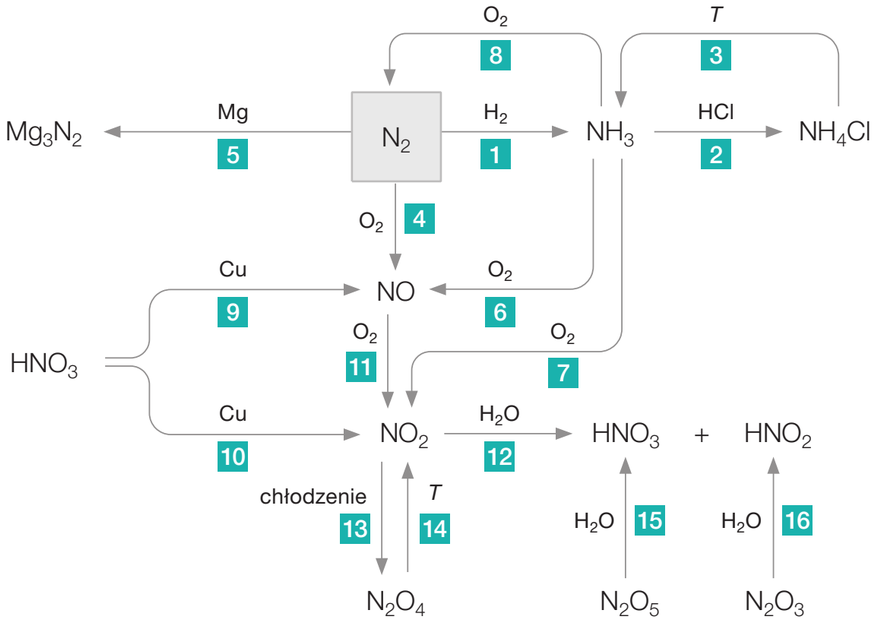
$$\underset{\text{magnez}}{4Mg} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{10HNO_{3(rozc.)}} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) magnezu}}{4Mg(NO_3)_2} + \underset{\text{tlenek diazotu}}{N_2O\uparrow} + \underset{\text{woda}}{5H_2O}$$

Solami kwasu azotowego(V) są azotany(V), np.: azotan(V) magnezu $Mg(NO_3)_2$, azotan(V) sodu $NaNO_3$, azotan(V) amonu NH_4NO_3, azotan(V) żelaza(III) $Fe(NO_3)_3$.

Silniejsze reduktory, np. cynk, mogą redukować kwas azotowy(V) do amoniaku, który tworzy z HNO_3 azotan(V) amonu:

$$\underset{\text{cynk}}{4Zn} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{10HNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) cynku}}{4Zn(NO_3)_2} + \underset{\text{azotan(V) amonu}}{NH_4NO_3} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

Ciągi przemian chemicznych – azot



Równania reakcji chemicznych:

1. $\underset{\text{azot}}{N_2} + \underset{\text{wodór}}{3H_2} \longrightarrow \underset{\text{amoniak}}{2NH_3}$
2. $\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl}$
3. $\underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl} \xrightarrow{T} \underset{\text{amoniak}}{NH_3\uparrow} + \underset{\text{chlorowodór}}{HCl\uparrow}$
4. $\underset{\text{azot}}{N_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \xrightarrow{T,\,p} \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2NO\uparrow}$
5. $\underset{\text{azot}}{N_2} + \underset{\text{magnez}}{3Mg} \longrightarrow \underset{\text{azotek magnezu}}{Mg_3N_2}$
6. $\underset{\text{amoniak}}{4NH_3} + \underset{\text{tlen}}{5O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{4NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$
7. $\underset{\text{amoniak}}{4NH_3} + \underset{\text{tlen}}{7O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{4NO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$
8. $\underset{\text{amoniak}}{4NH_3} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{azot}}{2N_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$
9. $\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{8HNO_{3(rozc.)}} + \underset{\text{miedź}}{3Cu} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) miedzi(II)}}{3Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{4H_2O}$
10. $\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4HNO_{3(stęż.)}} + \underset{\text{miedź}}{Cu} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) miedzi(II)}}{Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$
11. $\underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2NO} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2\uparrow}$
12. $\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} + \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{HNO_2}$
13. $\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2} \xrightarrow{\text{chłodzenie}} \underset{\text{tetratlenek diazotu}}{N_2O_4}$
14. $\underset{\text{tetratlenek diazotu}}{N_2O_4} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2\uparrow}$
15. $\underset{\text{tlenek azotu(V)}}{N_2O_5} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{2HNO_3}$
16. $\underset{\text{tritlenek diazotu}}{N_2O_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{2HNO_2}$

Zastosowania azotowców

Związki chemiczne zawierające azot i fosfor są składnikami większości nawozów, których stosowanie pozwala zmienić odczyn gleby i uzupełnić niedobory znajdujących się w niej składników mineralnych.

- produkcja nawozów sztucznych
- przemysł metalurgiczny
- przemysł spożywczy
- jubilerstwo



Azot

Ciekły azot jest stosowany do szybkiego **zamrażania żywności**, a w laboratoriach – do uzyskiwania bardzo niskich temperatur. Gazowym azotem są napełniane opakowania z chipsami. Gaz ten pomaga zachować świeżość i chroni przed zgnieceniem zawartości opakowania podczas transportu.



Fosfor

Fosfor biały jest wykorzystywany w przemyśle zbrojeniowym do produkcji **bomb zapalających** oraz zasłon dymnych. Fosfor czerwony to jeden ze składników drasek znajdujących się na pudełkach od zapałek.

Arsen

Jest **dodatkiem do stopów miedzi (brązów)**, szkła i stopów ołowiu. Stosuje się go również do produkcji materiałów półprzewodnikowych i impregnacji drewna.

Antymon

Antymon jest wykorzystywany do **produkcji urządzeń półprzewodnikowych**, np. diod i czujników wykrywających promieniowanie podczerwone.

Bizmut

Dodatek bizmutu powoduje, że stopy metali topią się w niskiej temperaturze. Dzięki temu można je stosować m.in. w jubilerstwie do lutowania (**stop Wooda**) oraz do odlewania elementów precyzyjnych (**stop Rosego**).

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Związki azotu i **fosforu** są wykorzystywane do produkcji nawozów stosowanych w rolnictwie i ogrodnictwie. Nawozy azotowe i fosforowe pobudzają rośliny do szybszego wzrostu oraz poprawiają jakość plonów.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jak są produkowane nawozy azotowe?



Ważne w temacie *Azotowce*

Azotowce

1. Wymieniam właściwości azotowców

- gazy (N) i substancje stałe (P, As, Sb, Bi)
- niemetale (N, P, As) i metale (Sb, Bi)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrznej powłoki ns^2np^3
- atomy w stanie podstawowym mają 5 elektronów walencyjnych
- atomy w związkach nieorganicznych zazwyczaj występują na –III, III lub V stopniu utlenienia
- z innymi pierwiastkami łączą się zazwyczaj wiązaniami kowalencyjnymi

2. Przewiduję i opisuję przebieg reakcji rozcieńczonego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) z Al, Fe, Cu, Ag

Symbol chemiczny metalu	Stężenie roztworu HNO_3, %	Przykładowe równanie reakcji chemicznej
Cu, Ag	< 20	nie reaguje
Cu, Ag, Al, Fe	ok. 30	$3Cu + 8HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$
Cu, Ag	ok. 60	$Cu + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
Al, Fe	ok. 60	zachodzi zjawisko pasywacji $2Al + 6HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Al_2O_3 + 6NO_2\uparrow + 3H_2O$

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 272 i 273) **i wykonaj polecenia** (a–d).

a) Wskaż numer reakcji chemicznej, w której azot ulega reakcji dysproporcjonowania.

b) Jaki odczyn mają wodne roztwory substancji otrzymanych w reakcjach chemicznych, których równania oznaczono numerami 1, 2, 9 i 15? Odpowiedź uzasadnij.

c) Określ, jak w warunkach izotermicznych zwiększenie ciśnienia wpływa na wydajność reakcji chemicznych, których równania oznaczono numerami 1, 4 i 14.

d) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.

2. W środowisku przyrodniczym arsen występuje głównie w postaci siarczków. Czysty arsen uzyskuje się z rud arsenopirytu FeAsS przez ich prażenie. Zachodzi wówczas reakcja chemiczna przedstawiona równaniem:
$FeAsS \longrightarrow FeS + As$.
W związkach chemicznych atomy arsenu przyjmują różne stopnie utlenienia. Do najważniejszych związków arsenu należą: arsenowodór AsH_3 oraz tlenki As_2O_3 i As_2O_5. Arsenowodór wykazuje silne właściwości redukujące, np. w reakcji z azotanem(V) srebra(I) wydziela się srebro, powstają kwas arsenowy(III) H_3AsO_3 oraz kwas azotowy(V) HNO_3. Substratem w tej reakcji chemicznej jest woda. Tlenek arsenu(III) o wzorze As_2O_3 jest nazywany potocznie arszenikiem. W reakcji z kwasem chlorowodorowym tworzy chlorek arsenu(III), z kolei w reakcji z wodnym roztworem NaOH tworzy tetrahydroksoarsenian(III) sodu lub heksahydroksoarsenian(III) sodu.

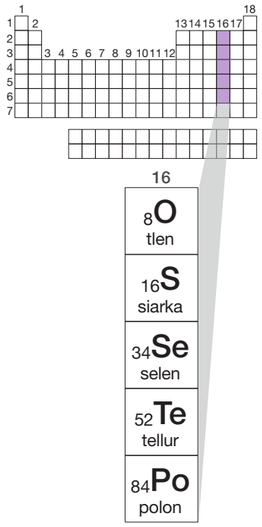
a) **Napisz konfigurację elektronową atomu arsenu w stanie podstawowym oraz skróconą konfigurację elektronową w jonach As^{3+} i As^{5+}. Wyjaśnij, dlaczego tylko te jony są trwałe.**

b) **Podaj najniższy i najwyższy stopień utlenienia atomu arsenu w związkach chemicznych.**

c) **Podaj liczbę wiązań koordynacyjnych w cząsteczce tlenku arsenu(III) i w cząsteczce tlenku arsenu(V).**

d) **Przedstaw w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddawanych i pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji utleniania i redukcji. Napisz wzory substancji będących utleniaczem oraz reduktorem w tych reakcjach chemicznych.**

24 Tlenowce

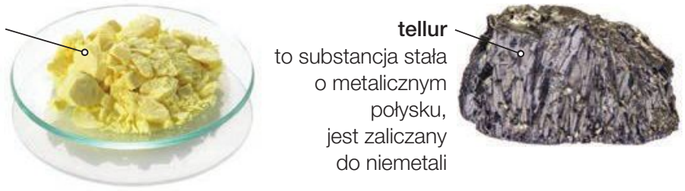


Ważne w tym temacie:

- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 16. grupy układu okresowego
- projektowanie doświadczenia pozwalającego otrzymać w laboratorium tlen



Pierwiastki chemiczne znajdujące się w 16. grupie układu okresowego to **tlenowce** (fot. 90.). Tlen – pierwszy pierwiastek chemiczny grupy tlenowców – w warunkach normalnych jest **gazem**. Pozostałe tlenowce: siarka S, selen Se, tellur Te i promieniotwórczy polon Po to w warunkach normalnych **substancje stałe**.



Fot. 90. Wybrane tlenowce.

Występowanie tlenowców w środowisku przyrodniczym

Gazowy tlen O_2 stanowi ok. 21 % objętościowych powietrza. W stratosferze (warstwa 15–50 km nad powierzchnią Ziemi) występuje jego odmiana alotropowa – **ozon O_3**. Powstaje on na skutek wyładowań elektrycznych w powietrzu lub w strumieniu tlenu, a także podczas pracy lamp kwarcowych i kserokopiarek. Tlen i siarka należą do podstawowych składników organizmów. Budują m.in. białka.

Tlen występujący w postaci tlenków jest składnikiem skał, minerałów i wody. Stanowi składnik związków chemicznych budujących organizmy roślinne i zwierzęce.

Siarka występuje w środowisku przyrodniczym w postaci pierwiastkowej (siarka rodzima) oraz w związkach chemicznych jako składnik minerałów i organizmów. Pozostałe tlenowce pojawiają się znacznie rzadziej, głównie w związkach chemicznych.

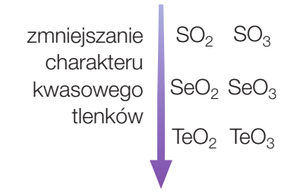
Właściwości tlenowców

Charakter metaliczny tlenowców wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Tlen, siarka, selen i tellur są **niemetalami**, a polon zalicza się do **metali**.

Pierwiastki chemiczne 16. grupy układu okresowego charakteryzują się dużym zróżnicowaniem właściwości. Atomy tlenowców w stanie podstawowym mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^4, co wskazuje na możliwość uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej przez przyłączenie w reakcjach chemicznych 2 elektronów lub oddanie 6 elektronów. Aktywność chemiczna tlenowców zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej Z. Atomy tlenowców w związkach chemicznych mogą występować **na różnych stopniach utlenienia: –II, IV, VI**. Wyjątkiem jest **tlen**, którego atomy zazwyczaj występują na –II stopniu utlenienia, ale mogą też przyjmować inne stopnie utlenienia.

Związki chemiczne tlenowców

Tlenowce reagują z tlenem, tworząc **tlenki**, które wykazują charakter kwasowy, malejący wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej tlenowca (rys. 48.).



Rys. 48. Zmiana charakteru kwasowego tlenków tlenowców.

W wyniku reakcji chemicznej tlenowców z metalami powstają **tlenki**, **siarczki**, **selenki** i **tellurki**. Sieć krystaliczna tych połączeń zawiera aniony tlenowca (O^{2-}, S^{2-}, Se^{2-} i Te^{2-}) oraz kationy metali – głównie 1. i 2. grupy układu okresowego.

Tlenowce z wodorem tworzą **wodorki** typu H_2E (E – symbol tlenowca), np.: H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te. Wodorki te w roztworach wodnych dysocjują w niewielkim stopniu, co oznacza, że mają charakter słabych kwasów. Najsłabszym z nich jest H_2O, a najmocniejszym – H_2Te. Te związki chemiczne w temperaturze pokojowej są gazami. Wyjątkiem jest woda, która jest cieczą. Woda ma **bardzo wysokie temperatury wrzenia i topnienia** w porównaniu do związków chemicznych, które mają podobną masę cząsteczkową. Jest tak, ponieważ między cząsteczkami H_2O występują **wiązania wodorowe**. Istnieją też połączenia H_2E_2 – **nadtlenki H—O—O—H** i **disiarczki H—S—S—H**.

Pierwiastki chemiczne 16. grupy układu okresowego łączą się też z innymi niemetalami. Na przykład tlen:

- łatwo łączy się z fosforem białym (powstaje P_4O_{10}),
- po ogrzaniu – również z siarką (SO_2),
- a w bardzo wysokich temperaturach – z azotem (NO, NO_2).

Wiązanie wodorowe – oddziaływanie występujące między atomem wodoru związanym z małym atomem silnie elektroujemnego pierwiastka chemicznego (np. O, N, F) a atomem pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności, który ma wolną parę elektronową.

16
2 3,4 O tlen
[He] $2s^2$ $2p^4$

Konfiguracja elektronowa atomu $_8O$:

[He] ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑
$2s^2$ $2p^4$



Fot. 91. W butli gazowej nurków głębinowych znajduje się mieszanka tlenu, azotu i helu.

Znanych jest wiele związków tlenowców z fluorowcami, np.: I_2O_5, Cl_2O, Cl_2O_7, SF_4, SCl_4, $SeBr_2$, $SeCl_4$, $TeCl_2$, $TeCl_4$.

Właściwości tlenu $_8O$

Tlen jest pierwiastkiem chemicznym **niezbędnym do oddychania**. Podtrzymuje też procesy spalania i umożliwia rozkład (butwienie) szczątków organizmów. Organizmy wodne pobierają go z wody. Po obniżeniu zawartości tlenu w powietrzu do ok. 15 % dochodzi do zaburzeń funkcjonowania ludzkiego organizmu. Oddychanie czystym tlenem jest niewskazane (fot. 91.), gdyż powoduje przyspieszenie procesów przemiany materii, co może być przyczyną zatrucia organizmu.

Cząsteczka tlenu O_2:

- w stanie podstawowym ma dwa elektrony niesparowane.
  We wzorze elektronowym tej cząsteczki parę elektronową tworzącą wiązanie pojedyncze oznacza się kreską, a dwa niesparowane elektrony – kropkami przy odpowiednich atomach:
  $$\bullet\overline{O}-\overline{O}\bullet$$
- w stanie wzbudzonym ma sparowane elektrony. We wzorze elektronowym tej cząsteczki dwie pary elektronowe tworzące wiązanie podwójne oznacza się dwiema kreskami:
  $$\langle O=O \rangle$$

Dzięki takiej budowie cząsteczki tlen jest bardzo aktywny chemicznie. Jako pierwiastek chemiczny o wysokiej elektroujemności (3,4 w skali Paulinga) jego atom bardzo łatwo przyciąga elektrony i tworzy jony O^{2-}. Atom tlenu w związkach chemicznych występuje najczęściej na **–II stopniu utlenienia**, ale też na –I (w nadtlenkach) lub II (we fluorku tlenu OF_2).

Otrzymywanie tlenu

Po raz pierwszy tlen otrzymano w 1774 r. w wyniku ogrzewania toksycznego tlenku rtęci(II) (fot. 92.). W warunkach laboratoryjnych tlen można otrzymać w wyniku rozkładu związków, które są mniej toksyczne niż tlenek rtęci(II), np. nadtlenku wodoru H_2O_2 (w obecności tlenku manganu(IV)), manganianu(VII) potasu $KMnO_4$ lub chloranu(V) potasu:

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$$



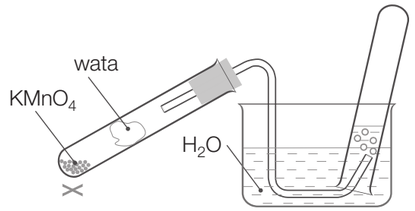


Fot. 92. Reakcja rozkładu tlenku rtęci(II).

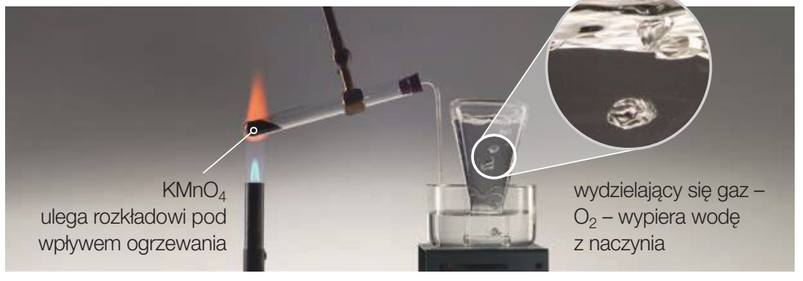
Doświadczenie 34. $KMnO_4$

Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu

Odczynniki: manganian(VII) potasu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą, krystalizator, palnik gazowy, wata.
Instrukcja: Do probówki wsyp niewielką ilość manganianu(VII) potasu i włóż kawałek waty, który zapobiegnie przemieszczaniu się kryształów podczas ogrzewania. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą.
W krystalizatorze z wodą umieść dnem do góry probówkę napełnioną wodą. Następnie probówkę z manganianem(VII) potasu ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika, a wylot rurki odprowadzającej umieść w probówce znajdującej się w krystalizatorze (schemat). Gdy gaz wyprze całą wodę z probówki, wyjmij ją i włóż do niej tlące się łuczywo.



Obserwacje: Ogrzewanie manganianu(VII) potasu powoduje wydzielanie się bezbarwnego i bezwonnego gazu (fot. 93.). Umieszczone w nim tlące się łuczywo zapala się jasnym płomieniem. Powstający gaz podtrzymuje spalanie.



Fot. 93. Otrzymywanie tlenu w reakcji rozkładu $KMnO_4$.

Wniosek: Zachodzi reakcja rozkładu termicznego $KMnO_4$. Jednym z jej produktów jest tlen.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$\underset{\text{manganian(VII) potasu}}{2KMnO_4} \xrightarrow{T} \underset{\text{manganian(VI) potasu}}{K_2MnO_4} + \underset{\text{tlenek manganu(IV)}}{MnO_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow}$$

Tlen ma gęstość nieco większą od gęstości powietrza. W bardzo niewielkim stopniu rozpuszcza się w wodzie, dlatego można go zbierać nad wodą.

Do celów technicznych tlen można otrzymać przez elektrolizę wody lub w procesie destylacji skroplonego powietrza.

Związki chemiczne tlenu – tlenki

Tlen reaguje z większością pierwiastków chemicznych, tworząc **tlenki**.

Doświadczenie 35.

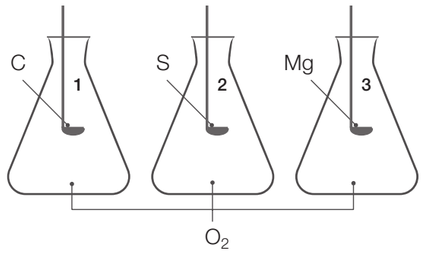


SO_2

Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: tlen, węgiel drzewny, siarka, wióry magnezu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby stożkowe, łyżka do spalań, palnik gazowy.
Instrukcja: Napełnij trzy kolby tlenem. Następnie na łyżce do spalań wprowadź do nich kolejno: do 1. – rozżarzony węgiel drzewny, do 2. – grudkę palącej się siarki, a do 3. – zapalone w płomieniu palnika wióry magnezu (schemat).



Obserwacje: W każdej kolbie stożkowej substancje zapaliły się jasnym płomieniem (fot. 94.).



Fot. 94. Spalanie w tlenie: węgla, siarki i magnezu.

Wniosek: We wszystkich kolbach zaszły reakcje spalania, których produktami są odpowiednie tlenki.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Kolba 1. $C + O_2 \longrightarrow CO_2\uparrow$
węgiel + tlen → tlenek węgla(IV)

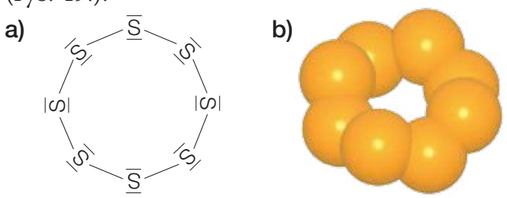
Kolba 2. $S + O_2 \longrightarrow SO_2\uparrow$
siarka + tlen → tlenek siarki(IV)

Kolba 3. $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$
magnez + tlen → tlenek magnezu

Spalanie substancji **w tlenie zachodzi intensywniej** niż ich spalanie w powietrzu.

Właściwości siarki $_{16}S$

W stanie stałym siarka występuje w postaci pierścieniowych cząsteczek S_8 (rys. 49.).



Rys. 49. Cząsteczka siarki S_8:
a) wzór strukturalny,
b) model czaszowy.

16
3 2,6
16S
siarka
[Ne] $3s^2\ 3p^4$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{16}S$:

[Ne] ↑↓ ↑↓ ↑ ↑
$3s^2$ $3p^4$

Istnieje kilka odmian alotropowych siarki. Najważniejsze z nich to różniące się budową krystaliczną: **siarka rombowa** i **siarka jednoskośna** (fot. 95.). Są one trwałe tylko w określonym przedziale temperatur i ciśnień. Obie odmiany występują w formie pierścieniowych cząsteczek S_8. Atomy siarki w związkach chemicznych występują zwykle na **–II, IV, VI stopniu utlenienia**.



siarka rombowa to najtrwalsza odmiana alotropowa siarki

siarka jednoskośna jest otrzymywana z siarki rombowej

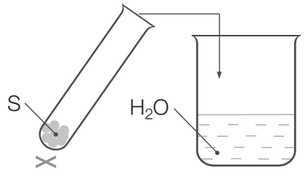
Fot. 95. Siarka rombowa jest trwała w temperaturze < 96 °C. W wyższej temperaturze przekształca się w siarkę jednoskośną. Jest to przemiana odwracalna.

Doświadczenie 36.

Otrzymywanie siarki plastycznej

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewka, palnik gazowy.
Instrukcja: Ogrzej w probówce niewielką ilość siarki, aż będzie płynna, a następnie przelej ją ostrożnie do zlewki z zimną wodą (schemat).



Obserwacje: Podczas ogrzewania siarka w probówce rozgrzewa się i topi. Tworzy się żółta ciecz. W zimnej wodzie stopiona siarka zastyga (fot. 96.).



Fot. 96. Siarka plastyczna w zimnej wodzie natychmiast zastyga.

Wniosek: W wyniku szybkiego oziębiania stopionej siarki powstaje siarka plastyczna.

Siarka plastyczna jest bezpostaciowa i przekształca się w trwałą odmianę rombową. Podczas powolnego oziębiania stopiona siarka przechodzi w odmianę jednoskośną, a gwałtownie oziębiona – zastyga i staje się brunatną, plastyczną masą, która z czasem robi się twarda, krucha i żółta. Bardzo gwałtowne ostudzenie ciemnobrunatnych par siarki powoduje powstanie żółtego proszku, nazywanego **kwiatem siarczanym**.

Związki chemiczne siarki – tlenki

Spalana w tlenie lub w powietrzu siarka tworzy **tlenek siarki(IV) SO_2**. Jest to bezbarwny gaz o charakterystycznym, duszącym zapachu, bardzo drażniący, szkodliwy dla śluzówki przełyku oraz układu oddechowego. Ma właściwości bakteriobójcze.

Doświadczenie 37.

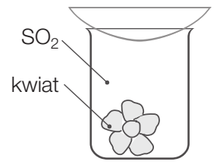


SO_2

Badanie właściwości tlenku siarki(IV)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, barwny kwiat.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, łyżka do spalań, szkiełko zegarkowe.
Instrukcja: W wysokiej zlewce spal na łyżce do spalań niewielką ilość sproszkowanej siarki. Następnie do zlewki włóż kwiat o kolorowych płatkach (np. czerwoną różę) i przykryj szkiełkiem zegarkowym (schemat).



Obserwacje: Płatki czerwonej róży (fot. 97.) pod wpływem tlenku siarki(IV) odbarwiają się.



Fot. 97. Czerwona róża w naczyniu z SO_2 po kilku minutach całkowicie traci swój kolor.

Wniosek: Tlenek siarki(IV) ma właściwości wybielające.

Tlenek siarki(IV) SO_2 można otrzymać w laboratorium w reakcji siarczanu(IV) sodu Na_2SO_3 z mocnym kwasem:

$$\underset{\text{siarczan(IV) sodu}}{Na_2SO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Jest to reakcja chemiczna mocnego kwasu z solą kwasu o mniejszej mocy.

Ważnym połączeniem siarki z tlenem jest **tlenek siarki(VI) SO_3**. Można go otrzymać w procesie katalitycznego utlenienia tlenku siarki(IV):

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{2SO_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \overset{V_2O_5}{\rightleftharpoons} \underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{2SO_3}$$

Katalizatorami tego procesu mogą być rozdrobniona platyna lub tlenki wanadu, chromu i żelaza. Optymalna temperatura procesu wynosi 400 °C.

Związki chemiczne siarki – kwasy tlenowe

Tlenek siarki(IV) i tlenek siarki(VI) reagują z wodą. W reakcji tlenku siarki(IV) z wodą powstaje **kwas siarkowy(IV)**:

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3}$$

H_2SO_3 jest kwasem nietrwałym, który rozkłada się podczas ogrzewania zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow}$$

Tlenek siarki(VI) jest tlenkiem kwasowym **kwasu siarkowego(VI)**:

$$\underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{SO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4}$$

Doświadczenie 38.

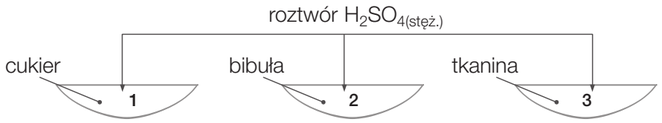


H_2SO_4

Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)

Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania H_2SO_4 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: cukier, roztwór kwasu siarkowego(VI), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: szkiełka zegarkowe, bibuła, tkanina, szczypce, wkraplacze.
Instrukcja: Na trzech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno: na 1. – cukier, na 2. – skrawek bibuły, a na 3. – kawałek tkaniny. Na każdą substancję nanieś ostrożnie po 2 krople stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (schemat). Po chwili tkaninę ze szkiełka 3. chwyć szczypcami i wypłucz pod bieżącą wodą.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 284

początek doświadczenia na s. 283

Obserwacje: Cukier i bibuła, na które naniesiono stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), sczerniały, a na tkaninie pojawiły się dziury (fot. 98.).

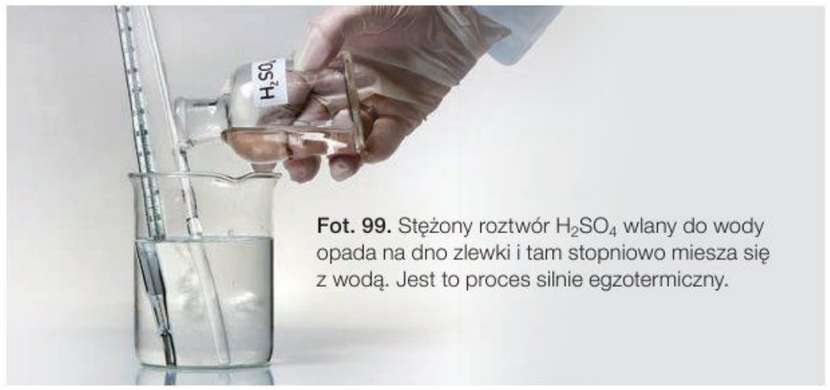


cukier bibuła tkanina

Fot. 98. Wpływ stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) na cukier, bibułę i tkaninę.

Wniosek: Substancje pod wpływem stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) ulegają zwęgleniu.

Stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), zawierający maksymalnie 98 % (procenty masowe) H_2SO_4, to bezbarwna, oleista ciecz o gęstości większej od gęstości wody. Jest **żrący** i **silnie higroskopijny**, dlatego **powoduje zwęglenie substancji organicznych**. Aby rozcieńczyć jego roztwór, **należy zawsze wlewać kwas do wody** (fot. 99.). Odwrotne postępowanie może spowodować rozpryskiwanie się wody i kwasu, a w konsekwencji – poparzenia.



Fot. 99. Stężony roztwór H_2SO_4 wlany do wody opada na dno zlewki i tam stopniowo miesza się z wodą. Jest to proces silnie egzotermiczny.

Związki chemiczne siarki – siarkowodór i kwas siarkowodorowy

Siarka, podobnie jak tlen, reaguje z wodorem, w wyniku czego powstaje **siarkowodór**:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{siarka}}{S} \xrightarrow{T} \underset{\text{siarkowodór}}{H_2S\uparrow}$$

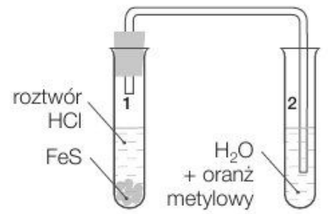
Siarkowodór to silnie trujący, bezbarwny, palny **gaz o charakterystycznym zapachu zgniłych jaj**. Jest produktem beztlenowego rozkładu substancji, których składnikiem jest siarka. H_2S występuje w gazach wulkanicznych, jest też składnikiem niektórych wód mineralnych. Siarkowodór można otrzymać w reakcji mocnego kwasu z siarczkami będącymi solami słabego kwasu siarkowodorowego.

Doświadczenie 39. HCl

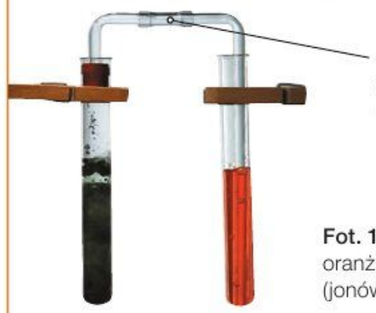
Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj powstającego gazu.

Odczynniki: siarczek żelaza(II), kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp niewielką ilość siarczku żelaza(II) i dodaj niewielką ilość kwasu chlorowodorowego. Probówkę 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki wprowadź do probówki 2., zawierającej wodę z roztworem oranżu metylowego (schemat).



Obserwacje: Z probówki wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu o ostrym zapachu. Gaz ten rozpuszcza się w wodzie, zmieniając barwę oranżu metylowego z żółtej na czerwoną (fot. 100.).



siarkowodór jest gazem trującym, dlatego zestaw laboratoryjny, w którym jest otrzymywany, musi być szczelnie zamknięty

Fot. 100. Czerwona barwa roztworu zawierającego oranż metylowy wskazuje na obecność kwasu (jonów H_3O^+ w roztworze).

Wniosek: W reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z siarczkiem żelaza(II) powstaje **siarkowodór**.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$\underset{\text{siarczek żelaza(II)}}{FeS} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{siarkowodór}}{H_2S\uparrow}$$

Wodny roztwór siarkowodoru to **kwas siarkowodorowy**. Ulega on dysocjacji stopniowej:

$$\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{siarkowodorowy}}}{H_2S} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{jon}\\\text{oksoniowy}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczkowy}}}{HS^-}$$

$$\underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczkowy}}}{HS^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{jon}\\\text{oksoniowy}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczkowy}}}{S^{2-}}$$

Zastosowania tlenowców

Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w grupie tlenowców jest tlen. Wykorzystuje się go w procesach przemysłowych, np. w hutnictwie.

przemysł i technika | przemysł chemiczny | przemysł energetyczny | przemysł hutniczy

Tlen

Mieszaniną tlenu z azotem napełnia się butle w **aparatach tlenowych** używanych do oddychania przez nurków, alpinistów i wszędzie tam, gdzie stężenie tlenu jest niższe niż 15 %. Wykorzystuje się go także do spawania metali w płomieniu acetylenowo-tlenowym.



Tellur

Jest wykorzystywany do produkcji **detektorów podczerwieni** oraz jako dodatek do stopów ołowiu. Barwi szkło na niebiesko.

Polon

Stanowi **źródło cząstek** α i **neutronów** stosowanych w badaniach naukowych, m.in. w Europejskiej Organizacji Badań Jądrowych CERN. Uzyskuje się z niego energię wykorzystywaną np. na statkach kosmicznych. Jest także używany do produkcji broni atomowej.



Siarka

Używa się jej do produkcji **sztucznych ogni** oraz w procesie wulkanizacji kauczuku. Preparaty siarkowe są pomocne w leczeniu chorób skórnych, m.in. trądziku.

Selen

Szara odmiana selenu przewodzi prąd pod wpływem światła. Tę właściwość wykorzystano w tzw. **mostkach selenowych** i **fotokomórkach**, stosowanych w urządzeniach sygnalizacyjnych i pomiarowych lub jako prostowniki prądu zmiennego. Selen barwi szkło na czerwono.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

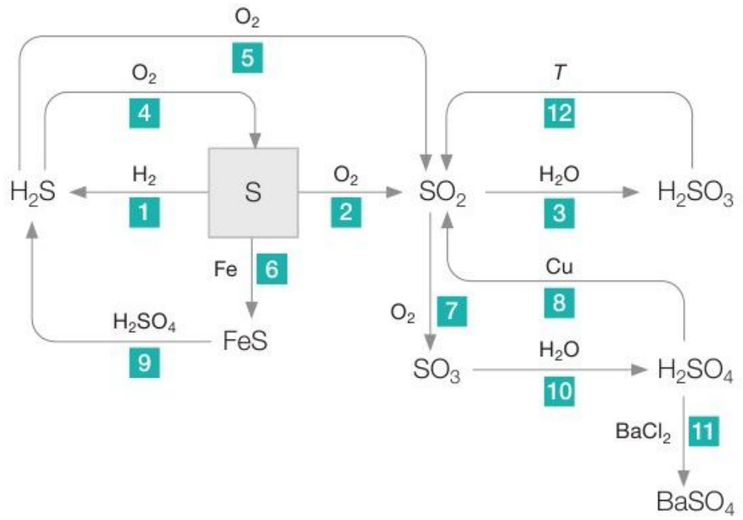
Ozon O_3 ze względu na właściwości m.in. bakteriobójcze i grzybobójcze stosuje się do odkażania wody, np. w basenach. Dezynfekcja pomieszczeń z wykorzystaniem ozonu, czyli ozonowanie, to skuteczna metoda usuwania nieprzyjemnych zapachów i alergenów. Jako gaz rozprzestrzenia się w całym dezynfekowanym pomieszczeniu. Znacznie ułatwia to neutralizowanie m.in. szkodliwych substancji. Ozon, o silnych właściwościach utleniających, jest toksyczny dla organizmów żywych.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie środki ostrożności należy zachować podczas ozonowania?

Ciągi przemian chemicznych – siarka



Równania reakcji chemicznych:

1. $S + H_2 \longrightarrow H_2S\uparrow$ (siarka, wodór, siarkowodór)
2. $S + O_2 \longrightarrow SO_2\uparrow$ (siarka, tlen, tlenek siarki(IV))
3. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ (tlenek siarki(IV), woda, kwas siarkowy(IV))
4. $2H_2S + O_2 \longrightarrow 2S + 2H_2O$ (siarkowodór, tlen, siarka, woda)
5. $2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2\uparrow$ (siarkowodór, tlen, woda, tlenek siarki(IV))
6. $S + Fe \longrightarrow FeS$ (siarka, żelazo, siarczek żelaza(II))
7. $2SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.} 2SO_3\uparrow$ (tlenek siarki(IV), tlen, tlenek siarki(VI))
8. $2H_2SO_{4(stęż.)} + Cu \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$ (kwas siarkowy(VI), miedź, siarczan(VI) miedzi(II), woda, tlenek siarki(IV))
9. $FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S\uparrow$ (siarczek żelaza(II), kwas siarkowy(VI), siarczan(VI) żelaza(II), siarkowodór)
10. $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ (tlenek siarki(VI), woda, kwas siarkowy(VI))
11. $H_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$ (kwas siarkowy(VI), chlorek baru, siarczan(VI) baru, kwas chlorowodorowy)
12. $H_2SO_3 \xrightarrow{T} H_2O + SO_2\uparrow$ (kwas siarkowy(IV), woda, tlenek siarki(IV))

Ważne w temacie *Tlenowce*

Tlenowce

1. Wymieniam właściwości tlenowców

- gazy (O) i substancje stałe (S, Se, Te, Po)
- niemetale (O, S, Se, Te) i metale (Po)
- atomy w stanie podstawowym mają konfigurację zewnętrznej powłoki ns^2np^4
- atomy w stanie podstawowym mają 6 elektronów walencyjnych
- reagują z tlenem, tworząc tlenki o charakterze kwasowym

2. Piszę równania reakcji otrzymywania tlenu

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

$$2KMnO_4 \xrightarrow{T} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

$$2KClO_3 \xrightarrow{T} 2KCl + 3O_2$$

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 287) **i wykonaj polecenia** (a–d)**.**
   a) Napisz wzory elektronowe cząsteczek H_2S i SO_2. Określ rodzaj wiązań chemicznych w cząsteczkach tych związków chemicznych. Określ, czy cząsteczki tych związków chemicznych mają budowę polarną.
   b) O jakich właściwościach kwasu siarkowego(IV) świadczy przebieg reakcji chemicznej oznaczonej numerem 12?
   c) Wskaż numer reakcji chemicznej, która umożliwia porównanie mocy kwasów.
   d) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 8. Napisz obserwacje, wniosek oraz równanie zachodzącej reakcji chemicznej w formie jonowej skróconej. Określ, jakiego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy użyć w tej reakcji chemicznej – rozcieńczonego czy stężonego. Odpowiedź uzasadnij.

2. W celu otrzymania tlenu przeprowadzono dwie reakcje rozkładu. W pierwszej reakcji użyto 100 g manganianu(VII) potasu, a w drugiej 100 g chloranu(V) potasu. **Czy w obydwu reakcjach chemicznych otrzymano jednakowe objętości tlenu (odmierzonego w warunkach normalnych)? Odpowiedź uzasadnij.**

3. Do reakcji chemicznej użyto 14 g opiłków żelaza i 11 g sproszkowanej siarki.
   a) **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**
   b) **Oblicz zawartość procentową (procent masowy) siarki w mieszaninie poreakcyjnej.**

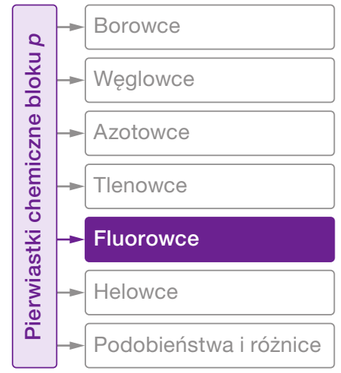
4. Masowa zawartość procentowa pierwiastka chemicznego *Z* w pewnym nietrwałym związku chemicznym o wzorze XZ_2 wynosi 54,3 %. O pierwiastku chemicznym *X* wiadomo, że:
   - jego atom nie charakteryzuje się najmniejszym promieniem atomowym w swojej grupie,
   - stan kwantowy żadnego z elektronów atomu tego pierwiastka chemicznego (w stanie podstawowym) nie jest opisywany poboczną (orbitalną) liczbą kwantową większą lub równą 2,
   - jego atom w stanie podstawowym ma parzystą liczbę elektronów walencyjnych,
   - atom tego pierwiastka chemicznego (w stanie podstawowym) ma wśród elektronów walencyjnych dwa razy więcej elektronów sparowanych niż elektronów niesparowanych.

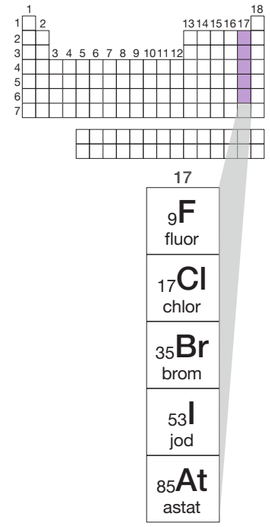
   a) **Napisz symbol pierwiastka chemicznego *X*.**
   b) **Ustal symbol pierwiastka chemicznego *Z*. Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

25 Fluorowce

Ważne w tym temacie:

- porównanie właściwości fizycznych i chemicznych fluorowców
- projektowanie doświadczenia pozwalającego otrzymać chlor
- badanie aktywności chemicznej fluorowców
- równania reakcji wodoru z fluorowcami (Cl_2, Br_2) oraz chloru i bromu z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)





Fluorowce, czyli pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego, występują w środowisku przyrodniczym w wielu związkach chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Woda morska zawiera znaczne ilości chlorków, bromków i jodków. Fluor bierze udział w procesie mineralizacji tkanek kostnych. Jod jest składnikiem hormonów tarczycy – tyroksyny i trójjodotyroniny. **Brom** (w temperaturze T = 25 °C i pod ciśnieniem p = 1013,25 hPa) **jest ciemnobrunatną cieczą** (fot. 101.) – drugim oprócz rtęci pierwiastkiem chemicznym występującym w ciekłym stanie skupienia w temperaturze pokojowej.



Fot. 101. Wybrane fluorowce.

Właściwości fluorowców

Fluor i chlor (w temperaturze T = 25 °C i pod ciśnieniem p = 1013,25 hPa) **są gazami** o zielonożółtej barwie i ostrym zapachu. **Jod i astat** to szaroczarne **substancje stałe** o metalicznym połysku. Ogrzewany jod łatwo sublimuje, czyli przechodzi bezpośrednio ze stanu stałego w stan gazowy, z pominięciem stanu ciekłego. Wszystkie fluorowce są **niemetalami**.

Chlor i brom rozpuszczają się w wodzie, tworząc odpowiednio wodę chlorową i wodę bromową. Rozpuszczają się również w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak benzyna, tetrachlorometan CCl_4, chloroform $CHCl_3$ i siarczek węgla(IV) CS_2. **Jod praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie**, natomiast dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalnikach

organicznych oraz w roztworach jodków litowców, np. w roztworze jodku potasu KI.

Pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego są **aktywnymi chemicznie niemetalami**. Wszystkie, z wyjątkiem astatu, tworzą cząsteczki dwuatomowe: F_2, Cl_2, Br_2, I_2. Atomy fluorowców w związkach chemicznych przyjmują **stopnie utlenienia od –I do VII, a najczęściej –I, I, III, V i VII**. Jedynie atomy **fluoru** mają zawsze taki sam **stopień utlenienia –I**.

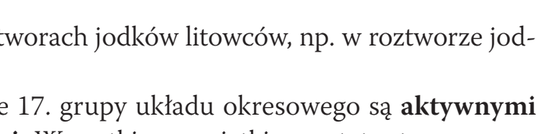
Atomy fluorowców w stanie podstawowym mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2np^5, co wskazuje na możliwość uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej przez przyłączenie w reakcjach chemicznych jednego elektronu. W ten sposób wszystkie fluorowce **łatwo tworzą aniony** X^-, np.: F^-, Cl^-, Br^- czy I^-.

Fluorowce są pierwiastkami chemicznymi o **właściwościach utleniających** i **wysokiej elektroujemności** (najbardziej elektroujemny ze wszystkich pierwiastków chemicznych jest fluor: 4,0 w skali Paulinga). Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że łatwość przyłączania elektronu się zmniejsza. Dlatego jod ma słabsze właściwości utleniające niż fluor, chlor i brom.

Porównanie aktywności chemicznej fluorowców

Aktywność chemiczną fluorowców można porównać, przeprowadzając odpowiednie doświadczenie chemiczne.

Doświadczenie 40.



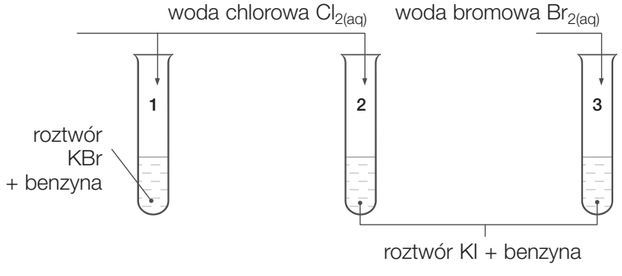
Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

Porównanie aktywności chemicznej fluorowców

Odczynniki: bromek potasu, jodek potasu, benzyna, woda chlorowa, woda bromowa.

Szkło laboratoryjne: probówki.

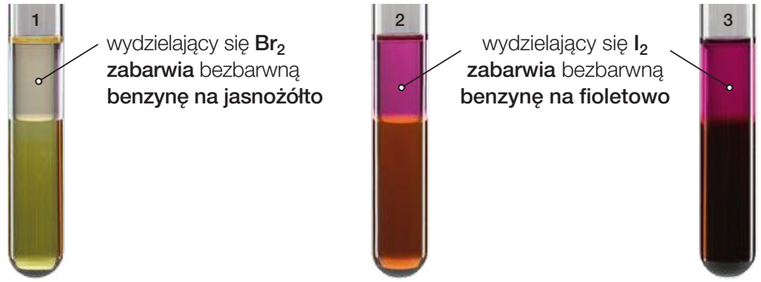
Instrukcja: Do trzech probówek wlej po 2 cm^3 roztworów: do 1. probówki – bromku potasu, do 2. i do 3. – jodku potasu. Następnie do każdej probówki dolej benzyny, po czym wody chlorowej do probówek 1. i 2., a do 3. – wody bromowej (schemat). Probówki zamknij korkami i wstrząśnij probówkami.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 291

początek doświadczenia na s. 290

Obserwacje: Benzyna w każdej probówce tworzy bezbarwną górną warstwę. Roztwór w probówce 1. pod wpływem wody chlorowej zabarwił się na żółtopomarańczowo (fot. 102.), a po wstrząśnięciu warstwa benzynowa ma barwę – jasnożółtą. W probówkach 2. i 3. warstwa benzynowa zabarwiła się na fioletowo (fot. 102.).



Fot. 102. Badanie aktywności chemicznej fluorowców: chloru i bromu (probówka 1.), chloru i jodu (probówka 2.), bromu i jodu (probówka 3.).

Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej:

- wody chlorowej i jonów Br^- powstaje brom Br_2 (probówka 1.),
- wody chlorowej z jonami I^- powstaje jod I_2 (probówka 2.),
- wody bromowej z jonami I^- także powstaje jod I_2 (probówka 3.).

Brom został wyparty przez Cl_2 z roztworu KBr (probówka 1.), a jod – z roztworu swojej soli KI zarówno przez Cl_2 (probówka 2.), jak i przez Br_2 (probówka 3.).

Chlor jest zatem **aktywniejszy chemicznie od bromu i jodu, a brom – od jodu**.

Zachodzące procesy redoks można przedstawić za pomocą równań:

Probówka 1. $Cl_2 + 2KBr \longrightarrow 2KCl + Br_2$ — *zapis cząsteczkowy*
(chlor; bromek potasu; chlorek potasu; brom)

$Cl_2 + 2Br^- \longrightarrow 2Cl^- + Br_2$ — *zapis jonowy skrócony*
(chlor; aniony bromkowe; aniony chlorkowe; brom)

Cl_2 jest **utleniaczem** (sam się redukuje), a jon Br^- jest **reduktorem** (sam się utlenia).

Probówka 2. $Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$ — *zapis cząsteczkowy*
(chlor; jodek potasu; chlorek potasu; jod)

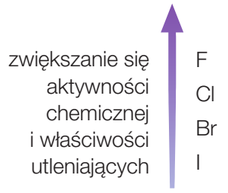
$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$ — *zapis jonowy skrócony*
(chlor; aniony jodkowe; aniony chlorkowe; jod)

Cl_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.

Probówka 3. $Br_2 + 2KI \longrightarrow 2KBr + I_2$ — *zapis cząsteczkowy*
(brom; jodek potasu; bromek potasu; jod)

$Br_2 + 2I^- \longrightarrow 2Br^- + I_2$ — *zapis jonowy skrócony*
(brom; aniony jodkowe; aniony bromkowe; jod)

Br_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.



Rys. 50. Zmiany aktywności chemicznej i właściwości utleniających fluorowców.

Fluor, ze względu na swoją dużą aktywność chemiczną (rys. 50.), wprowadzony do roztworu wodnego dowolnego halogenku **reaguje z wodą, a nie z anionem fluorowca**, wypierając z niej atom tlenu:

$$\underset{\text{fluor}}{F_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas fluorowodorowy}}{2HF} + \underset{\text{tlen atomowy}}{O}$$

Fluorowiec o mniejszej liczbie atomowej ma większą aktywność chemiczną od fluorowca o większej liczbie atomowej i wypiera go z roztworu jego soli zawierającej jego aniony.

Aktywność chemiczna fluorowców jest ściśle związana z ich potencjałami standardowymi redukcji. Wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowców, wartości ich potencjałów standardowych redukcji maleją, co potwierdza, że fluor jest najbardziej aktywnym fluorowcem (tabela 23.).

Potencjał standardowy półogniwa
→ patrz s. 51

Tabela 23. Potencjały standardowe redukcji fluorowców

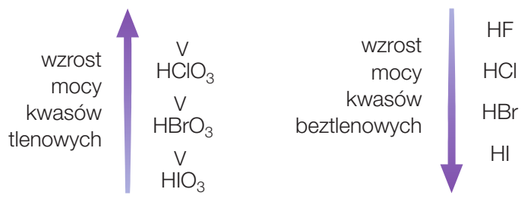
Równanie reakcji	$E°$, V
$F_2 + 2e^- \rightleftarrows 2F^-$	2,866
$Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Cl^-$	1,358
$Br_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Br^-$	1,066
$I_2 + 2e^- \rightleftarrows 2I^-$	0,536

Związki chemiczne fluorowców

Tlenki fluorowców są na ogół związkami nietrwałymi. Powstają w sposób pośredni, a nie na skutek bezpośredniej syntezy z pierwiastków chemicznych. Wszystkie są **tlenkami kwasowymi**.

Fluorowce, oprócz fluoru, tworzą wiele **kwasów tlenowych**. Moc tych kwasów wzrasta wraz ze zmniejszaniem się liczby atomowej fluorowca (rys. 51.), a także wraz ze zwiększaniem się liczby atomów tlenu w cząsteczce kwasu.

Wszystkie fluorowce tworzą z wodorem **fluorowcowodory** H*X* (o budowie kowalencyjnej), które w wodnych roztworach mają właściwości kwasowe. Moc tych **kwasów beztlenowych** wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca (rys. 51.). Jest to spowodowane osłabieniem wiązania H–*X*, następującym w miarę zwiększania się rozmiarów atomów fluorowca. Zwiększa się wówczas łatwość odszczepiania jonów H^+, co sprzyja powstawaniu jonów H_3O^+ w roztworze, czyli wzrasta moc takiego kwasu. **Sole kwasów fluorowcowodorowych**, w których fluorowce tworzą anion prosty, są nazywane halogenkami.



Rys. 51. Zmiana mocy kwasów fluorowców.

W wodnych roztworach chloru i bromu zachodzą reakcje chemiczne prowadzące do powstania odpowiednich kwasów:

$$\underset{\text{chlor}}{\overset{0}{Cl_2}} + \underset{\text{woda}}{\overset{\text{I}\ -\text{II}}{H_2O}} \rightleftarrows \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{\overset{\text{I}\ -\text{I}}{HCl}} + \underset{\text{kwas chlorowy(I)}}{\overset{\text{I}\ \text{I}\ -\text{II}}{HClO}}$$

$$\underset{\text{brom}}{\overset{0}{Br_2}} + \underset{\text{woda}}{\overset{\text{I}\ -\text{II}}{H_2O}} \rightleftarrows \underset{\text{kwas bromowodorowy}}{\overset{\text{I}\ -\text{I}}{HBr}} + \underset{\text{kwas bromowy(I)}}{\overset{\text{I}\ \text{I}\ -\text{II}}{HBrO}}$$

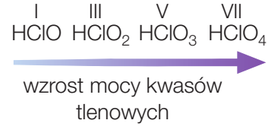
Procesy te są przykładami **reakcji dysproporcjonowania** (dysmutacji), czyli równoczesnego utleniania i redukcji tego samego pierwiastka chemicznego.

Reakcje dysproporcjonowania
→ patrz s. 36

Moc kwasów tlenowych chloru i bromu wzrasta wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia atomów tych pierwiastków chemicznych (rys. 52.)

Fluorowce łatwo tworzą związki chemiczne z metalami. W wyniku połączenia z metalami 1. i 2. grupy układu okresowego powstają **sole** o wiązaniach jonowych. W związkach chemicznych z metalami na wyższych stopniach utlenienia mogą występować wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

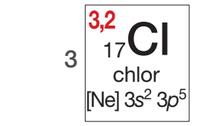
Fluorowce często łączą się z innymi niemetalami, np.: SF_6, PCl_3, PCl_5, CCl_4, a także wzajemnie ze sobą: ClF, ClF_3, BrF, ICl, IBr.



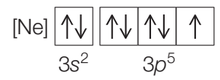
Rys. 52. Zmiana mocy kwasów tlenowych chloru.

Właściwości chloru $_{17}Cl$

Chlor (w temperaturze T = 25 °C i pod ciśnieniem p = 1013,25 hPa) jest **zielonożółtym gazem** (fot. 101., s. 289) o gęstości 2,5-krotnie większej od gęstości powietrza. Ma charakterystyczny **duszący zapach** i jest **bardzo trujący**. **Dość dobrze rozpuszcza się w wodzie**, a powstały roztwór nazywa się wodą chlorową $Cl_{2(aq)}$. Atomy chloru w związkach chemicznych występują na **–I, I, III, V, VII stopniu utlenienia**.



Konfiguracja elektronowa atomu $_{17}Cl$:



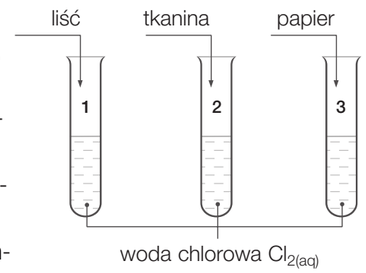
Doświadczenie 41.



Działanie chloru na substancje barwne

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: woda chlorowa, zielony liść, barwna tkanina, papier, atrament.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki.
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających wodę chlorową dodaj kolejno: do 1. probówki – zielony liść, do 2. – skrawek wilgotnej, kolorowej tkaniny, do 3. – kawałek wilgotnego papieru zabarwionego atramentem (schemat). Zamknij probówki korkami.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 294

początek doświadczenia na s. 293

Obserwacje: Substancje we wszystkich probówkach odbarwiają się (fot. 103.).



Fot. 103. Wpływ wody chlorowej na barwniki w: liściu, tkaninie, atramencie.

Wniosek: Woda chlorowa ma właściwości wybielające, m.in. dzięki powstawaniu silnie utleniającego kwasu chlorowego(I).

Równanie zachodzącej reakcji dysproporcjonowania $Cl_{2(aq)}$:

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HClO + HCl$$

Otrzymywanie chloru

Chlor można otrzymać w wyniku reakcji chemicznej stężonego kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu lub tlenkiem manganu(IV):

$$\underset{\text{tlenek manganu(IV)}}{MnO_2} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{4HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek manganu(II)}}{MnCl_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

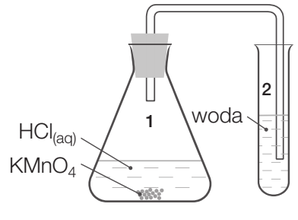
Doświadczenie 42.



Otrzymywanie chloru

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium), zachowując szczególną ostrożność.

Odczynniki: stężony kwas chlorowodorowy, manganian(VII) potasu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, wkraplacz, probówka, korek, rurka odprowadzająca, statyw, łyżeczka porcelanowa.
Instrukcja: Do kolby wsyp łyżeczkę manganianu(VII) potasu i wkraplaj stężony kwas chlorowodorowy do wystąpienia wyraźnych objawów reakcji chemicznej. Kolbę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 295

początek doświadczenia na s. 294

Obserwacje: W kolbie wydziela się zielonożółty gaz, który powoduje, że ciecz w probówce 2. barwi się na jasnożółto. Wyczuwalny jest charakterystyczny, duszący zapach.

Wniosek: Stężony kwas chlorowodorowy reaguje z manganianem(VII) potasu. Produktem tej reakcji chemicznej jest chlor, który reaguje z wodą – powstaje woda chlorowa.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Kolba stożkowa

$$\underset{\substack{\text{manganian(VII)}\\\text{potasu}}}{2\overset{VII}{K}\overset{}{Mn}O_4} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{16\overset{-I}{H}Cl_{(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{manganu(II)}}}{2\overset{II}{Mn}Cl_2} + \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{potasu}}}{2KCl} + \underset{\text{chlor}}{5\overset{0}{Cl_2}\uparrow} + \underset{\text{woda}}{8H_2O}$$

Probówka

$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas chlorowy(I)}}{HClO} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl}$$

Związki chemiczne chloru

Chlor reaguje z metalami, m.in. z sodem.

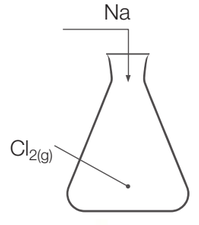
Doświadczenie 43.



Reakcja chloru z sodem

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Nie dotykaj sodu metalicznego.

Odczynniki: chlor, sód, woda destylowana, roztwór azotanu(V) srebra(I).
Szkło laboratoryjne: kolba stożkowa.
Instrukcja: Do kolby stożkowej wypełnionej chlorem wrzuć niewielki kawałek sodu (schemat). Następnie, po zakończeniu reakcji chemicznej, wlej do kolby niewielką ilość wody destylowanej i dodaj kilka kropli roztworu azotanu(V) srebra(I).



Obserwacje: Sód gwałtownie spala się w chlorze (fot. 104.). Powstaje biała substancja, która dobrze rozpuszcza się w wodzie. W wyniku dodania do jej roztworu azotanu(V) srebra(I) strąca się biały, serowaty osad. Reakcjom chemicznym towarzyszy emisja światła i dużej ilości ciepła.



Fot. 104. Kolba, w której przebiega reakcja chemiczna chloru z sodem, silnie się nagrzewa.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 296

początek doświadczenia na s. 295

Wniosek: Chlor reaguje gwałtownie z metalami aktywnymi chemicznie. Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

W roztworze wodnym powstałej soli obecne są jony: Na^+ i Cl^-. Po dodaniu do roztworu azotanu(V) srebra(I) powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie biały, serowaty osad chlorku srebra(I):

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) sodu}}{NaNO_3} + \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow}$$

Chlor reaguje również **z innymi metalami**, a produktami tych reakcji chemicznych są odpowiednie chlorki:

$$\underset{\text{miedź}}{Cu} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2}$$

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2}$$

Chlor bezpośrednio łączy się także **z wodorem**. W ten sposób powstaje gazowy chlorowodór:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorowodór}}{2HCl_{(g)}}$$

Chlorowodór rozpuszcza się **w wodzie**, w wyniku czego powstaje kwas chlorowodorowy:

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Chlor tworzy wiele połączeń **z tlenem**. Należą do nich tlenki chloru, kwasy tlenowe chloru (tabela 24.) oraz ich sole (chlorany). W związkach tych atomy chloru występują na różnych stopniach utlenienia. Ważnym tlenkiem chloru jest tlenek chloru(VII) Cl_2O_7 – bezbarwna ciecz, bardzo silny utleniacz. Jest on tlenkiem kwasowym kwasu chlorowego(VII) $HClO_4$. **Chlorany**, np. chloran(I) sodu NaClO, wykazują silne właściwości bakteriobójcze.

Tabela 24. Stopnie utlenienia atomu chloru w wybranych tlenkach i kwasach tlenowych

Stopień utlenienia atomu chloru	Tlenki		Kwasy tlenowe	
	nazwa	wzór	nazwa	wzór
I	tlenek chloru(I)	Cl_2O	kwas chlorowy(I)	$HClO$
IV	tlenek chloru(IV)	ClO_2	–	–
V	–	–	kwas chlorowy(V)	$HClO_3$
VII	tlenek chloru(VII)	Cl_2O_7	kwas chlorowy(VII)	$HClO_4$

Zastosowania fluorowców

Fluor jest składnikiem kwasu fluorowodorowego, który wykorzystuje się do zdobienia powierzchni szklanych, ponieważ reaguje on z tlenkiem krzemu(IV) i szkłem.

produkcja szkła · **medycyna** · **przemysł spożywczy** · **rolnictwo**

Fluor

Jest składnikiem środków dezynfekcyjnych oraz **past do zębów**. Stosuje się go do produkcji smarów i olejów. Związek chemiczny fluoru – heksafluorek uranu UF_6 (gaz) – wykorzystuje się do rozdzielania izotopów uranu (U-235 i U-238).



Chlor

To popularny **środek wybielający** w przemyśle włókienniczym i celulozowym. Jest również składnikiem środków owadobójczych.

Brom

Stosuje się go do produkcji **pestycydów**, barwników, leków uspokajających. Wchodzi także w skład środków antydetonacyjnych dodawanych do benzyn wysokooktanowych.



Jod

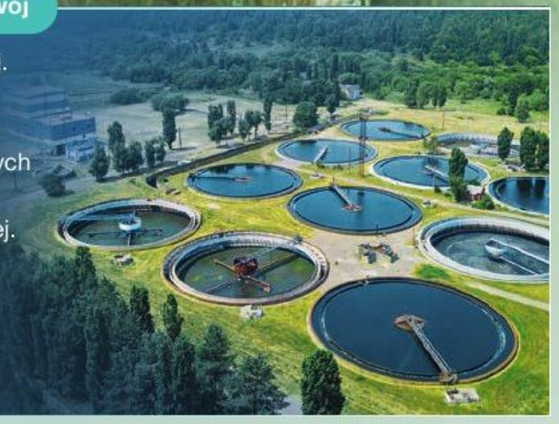
Jodyna, czyli 3-procentowy roztwór jodu w etanolu, jest **środkiem odkażającym**, a promieniotwórcze izotopy jodu, m.in. ^{131}I, służą do diagnozowania i leczenia zaburzeń tarczycy. Jod wykorzystuje się w przemyśle spożywczym do otrzymywania soli jodowanej.

Astat

Stosuje się go w **radioterapii nowotworów** jako emiter cząstek α.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

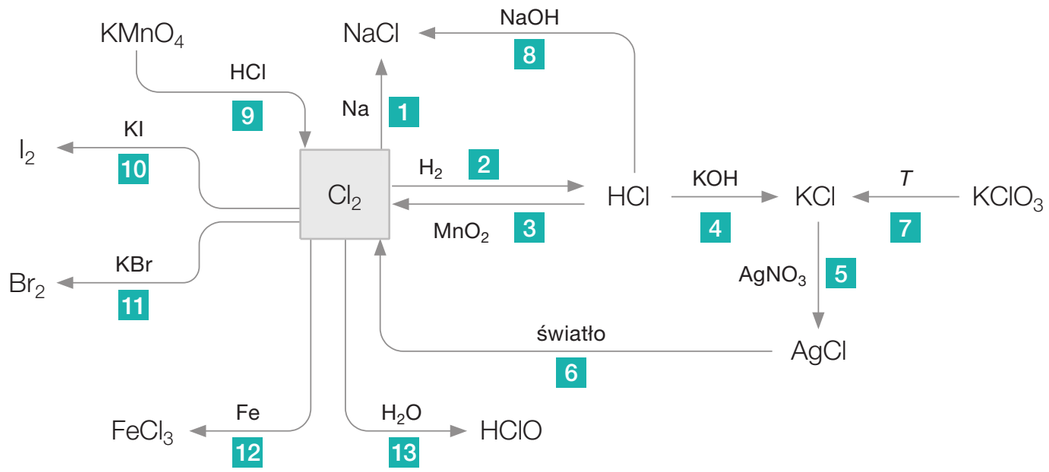
Chlor jest stosowany do dezynfekcji wody pitnej. Dzięki chlorowaniu wody giną bakterie i wirusy mogące powodować choroby lub epidemie. Jest to jedna z najtańszych i najpowszechniejszych metod dezynfekcji wody, dlatego stosuje się ją m.in. w stacjach uzdatniania wody wodociągowej.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są metody dezynfekcji wody?

Ciągi przemian chemicznych – chlor



Równania reakcji chemicznych:

1
$$\underset{\text{sód}}{2Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

2
$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorowodór}}{2HCl}$$

3
$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{4HCl} + \underset{\text{tlenek manganu(IV)}}{MnO_2} \longrightarrow \underset{\text{chlor}}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{chlorek manganu(II)}}{MnCl_2} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

4
$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{KOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{KCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

5
$$\underset{\text{chlorek potasu}}{KCl} + \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{azotan(V) potasu}}{KNO_3}$$

6
$$\underset{\text{chlorek srebra(I)}}{2AgCl} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{srebro}}{2Ag} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2\uparrow}$$

7
$$\underset{\text{chloran(V) potasu}}{2KClO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{chlorek potasu}}{2KCl} + \underset{\text{tlen}}{3O_2\uparrow}$$

8
$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

9
$$\underset{\substack{\text{manganian(VII)}\\\text{potasu}}}{2KMnO_4} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{16HCl_{(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{potasu}}}{2KCl} + \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{manganu(II)}}}{2MnCl_2} + \underset{\text{chlor}}{5Cl_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{8H_2O}$$

10
$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{jodek potasu}}{2KI} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2KCl} + \underset{\text{jod}}{I_2}$$

11
$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{bromek potasu}}{2KBr} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2KCl} + \underset{\text{brom}}{Br_2}$$

12
$$\underset{\text{chlor}}{3Cl_2} + \underset{\text{żelazo}}{2Fe} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{2FeCl_3}$$

13
$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{kwas chlorowy(I)}}{HClO}$$

Ważne w temacie *Fluorowce*

1. Analizuję i porównuję właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców

- stany skupienia fluorowców: gazy (F, Cl), ciecz (Br) i substancje stałe (I, At)
- niemetale (F, Cl, Br, I) i metale (At)
- mają różne barwy: bladożółtą (F), zielonożółtą (Cl), ciemnobrunatną (Br), szaroczarną (I)
- mają charakterystyczne zapachy
- wraz ze wzrostem liczby atomowej fluorowca temperatury topnienia i wrzenia wzrastają
- fluor i chlor są bardziej lotne niż brom i jod
- reaktywność fluorowców – maleje w grupie wraz ze wzrostem numeru okresu; fluor jest najbardziej reaktywnym pierwiastkiem w tej grupie, reaguje z prawie wszystkimi innymi pierwiastkami, często gwałtownie
- elektroujemność fluorowców maleje w grupie wraz ze wzrostem numeru okresu – fluor ma najwyższą elektroujemność spośród wszystkich pierwiastków
- tworzą związki z wieloma innymi pierwiastkami, w tym z:
  - metalami, tworząc halogenki
  - wodorem, tworząc wodorki o charakterze kwasowym

2. Piszę równania reakcji otrzymywania chloru w reakcjach $HCl_{(aq)}$ z MnO_2 lub z $KMnO_4$

$$MnO_2 + 4HCl_{(stęż.)} \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$
$$2KMnO_4 + 16HCl_{(stęż.)} \longrightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$$

3. Piszę równania reakcji wodoru z fluorowcami (Cl_2, Br_2)

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} 2HCl_{(g)}$$
$$H_2 + Br_2 \xrightarrow{T,\ \text{kat.}} 2HBr_{(g)}$$

Fluorowce

4. Piszę równania reakcji chloru i bromu z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)

$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$
$2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$
$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$
$Ca + Cl_2 \longrightarrow CaCl_2$
$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$
$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$
$2Na + Br_2 \longrightarrow 2NaBr$
$2K + Br_2 \longrightarrow 2KBr$
$Mg + Br_2 \longrightarrow MgBr_2$
$Ca + Br_2 \longrightarrow CaBr_2$
$2Fe + 3Br_2 \longrightarrow 2FeBr_3$
$Cu + Br_2 \longrightarrow CuBr_2$

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 298 i 299) **i wykonaj polecenia** (a–c)**.**
   a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które umożliwiają porównanie aktywności chemicznej fluorowców.
   b) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których chlor pełni funkcję reduktora.
   c) Narysuj schemat i podaj przewidywane obserwacje do doświadczenia chemicznego, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna o równaniu oznaczonym numerem 7.

2. Atomy dwóch fluorowców *X* i *Y* różnią się liczbą protonów w jądrze atomowym – jeden z nich ma o 18 protonów więcej niż drugi. Fluorowiec *X* reaguje z solą potasową fluorowca *Y* zgodnie ze schematem:
   $X_2 + 2KY \longrightarrow 2KX + Y_2$
   Ustal, jakie to pierwiastki chemiczne. Wybierz poprawną odpowiedź.
   a) *X*: chlor, *Y*: brom b) *X*: brom, *Y*: chlor c) *X*: jod, *Y*: brom d) *X*: brom, *Y*: jod

3. **Wskaż substancje** (a–d)**, których wodne roztwory po zmieszaniu nie będą reagowały ze sobą. Uzasadnij swój wybór.**
   a) KI i Cl_2 b) KBr i Cl_2 c) KBr i I_2 d) KI i Br_2

4. **Podaj wzór sumaryczny tlenku chloru, którego gęstość w warunkach normalnych wynosi 3,01** $\frac{g}{dm^3}$**.**

5. W tabeli podano wartości temperatur wrzenia wybranych wodorków fluorowców. **Wskaż punkt** (a–d)**, w którym wyjaśniono wysoką temperaturę wrzenia HF.**

Wzór związku chemicznego	HF	HCl	HBr	HI
Temperatura wrzenia, °C	19,5	–85,0	–66,8	–35,4

   a) Masa atomowa fluoru jest mniejsza od mas atomowych pozostałych fluorowców.
   b) Długość wiązania H—F jest mniejsza niż wiązań w H—Cl, H—Br i H—I.
   c) Cząsteczki HF ulegają asocjacji.
   d) Cząsteczki HF w wodnym roztworze ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

6. Tlenek chloru(IV) w reakcji z zasadami ulega dysproporcjonowaniu:
   $2ClO_2 + 2NaOH \longrightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$
   Przeprowadzono dwa doświadczenia chemiczne (I i II), w których do dwóch roztworów wodorotlenku sodu o tej samej objętości i różnym stężeniu molowym NaOH wprowadzano gazowy tlenek chloru(IV). Stosunek molowy tlenku chloru(IV) do wodorotlenku sodu w każdym z doświadczeń podano w poniższej tabeli.

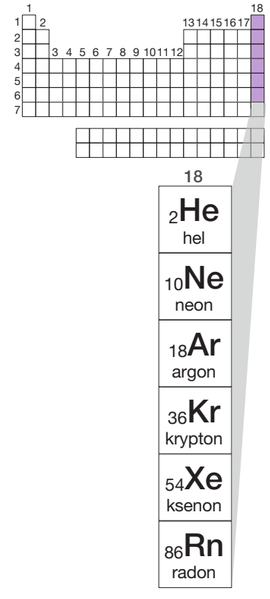
Numer doświadczenia	Stosunek molowy ClO_2 : NaOH
I	1 : 1
II	1 : 2

   Po zakończeniu obu doświadczeń stwierdzono, że w każdym z nich tlenek chloru(IV) przereagował całkowicie, zgodnie z podanym równaniem reakcji dysproporcjonowania, a odczyn obu uzyskanych roztworów był zasadowy, przy czym pH roztworu uzyskanego w doświadczeniu II było wyższe niż pH roztworu otrzymanego w doświadczeniu I.
   a) **Wyjaśnij, dlaczego w doświadczeniu I odczyn uzyskanego roztworu był zasadowy.**
   b) **Wyjaśnij, dlaczego pH roztworu uzyskanego w doświadczeniu II było wyższe niż pH roztworu otrzymanego w doświadczeniu I.**

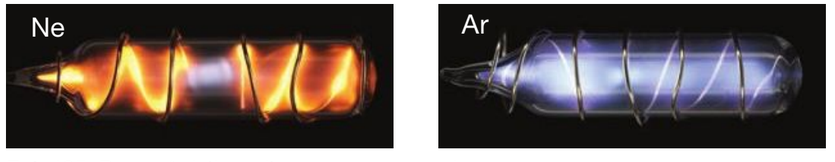
26 Helowce

Ważne w tym temacie:
- podobieństwa we właściwościach pierwiastków 18. grupy układu okresowego





Helowce, czyli pierwiastki chemiczne 18. grupy układu okresowego, nazywane są **gazami szlachetnymi**. W silnym polu elektrycznym helowce emitują światło o charakterystycznych barwach (fot. 105.).



Fot. 105. Barwy światła emitowane przez neon i argon.

Występowanie helowców w środowisku przyrodniczym

Helowce występują w atmosferze ziemskiej w niewielkich ilościach. Argon stanowi ok. 1 % (procent objętościowy) atmosfery, natomiast pozostałe helowce, czyli: hel He, neon Ne, krypton Kr, ksenon Xe oraz promieniotwórczy radon Rn, występują w śladowych ilościach.

Właściwości helowców

Helowce są bezbarwnymi i bezwonnymi gazami, bardzo trudno rozpuszczalnymi w wodzie. W odróżnieniu od innych pierwiastków gazowych **helowce występują w postaci atomów i nie tworzą cząsteczek dwuatomowych**. Są stosunkowo bierne chemicznie i mają bardzo wysokie wartości energii jonizacji. W grupie wraz ze wzrostem liczby atomowej helowców zwiększają się promień atomu oraz temperatura wrzenia.

Atomy helowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej $\boldsymbol{ns^2np^6}$, która jest całkowicie wypełniona 8 elektronami (oktet), a w przypadku helu $\mathbf{1}\boldsymbol{s^2}$ – 2 elektronami (dublet). Taka konfiguracja elektronowa jest **bardzo trwała**, dlatego inne pierwiastki chemiczne dążą do jej uzyskania w reakcjach chemicznych.

Zastosowania helowców

Pod wpływem działania prądu elektrycznego gazy szlachetne świecą. Zjawisko to wykorzystuje się w lampach jarzeniowych stosowanych w reklamach świetlnych.



- medycyna
- motoryzacja
- spawanie
- produkcja żarówek

Neon

Napełnia się nim lampy jarzeniowe o jasnym, czerwonym świetle, tzw. **neony**, a także lampy przeciwmgielne. Jest również używany w kriogenice do uzyskiwania niskich temperatur.

Argon

Jako gaz obojętny jest stosowany podczas **spawania**, jako gaz ochronny – do produkcji wysokiej czystości germanu i krzemu.



Krypton

Wykorzystuje się go do wypełniania żarówek o dużej mocy, a także szyb zespolonych w nowoczesnych oknach.

Ksenon

Światło **żarówek ksenonowych** nie męczy oczu i dobrze odwzorowuje barwy, dlatego używa się ich w reflektorach samochodowych.



Radon

Stosuje się go w radioterapii nowotworów jako źródło promieni γ.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Hel jest gazem niepalnym i ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza. Dlatego jest wykorzystywany m.in. do napełniania balonów meteorologicznych. Umieszczone w nich sondy mierzą temperaturę, wilgotność, ciśnienie atmosferyczne oraz kierunek i prędkość wiatru na różnych wysokościach. Zebrane w ten sposób dane pomagają przewidywać pogodę oraz zagrożenia, np. powodzie.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są inne zastosowania helu?

Związki chemiczne helowców

Do 1962 r. nie udało się otrzymać żadnego związku chemicznego helowca. Obecnie znane są związki chemiczne takich gazów szlachetnych jak krypton Kr, ksenon Xe i radon Rn. Krypton i ksenon tworzą związki z fluorem i tlenem, np.:

XeF_2, XeF_4, XeF_6, XeO_4, KrF_2 i KrF_4.

Ksenon tworzy połączenia $XeZF_6$, w których Z oznacza pierwiastek chemiczny, np.: Pt, P, Sb, Si i Rb. Te związki chemiczne hydrolizują do wolnego ksenonu i jego tlenku (atom Xe na VI stopniu utlenienia), który jest bardzo silnym utleniaczem.

Znane są również nietrwałe **połączenia klatratowe helowców**, w których helowiec znajduje się wewnątrz sieci krystalicznej (jak w klatce) innego związku chemicznego [łac. *clathratus* – okratowany, zamknięty]. Nie są to jednak połączenia chemiczne (brak wiązań chemicznych). Po rozpuszczeniu lub stopieniu sieci krystalicznej następuje uwolnienie atomu helowca.

Ważne w temacie *Helowce*

Wymieniam właściwości helowców

- bezbarwne i bezwonne gazy
- bardzo słabo rozpuszczalne w wodzie
- radon jest pierwiastkiem promieniotwórczym
- występują w postaci atomów
- są stosunkowo bierne chemicznie
- mają bardzo wysokie wartości energii jonizacji
- emitują światło w polu elektrycznym

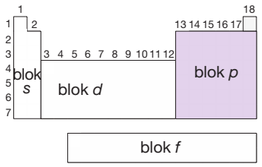
Helowce

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przedstaw rozmieszczenie elektronów w atomie kryptonu (w stanie podstawowym) w postaci:**
   a) zapisu pełnego,
   b) zapisu graficznego (schematu klatkowego).
2. Pewien pierwiastek chemiczny występuje w postaci trzech naturalnych izotopów o liczbach masowych 36, 38, 40. Zawartość procentowa ich atomów wynosi odpowiednio 0,337 %, 0,063 % i 99,60 %. **Oblicz średnią masę atomową tego pierwiastka chemicznego oraz podaj jego nazwę.**

27 Blok *p* – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw we właściwościach pierwiastków chemicznych bloku *p* w grupach układu okresowego i różnic we właściwościach tych pierwiastków chemicznych w okresach



Blok *p* tworzą pierwiastki chemiczne **grup od 13. do 18. układu okresowego** (oprócz helu).

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *p* rozbudowują podpowłokę *np* (tabela 25.) przy zapełnionej podpowłoce *ns* powłoki walencyjnej (ns^2np). Pierwiastki chemiczne kolejnych grup różnią się liczbą elektronów walencyjnych. Mają więc różne właściwości.

Tabela 25. Konfiguracje elektronów walencyjnych atomów wybranych pierwiastków chemicznych bloku *p*

Numer grupy	13	14	15	16	17	18
Symbol pierwiastka chemicznego	B	C	N	O	F	Ne
Konfiguracja elektronów walencyjnych atomu	$2s^2\,2p^1$	$2s^2\,2p^2$	$2s^2\,2p^3$	$2s^2\,2p^4$	$2s^2\,2p^5$	$2s^2\,2p^6$

Właściwości pierwiastków chemicznych bloku *p*

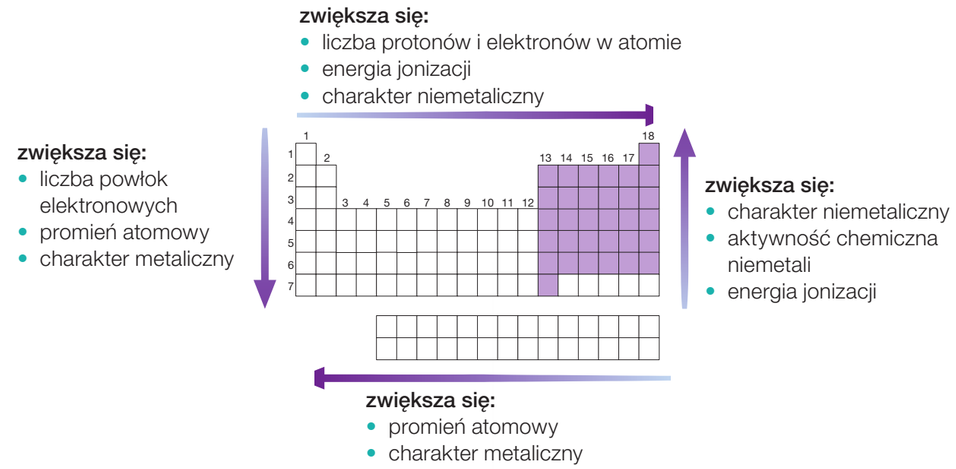
W 13. grupie układu okresowego przeważają **metale**. W każdej kolejnej grupie (o wyższym numerze) jest więcej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym.

Atomy o małej liczbie elektronów walencyjnych (13. grupa) oddają je w reakcjach chemicznych i tworzą kationy. Jest to zachowanie charakterystyczne dla metali wykazujących niewielką elektroujemność. Atomy o większej liczbie elektronów walencyjnych, np. z grup 16. i 17., łatwiej przyłączają elektrony, w wyniku czego tworzą się aniony. Jest to zachowanie charakterystyczne dla niemetali wykazujących wysoką elektroujemność. Łatwość tworzenia kationów, czyli charakter metaliczny, wzrasta w grupach wraz ze zwiększaniem się rozmiarów atomów pierwiastków chemicznych.

Ważne w temacie *Blok p – podsumowanie*

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków grup 13.–18. układu okresowego

- atomy pierwiastków chemicznych bloku *p* rozbudowują podpowłokę *np* przy zapełnionej podpowłoce *ns* powłoki walencyjnej
- różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych i mają różne właściwości



Blok *p* – podsumowanie

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Ogrzewanie kwasu fosforowego(V) w temperaturze 470–570 K prowadzi do jego odwodnienia, w którego trakcie z dwóch cząsteczek H_3PO_4 wydziela się jedna cząsteczka wody i powstaje kwas ortodifosforowy $H_4P_2O_7$:

$$2H_3PO_4 \xrightarrow{470\text{–}570\ K} H_4P_2O_7 + H_2O$$

Kwas ortodifosforowy (kwas pirofosforowy) jest kwasem czteroprotonowym, który dysocjuje w roztworze wodnym zgodnie z równaniami:

I etap $H_4P_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons H_3P_2O_7^- + H_3O^+$

II etap $H_3P_2O_7^- + H_2O \rightleftharpoons H_2P_2O_7^{2-} + H_3O^+$

III etap $H_2P_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HP_2O_7^{3-} + H_3O^+$

IV etap $HP_2O_7^{3-} + H_2O \rightleftharpoons P_2O_7^{4-} + H_3O^+$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.

a) **Napisz wzór elektronowy (kreskowy) kwasu ortodifosforowego, jeśli wiadomo, że obydwa atomy fosforu w tym kwasie są równocenne (równoważne), przyjmują stopień utlenienia V i łączą się ze sobą poprzez atom tlenu.**

b) **Napisz wzory drobin występujących w III etapie dysocjacji kwasu ortodifosforowego i tworzących pary kwas–zasada Brønsteda.**

c) Poniżej w przypadkowej kolejności przedstawiono wartości stałych dysocjacji kwasu ortodifosforowego dla poszczególnych etapów dysocjacji. **Przyporządkuj wartości stałych dysocjacji do etapów.**

$7{,}94 \cdot 10^{-3}$ $4{,}79 \cdot 10^{-10}$ $2{,}00 \cdot 10^{-7}$ $1{,}23 \cdot 10^{-1}$

Podsumowanie

Blok *p*

Blok *p* obejmuje pierwiastki chemiczne **13.–18. grupy układu okresowego**: borowce, węglowce, azotowce, tlenowce, fluorowce, helowce (bez helu). Atomy pierwiastków chemicznych bloku *p* mają rozbudowaną podpowłokę *np* przy zapełnionej podpowłoce *ns* powłoki walencyjnej.

- Pierwiastki chemiczne kolejnych grup **różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych**, co ma decydujący wpływ na ich właściwości. W 13. grupie przeważają metale. Im wyższy jest numer grupy, tym więcej jest w niej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym.
- Wraz **ze zwiększaniem się liczby atomowej *Z*** w danej grupie **wzrasta charakter metaliczny** pierwiastków chemicznych i **zmniejsza się ich elektroujemność**.

Pierwiastki chemiczne o większej liczbie elektronów walencyjnych, np. tlenowce i fluorowce, tworzą **jony ujemne**, a w miarę zwiększania się liczby atomowej w grupie – również jony dodatnie.

Atomy **węglowców** mogą przyjmować stopnie utlenienia od –IV do IV, **azotowców** od –III do V, **tlenowców** od –II do V, **fluorowców** od –I do VII.

Równania reakcji chemicznych wybranych pierwiastków chemicznych grup 13.–16.

Symbol i nazwa	Reakcje	
	z metalami	z niemetalami
O tlen	Tworzy tlenki, nadtlenki i ponadtlenki, np.: $2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$ $K + O_2 \longrightarrow KO_2$ $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$ $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$ $4Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$	Tworzy tlenki, np.: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$ $S + O_2 \longrightarrow SO_2$ $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ $P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$
N azot	Tworzy azotki, np.: Ba_3N_2, Mg_3N_2	Tworzy azotki, np.: NH_3, Si_3N_4
S siarka	Tworzy siarczki, np.: $2Na + S \longrightarrow Na_2S$ $2K + S \longrightarrow K_2S$ $Mg + S \longrightarrow MgS$	Tworzy siarczki, np.: H_2S, CS_2 $H_2 + S \longrightarrow H_2S$
C węgiel	Tworzy węgliki, np.: Al_4C_3, ZrC	Tworzy węgliki, np.: SiC, B_4C
P fosfor	Tworzy fosforki, np.: Na_3P, AlP	Tworzy różne związki chemiczne, np.: PH_3, PCl_3
Cl chlor	Tworzy chlorki, np.: $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$ $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ $Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$	Tworzy różne związki chemiczne, np.: $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

Reakcje chemiczne glinu

- Charakter chemiczny tlenku: Al_2O_3 – amfoteryczny
  $Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4]$
  $Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$
- Charakter chemiczny wodorotlenku: $Al(OH)_3$ – amfoteryczny
  $Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$
  $Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$
- Reakcje chemiczne z niemetalami:
  $4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$ $2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$ $2Al + 3S \longrightarrow Al_2S_3$
- Reakcje z kwasami nieutleniającymi:
  $2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$
- Reakcje z kwasami utleniającymi – w stężonym roztworze HNO_3 glin ulega pasywacji, tzn. pokrywa się Al_2O_3.
  $2Al + 6HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Al_2O_3 + 6NO_2\uparrow + 3H_2O$

Porównanie właściwości wybranych niemetali grup 13.–17.

Symbol i nazwa		Właściwości fizyczne i chemiczne	Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny tlenków $E_2^nO_n^{II}$
wzrost elektroujemności	O tlen	• gaz (O_2) • bezbarwny • słabo rozpuszcza się w wodzie • bezwonny • podtrzymuje spalanie	*p* [He] $2s^2\ 2p^4$	–II	Tworzy tlenki, których charakter chemiczny może być: • obojętny, np. CO • kwasowy, np. SO_3 • zasadowy, np. Na_2O • amfoteryczny, np. Al_2O_3
	Cl chlor	• gaz (Cl_2) • barwa żółtozielona • dobrze rozpuszcza się w wodzie (tzw. woda chlorowa) • charakterystyczny zapach	*p* [Ne] $3s^2\ 3p^5$	–I, I, III, V, VII	• Cl_2O – kwasowy • Cl_2O_3 – kwasowy • Cl_2O_5 – kwasowy • Cl_2O_7 – kwasowy
	N azot	• gaz (N_2) • bezbarwny • słabo rozpuszcza się w wodzie • bezwonny	*p* [He] $2s^2\ 2p^3$	–III, I, II, III, IV, V	N_2O – obojętny NO – obojętny N_2O_3 – kwasowy NO_2 – kwasowy N_2O_5 – kwasowy
	S siarka	• substancja stała • barwa żółta • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie • charakterystyczny zapach	*p* [Ne] $3s^2\ 3p^4$	–II, IV, VI	SO_2 – kwasowy SO_3 – kwasowy
	C węgiel	• substancja stała • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie	*p* [He] $2s^2\ 2p^2$	–IV, II, IV	CO – obojętny CO_2 – kwasowy
	P fosfor	• substancja stała • kilka odmian alotropowych • nie rozpuszcza się w wodzie	*p* [Ne] $3s^2\ 3p^3$	–III, III, V	P_4O_6 – kwasowy P_4O_{10} – kwasowy

Sposób na zadania

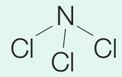
Trójchlorek azotu NCl_3 to związek chemiczny, którego:

- temperatura topnienia (pod ciśnieniem 1013 hPa) wynosi $T_t = -40$ °C,
- temperatura wrzenia (pod ciśnieniem 1013 hPa) jest równa $T_w = 71$ °C.

Trójchlorek azotu reaguje z parą wodą z utworzeniem amoniaku i kwasu chlorowego(I).

a) Rozstrzygnij, czy miara kąta między osiami wiązań N—Cl w cząsteczce trójchlorku azotu jest równa 120°, czy jest mniejsza niż 120°. Uzasadnij swoją odpowiedź. Odnieś się do budowy cząsteczki tego związku.

Można przyjąć, że orbitale walencyjne atomu azotu mają hybrydyzację sp^3. W takim przypadku cząsteczka NCl_3 ma budowę przestrzenną, a jej kształt to piramida trygonalna:



Miara kąta między wiązaniami N–Cl nie może wynosić 120° – kąt ten jest znacznie mniejszy.

Rozstrzygnięcie: ..... ? .....

Uzasadnienie: ..... ? .....

Rozwiązanie:

Rozstrzygnięcie: Miara kąta między osiami wiązań N—Cl w cząsteczce NCl_3 jest mniejsza niż 120°.

Uzasadnienie: Cząsteczka NCl_3 ma budowę przestrzenną. Kąt, który tworzy się między wiązaniami N—Cl, musi być mniejszy niż 120°.

ALBO

Kąt 120°, który występuje między osiami wiązań, jest charakterystyczny dla cząsteczki AB_3, której atom centralny nie zawiera wolnej pary elektronowej. W przypadku cząsteczki NCl_3 atom centralny zawiera wolną parę elektronową (cząsteczka typu AB_3E), dlatego kąt między wiązaniami N—Cl będzie mniejszy niż 120°.

b) Napisz, jaki stan skupienia ma trójchlorek azotu w warunkach normalnych.

? .....

? .....

Aby móc określić stan skupienia danej substancji w podanych warunkach, należy znać jej temperatury topnienia i wrzenia. Dana substancja będzie:

- substancją stałą w temperaturze niższej niż jej temperatura topnienia,
- cieczą w temperaturze między jej temperaturą topnienia i jej temperaturą wrzenia,
- gazem w temperaturze wyższej niż jej temperatura wrzenia.

Rozwiązanie:

NCl_3 w warunkach normalnych (0 °C) będzie cieczą.

c) Napisz w sposób cząsteczkowy równanie reakcji hydrolizy trójchlorku azotu.

Aby poprawnie napisać równanie reakcji, należy przypomnieć sobie wzory amoniaku oraz kwasu chlorowego(I) – amoniak NH_3, kwas chlorowy(I) HClO.

Rozwiązanie:

$NCl_3 + 3H_2O \longrightarrow NH_3 + 3HClO$

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*, s. 309.

Zadanie analogiczne

W *Sposobie na zadania* na s. 308 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Chlorek nitrozylu NOCl to związek chemiczny, który tworzy się podczas przygotowywania wody królewskiej, czyli mieszaniny HNO_3 i HCl. W tej reakcji oprócz NOCl powstają także woda oraz zielonożółty gazowy pierwiastek o charakterystycznym zapachu. Chlorek nitrozylu w warunkach pokojowych jest żółtopomarańczowym gazem. Ten związek ulega w wodzie hydrolizie z utworzeniem kwasu chlorowodorowego i słabego kwasu azotowego.

a) Narysuj wzór elektronowy cząsteczki chlorku nitrozylu, wiedząc, że atom azotu jest atomem centralnym. Zaznacz kreskami wiążące i wolne pary elektronowe. Określ typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) orbitali walencyjnych atomu centralnego.

Wzór elektronowy: ..... ? .....

Typ hybrydyzacji: ..... ? .....

b) Oblicz gęstość NOCl w warunkach normalnych.

? .....

? .....

c) Napisz w sposób cząsteczkowy równanie opisanej reakcji:

- otrzymywania chlorku nitrozylu (reakcja 1.),
- hydrolizy chlorku nitrozylu (reakcja 2.).

Równanie reakcji 1.:

? .....

Równanie reakcji 2.:

? .....

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Krzem tworzy z wodorem związki zwane silanami (krzemowodorami). Najprostszy z nich – SiH_4 jest gazem o temperaturze wrzenia –112 °C. Silany reagują gwałtowanie z tlenem, a ich pary zapalają się w zetknięciu z powietrzem. Z czystą wodą lub wodą zakwaszoną silany nie reagują. Natomiast w obecności śladowych ilości alkaliów (w środowisku zasadowym) ulegają szybkiej hydrolizie, przechodząc w uwodnioną krzemionkę i wodór. Zachodzącą wówczas reakcję chemiczną można zapisać za pomocą schematycznego równania:

$$SiH_4 + (n + 2)H_2O \xrightarrow{OH^-} SiO_2 \cdot nH_2O + 4H_2$$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Zadanie 1.1.

Uzupełnij poniższe zdania, podkreślając jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

W cząsteczce krzemowodoru SiH_4 orbitalom walencyjnym atomu krzemu przypisuje się hybrydyzację (*sp* / sp^2 / sp^3). W związku z tym cząsteczka SiH_4 przyjmuje kształt (liniowy / piramidy trygonalnej / tetraedryczny). W temperaturze –115 °C krzemowodór występuje w (stałym / ciekłym / gazowym) stanie skupienia.

Zadanie 1.2.

Ustal wartość parametru stechiometrycznego *n* we wzorze uwodnionej krzemionki $SiO_2 \cdot nH_2O$. Wiadomo, że woda krystalizacyjna stanowi 37,5 % hydratu. Napisz równanie reakcji krzemowodoru z wodą w obecności śladowych ilości alkaliów.

Zadanie 1.3.

Oceń czy podane informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, lub F – jeśli jest fałszywa.

1.	Tlenek krzemu(IV) tworzy kryształy molekularne, które są zbudowane z odrębnych cząsteczek. Takie struktury krystaliczne są stabilizowane przez oddziaływania międzycząsteczkowe.	P	F
2.	Wodór, który powstaje w reakcji krzemowodoru z wodą w środowisku zasadowym, jest gazem podtrzymującym spalanie.	P	F
3.	Krzemowodór jest cząsteczką przestrzenną, w której kąty między wiązaniami H—Si—H wynoszą ok. 109,5°.	P	F

Zadanie 2.

Azydek wodoru HN_3, nazywany również kwasem azotowodorowym, to bezbarwna ciecz o nieprzyjemnym zapachu, silnie trująca i wybuchowa. Związek ten rozpuszcza się w wodzie, w której dysocjuje z odszczepieniem kationu wodoru zgodnie równaniem:

$$HN_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + N_3^-$$
$$pK_a = 4{,}65$$

Źródło: A. Bielański, Podstawy chemii nieorganicznej, Warszawa 2012.
W. Mizerski, Tablice chemiczne, Warszawa 2013.

Oblicz pH wodnego roztworu kwasu azotowodorowego o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$.
Wynik końcowy napisz z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

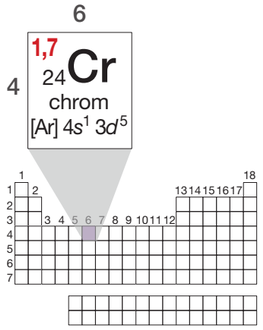
6. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki *d* i *f*

Przypomnij sobie!

- **Blok *d*** tworzą pierwiastki chemiczne **grup 3.–12.** układu okresowego.
- Pierwiastki bloku *d* są **metalami**.
- Atomy większości pierwiastków chemicznych należących do bloku *d* mają **zapełnioną podpowłokę *ns* powłoki walencyjnej** i **rozbudowują podpowłokę (*n*–1)*d* przedostatniej powłoki**.
- Blok *f* obejmuje pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego: **lantanowce** i **aktynowce**.



28 Chrom $_{24}$Cr



Ważne w tym temacie:

- klasyfikowanie tlenków chromu ze względu na ich charakter chemiczny
- projektowanie i przeprowadzanie doświadczenia, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny wodorotlenku chromu(III)
- badanie wpływu odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji związków chromu
- przewidywanie produktów redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym i zapisywanie równania tej reakcji chemicznej

Pierwiastki chemiczne bloku *d*
- Chrom $_{24}$Cr
- Mangan $_{25}$Mn
- Żelazo $_{26}$Fe
- Miedź $_{29}$Cu
- Podobieństwa i różnice



Fot. 106. Chrom jest twardym, kruchym metalem.

Chrom (fot. 106.) jest przedstawicielem **chromowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących **6. grupę układu okresowego**. W środowisku przyrodniczym występuje w postaci związków chemicznych, głównie tlenków, a także jako składnik skał i minerałów.

Konfiguracja elektronowa atomu chromu

Konfiguracja elektronowa atomu chromu jest inna, niż wynika to z zasady dotyczącej zajmowania orbitali przez elektrony w kolejności wzrastania ich energii. Zgodnie z tą zasadą konfiguracja elektronowa chromu miałaby postać: $_{24}$**Cr**: [Ar] $4s^2\,3d^4$.

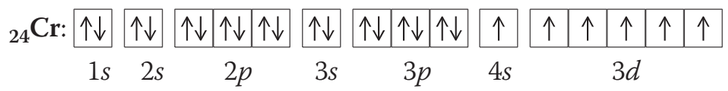
W rzeczywistości konfiguracja elektronowa atomu chromu w stanie podstawowym jest następująca:

$$_{24}\mathbf{Cr}\text{: [Ar] } 4s^1\,3d^5$$

Atom chromu ma więc 6 elektronów walencyjnych.

Podpowłoka 3*d* może być wypełniona przez 10 elektronów. Częściowe lub całkowite jej wypełnienie jest bardziej korzystne energetycznie dla atomu niż zapełnienie podpowłoki 4*s*. To odstępstwo od reguły jest nazywane **promocją elektronową**. W rezultacie **podpowłoka 3*d* jest obsadzona 5 niesparowanymi elektronami, a podpowłoka 4*s* – 1 elektronem**:

Promocja elektronowa – zaburzenie kolejności zapełniania podpowłok elektronowych niektórych pierwiastków chemicznych bloku *d*, w którego wyniku rozmieszczenie elektronów w atomie odpowiada korzystnemu energetycznie stanowi elektronów.



Stopnie utlenienia atomów chromu

W związkach chemicznych atom chromu przyjmuje najczęściej **stopnie utlenienia II, III i VI**, co wskazuje na udział elektronów z podpowłoki 3*d* w tworzeniu wiązań chemicznych.

Właściwości chromu

Chrom jest metalem aktywnym chemicznie. **Na powietrzu ulega pasywacji**, czyli na powierzchni metalu powstaje warstwa związku chemicznego, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku chemicznego, np tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Chrom jest odporny na działanie zarówno rozcieńczonego, jak i stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Reaguje natomiast z kwasem chlorowodorowym i rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) z wydzieleniem wodoru.

Tlenki i wodorotlenki chromu

Tlenki chromu w zależności od stopnia utlenienia atomu chromu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny, a wodorotlenki chromu – zasadowy lub amfoteryczny charakter chemiczny (tabela 26.).

Tabela 26. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków chromu

Stopień utlenienia atomu chromu	II	III	VI
Przykłady tlenków, wodorotlenków i jonów	CrO tlenek chromu(II) $Cr(OH)_2$ wodorotlenek chromu(II) $\downarrow H_3O^+$ Cr^{2+} jon chromu(II)	Cr_2O_3 tlenek chromu(III) $Cr(OH)_3$ wodorotlenek chromu(III) $\swarrow OH^-$ $\searrow H_3O^+$ $[Cr(OH)_6]^{3-}$ jon heksahydroksochromianowy(III) CrO_2^- jon chromianowy(III) Cr^{3+} jon chromu(III)	CrO_3 tlenek chromu(VI) $\swarrow$ $\searrow$ CrO_4^{2-} jon chromianowy(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ jon dichromianowy(VI)
Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających →		

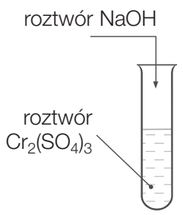
Doświadczenie 44.





Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III)

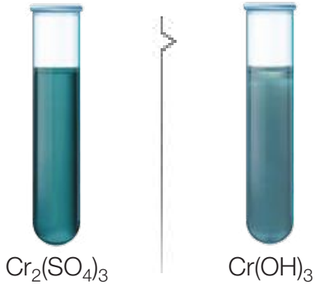
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki wlej 5 cm^3 roztworu siarczanu(VI) chromu(III) i dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 314

początek doświadczenia na s. 313

Obserwacje: W probówce strąca się szarozielony osad (fot. 107.).



Fot. 107. Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III).

Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek chromu(III)**.

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{chromu(III)}}}{Cr_2(SO_4)_3} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{sodu}}}{6NaOH} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{chromu(III)}}}{2Cr(OH)_3\downarrow} + \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{sodu}}}{3Na_2SO_4}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\text{kation chromu(III)}}{Cr^{3+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{3OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek chromu(III)}}{Cr(OH)_3\downarrow}$$

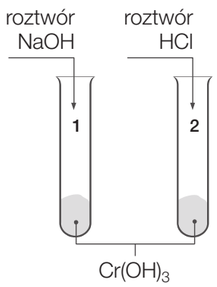
Doświadczenie 45.



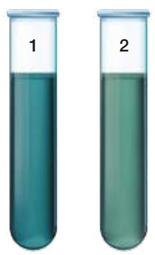
NaOH, HCl

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą

Odczynniki: wodorotlenek chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Otrzymany w doświadczeniu 44. osad wodorotlenku chromu(III) podziel na dwie części i umieść w probówkach 1. i 2. Następnie do probówki 1. dodaj roztwór wodorotlenku sodu, a do 2. – kwas chlorowodorowy (schemat).



Obserwacje: W obydwu probówkach osad zanika, a powstające roztwory przyjmują barwy: w probówce 1. ciemnozieloną, w probówce 2. jasnozieloną (fot. 108.).



Fot. 108. Produkty reakcji $Cr(OH)_3$ z zasadą i kwasem.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 315

początek doświadczenia na s. 314

Wniosek: Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne. Produktami zachodzących reakcji chemicznych są odpowiednio **heksahydroksochromian(III) sodu** oraz **chlorek chromu(III)**.

Amfoteryczność
→ patrz s. 254

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Probówka 1.

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{chromu(III)}}}{Cr(OH)_3} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{sodu}}}{3NaOH} \longrightarrow \underset{\substack{\text{heksahydroksochromian(III)}\\\text{sodu}}}{Na_3[Cr(OH)_6]}$$ *< zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{chromu(III)}}}{Cr(OH)_3} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{3OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{anion}\\\text{heksahydroksochromianowy(III)}}}{Cr(OH)_6^{3-}}$$ *< zapis jonowy skrócony*

Probówka 2.

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{chromu(III)}}}{Cr(OH)_3} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{3HCl} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{chromu(III)}}}{CrCl_3} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$ *< zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\text{wodorotlenek chromu(III)}}{Cr(OH)_3} + \underset{\text{jony oksoniowe}}{3H_3O^+} \longrightarrow \underset{\text{kation chromu(III)}}{Cr^{3+}} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$$ *< zapis jonowy skrócony*

Chrom oraz inne pierwiastki chemiczne bloku *d* ulegają reakcjom utleniania-redukcji (redoks).

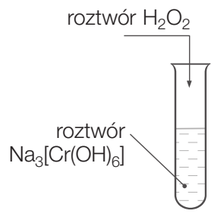
Chromiany(III) i chromiany(VI)

Doświadczenie 46.

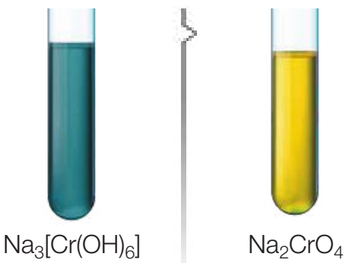
NaOH, H_2O, Na_2CrO_4 **H_2O_2** **Na_2CrO_4**

Utlenianie jonów chromu(III) nadtlenkiem wodoru w środowisku zasadowym

Odczynniki: roztwór nadtlenku wodoru, roztwór heksahydroksochromianu(III) sodu.
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do otrzymanego w doświadczeniu 45. (probówka 1.) roztworu heksahydroksochromianu(III) sodu dodawaj kroplami roztwór nadtlenku wodoru o stężeniu 15 % (schemat).



Obserwacje: Barwa roztworu w probówce zmieniła się z zielonej na żółtą (fot. 109.).



Fot. 109. Utlenianie jonów heksahydroksochromianowych(III) do jonów chromianowych(VI).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 316

początek doświadczenia na s. 315

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **chromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion chromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

zapis cząsteczkowy

$$\overset{III}{2Na_3[Cr(OH)_6]} + \underset{\text{nadtlenek wodoru}}{\overset{-I}{3H_2O_2}} \longrightarrow \underset{\text{chromian(VI) sodu}}{\overset{VI}{2Na_2CrO_4}} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} + \underset{\text{woda}}{\overset{-II}{8H_2O}}$$

heksahydroksochromian(III) sodu

zapis jonowy skrócony

$$\overset{III}{2[Cr(OH)_6]^{3-}} + \overset{-I}{3H_2O_2} \longrightarrow \overset{VI}{2CrO_4^{2-}} + 2OH^- + \overset{-II}{8H_2O}$$

aniony heksahydroksochromianowe(III); nadtlenek wodoru; aniony chromianowe(VI); aniony wodorotlenkowe; woda

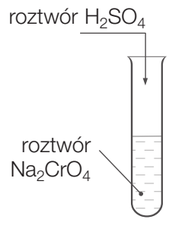
W środowisku zasadowym nastąpiła reakcja utlenienia jonów heksahydroksochromianowych(III) do jonów chromianowych(VI), a utleniaczem był nadtlenek wodoru H_2O_2.

Doświadczenie 47.

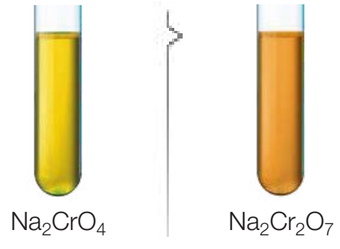


Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)

Odczynniki: roztwór chromianu(VI) sodu, roztwór kwasu siarkowego(VI).
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do otrzymanego w doświadczeniu 46. roztworu chromianu(VI) sodu wkraplaj roztwór kwasu siarkowego(VI) (schemat).



Obserwacje: Roztwór zmienił barwę z żółtej na pomarańczową (fot. 110.).



Fot. 110. Powstawanie jonów dichromianowych(VI).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **dichromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion dichromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chromian(VI) sodu}}{2Na_2CrO_4} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{dichromian(VI) sodu}}{Na_2Cr_2O_7} + \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\text{aniony chromianowe(VI)}}{2CrO_4^{2-}} + \underset{\text{jony oksoniowe}}{2H_3O^+} \longrightarrow \underset{\text{anion dichromianowy(VI)}}{Cr_2O_7^{2-}} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

W środowisku zasadowym zachodzi reakcja odwrotna – z jonów dichromianowych(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ powstają jony chromianowe(VI) CrO_4^{2-}:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{dichromian(VI) sodu}}{Na_2Cr_2O_7} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chromian(VI) sodu}}{2Na_2CrO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\substack{\text{anion}\\\text{dichromianowy(VI)}}}{Cr_2O_7^{2-}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{2OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chromianowe(VI)}}}{2CrO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Nie są to reakcje redoks, gdyż nie zmieniają się stopnie utlenienia atomów pierwiastków chemicznych w reagentach.

Jony chromianowy(VI) CrO_4^{2-} i dichromianowy(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ w roztworze pozostają w równowadze chemicznej, której kierunek zależy od pH roztworu:

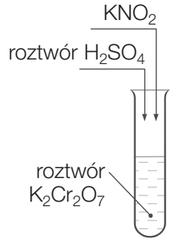
$$\underset{pH > 6,5}{2CrO_4^{2-}} + 2H_3O^+ \rightleftharpoons \underset{pH < 6,5}{Cr_2O_7^{2-}} + 3H_2O$$

Doświadczenie 48.

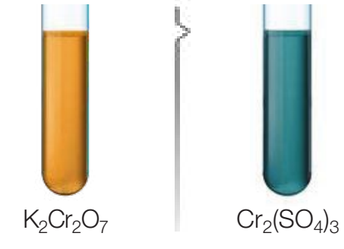


Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasowym

Odczynniki: roztwór dichromianu(VI) potasu, roztwór kwasu siarkowego(VI), azotan(III) potasu.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej 3 cm^3 roztworu dichromianu(VI) potasu. Następnie dodaj roztworu kwasu siarkowego(VI) oraz – małymi porcjami – stałego azotanu(III) potasu (schemat).



Obserwacje: Roztwór w probówce zmienia barwę z pomarańczowej na zieloną (fot. 111.).



Fot. 111. Z pomarańczowego dichromianu(VI) potasu powstaje zielony roztwór siarczanu(VI) chromu(III).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest siarczan(VI) chromu(III).

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\overset{I\ VI\ -II}{K_2Cr_2O_7} + 4\overset{I\ VI\ -II}{H_2SO_4} + 3\overset{I\ III\ -II}{KNO_2} \longrightarrow \overset{III\ VI\ -II}{Cr_2(SO_4)_3} + 3\overset{I\ V\ -II}{KNO_3} + \overset{I\ VI\ -II}{K_2SO_4} + 4\overset{I\ -II}{H_2O}$$

dichromian(VI) potasu; kwas siarkowy(VI); azotan(III) potasu; siarczan(VI) chromu(III); azotan(V) potasu; siarczan(VI) potasu; woda

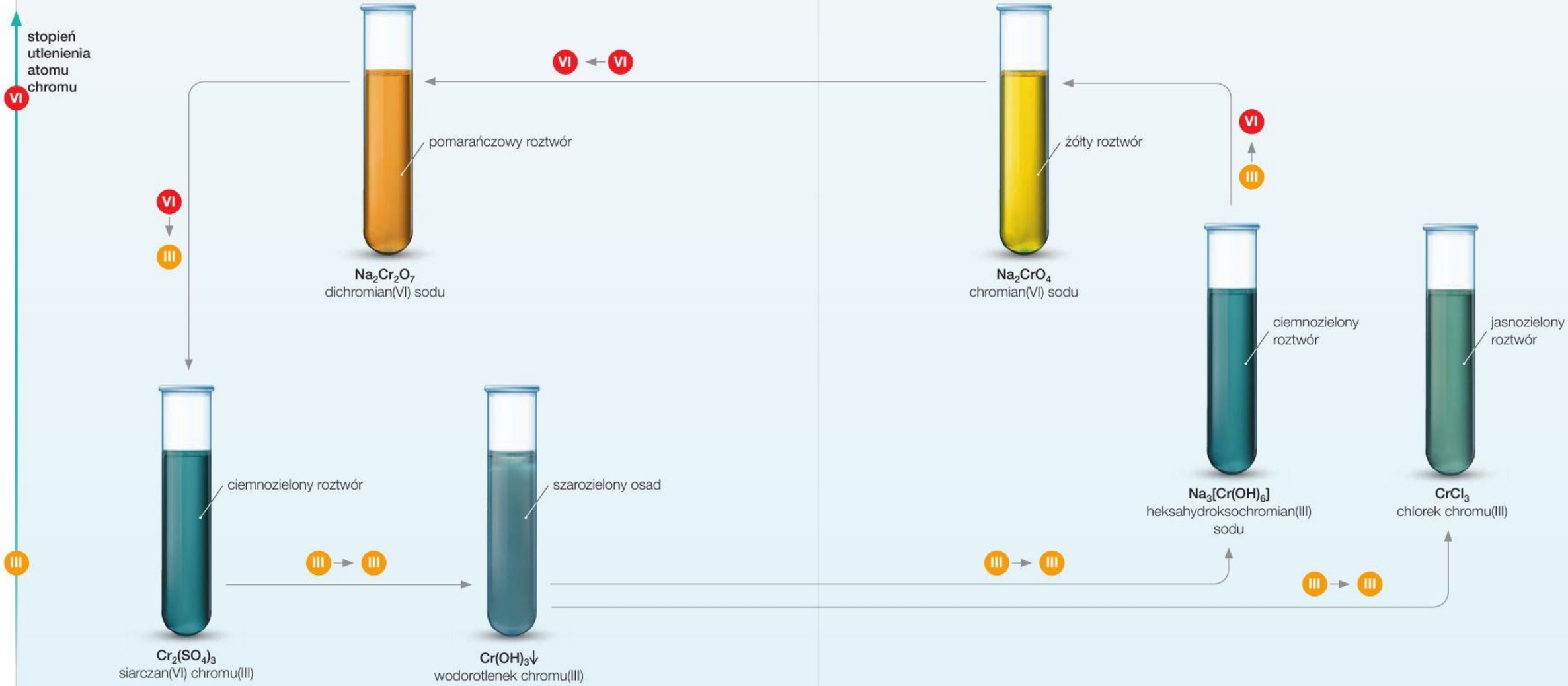
bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
K: 5	K: 5
Cr: 2	Cr: 2
O: 29	O: 29
H: 8	H: 8
S: 4	S: 4
N: 3	N: 3

Krok po kroku

Barwy związków chemicznych zawierających atomy chromu na różnych stopniach utlenienia

Związki chemiczne chromu w zależności od stopnia utlenienia atomu chromu mają różne barwy.



III → III Reakcja siarczanu(VI) chromu(III) z wodorotlenkiem sodu

$Cr_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z wodorotlenkiem sodu

$Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem chlorowodorowym

$Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$

III → VI Reakcja heksahydroksochromianu(III) sodu z nadtlenkiem wodoru

$2Na_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 2NaOH + 8H_2O$

VI → VI Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)

$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \rightleftharpoons Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$

VI → III Reakcja dichromianu(VI) sodu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasowym

$Na_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3KNO_2 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3KNO_3 + Na_2SO_4 + 4H_2O$

Podczas reakcji chemicznej, która zaszła w doświadczeniu 48. (s. 317) atomy chromu obniżają swój stopień utlenienia z VI do III. Anion dichromianowy(VI) jest więc utleniaczem i ulega redukcji. Atom azotu podwyższa stopień utlenienia z III do V – azotan(III) potasu jest więc reduktorem i ulega utlenieniu:

$$\overset{VII}{Cr_2O_7^{2-}} \longrightarrow \overset{III}{2Cr^{3+}}$$

$$\overset{III}{NO_2^-} \longrightarrow \overset{V}{NO_3^-}$$

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$$

$$NO_2^- + 3H_2O \longrightarrow NO_3^- + 2H_3O^+$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$$

$$NO_2^- + 3H_2O \longrightarrow NO_3^- + 2H_3O^+ + 2e^- \quad | \cdot 3$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$$

$$3NO_2^- + 9H_2O \longrightarrow 3NO_3^- + 6H_3O^+ + 6e^-$$

utlenianie

$$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 8H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3NO_3^- + 12H_2O$$

utleniacz reduktor

redukcja

W doświadczeniu 48. (s. 317) zamiast roztworu azotanu(III) potasu KNO_2 można użyć innego reduktora, np. roztworu siarczanu(IV) sodu Na_2SO_3. Wówczas reakcja będzie zachodziła zgodnie z równaniem:

$$K_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2SO_4 \longrightarrow 3Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O$$

pomarańczowy — zielony



Odkrycia, które zmieniły świat – chromowanie powierzchni metalowych

Podczas chromowania przedmiotów (fot. 112.) na powierzchni metalu powstaje **warstwa ochronna**, która jest **odporna na działanie czynników atmosferycznych i chemicznych oraz na ścieranie**. Dzięki temu przedmioty metalowe są bardziej trwałe i są mniej podatne na rdzewienie. Chromowanie nadaje przedmiotom błyszczący i estetyczny wygląd. Technika ta jest wykorzystywana w różnych gałęziach przemysłu, od produkcji samochodów, poprzez lotnictwo, aż po elektronikę i sprzęt AGD.

Fot. 112. Chromowanie baterii łazienkowych zwiększa ich odporność na zużycie.

Zastosowania chromu i jego związków chemicznych

Chrom jest składnikiem stopów, które są bardzo odporne na działanie czynników mechanicznych i chemicznych. Służy także do wytwarzania powłok galwanicznych.

motoryzacja

przemysł farmaceutyczny

przemysł chemiczny

przemysł metalurgiczny

Motoryzacja

Chromowane części samochodów i motocykli (np. **zderzaki**, lusterka) mają nie tylko atrakcyjny wygląd – warstwa chromu zwiększa też ich odporność na korozję i działanie czynników atmosferycznych.



Przemysł farmaceutyczny

Związki chromu są składnikami **suplementów diety**, które wspomagają zachowanie prawidłowej masy ciała.



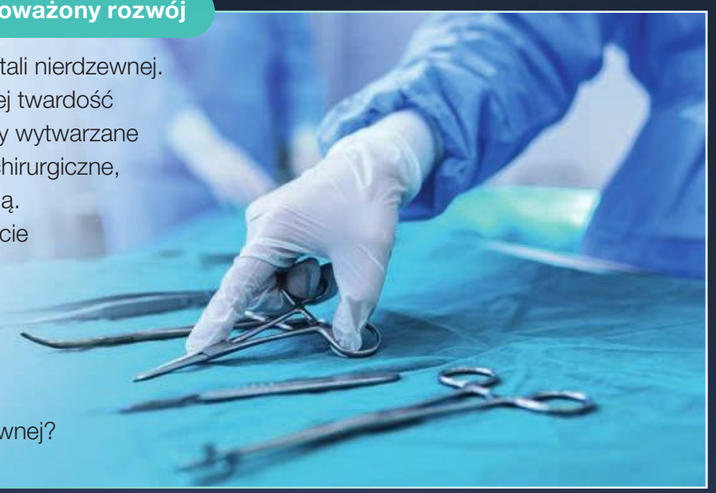


Przemysł chemiczny

Związki chromu stosuje się m.in. jako **pigmenty** do farb. Cr_2O_3, czyli tlenek chromu(III), to zieleń szmaragdowa, a $PbCrO_4$ – chromian(VI) ołowiu(II), to żółcień chromowa.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

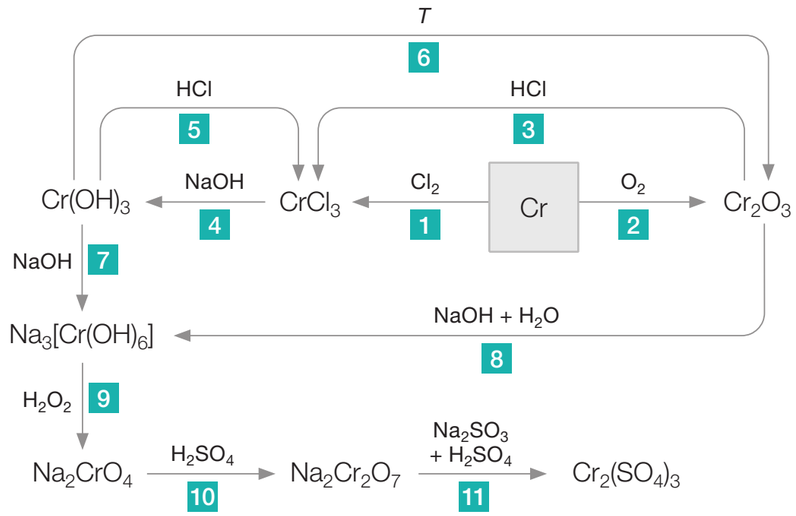
Chrom jest jednym ze składników stali nierdzewnej. Dodanie chromu do stali zwiększa jej twardość i odporność na rdzewienie. Produkty wytwarzane ze stali nierdzewnej, np. narzędzia chirurgiczne, charakteryzują się długą żywotnością. Dzięki temu można ograniczyć zużycie surowców i energii potrzebnej do produkcji nowych przedmiotów.



Wyszukaj i zaprezentuj

W jakich gałęziach przemysłu stosuje się produkty ze stali nierdzewnej?

Ciągi przemian chemicznych – chrom



Równania reakcji chemicznych:

1. $2Cr + 3Cl_2 \longrightarrow 2CrCl_3$
   chrom, chlor, chlorek chromu(III)
2. $4Cr + 3O_2 \longrightarrow 2Cr_2O_3$
   chrom, tlen, tlenek chromu(III)
3. $Cr_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2CrCl_3 + 3H_2O$
   tlenek chromu(III), kwas chlorowodorowy, chlorek chromu(III), woda
4. $CrCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Cr(OH)_3 + 3NaCl$
   chlorek chromu(III), wodorotlenek sodu, wodorotlenek chromu(III), chlorek sodu
5. $Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$
   wodorotlenek chromu(III), kwas chlorowodorowy, chlorek chromu(III), woda
6. $2Cr(OH)_3 \xrightarrow{T} Cr_2O_3 + 3H_2O$
   wodorotlenek chromu(III), tlenek chromu(III), woda
7. $Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$
   wodorotlenek chromu(III), wodorotlenek sodu, heksahydroksochromian(III) sodu
8. $Cr_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O \longrightarrow 2Na_3[Cr(OH)_6]$
   tlenek chromu(III), wodorotlenek sodu, woda, heksahydroksochromian(III) sodu
9. $2Na_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 2NaOH + 8H_2O$
   heksahydroksochromian(III) sodu, nadtlenek wodoru, chromian(VI) sodu, wodorotlenek sodu, woda
10. $2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$
    chromian(VI) sodu, kwas siarkowy(VI), dichromian(VI) sodu, siarczan(VI) sodu, woda
11. $Na_2Cr_2O_7 + 3Na_2SO_3 + 4H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4Na_2SO_4 + 4H_2O$
    dichromian(VI) sodu, siarczan(IV) sodu, kwas siarkowy(VI), siarczan(VI) chromu(III), siarczan(VI) sodu, woda

Ważne w temacie *Chrom $_{24}$Cr*

1. Przewiduję produkty reakcji chemicznej jonów chromianowych(VI) w środowisku kwasowym

Jednym z produktów reakcji chemicznej jonów chromianowych(VI) z kwasem jest anion dichromianowy(VI).

$2CrO_4^{2-} + 2H_3O^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O$
pH > 6,5 ; pH < 6,5

2. Przewiduję produkty redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym i zapisuję równanie tej reakcji chemicznej

Podczas redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym atomy chromu obniżają swój stopień utlenienia z VI do III, w wyniku czego powstają kationy chromu(III):

$Cr_2O_7^{2-} + 3NO_2^- + 8H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3NO_3^- + 12H_2O$

3. Określam charakter chemiczny wodorotlenku chromu(III)

- Reakcja chemiczna wodorotlenku chromu(III) z zasadą
  $Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$
- Reakcja chemiczna wodorotlenku chromu(III) z kwasem
  $Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$

Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne.

Chrom $_{24}$Cr

4. Klasyfikuję tlenki i wodorotlenki ze względu na ich charakter chemiczny

Stopień utlenienia atomu chromu	II	III	VI
Wzór sumaryczny i nazwa związku chemicznego	CrO tlenek chromu(II); $Cr(OH)_2$ wodorotlenek chromu(II)	Cr_2O_3 tlenek chromu(III); $Cr(OH)_3$ wodorotlenek chromu(III)	CrO_3 tlenek chromu(VI)
Charakter chemiczny	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających		

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 322–323) **i wykonaj polecenia** (a–d)**.**

a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).

b) Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczone numerami 7, 9, 11.

c) Czy reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 10, jest reakcją utleniania-redukcji? Odpowiedź uzasadnij.

d) Podaj numery równań reakcji chemicznych, podczas których można dokonać obserwacji I–III. Podaj wzory i nazwy wszystkich substancji wymienionych w obserwacjach.

Obserwacja I: Z szarozielonej substancji stałej powstał jasnozielony roztwór.

Obserwacja II: Z szarozielonej substancji stałej powstał ciemnozielony roztwór.

Obserwacja III: Z ciemnozielonego roztworu powstał roztwór o barwie żółtej.

2. Roztwór pewnej soli potasu o barwie żółtej po zakwaszeniu roztworem H_2SO_4 użytym w nadmiarze zmienił barwę na pomarańczową. Następnie po dodaniu niewielkiej ilości stałego siarczanu(IV) sodu zabarwił się na zielononiebiesko.

a) **Napisz w formie jonowej skróconej równania opisanych reakcji chemicznych.**

b) **Dla reakcji redoks przeprowadź bilans jonowo-elektronowy. Wskaż utleniacz i reduktor.**

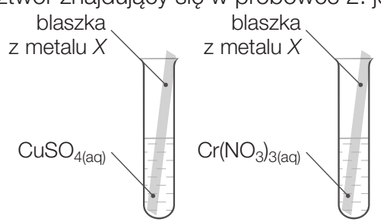
3. Dwaj uczniowie sporządzili roztwory dichromianu(VI) sodu o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$. Jeden z nich sporządził 250 cm^3 (roztwór 1.), a drugi – 500 cm^3 (roztwór 2.). W obydwu roztworach ustaliła się równowaga między jonami $Cr_2O_7^{2-}$ a jonami CrO_4^{2-}, którą opisuje równanie:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + 2H_3O^+$$

Uzupełnij zdania tak, aby były prawdziwe. Wybierz jedno sformułowanie spośród podanych w każdym nawiasie.

Po ustaleniu się stanu równowagi w roztworach 1. i 2. zależność stężeń molowych jonów CrO_4^{2-} jest następująca: (stężenia są sobie równe / stężenie w roztworze 1. jest większe / stężenie w roztworze 2. jest większe). Po zmieszaniu roztworów (stężenia molowe jonów CrO_4^{2-} i $Cr_2O_7^{2-}$ nie uległy zmianie / zwiększyło się stężenie jonów CrO_4^{2-} / zmniejszyło się stężenie jonów $Cr_2O_7^{2-}$). Zmieszanie obydwu roztworów (spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia produktów / spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia substratów / nie zmieni położenia stanu równowagi).

4. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Po kilku godzinach od zanurzenia blaszki z metalu *X* w roztworach zaobserwowano, że roztwór znajdujący się w probówce 1. jest bezbarwny, natomiast roztwór znajdujący się w probówce 2. jest zielony.



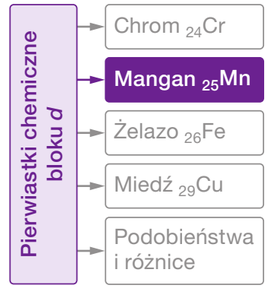
Wybierz nazwy metali, które mogły zostać użyte w tym doświadczeniu chemicznym.

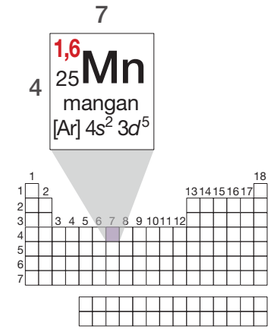
bizmut cynk srebro ołów

29 Mangan $_{25}Mn$

Ważne w tym temacie:

- klasyfikowanie tlenków manganu ze względu na ich charakter chemiczny
- badanie wpływu odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji
- przewidywanie produktów redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji i zapisywanie równań tych reakcji chemicznych





Mangan (fot. 113.) jest przedstawicielem **manganowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 7. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje głównie w postaci tlenków.

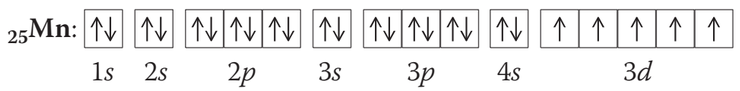


Fot. 113. Mangan jest twardym i kruchym metalem.

Konfiguracja elektronowa atomu manganu

Atom manganu ma 7 elektronów walencyjnych i następującą konfigurację elektronową:

$$_{25}\mathbf{Mn}\text{: } [Ar]\ 4s^2\ 3d^5$$



Stopnie utlenienia atomów manganu

Atomy manganu w związkach chemicznych występują na **stopniach utlenienia od II do VII**. Na najwyższym stopniu utlenienia (VII) występuje w manganianach(VII) i w tlenku manganu(VII). Są to bardzo silne utleniacze, gdyż same łatwo ulegają redukcji.

Właściwości manganu

Mangan jest metalem aktywnym chemicznie. Reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów z wydzieleniem wodoru:

$$\underset{\text{mangan}}{Mn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl_{(rozc.)}} \longrightarrow \underset{\text{chlorek manganu(II)}}{MnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Tlenki i wodorotlenki manganu

Tlenki manganu w zależności od stopnia utlenienia atomu manganu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny (tabela 27.). Z kolei wodorotlenek manganu(II) wykazuje charakter zasadowy.

Tabela 27. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków manganu

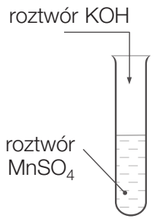
Stopień utlenienia atomu manganu	II	III	IV	VI	VII
Przykłady tlenków i wodorotlenków	MnO tlenek manganu(II) $Mn(OH)_2$ wodorotlenek manganu(II)	Mn_2O_3 tlenek manganu(III) MnO(OH) oksowodorotlenek manganu(III)	MnO_2 tlenek manganu(IV) $MnO(OH)_2$ oksowodorotlenek manganu(IV)	MnO_3 tlenek manganu(VI)	Mn_2O_7 tlenek manganu(VII)
	$MnO \cdot Mn_2O_3$ Mn_3O_4 tlenek manganu(II) dimanganu(III)				
Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających →				

Doświadczenie 49.

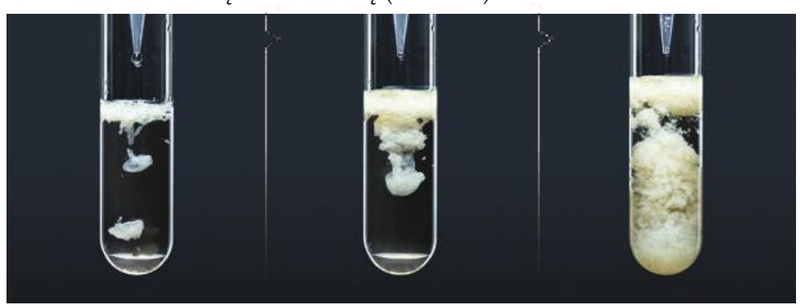
KOH | KOH, $MnSO_4$ | $MnSO_4$

Badanie trwałości wodorotlenku manganu(II)

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) manganu(II), roztwór wodorotlenku potasu.
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki wlej 5 cm^3 roztworu siarczanu(VI) manganu(II) i dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku potasu (schemat).



Obserwacje: W probówce strąca się biały osad. Po pewnym czasie osad zmienia barwę na brunatną (fot. 114.).



Fot. 114. Otrzymywanie wodorotlenku manganu(II) i badanie jego zachowania w czasie.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 327

początek doświadczenia na s. 326

Wnioski: W wyniku reakcji chemicznej powstaje trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek manganu(II). W obecności tlenu z powietrza wodorotlenek manganu utlenia się do tlenku manganu(IV).

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2KOH} + \underset{\text{siarczan(VI) manganu(II)}}{MnSO_4} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek manganu(II)}}{Mn(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek manganu(II)}}{2Mn(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek manganu(IV)}}{2MnO_2} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

Związki manganu(II) bardzo łatwo utleniają się do związków manganu(IV) – są silnymi reduktorami.

Manganian(VII) potasu

Manganian(VII) potasu występuje w postaci fioletowych kryształów, które bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwór o intensywnie fioletowej barwie (fot. 115.). $KMnO_4$ jest bardzo silnym utleniaczem, gdyż łatwo ulega redukcji.



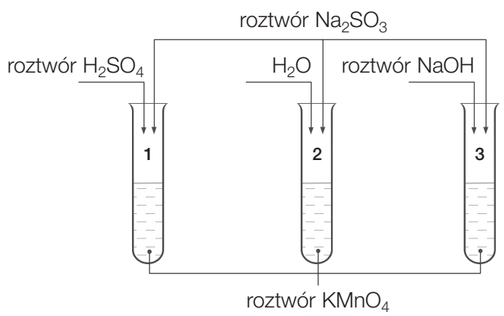
Fot. 115. Rozpuszczanie $KMnO_4$ w wodzie.

Doświadczenie 50.

H_2SO_4, NaOH | $KMnO_4$

Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym

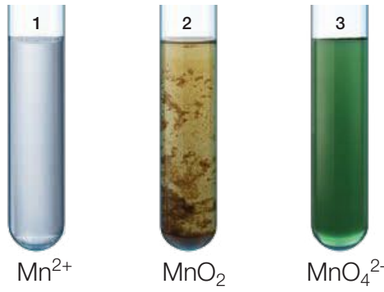
Odczynniki: roztwory: manganianu(VII) potasu, kwasu siarkowego(VI), wodorotlenku sodu, siarczanu(IV) sodu, woda destylowana.
Szkło laboratoryjne: probówki, wkraplacz.
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających po 3 cm^3 roztworu $KMnO_4$ dodaj kolejno: do 1. probówki – roztworu H_2SO_4, do 2. – wody destylowanej, do 3. – roztworu NaOH. Następnie do każdej z nich dodawaj kroplami roztwór siarczanu(IV) sodu (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 328

początek doświadczenia na s. 327

Obserwacje: W probówce 1. fioletowy roztwór odbarwił się, w probówce 2. strącił się brunatny osad, a w probówce 3. roztwór zabarwił się na zielono (fot. 116.).



Mn^{2+} MnO_2 MnO_4^{2-}

Fot. 116. Produkty redukcji jonów MnO_4^-.

Wnioski: W zależności od stopnia utlenienia atomu manganu jego związki chemiczne mają różne barwy. Roztwór $KMnO_4$ ma fioletowe zabarwienie pochodzące od jonów MnO_4^-. Pod wpływem jonów SO_3^{2-} w środowisku kwasowym powstają jony Mn^{2+}, w środowisku obojętnym tworzy się MnO_2, a w środowisku zasadowym – jony MnO_4^{2-}.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1.

$$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H_3O^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 9H_2O$$

aniony manganianowe(VII); aniony siarczanowe(IV); jony oksoniowe; kationy manganu(II); aniony siarczanowe(VI); woda

Probówka 2.

$$2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$$

aniony manganianowe(VII); aniony siarczanowe(IV); woda; tlenek manganu(IV); aniony siarczanowe(VI); aniony wodorotlenkowe

Probówka 3.

$$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$$

aniony manganianowe(VII); anion siarczanowy(IV); aniony wodorotlenkowe; aniony manganianowe(VI); anion siarczanowy(VI); woda

Przebieg reakcji chemicznych w doświadczeniu 50. można przedstawić w następującej formie:

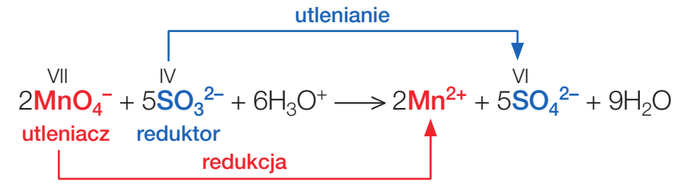
Probówka 1.

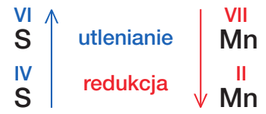
Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:

$$MnO_4^- + 8H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$$
$$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$$
$$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O \quad | \cdot 2$$
$$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+ \quad | \cdot 5$$
$$2MnO_4^- + 16H_3O^+ + 10e^- \longrightarrow 2Mn^{2+} + 24H_2O$$
$$5SO_3^{2-} + 15H_2O \longrightarrow 5SO_4^{2-} + 10e^- + 10H_3O^+$$

bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 18	H: 18
S: 5	S: 5
O: 29	O: 29





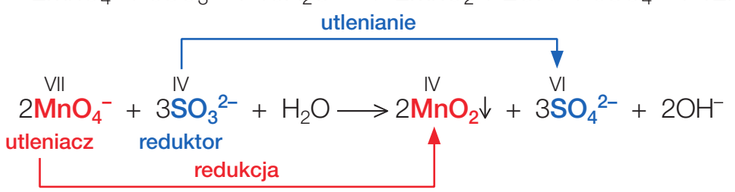
Probówka 2.

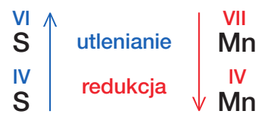
Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:

$$MnO_4^- + 2H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$$
$$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H_3O^+$$
$$MnO_4^- + 3e^- + 2H_2O \longrightarrow MnO_2 + 4OH^- \quad | \cdot 2$$
$$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+ \quad | \cdot 3$$
$$2MnO_4^- + 6e^- + 4H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 8OH^-$$
$$3SO_3^{2-} + 9H_2O \longrightarrow 3SO_4^{2-} + 6e^- + 6H_3O^+$$
$$2MnO_4^- + 4H_2O + 3SO_3^{2-} + 9H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 8OH^- + 3SO_4^{2-} + 6H_3O^+$$
$$2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + 13H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 2OH^- + 3SO_4^{2-} + 12H_2O$$

bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 2	H: 2
S: 3	S: 3
O: 18	O: 18





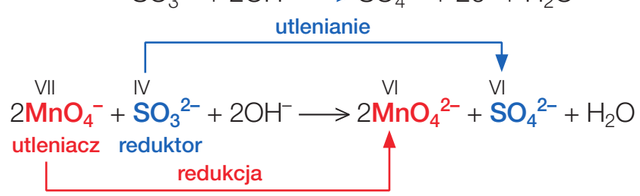
Probówka 3.

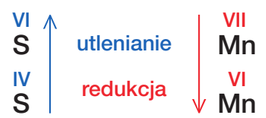
Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego:

$$MnO_4^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$$
$$SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$
$$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-} \quad | \cdot 2$$
$$SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + H_2O$$
$$2MnO_4^- + 2e^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-}$$
$$SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + H_2O$$

bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Mn: 2	Mn: 2
H: 2	H: 2
S: 1	S: 1
O: 13	O: 13





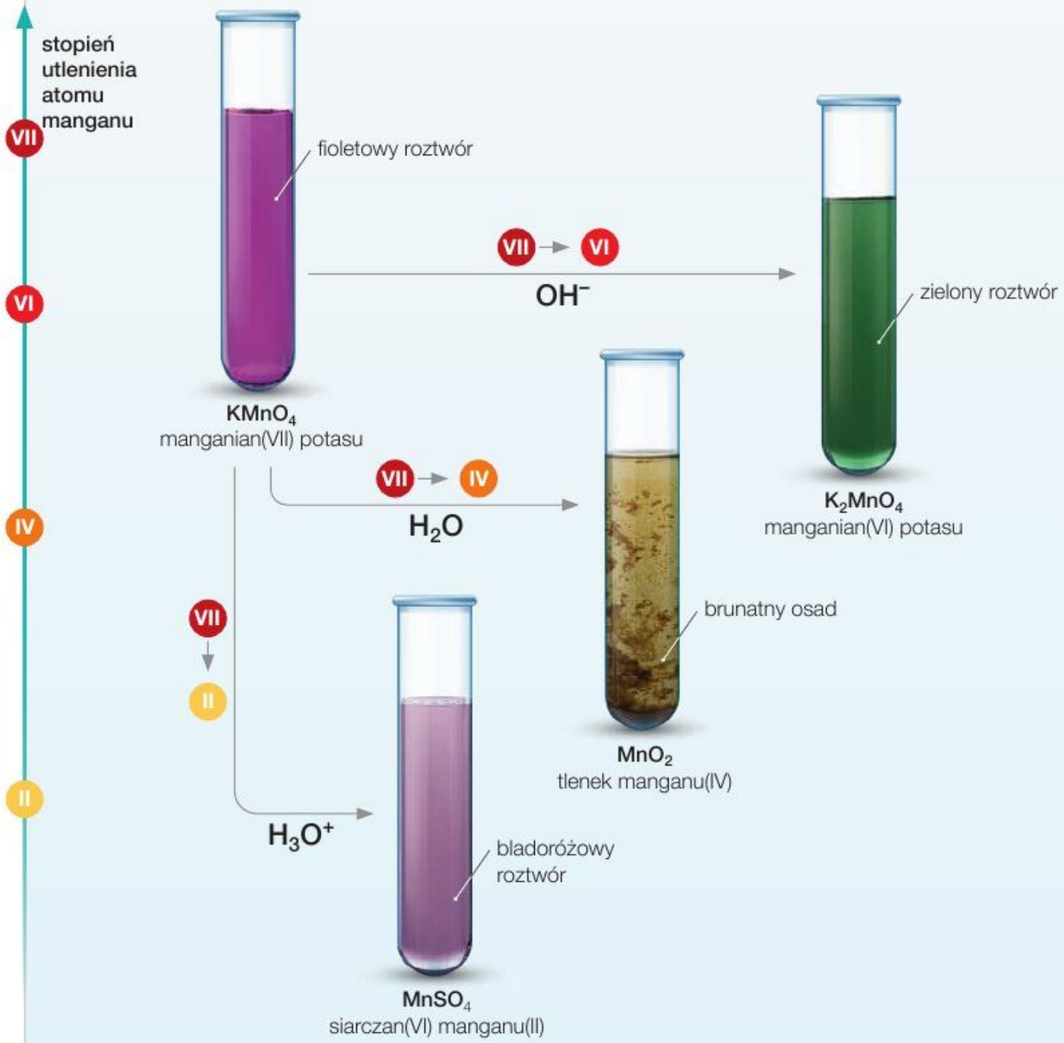
Jony MnO_4^-, w których atom manganu występuje na VII stopniu utlenienia, mogą redukować się w zależności od kwasowości roztworu do:

- **jonów Mn^{2+}** – przyjmują 5 elektronów w roztworze o odczynie kwasowym,
- **MnO_2** – przyjmują 3 elektrony w roztworze o odczynie obojętnym,
- **jonów MnO_4^{2-}** – przyjmują 1 elektron w roztworze o odczynie zasadowym.

Krok po kroku

Barwy związków chemicznych zawierających atomy manganu na różnych stopniach utlenienia

Środowisko reakcji redukcji związku manganu(VII) ma wpływ na to, jakie będą stopnie utlenienia atomów manganu w poszczególnych produktach tej reakcji chemicznej.



VII → VI Redukcja jonów manganianowych(VII) do jonów manganianowych(VI) (w środowisku zasadowym)

$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2\mathbf{OH^-} \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$

VII → IV Redukcja jonów manganianowych(VII) do związku manganu(IV) (w środowisku obojętnym)

$2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + \mathbf{H_2O} \longrightarrow 2MnO_2\downarrow + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$

VII → II Redukcja jonów manganianowych(VII) do jonów manganu(II) (w środowisku kwasowym)

$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6\mathbf{H_3O^+} \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 9H_2O$

Zastosowania manganu i jego związków chemicznych

W laboratoriach chemicznych związki manganu wykorzystuje się jako **odczynniki chemiczne**. Roztwór manganianu(VII) potasu dodaje się do roztworu oznaczanej substancji podczas miareczkowania manganometrycznego. Do określenia końca miareczkowania nie stosuje się wskaźników kwasowo-zasadowych jak w miareczkowaniu alkacymetrycznym. Bierze się natomiast pod uwagę zmianę barwy roztworu zawierającego jony MnO_4^-.

przemysł chemiczny · przemysł elektryczny · przemysł farmaceutyczny · przemysł metalurgiczny



Przemysł farmaceutyczny

Manganianu(VII) potasu używa się jako **środka antyseptycznego**. Kąpiel z dodatkiem tej soli jest zalecana np. podczas ospy wietrznej.

Elektronika

W ogniwach cynkowo-manganowych, tzw. **bateriach alkalicznych**, mieszanina MnO_2 i sproszkowanego grafitu jest stosowana jako katoda.



Przemysł metalurgiczny

Mangan jest dodawany do stali, z której wytwarza się m.in. **szyny kolejowe**. Zwiększa on twardość i wytrzymałość stali.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

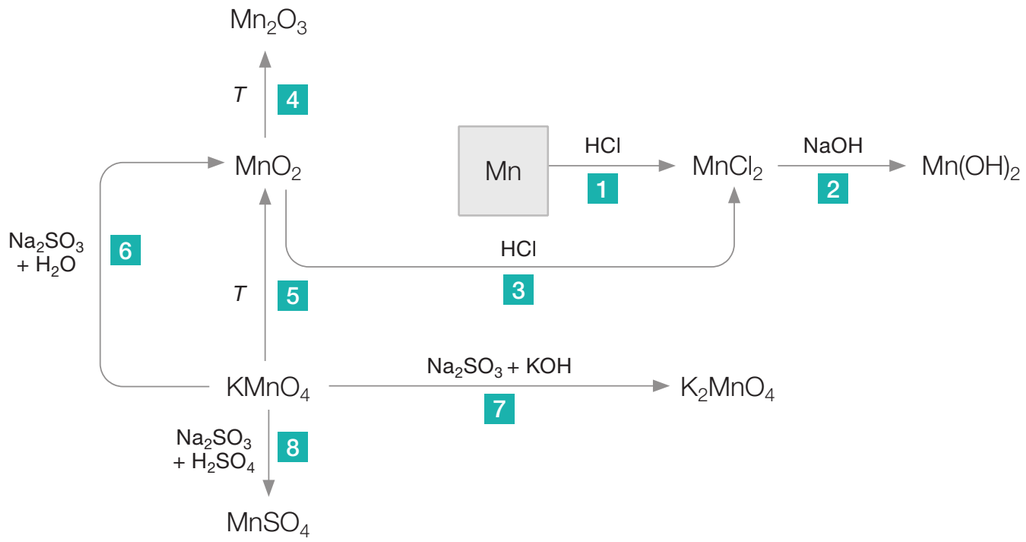
Związki manganu przedostają się do wód podziemnych m.in. w wyniku procesu rozpuszczania skał, a także wraz z zanieczyszczeniami przemysłowymi. Dopuszczalne stężenie manganu w wodzie pitnej wynosi 0,05 $\frac{mg}{dm^3}$. Wyższe wpływa negatywnie na smak, zapach i barwę wody, a także powoduje uszkodzenia w instalacji wodnej. Odmanganianie wody to proces polegający na utlenianiu zawartych w niej jonów manganu (zazwyczaj Mn^{2+}) za pomocą silnych utleniaczy, np. ozonu lub chloru. Otrzymane w ten sposób trudno rozpuszczalne związki manganu usuwa się z wody przy użyciu filtrów.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są inne metody odmanganiania wody?

Ciągi przemian chemicznych – mangan



Równania reakcji chemicznych:

1. $Mn + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$
   mangan; kwas chlorowodorowy; chlorek manganu(II); wodór
2. $MnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Mn(OH)_2 + 2NaCl$
   chlorek manganu(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek manganu(II); chlorek sodu
3. $MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$
   tlenek manganu(IV); kwas chlorowodorowy; chlorek manganu(II); chlor; woda
4. $4MnO_2 \xrightarrow{T} 2Mn_2O_3 + O_2\uparrow$
   tlenek manganu(IV); tlenek manganu(III); tlen
5. $2KMnO_4 \xrightarrow{T} K_2MnO_4 + MnO_2\downarrow + O_2\uparrow$
   manganian(VII) potasu; manganian(VI) potasu; tlenek manganu(IV); tlen
6. $2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3Na_2SO_4 + 2KOH$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; woda; tlenek manganu(IV); siarczan(VI) sodu; wodorotlenek potasu
7. $2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH \longrightarrow 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; wodorotlenek potasu; manganian(VI) potasu; siarczan(VI) sodu; woda
8. $2KMnO_4 + 5Na_2SO_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 3H_2O$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; siarczan(VI) sodu; woda

Ważne w temacie *Mangan $_{25}$Mn*

1. Przewiduję produkty redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji chemicznej

Jony MnO_4^-, w których atom manganu występuje na VII stopniu utlenienia, mogą redukować się w zależności od kwasowości roztworu do:

- jonów Mn^{2+} – w roztworze o odczynie kwasowym,
- MnO_2 – w roztworze o odczynie obojętnym,
- jonów MnO_4^{2-} – w roztworze o odczynie zasadowym.

2. Zapisuję równania reakcji redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji chemicznej

- Reakcja chemiczna w środowisku kwasowym
  $2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H_3O^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 9H_2O$
- Reakcja chemiczna w środowisku obojętnym
  $2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$
- Reakcja chemiczna w środowisku zasadowym
  $2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$

Mangan $_{25}$Mn

3. Klasyfikuję tlenki manganu ze względu na ich charakter chemiczny

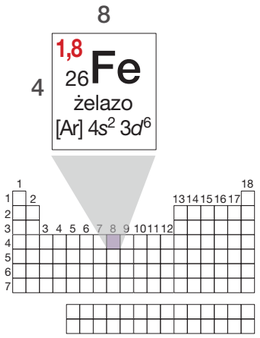
Stopień utlenienia atomu manganu	II	III	IV	VI	VII
Wzór sumaryczny związku chemicznego	MnO tlenek manganu(II)	Mn_2O_3 tlenek manganu(III)	MnO_2 tlenek manganu(IV)	MnO_3 tlenek manganu(VI)	Mn_2O_7 tlenek manganu(VII)
	$MnO \cdot Mn_2O_3$ Mn_3O_4 tlenek manganu(II) dimanganu(III)				
Charakter chemiczny	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających				

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 332) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 6, 7, 8.
   b) Podaj numer reakcji chemicznej, w której mangan jest reduktorem.
   c) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat doświadczenia chemicznego i podaj przewidywane obserwacje.
   d) Podaj wzory sumaryczne i nazwy soli, które ulegają hydrolizie kationowej. Napisz w formie jonowej skróconej odpowiednie równania reakcji chemicznych.
2. W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem chlorowodorowym wydzieliło się 6,72 dm^3 chloru (warunki normalne). **Oblicz, ile gramów manganianu(VII) potasu wzięło udział w tej reakcji chemicznej, jeżeli produktami oprócz chloru są chlorek potasu, chlorek manganu(II) i woda.**
3. W pewnych warunkach zachodzi reakcja opisana schematem:
   $Pb_3O_4 + Mn^{2+} + H_3O^+ \longrightarrow MnO_4^- + Pb^{2+} + H_2O$, gdzie Pb_3O_4 jest tlenkiem mieszanym o wzorze: $2PbO \cdot PbO_2$.
   a) **Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem pobranych lub oddanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równania połówkowe procesów redukcji i utleniania.**
   b) **Uzupełnij współczynniki stechiometryczne w poniższym schemacie.**
   $\square Pb_3O_4 + \square Mn^{2+} + \square H_3O^+ \longrightarrow \square MnO_4^- + \square Pb^{2+} + \square H_2O$

30 Żelazo $_{26}$Fe



Ważne w tym temacie:

- właściwości chemiczne tlenków żelaza
- równania reakcji żelaza z kwasami nieutleniającymi
- równania reakcji żelaza z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)
- równania reakcji chloru, bromu i siarki z żelazem

Pierwiastki chemiczne bloku *d*
- Chrom $_{24}$Cr
- Mangan $_{25}$Mn
- **Żelazo $_{26}$Fe**
- Miedź $_{29}$Cu
- Podobieństwa i różnice

Żelazo jest przedstawicielem **żelazowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 8. grupę układu okresowego. Ten pierwiastek chemiczny (fot. 117.) występuje w skorupie ziemskiej w postaci związków chemicznych. Można go otrzymać przez redukcję tlenków żelaza na przykład wodorem.

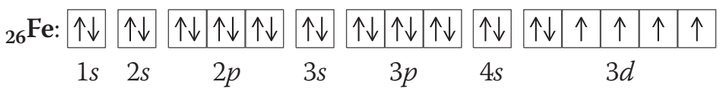


Fot. 117. Czyste żelazo jest miękkim, srebrzystobiałym metalem.

Konfiguracja elektronowa atomu żelaza

Atom żelaza ma następującą konfigurację elektronową:

$_{26}$**Fe**: [Ar] $4s^2\ 3d^6$



Spośród 8 elektronów walencyjnych atomu żelaza w tworzeniu wiązań chemicznych biorą udział najczęściej **2 lub 3** z nich.

Stopnie utlenienia atomów żelaza

W związkach chemicznych atom żelaza występuje głównie na **II i III stopniu utlenienia**. Tworzy wówczas jony $\mathbf{Fe^{2+}}$ lub $\mathbf{Fe^{3+}}$. Znane są też kowalencyjne związki chemiczne, w których atom żelaza występuje na innych stopniach utlenienia: IV, V i VI. Należą do nich m.in. **żelaziany(VI)**, zawierające jon FeO_4^{2-}, stosowane jako silne utleniacze.

Właściwości żelaza

W zależności od temperatury żelazo tworzy **cztery odmiany alotropowe**.

Żelazo jest aktywniejsze chemicznie od wodoru, dlatego wypiera wodór **z kwasów nieutleniających** i tworzy sole żelaza(II), np.:

$$\underset{\text{żelazo}}{Fe} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

W reakcji chemicznej żelaza **z chlorem** powstaje chlorek żelaza(III):

$$\underset{\text{żelazo}}{2Fe} + \underset{\text{chlor}}{3Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{2FeCl_3}$$

Pył żelaza **spala się w tlenie**, w wyniku czego powstaje tlenek żelaza(II) diżelaza(III), nazywany także tlenkiem żelaza(II, III):

$$\underset{\text{żelazo}}{3Fe} + \underset{\text{tlen}}{2O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek żelaza(II) diżelaza(III)}}{Fe_3O_4}$$

$$\overset{II}{FeO} \cdot \overset{III}{Fe_2O_3}$$
tlenek żelaza(II) diżelaza(III)

Stężone roztwory kwasów o właściwościach utleniających, jak kwas siarkowy(VI) i kwas azotowy(V), w temperaturze pokojowej powodują **pasywację żelaza**, czyli pokrywanie się jego powierzchni warstewką tlenku FeO, który chroni metal przed działaniem czynników zewnętrznych:

$$\underset{\text{żelazo}}{Fe} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{2HNO_{3(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\text{tlenek żelaza(II)}}{FeO} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2NO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

W podwyższonej temperaturze żelazo ze stężonym i rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) tworzy azotany(V), zgodnie z równaniami reakcji:

$$Fe + 4HNO_{3(rozc.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

$$Fe + 6HNO_{3(stęż.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + 3H_2O$$

Tlenki i wodorotlenki żelaza

Tlenki i wodorotlenki żelaza wykazują charakter zasadowy (tabela 28.), np. $Fe(OH)_2$ ulega działaniu kwasów, tworząc sole. Można je jednak częściowo roztworzyć w stężonym roztworze wodorotlenku sodu, dlatego charakter chemiczny wodorotlenków żelaza jest niekiedy określany jako **słabo amfoteryczny**.

Tabela 28. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków żelaza

Stopień utlenienia atomu żelaza	II	III
Wzór tlenku	FeO	Fe_2O_3
Nazwa tlenku	tlenek żelaza(II)	tlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny tlenku	zasadowy	zasadowy
Wzór wodorotlenku	$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3$
Nazwa wodorotlenku	wodorotlenek żelaza(II)	wodorotlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny wodorotlenku	zasadowy	zasadowy

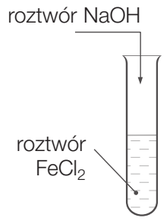
Doświadczenie 51.



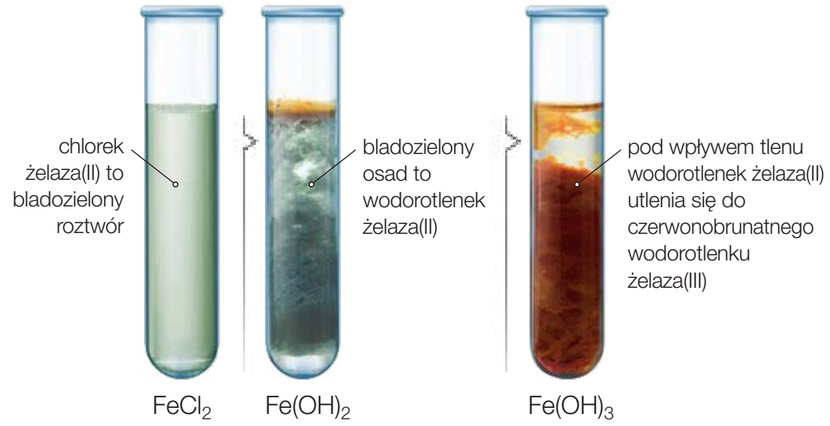
$NaOH$, $FeCl_2$

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości

Odczynniki: roztwór chlorku żelaza(II), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki z roztworem chlorku żelaza(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: Roztwór w probówce ma początkowo bladozieloną barwę (fot. 118.). Pod wpływem wodorotlenku sodu strąca się bladozielony osad, który po pewnym czasie staje się czerwonobrunatny.



Fot. 118. Powstawanie czerwonobrunatnego osadu wodorotlenku żelaza(III).

Wnioski: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek żelaza(II)**, który łatwo utlenia się na powietrzu do **wodorotlenku żelaza(III)**.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

zapis jonowy skrócony

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{żelaza(II)}}}{Fe^{2+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{2OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2\downarrow}$$

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{żelaza(II)}}}{4Fe(OH)_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} + \underset{\text{woda}}{2H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{żelaza(III)}}}{4Fe(OH)_3\downarrow}$$

Doświadczenie 52.



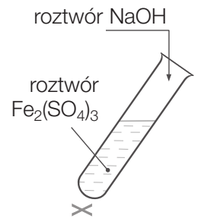
$NaOH$



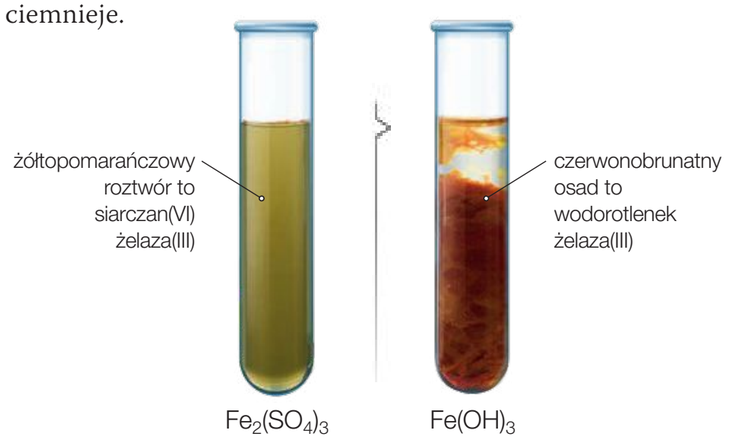
$Fe_2(SO_4)_3$

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) żelaza(III), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkraplacz, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki zawierającej roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) dodaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu. Następnie ogrzej probówkę (schemat).



Obserwacje: W probówce z żółtopomarańczowego roztworu strąca się czerwonobrunatny osad (fot. 119.), który po ogrzaniu ciemnieje.



Fot. 119. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III).

Wnioski: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III), który po ogrzaniu rozkłada się na tlenek żelaza(III) i wodę.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{żelaza(III)}}}{Fe_2(SO_4)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{6NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{2Fe(OH)_3\downarrow} + \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{sodu}}}{3Na_2SO_4}$$

zapis jonowy skrócony

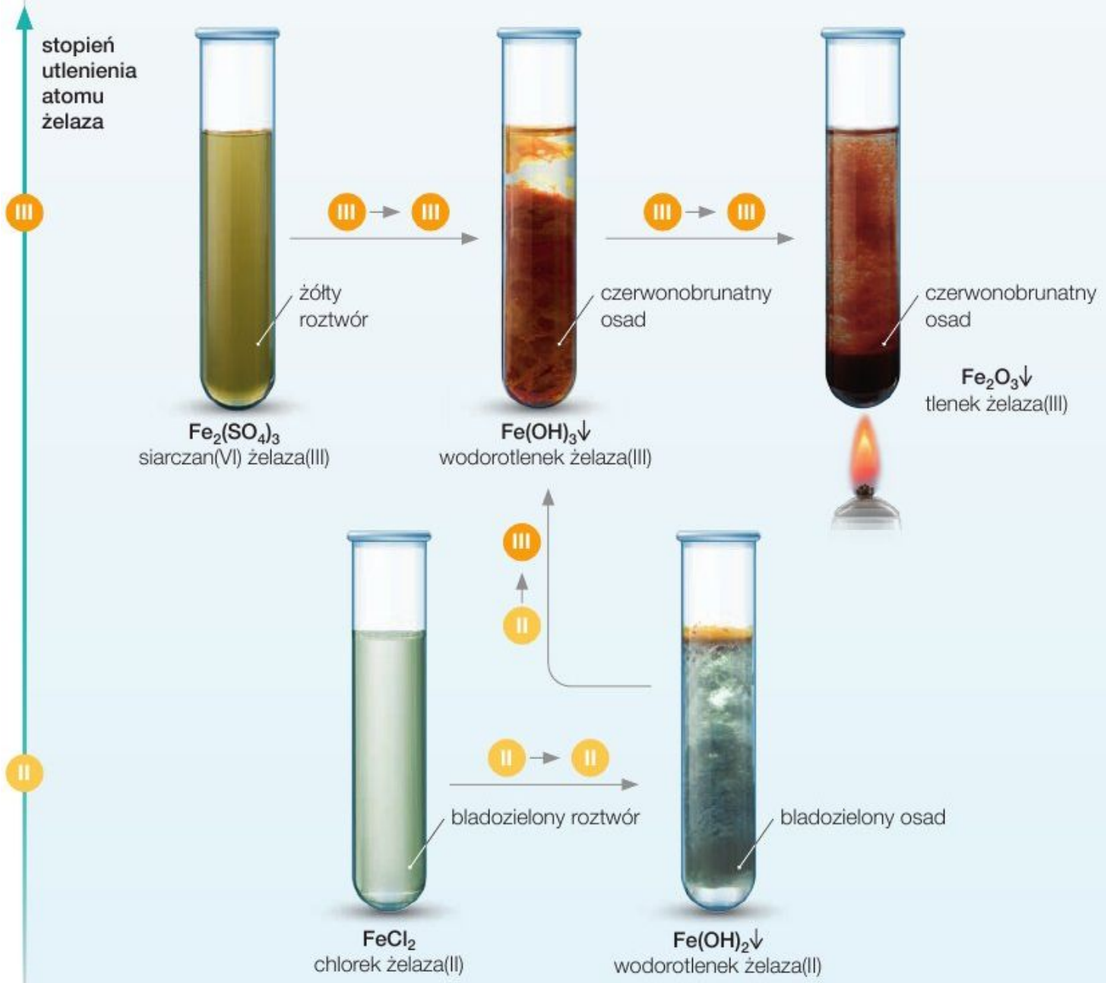
$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{żelaza(III)}}}{Fe^{3+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{3OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{Fe(OH)_3\downarrow}$$

$$\underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{żelaza(III)}}}{2Fe(OH)_3} \xrightarrow{T} \underset{\substack{\text{tlenek}\\\text{żelaza(III)}}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

Krok po kroku

Barwy związków chemicznych zawierających atomy żelaza na różnych stopniach utlenienia

Związki chemiczne żelaza w zależności od stopnia utlenienia zawartego w nich atomu żelaza mają różne barwy.



Reakcja chlorku żelaza(II) z wodorotlenkiem sodu

$FeCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$

Utlenianie wodorotlenku żelaza(II) na powietrzu

$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3\downarrow$

Reakcja siarczanu(VI) żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu

$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$

Rozkład termiczny wodorotlenku żelaza(III)

$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3\downarrow + 3H_2O$



Zastosowania żelaza i jego związków chemicznych

Żelazo w postaci pierwiastkowej jest używane głównie jako reduktor lub katalizator w reakcjach chemicznych.

- budownictwo
- leki
- przemysł chemiczny
- przemysł elektryczny

Elektronika

Technicznie czyste żelazo, tzw. żelazo armco, zawiera 99,99 % Fe i jest wykorzystywane do produkcji **rdzeni elektromagnesów**.



Stopy

Żelazo jest składnikiem stopów: **stali** (do 2 % C) oraz **żeliwa** (2,1–4 % C). Dzięki odpowiedniej obróbce i dodatkom stopy żelaza są odporne na działanie różnych substancji, np. dodatek chromu zabezpiecza stalową armaturę i naczynia kuchenne przed rdzewieniem.

Budownictwo

Stal jest powszechnie wykorzystywana w budownictwie, m.in. do produkcji **prętów** używanych do wzmacniania betonu.

Przemysł farmaceutyczny

Związki żelaza są składnikami **leków** stosowanych w leczeniu anemii.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

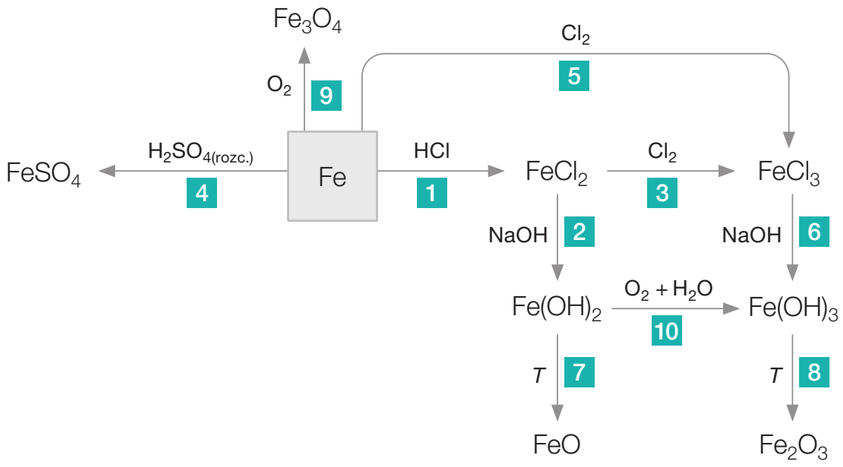
Wydobycie surowców mineralnych, np. **związków żelaza (rud)**, powoduje m.in. zmiany w naturalnym ukształtowaniu powierzchni ziemi, degradację gruntów oraz skażenie wód. Tereny pogórnicze poddaje się rekultywacji, aby przywrócić im pierwotną postać lub wartość użytkową.

Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie są sposoby rekultywacji terenów pogórniczych?



Ciągi przemian chemicznych – żelazo



Równania reakcji chemicznych:

1. $Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$
   żelazo; kwas chlorowodorowy; chlorek żelaza(II); wodór
2. $FeCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
   chlorek żelaza(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek żelaza(II); chlorek sodu
3. $2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$
   chlorek żelaza(II); chlor; chlorek żelaza(III)
4. $Fe + H_2SO_{4(rozc.)} \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$
   żelazo; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) żelaza(II); wodór
5. $2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$
   żelazo; chlor; chlorek żelaza(III)
6. $FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$
   chlorek żelaza(III); wodorotlenek sodu; wodorotlenek żelaza(III); chlorek sodu
7. $Fe(OH)_2 \xrightarrow{T} FeO + H_2O$
   wodorotlenek żelaza(II); tlenek żelaza(II); woda
8. $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3 + 3H_2O$
   wodorotlenek żelaza(III); tlenek żelaza(III); woda
9. $3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$
   żelazo; tlen; tlenek żelaza(II) diżelaza(III)
10. $4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Fe(OH)_3\downarrow$
    wodorotlenek żelaza(II); tlen; woda; wodorotlenek żelaza(III)

Ważne w temacie *Żelazo $_{26}$Fe*

1. Piszę równania reakcji żelaza z kwasami nieutleniającymi

$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$

2. Piszę równania reakcji żelaza z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

W stężonym roztworze HNO_3 żelazo w temperaturze pokojowej ulega pasywacji, tzn. pokrywa się FeO.

$Fe + 2HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow FeO + 2NO_2\uparrow + H_2O$

W wyższej temperaturze powstają sól i odpowiednie tlenki azotu:

$Fe + 6HNO_{3(stęż.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + NO_2\uparrow + 3H_2O$

$Fe + 4HNO_{3(rozc.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$

3. Piszę równania reakcji chloru, bromu i siarki z żelazem

$2Fe + 3Br_2 \longrightarrow 2FeBr_3$

$Fe + S \longrightarrow FeS$

$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$

Żelazo $_{26}$Fe

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni metalu warstwy jego związku, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

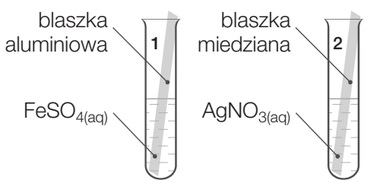
1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (patrz s. 340) **i wykonaj polecenia** (a–c)**.**

a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.

b) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które świadczą o tym, że żelazo jest aktywniejsze chemicznie od wodoru.

c) Podczas przeprowadzania pewnego doświadczenia chemicznego zaobserwowano, że zielony osad zmienia barwę na czerwonobrunatną. Wskaż numer równania reakcji chemicznej przedstawiającej to doświadczenie chemiczne.

2. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie.



a) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji zachodzących w obydwu probówkach.**

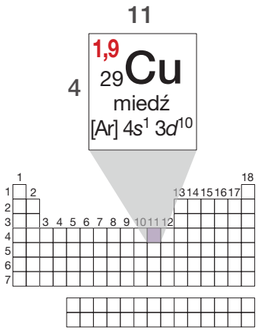
b) **Oceń, jak zmienią się masy płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych. Wybierz właściwe określenie w każdym nawiasie.**

1. W probówce 1. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).
2. W probówce 2. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).

c) **Wybierz obserwacje dla próbówki 2.**

1. Roztwór przyjmuje niebieską barwę.
2. Z probówki wydziela się bezbarwny i bezwonny gaz.
3. Brak objawów reakcji.

31 Miedź $_{29}$Cu



Ważne w tym temacie:

- właściwości chemiczne tlenków miedzi
- równania reakcji chloru, bromu i siarki z miedzią
- równania reakcji miedzi z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

Pierwiastki chemiczne bloku *d*
- Chrom $_{24}$Cr
- Mangan $_{25}$Mn
- Żelazo $_{26}$Fe
- **Miedź $_{29}$Cu**
- Podobieństwa i różnice

Miedź jest przedstawicielem **miedziowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 11. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje w stanie wolnym (fot. 120.), a także w postaci rud, zawierających najczęściej tlenki lub siarczki miedzi.



Fot. 120. Miedź jest substancją stałą o metalicznym połysku i charakterystycznej barwie.

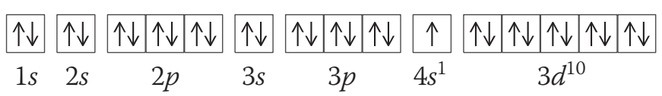
Konfiguracja elektronowa atomu miedzi

Atom miedzi ma **11 elektronów walencyjnych** i następującą konfigurację elektronową:

$$_{29}\mathbf{Cu}\text{: } [Ar]\ 4s^1\ 3d^{10}$$

Promocja elektronowa
→ patrz s. 312

Podobnie jak w przypadku chromu, występuje tu **promocja elektronowa**, czyli zmiana kolejności zapełniania elektronami podpowłok 4*s* i 3*d*. W atomie miedzi całkowite zapełnienie podpowłoki 3*d* jest energetycznie korzystniejsze niż zapełnienie podpowłoki 4*s*:



Spośród 11 elektronów walencyjnych atomu miedzi **w tworzeniu wiązań chemicznych bierze udział tylko 1 elektron** (z podpowłoki 4*s*) **lub 2 elektrony** (z podpowłok 4*s* i 3*d*).

Stopnie utlenienia atomów miedzi

W związkach chemicznych atom miedzi występuje najczęściej na **II, rzadziej na I stopniu utlenienia**. Miedź tworzy też związki koordynacyjne, w których atomy miedzi występują na IV albo III stopniu utlenienia, np. $[\overset{III}{Cu}F_6]^{3-}$ lub $[\overset{IV}{Cu}F_6]^{2-}$.

Właściwości miedzi

Miedź jest miękkim, kowalnym i ciągliwym metalem o różowej barwie. Ma metaliczny połysk. Pod wpływem wilgoci i CO_2 na powierzchni miedzi i jej stopów tworzy się zielona powłoka, tzw. **patyna** (fot. 121.). Jej głównym składnikiem jest węglan diwodorotlenek dimiedzi(II) $Cu_2CO_3(OH)_2$. Patyna dobrze chroni metal przed dalszym działaniem czynników atmosferycznych.



Fot. 121. Patynę, nazywaną również śniedzią, można usunąć, stosując roztwór NH_3 lub NaCl i CH_3COOH w ciepłej wodzie.

Reakcje miedzi z kwasami

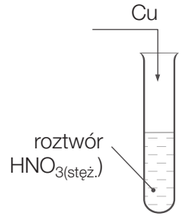
Miedź jest mniej aktywna chemicznie od wodoru (ma wyższy potencjał standardowy redukcji niż wodór), nie wypiera go z kwasów i nie tworzy w ten sposób soli. Nie reaguje z kwasami nieutleniającymi, takimi jak np. kwas chlorowodorowy HCl. Natomiast reaguje z kwasami utleniającymi, takimi jak roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3 i stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4. W tych reakcjach chemicznych nie powstaje wodór, lecz odpowiednie tlenki: NO, NO_2 i SO_2.

Doświadczenie 53. N HNO_3

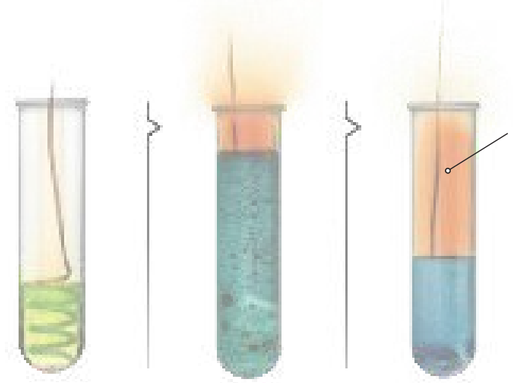
Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: miedź, stężony roztwór kwasu azotowego(V).
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej niewielką ilość stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i wrzuć niewielki kawałek metalicznej miedzi, np. w postaci drutu lub blaszki (schemat).



Obserwacje: Miedź roztwarza się. Ciecz w probówce barwi się na kolor zielononiebieski i pojawia się czerwonobrunatny gaz (fot. 122.).



Fot. 122. Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 344

początek doświadczenia na s. 343

Wniosek: Miedź reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Produktami reakcji chemicznej są: gaz – tlenek azotu(IV), azotan(V) miedzi(II) oraz woda.

Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{I\ V\ -II}{4HNO_3} \longrightarrow \overset{II\ V\ -II}{Cu(NO_3)_2} + \overset{IV\ -II}{2NO_2\uparrow} + \overset{I\ -II}{2H_2O}$$

miedź; kwas azotowy(V); azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(IV); woda

bilansowanie równania reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
Cu: 1	Cu: 1
H: 4	H: 4
N: 4	N: 4
O: 12	O: 12

W wyniku reakcji chemicznej zachodzącej podczas doświadczenia 53. (s. 343) **atom miedzi podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do II, natomiast **atomy azotu** pochodzące z dwóch jonów NO_3^- – **obniżają** – z V do IV. Pozostałe dwa jony NO_3^- reagują bez zmiany stopni utlenienia atomów azotu.

$$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu^{2+}}$$

$$\overset{V}{NO_3^-} + 2H_3O^+ \longrightarrow \overset{IV}{NO_2} + 3H_2O$$

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić, stosując **bilans jonowo-elektronowy**:

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$$

$$NO_3^- + 2H_3O^+ + e^- \longrightarrow NO_2\uparrow + 3H_2O \quad | \cdot 2$$

II Cu → 0 Cu: utlenianie

V N → IV N: redukcja

utlenianie

$$Cu + 4H_3O^+ + 2NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_2\uparrow + 6H_2O$$

reduktor; utleniacz; redukcja

Tlenki miedzi

Powierzchnia miedzi często pokrywa się cienką warstwą tlenku miedzi(I) Cu_2O o barwie ceglastoczerwonej (fot. 123.):

$$4Cu + O_2 \longrightarrow 2Cu_2O$$

miedź; tlen; tlenek miedzi(I)

W podwyższonej temperaturze powstaje tlenek miedzi(II) o barwie czarnej (fot. 123.):

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{T} 2CuO$$

miedź; tlen; tlenek miedzi(II)



tlenek miedzi(I); tlenek miedzi(II)

Fot. 123. Tlenki miedzi – Cu_2O i CuO.

Tlenek miedzi(II) CuO ma właściwości amfoteryczne – reaguje z kwasami i zasadami. Produktem reakcji CuO z:

- kwasem chlorowodorowym jest chlorek miedzi(II) $CuCl_2$,
- wodorotlenkiem sodu jest tetrahydroksomiedzian(II) sodu $Na_2[Cu(OH)_4]$.

Tlenek miedzi(II) CuO może pełnić funkcję utleniacza. Właściwość ta jest wykorzystywana m.in. do wykrywania aldehydów i badania właściwości redukujących cukrów, co zostanie omówione w działach *Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów* i *Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów*.

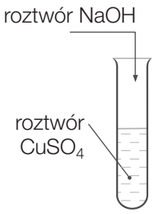
Wodorotlenek miedzi(II)

Związkiem miedzi(II) o charakterystycznych właściwościach jest wodorotlenek miedzi(II) $Cu(OH)_2$.

Doświadczenie 54. NaOH $CuSO_4$

Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)

Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).
Szkło laboratoryjne: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: W probówce strąca się niebieski, galaretowaty osad (fot. 124.).



Fot. 124. Reakcja siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu.

Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek miedzi(II).

Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

siarczan(VI) miedzi(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek miedzi(II); siarczan(VI) sodu — *zapis cząsteczkowy*

$$Cu^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

kation miedzi(II); aniony wodorotlenkowe; wodorotlenek miedzi(II) — *zapis jonowy skrócony*

Doświadczenie 55.

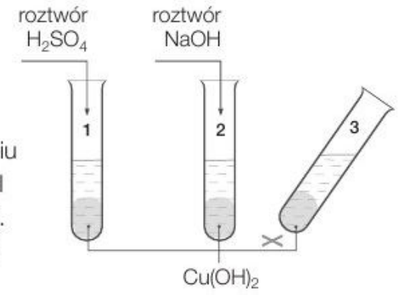
H_2SO_4, NaOH $Cu(OH)_2$

Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)

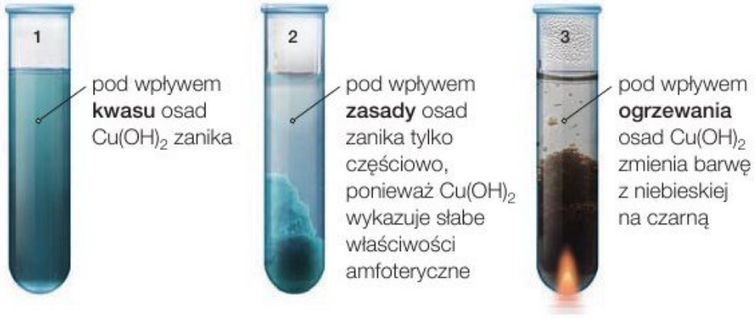
Odczynniki: roztwór kwasu siarkowego(VI), stężony roztwór wodorotlenku sodu, wodorotlenek miedzi(II).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Otrzymany w doświadczeniu 54. osad wodorotlenku miedzi(II) podziel na 3 części i przenieś do probówek 1., 2. i 3. Następnie do probówki 1. dodawaj roztwór kwasu siarkowego(VI), do 2. – roztwór wodorotlenku sodu, a 3. probówkę ogrzewaj (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. niebieski osad zanika (fot. 125.). Powstaje klarowna ciecz o tej samej barwie. W probówce 2. osad częściowo zanika i tworzy się niebieska ciecz (fot. 125.). W probówce 3. osad zmienia barwę z niebieskiej na czarną (fot. 125.).



Fot. 125. Badanie wpływu różnych czynników na wodorotlenek miedzi(II).

Wniosek: Wodorotlenek miedzi(II) reaguje zarówno z kwasami, jak i z zasadami. Jest zatem związkiem chemicznym o właściwościach amfoterycznych. Jest on nietrwały, gdyż pod wpływem ogrzewania łatwo się rozkłada.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

Probówka 1. $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O$
wodorotlenek miedzi(II) – kwas siarkowy(VI) – siarczan(VI) miedzi(II) – woda

Probówka 2. $Cu(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$
wodorotlenek miedzi(II) – wodorotlenek sodu – tetrahydroksomiedzian(II) sodu

Probówka 3. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO\downarrow + H_2O$
wodorotlenek miedzi(II) – tlenek miedzi(II) – woda

Zastosowania miedzi i jej związków chemicznych

Miedź w związkach chemicznych, jako składnik mieszanin i w postaci pierwiastkowej, ma wiele zastosowań zarówno w przemyśle, jak i w życiu codziennym.

- przemysł farmaceutyczny
- ogrodnictwo
- przemysł metalurgiczny





Stopy

Miedź jest składnikiem stopów: **mosiądzu** (40 % Zn), **brązu** (20 % Sn) oraz **tombaku** (10% Zn), z których wytwarza się m.in. przedmioty dekoracyjne i użytkowe. Z brązu produkuje się również monety.

Ogrodnictwo

Roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) stosuje się w ogrodnictwie do **ochrony roślin** przed grzybami i jako **substancję owadobójczą**.

Przemysł farmaceutyczny

Jony miedzi, wchodzące w skład **suplementów diety**, ułatwiają przyswajanie żelaza przez organizm oraz polepszają kondycję skóry, włosów i paznokci.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

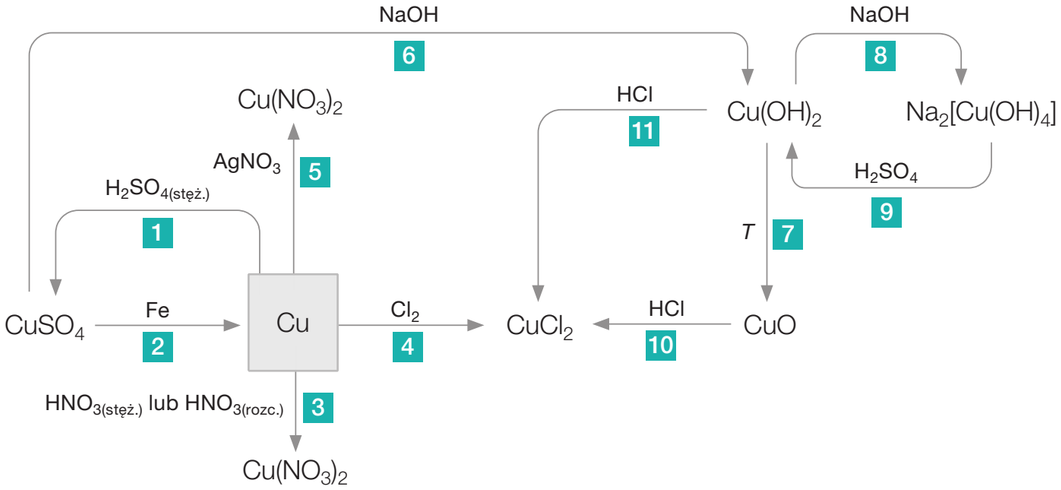
Miedź jest jednym z metali najczęściej poddawanym recyklingowi. Można ją wielokrotnie przetwarzać bez utraty jej właściwości. Charakteryzuje się dobrym przewodnictwem elektrycznym i cieplnym, dlatego jest stosowana do wytwarzania przewodów elektrycznych. Proces recyklingu miedzi wymaga znacznie mniej energii niż pozyskanie jej z rud miedzi. Pozwala też na znaczne ograniczenie emisji tlenku węgla(IV).



Wyszukaj i zaprezentuj

W jakich gałęziach przemysłu wykorzystuje się miedź poddaną recyklingowi?

Ciągi przemian chemicznych – miedź



Równania reakcji chemicznych:

1 $Cu + 2H_2SO_{4(stęż.)} \longrightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$
miedź; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) miedzi(II); tlenek siarki(IV); woda

2 $CuSO_4 + Fe \longrightarrow FeSO_4 + Cu$
siarczan(VI) miedzi(II); żelazo; siarczan(VI) żelaza(II); miedź

3 $Cu + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$
miedź; kwas azotowy(V); azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(IV); woda

$3Cu + 8HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$
miedź; kwas azotowy(V); azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(II); woda

4 $Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$
miedź; chlor; chlorek miedzi(II)

5 $Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$
miedź; azotan(V) srebra(I); azotan(V) miedzi(II); srebro

6 $CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
siarczan(VI) miedzi(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek miedzi(II); siarczan(VI) sodu

7 $Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO + H_2O$
wodorotlenek miedzi(II); tlenek miedzi(II); woda

8 $Cu(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$
wodorotlenek miedzi(II); wodorotlenek sodu; tetrahydroksomiedzian(II) sodu

9 $Na_2[Cu(OH)_4] + H_2SO_4 \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4 + 2H_2O$
tetrahydroksomiedzian(II) sodu; kwas siarkowy(VI); wodorotlenek miedzi(II); siarczan(VI) sodu; woda

10 $CuO + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$
tlenek miedzi(II); kwas chlorowodorowy; chlorek miedzi(II); woda

11 $Cu(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$
wodorotlenek miedzi(II); kwas chlorowodorowy; chlorek miedzi(II); woda

Ważne w temacie *Miedź $_{29}$Cu*

1. Piszę równania reakcji miedzi z rozcieńczonym i stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

$3Cu + 8HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$

$Cu + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$

2. Piszę równania reakcji miedzi z chlorem, bromem i siarką

$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$

$Cu + Br_2 \longrightarrow CuBr_2$

$Cu + S \longrightarrow CuS$

Miedź $_{29}$Cu

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 348) **i wykonaj polecenia** (a–e)**.**

a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które umożliwiają określenie charakteru chemicznego wodorotlenku miedzi(II). Napisz równania tych reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.

b) Podaj numery równań reakcji chemicznych, za pomocą których można porównać aktywność chemiczną metali. Uszereguj metale, które biorą w nich udział, według wzrastającej aktywności chemicznej.

c) Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1 i 3.

d) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 2. Narysuj schemat, podaj obserwacje, sformułuj wniosek. Napisz równanie reakcji chemicznej, stosując zapis jonowy.

e) Określ, czy reakcja chemiczna, której równanie oznaczono numerem 9, jest reakcją utleniania-redukcji.

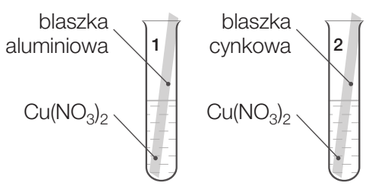
2. Napisz równania reakcji chemicznych, które zaszły w probówkach 1. i 2. w doświadczeniu 55. (s. 346)**. Zastosuj zapis jonowy skrócony.**

3. W wyniku reakcji miedzi z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) powstają: tlenek azotu(II), azotan(V) miedzi(II) i woda. **Ustal współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej. Wskaż utleniacz, reduktor oraz procesy utleniania i redukcji.**

4. Ustal współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej metodą bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

$Cu_2O + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO\uparrow + H_2O$

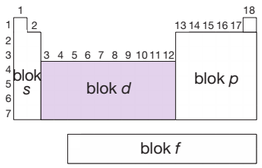
5. Przeprowadzono dwa doświadczenia chemiczne przedstawione na schematach.



a) **Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w obydwu doświadczeniach chemicznych.**

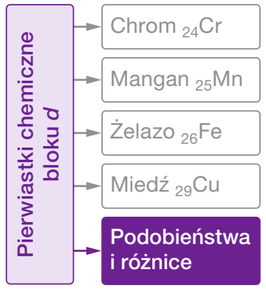
b) **Oceń, co stanie się z masą płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).**

32 Blok *d* – podsumowanie



Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw we właściwościach pierwiastków chemicznych w grupach układu okresowego i zmienności we właściwościach pierwiastków chemicznych w okresach



Blok *d* tworzą pierwiastki chemiczne grup od 3. do 12. układu okresowego.

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d* mają zapełnioną podpowłokę *ns* powłoki walencyjnej i rozbudowują podpowłokę $(n–1)d$. Wyjątkami są m.in. chrom i miedź, które przy częściowo zapełnionej podpowłoce 4*s* uzupełniają podpowłokę 3*d* do 5 elektronów (Cr) lub do 10 elektronów (Cu). Jest to tzw. **promocja elektronowa**, prowadząca do korzystniejszego stanu energetycznego atomu. Elektrony walencyjne w atomach pierwiastków chemicznych bloku *d* są rozlokowane w podpowłokach $(n–1)d$ oraz ***ns*** (tabela 29.)

Tabela 29. Konfiguracje elektronów walencyjnych atomów i jonów wybranych metali bloku *d* 4. okresu układu okresowego

Numer grupy		3	4	5	6	7	8	10	11	12
Symbol pierwiastka chemicznego		Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ni	Cu	Zn
Konfiguracja elektronów walencyjnych	atomu	$4s^2\,3d^1$	$4s^2\,3d^2$	$4s^2\,3d^3$	$4s^1\,3d^5$	$4s^2\,3d^5$	$4s^2\,3d^6$	$4s^2\,3d^8$	$4s^1\,3d^{10}$	$4s^2\,3d^{10}$
	jonu Me^{2+}	–	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^6$	$3d^8$	$3d^9$	$3d^{10}$
	jonu Me^{3+}	$3d^0$	$3d^1$	$3d^2$	$3d^3$	$3d^4$	$3d^5$	$3d^7$	–	–

Właściwości fizyczne

Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *d* to **metale**. W temperaturze pokojowej są substancjami:

- stałymi (z wyjątkiem rtęci (fot. 126.)),

rtęć jest metalem o najniższej temperaturze topnienia równej –38,8 °C



wolfram ma najwyższą temperaturę topnienia – topi się dopiero w temperaturze 3420 °C



Fot. 126. Pierwiastki chemiczne bloku *d*, z wyjątkiem rtęci, która jest cieczą, są substancjami stałymi.

- o metalicznym połysku,
- o barwie najczęściej srebrzystobiałej lub srebrzystoszarej. Wyjątki to miedź o barwie różowej, złoto, które jest żółte, chrom – srebrzysto-niebieski, mangan – srebrzystoróżowy i tantal – niebieskoszary.

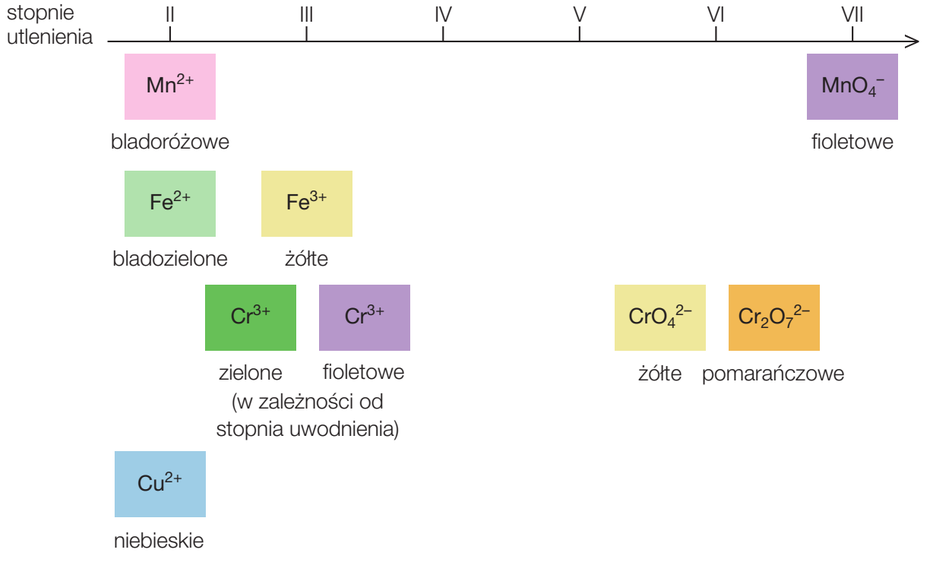
Pierwiastki chemiczne bloku *d* są:

- dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności,
- kowalne i ciągliwe,
- składnikami stopów, a także związków chemicznych, w których atomy tych pierwiastków chemicznych występują na różnych stopniach utlenienia.

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d* na niskich stopniach utlenienia występują jako proste kationy, jak Cr^{3+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Ag^{+}. Wyższe stopnie utlenienia wykazują w anionach kwasów tlenowych: CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^{-}.

Właściwości chemiczne

Pierwiastki chemiczne bloku *d*, poza nielicznymi wyjątkami np.: Au, Pt, Pd i Ir, **po ogrzaniu reagują z tlenem**, a niektóre z nich (np. Fe), reagując powoli z parą wodną, ulegają korozji. **Wodne roztwory związków chemicznych niektórych metali bloku *d* są barwne** (rys. 53.). Tę właściwość wykorzystuje się do analizy chemicznej. Jest ona związana z **absorpcją**, czyli pochłanianiem światła przez elektrony znajdujące się na częściowo zapełnionej podpowłoce $(n–1)d$. Przy całkowicie zapełnionej podpowłoce $(n–1)d$ lub braku na niej elektronów jony proste metali bloku *d* są **bezbarwne**, np. Ag^{+}, Cu^{+}, Zn^{2+}, Ti^{4+}.



Rys. 53. Barwy jonów wybranych pierwiastków chemicznych bloku *d*.

Metale należące do bloku *d* **w różny sposób reagują z kwasami**, zależnie od rodzaju kwasu i metalu.

- **Metale bardziej aktywne** chemicznie (o niższym potencjale standardowym redukcji $E°$) **od wodoru wypierają go z kwasów nieutleniających** i tworzą sole, np.:

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- **Metale mniej aktywne** chemicznie **od wodoru** (np. Cu i Ag) **reagują tylko z kwasami utleniającymi** (HNO_3, stężonym roztworem H_2SO_4) i tworzą sole, np.:

$$\underset{\text{srebro}}{Ag} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{2HNO_{3(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{NO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{srebro}}{3Ag} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4HNO_{3(rozc.)}} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{3AgNO_3} + \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

$$\underset{\text{srebro}}{2Ag} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{2H_2SO_{4(stęż.)}} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) srebra(I)}}{Ag_2SO_4} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

W tych reakcjach chemicznych nie wydziela się wodór, lecz powstaje odpowiedni tlenek, np.: NO_2, NO lub SO_2.

Reakcje metali szlachetnych z wodą królewską
→ patrz s. 31

- Złoto reaguje jedynie z **wodą królewską**, mieszaniną stężonego kwasu chlorowodorowego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) w stosunku objętościowym 3 : 1, która ma właściwości silnie utleniające.

Tlenki metali bloku *d* mające atomy na:

- **niższych stopniach** utlenienia mają charakter **zasadowy**,
- **wyższych stopniach** utlenienia – charakter **kwasowy**,
- **pośrednich stopniach** utlenienia – **amfoteryczny**.

Ważne w temacie *Blok d – podsumowanie*

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków grup 3.–12. układu okresowego

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d*:
- rozbudowują podpowłokę $(n–1)d$ przy całkowicie zapełnionej podpowłoce *ns* powłoki walencyjnej (z wyjątkiem m.in. Cr i Cu),
- różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych i mają odmienne właściwości.

Pierwiastki chemiczne bloku *d*:
- to metale,
- są dobrymi przewodnikami ciepła i elektryczności,
- są kowalne i ciągliwe,
- mają różne gęstości:
  - metale lekkie: skand Sc i tytan Ti $d < 4{,}5 \frac{g}{cm^3}$,
  - najcięższe metale: osm Os i iryd Ir $d > 22 \frac{g}{cm^3}$,
- mają różne temperatury topnienia:
  - rtęć Hg jest metalem o najniższej temperaturze topnienia równej –38,8 °C,
  - wolfram W ma najwyższą temperaturę topnienia – topi się dopiero w temperaturze 3420 °C,
- w temperaturze pokojowej są substancjami stałymi, z wyjątkiem rtęci Hg, która jest cieczą,
- mają metaliczny połysk i różne barwy:
  - większość metali ma barwę srebrzystobiałą lub srebrzystoszarą, np. srebro Ag, cynk Zn,
  - złoto Au ma barwę żółtą,
  - miedź Cu ma barwę różową.

Blok *d* – podsumowanie

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Podano schematy reakcji z udziałem związków chemicznych pierwiastków bloku *d*. Ustal współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji chemicznych metodą bilansu elektronowego (a, b) **oraz metodą bilansu jonowo-elektronowego** (c, d)**. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.**

a) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \longrightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$

b) $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$

c) $MnO_4^- + S^{2-} + H_3O^+ \longrightarrow S + Mn^{2+} + H_2O$

d) $BiO_3^- + Cr^{3+} + H_3O^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + Bi^{3+} + H_2O$

2. W zlewce znajduje się mieszanina 5 g tlenku miedzi(II) i 5 g miedzi. Dodano do niej 50 cm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu 2 $\frac{mol}{dm^3}$. Zawartość wymieszano i przesączono. Jakie substancje pozostały na sączku, a jakie zawierał przesącz? **Odpowiedź uzasadnij.**

3. Oblicz, czy 300 m^3 tlenku węgla(II) (warunki normalne) wystarczy do otrzymania czystego Fe w redukcji 3500 kg magnetytu zawierającego 75 % Fe_3O_4.

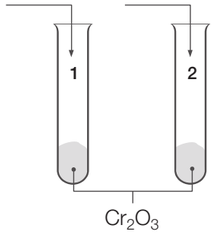
4. Blachę miedzianą na dachach zabytkowych budynków pokrywa zielony nalot, tzw. patyna. Głównym jej składnikiem jest węglan diwodorotlenek dimiedzi(II) $Cu_2CO_3(OH)_2$, który powstaje w wyniku działania na miedź trzech składników powietrza. Jest to proces długotrwały, a powstający osad skutecznie chroni blachę miedzianą przed korozją.
Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równanie reakcji powstawania patyny.

5. Jednym ze związków chromu jest tlenek chromu(III). Jest to związek chemiczny o charakterze amfoterycznym. Laboratoryjna metoda otrzymywania tego tlenku polega na termicznym rozkładzie dichromianu(VI) amonu. Produktami tej reakcji chemicznej, oprócz tlenku chromu(III), są azot i woda. Jest to reakcja egzotermiczna – woda wydziela się w postaci pary wodnej. Rozkład dichromianu(VI) amonu przypomina wybuch wulkanu, ponieważ w tej reakcji chemicznej powstają puszysty, zielony proszek oraz produkty gazowe.

a) **Napisz równanie reakcji otrzymywania tlenku chromu(III) z dichromianu(VI) amonu.**

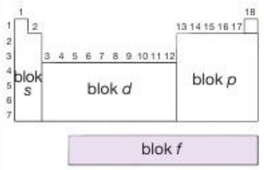
b) **Oblicz objętość gazowych produktów (w przeliczeniu na warunki normalne) otrzymanych w wyniku rozkładu dichromianu(VI) amonu, jeśli do reakcji użyto 5 g tego związku chemicznego i uległ on rozkładowi w 80 %.**

c) **Wybierz odczynniki, których należy użyć do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potwierdzającego amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).**
$NaOH_{(aq)}$, $BaCl_{2(aq)}$, Na_2SO_4, $HCl_{(aq)}$, $FeCl_{3(aq)}$, CaO



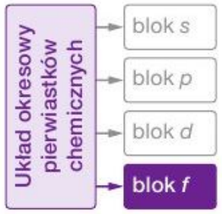
d) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 1. i 2.**

33 Pierwiastki chemiczne bloku *f*

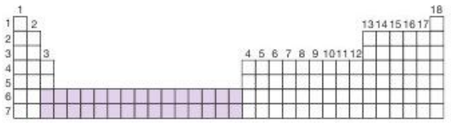


Ważne w tym temacie:

- opisywanie podobieństw i różnic we właściwościach pierwiastków chemicznych boku *f*



W skład bloku *f* wchodzą **lantanowce** i **aktynowce** (z wyłączeniem lutetu i lorensu, zaliczanych do bloku *d*), czyli pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego. **Lantanowce** to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych *Z* od 57 (lantan La) do 71 (lutet Lu). **Aktynowce** to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych *Z* od 89 (aktyn Ac) do 103 (lorens Lr). **W bloku *f* występuje** (niespotykane w innych blokach) **duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w obrębie okresu.** Współczesny układ okresowy może być przedstawiany w tzw. formie długiej, w której lantanowce i aktynowce stanowią części okresów 6. i 7. (rys. 54.).



Rys. 54. Forma długa układu okresowego.

Lantanowce

Lantanowce występują w środowisku przyrodniczym w postaci rud. To srebrzystobiałe metale, które mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować. Atomy lantanowców w związkach chemicznych występują **na III stopniu utlenienia**. Związki chemiczne większości lantanowców mają intensywne zabarwienie, które nie zmienia się ani w roztworach (wodnych i niewodnych), ani wskutek wytworzenia związków kompleksowych. Są **metalami aktywnymi chemicznie**. **Reagują z kwasami**, w wyniku czego wypierają z nich wodór. Tlenki lantanowców mają charakter zasadowy, który zmniejsza się w miarę zwiększania się liczby atomowej lantanowca (rys. 55.).



Rys. 55. Zmniejszanie się charakteru zasadowego tlenków wybranych lantanowców.

Aktynowce

Aktynowce, z wyjątkiem: toru, protaktynu i uranu, **nie występują w środowisku przyrodniczym** i zostały sztucznie wytworzone w reakcjach jądrowych. Są pierwiastkami **promieniotwórczymi**, a ich okresy półtrwania zmniejszają się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Z tego powodu otrzymywanie ich w ilościach niezbędnych do badań właściwości jest bardzo trudne. Atomy aktynowców w związkach chemicznych występują najczęściej **na III stopniu utlenienia**.

Zastosowania pierwiastków chemicznych bloku *f*



Lantanowce są nazywane **pierwiastkami ziem rzadkich**, ponieważ dawniej uważano, że ich rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym jest niewielkie. Dziś wiadomo, że ich zawartość w skorupie ziemskiej jest znaczna. Niewiele natomiast występuje **aktynowców** – zwykle otrzymuje się je w wyniku sztucznych przemian jądrowych.

- spawanie
- przemysł petrochemiczny
- produkcja banknotów
- przemysł kosmiczny

Prazeodym

Jego mieszanina z neodymem jest wykorzystywana do produkcji **okularów ochronnych dla spawaczy**. Służy także do barwienia szkła na żółty kolor.

Neodym

Wytwarzane z niego **magnesy** mają 10-krotnie większą siłę przyciągania od tych tradycyjnych, które znajdują się m.in. w głośnikach. Tlenek neodymu stosuje się do produkcji laserów oraz kineskopów.

Europ

Pod wpływem promieniowania UV związki koordynacyjne europu emitują światło zielone, czerwone lub niebieskie. Tę właściwość wykorzystano w **banknotach euro**.



Pluton

Izotop ^{239}Pu jest stosowany w **reaktorach jądrowych** nowej generacji.

Uran

Używa się go głównie w procesie kontrolowanej reakcji łańcuchowej – do **wytwarzania energii** elektrycznej w napędach łodzi podwodnych i w elektrowniach jądrowych.



Kiur

Energia powstająca podczas rozpadu izotopu ^{244}Cm jest wykorzystywana do **napędzania** małych satelitów i **sond kosmicznych**.

Ochrona środowiska i zrównoważony rozwój

Uran jest stosowany jako paliwo w elektrowniach jądrowych. Wytwarzanie energii elektrycznej przy wykorzystaniu reakcji rozszczepienia jąder jest alternatywą dla pozyskiwania jej ze spalania paliw kopalnych. Energetyka jądrowa, w przeciwieństwie do spalania węgla, nie powoduje emisji zanieczyszczeń powietrza. Jej wadą jest jednak niebezpieczeństwo związane ze składowaniem odpadów promieniotwórczych.



Wyszukaj i zaprezentuj

Jakie korzyści wynikają z wykorzystania uranu w energetyce jądrowej?

Ważne w temacie *Pierwiastki chemiczne bloku f*

Porównuję wybrane właściwości pierwiastków chemicznych bloku *f* układu okresowego

Pierwiastki chemiczne bloku *f* to metale. W bloku *f* występuje, niespotykane w innych blokach, duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w okresie.

Lantanowce:

- to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych od 57 (lantan La) do 71 (lutet Lu):

$_{57}$La	$_{58}$Ce	$_{59}$Pr	$_{60}$Nd	$_{61}$Pm	$_{62}$Sm	$_{63}$Eu	$_{64}$Gd	$_{65}$Tb	$_{66}$Dy	$_{67}$Ho	$_{68}$Er	$_{69}$Tm	$_{70}$Yb	$_{71}$Lu
lantan	cer	prazeodym	neodym	promet	samar	europ	gadolin	terb	dysproz	holm	erb	tul	iterb	lutet
138,91	*140,12*	*140,91*	*144,24*	*144,91*	*150,36*	*151,96*	*157,25*	*158,93*	*162,50*	*164,93*	*167,26*	*168,93*	*173,05*	*174,97*

- mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować i rozdzielać,
- w związkach chemicznych ich atomy występują na III stopniu utlenienia.

Aktynowce:

- to 15 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych od 89 (aktyn Ac) do 103 (lorens Lr):

$_{89}$Ac	$_{90}$Th	$_{91}$Pa	$_{92}$U	$_{93}$Np	$_{94}$Pu	$_{95}$Am	$_{96}$Cm	$_{97}$Bk	$_{98}$Cf	$_{99}$Es	$_{100}$Fm	$_{101}$Md	$_{102}$No	$_{103}$Lr
aktyn	tor	protaktyn	uran	neptun	pluton	ameryk	kiur	berkel	kaliforn	einstein	ferm	mendelew	nobel	lorens
227,03	*232,04*	*231,04*	*238,03*	*237,05*	*244,06*	*243,06*	*247,07*	*247,07*	*251,08*	*252,08*	*257,10*	*258,10*	*259,10*	*262,11*

- z wyjątkiem toru, protaktynu i uranu, nie występują w środowisku przyrodniczym, lecz zostały wytworzone sztucznie w reakcjach jądrowych,
- to pierwiastki promieniotwórcze.

Lutet i lorens są zaliczane do bloku *d*.

Pierwiastki chemiczne bloku *f*

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Poniżej podano kilka stwierdzeń dotyczących pierwiastków chemicznych bloku *f*. **Wskaż zdania prawdziwe.**
   a) Atomy aktynowców i lantanowców, z wyjątkiem lantanu, rozbudowują podpowłoki 4*f* lub 5*f*.
   b) Do bloku *f* należą metale i niemetale.
   c) Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi.
   d) W okresie występuje małe podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych bloku *f*.
2. Promet występuje w postaci izotopów o liczbach masowych *A* od 134 do 155. Okres półtrwania promieniotwórczego izotopu $^{143}_{61}Pm$ wynosi 265 dni. **Oblicz masę tego izotopu w próbce, która pozostała po upływie 1060 dni.** Wiadomo, że masa początkowa próbki wynosiła $m_0 = 0{,}4$ g.
3. Metalicznego uranu nie otrzymuje się bezpośrednio z rudy, lecz w wyniku redukcji fluorku uranu(IV) magnezem. **Napisz równanie opisanej reakcji chemicznej.**

Podsumowanie

Blok *d*

Obejmuje **pierwiastki chemiczne 3.–12. grupy układu okresowego**. Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d* rozbudowują podpowłokę (*n*–1)*d* przy całkowicie zapełnionej podpowłoce *ns* powłoki walencyjnej. Wyjątek stanowią m.in. chrom i miedź, które przy częściowo zapełnionej podpowłoce 4*s* uzupełniają elektronami podpowłokę 3*d* (promocja elektronowa).

- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *d* to metale o niskiej elektroujemności.
- W reakcjach chemicznych tworzą proste jony dodatnie.
- Tlenki metali znajdujących się w bloku *d*, np. chromu i manganu, które zawierają atomy tych metali na niższych stopniach utlenienia, mają charakter zasadowy, na wyższych – kwasowy, a na pośrednich – amfoteryczny.

Porównanie wybranych właściwości metali bloku *d* i ich związków chemicznych

Symbol i nazwa		Blok konfiguracyjny i skrócona konfiguracja elektronowa (stan podstawowy)	Typowe stopnie utlenienia	Charakter chemiczny	
				tlenków $E_2^nO_n^{II}$	wodorotlenków $M^n(OH)_n^I$
wzrost elektroujemności, zmniejszanie się reaktywności chemicznej	Mn mangan	*d* [Ar] $4s^2\ 3d^5$	II, III, IV, VI, VII	MnO – zasadowy Mn_2O_3 – zasadowy MnO_2 – amfoteryczny Mn_2O_7 – kwasowy	$Mn(OH)_2$ – zasadowy $MnO(OH)_2$ – amfoteryczny
	Zn cynk	*d* [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$	II	ZnO – amfoteryczny $ZnO + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ $ZnO + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$	$Zn(OH)_2$ – amfoteryczny $Zn(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ $Zn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$
	Cr chrom	*d* [Ar] $4s^1\ 3d^5$	II, III, VI	CrO – zasadowy Cr_2O_3 – amfoteryczny CrO_3 – kwasowy	$Cr(OH)_3$ – amfoteryczny $Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$ $Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$
	Fe żelazo	*d* [Ar] $4s^2\ 3d^6$	II, III	FeO – zasadowy Fe_2O_3 – zasadowy	$Fe(OH)_3$ – zasadowy $Fe(OH)_2$ – zasadowy $Fe(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow FeCl_3 + 3H_2O$ $Fe(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + 2H_2O$
	Cu miedź	*d* [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$	I, II	Cu_2O – amfoteryczny CuO – amfoteryczny	$Cu(OH)_2$ – amfoteryczny $Cu(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$ $Cu(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$
	Ag srebro	*d* [Kr] $5s^1\ 4d^{10}$	I, II	Ag_2O – słabo zasadowy	AgOH – zasadowy Wodorotlenek srebra(I) jest nietrwały, natychmiast się rozkłada: $2AgOH \longrightarrow Ag_2O + H_2O$

Reakcje chemiczne wybranych metali bloku *d*

Symbol i nazwa	Reakcje		
	z niemetalami	z kwasami	
		nieutleniającymi	utleniającymi
Mn mangan	$3Mn + 2O_2 \longrightarrow Mn_3O_4$ $3Mn + N_2 \longrightarrow Mn_3N_2$ $Mn + Cl_2 \longrightarrow MnCl_2$	$Mn + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$	———
Zn cynk	$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$ $Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$ $Zn + S \longrightarrow ZnS$	$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$	$Zn + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $3Zn + 8HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$
Cr chrom	$2Cr + 3Cl_2 \longrightarrow 2CrCl_3$ $2Cr + 3S \longrightarrow Cr_2S_3$	$Cr + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$ (w atmosferze beztlenowej) $2Cr + 6HCl + O_2 \longrightarrow$ $\longrightarrow 2CrCl_3 + H_2\uparrow + 2H_2O$ (w powietrzu)	W stężonym roztworze HNO_3 chrom ulega pasywacji, tzn. pokrywa się Cr_2O_3.
Fe żelazo	$4Fe + 3O_2 \xrightarrow{T} 2Fe_2O_3$ $2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$	$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$	W stężonym roztworze HNO_3 żelazo w temperaturze pokojowej ulega pasywacji, tzn. pokrywa się FeO. W wyższej temperaturze: $Fe + 6HNO_{3(stęż.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + 3NO_2\uparrow + 3H_2O$ $Fe + 4HNO_{3(rozc.)} \xrightarrow{T} Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$
Cu miedź	$4Cu + O_2 \longrightarrow 2Cu_2O$ $Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$ $Cu + Br_2 \longrightarrow CuBr_2$ $Cu + S \longrightarrow CuS$	Miedź nie reaguje z kwasami nieutleniającymi.	$Cu + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$ $3Cu + 8HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$ $Cu + 2H_2SO_{4(stęż.)} \longrightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$
Ag srebro	$2Ag + Cl_2 \longrightarrow 2AgCl$ $2Ag + S \longrightarrow Ag_2S$	Srebro nie reaguje z kwasami nieutleniającymi.	$Ag + 2HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$ $3Ag + 4HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$ $2Ag + 2H_2SO_{4(stęż.)} \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$

Blok *f*

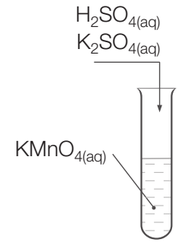
Obejmuje **pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego**: lantanowce i aktynowce (z wyjątkiem lutetu i lorensu).

- W bloku *f* występuje (niespotykane w innych blokach) duże podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w okresie.
- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *f* są metalami.
- Lantanowce mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować i rozdzielać. W związkach chemicznych ich atomy występują na III stopniu utlenienia.
- Aktynowce zostały wytworzone sztucznie w reakcjach jądrowych (wyjątek: tor, protaktyn, uran).
- Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi, a ich okresy półtrwania zmniejszają się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej *Z*.

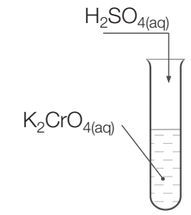
Sposób na zadania

Przeprowadzono dwa doświadczenia, których przebieg przedstawiono na schematach:

Doświadczenie 1.



Doświadczenie 2.



Poniżej przedstawiono przebieg doświadczenia 1.



roztwór manganianu(VII) potasu

roztwór uzyskany po zakończeniu doświadczenia 1.

a) Wyjaśnij, dlaczego podczas doświadczenia 1. nie zaobserwowano zmian wyglądu zawartości probówki.

Manganian(VII) potasu jest silnym utleniaczem. W wodnym roztworze, w obecności odpowiedniego reduktora i w odpowiednim środowisku bierze udział w reakcjach utleniania-redukcji.

Rozwiązanie:

Do probówki z roztworem manganianu(VII) potasu $KMnO_4$ wprowadzono roztwór o odpowiednim środowisku, ale nie wprowadzono reduktora. W roztworze siarczanu(VI) potasu K_2SO_4 znajdują się jony, które w reakcjach utleniania-redukcji z udziałem $KMnO_4$ nie mogą pełnić funkcji reduktorów.

b) Wybierz fotografię, która przedstawia probówkę:

- **z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem roztworu kwasu,**
- **po zakończeniu doświadczenia 2.**

Chromian(VI) potasu to związek chemiczny, którego wodny roztwór ma barwę żółtą.

K_2CrO_4 jest trwały w roztworze wodnym o odczynie zasadowym, ale w roztworze o odczynie kwasowym przechodzi w odpowiedni dichromian(VI) – o barwie pomarańczowej – zgodnie ze schematem:

$$CrO_4^{2-} \underset{OH^-}{\overset{H_3O^+}{\rightleftharpoons}} Cr_2O_7^{2-}$$

Wpisz w odpowiednie miejsca oznaczenia wybranych probówek. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej, która zaszła w doświadczeniu 2.



1. 2. 3. 4.

Probówka z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem roztworu kwasu: ?

Probówka po zakończeniu doświadczenia 2.: ?

Równanie reakcji chemicznej: ?

Rozwiązanie:

Probówka z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu K_2CrO_4 przed wprowadzeniem roztworu kwasu: 3.

Probówka po zakończeniu doświadczenia 2.: 1.

Równanie reakcji chemicznej:

$2CrO_4^{2-} + 2H_3O^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O$ albo $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*, s. 361.

Zadanie analogiczne

W *Sposobie na zadania* na s. 359 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Przeprowadzono dwa doświadczenia, które opisano poniżej. Na fotografiach przedstawiono kolejne etapy każdego doświadczenia.

Doświadczenie 1.

Etap 1. Do probówki z wodnym roztworem manganianu(VII) potasu $KMnO_4$ wprowadzono kilka kropli zasady sodowej NaOH.

Etap 2. Do otrzymanej mieszaniny wprowadzono wodny roztwór siarczanu(IV) potasu K_2SO_3.



roztwór manganianu(VII) potasu | roztwór uzyskany po zakończeniu etapu 1. | roztwór uzyskany po zakończeniu etapu 2.

Doświadczenie 2.

Etap 1. Do probówki z wodnym roztworem dichromianu(VI) potasu $K_2Cr_2O_7$ wprowadzono kilka kropli zasady sodowej NaOH.

Etap 2. Do otrzymanej mieszaniny wprowadzono wodny roztwór siarczanu(IV) potasu K_2SO_3.



roztwór dichromianu(VI) potasu | roztwór uzyskany po zakończeniu etapu 1. | roztwór uzyskany po zakończeniu etapu 2.

a) Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), równanie reakcji redukcji i równanie reakcji utleniania zachodzących podczas doświadczenia 1. Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas doświadczenia 1.

b) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła podczas etapu 1. doświadczenia 2. i przyczyniła się do zmiany barwy roztworu.

c) Wyjaśnij, dlaczego pomimo dodania do mieszaniny reakcyjnej reduktora – roztworu K_2SO_3 – w etapie 2. doświadczenia 2. nie zaszła reakcja utleniania-redukcji.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1. i 2.

W czterech probówkach znajdowały się wodne roztwory soli: chlorku sodu, bromku baru, azotanu(V) srebra(I), siarczanu(VI) cynku. Aby zidentyfikować zawartość probówek, zbadano odczyny tych roztworów. Następnie zmieszano ze sobą kolejno roztwory z poszczególnych probówek. Wyniki obserwacji zamieszczono w tabelach.

Numer probówki	1.	2.	3.	4.
Odczyn roztworu	kwasowy	kwasowy	obojętny	obojętny

Numer probówki	Obserwacje			
	1.	2.	3.	4.
1.	—	powstaje biały osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad
2.	powstaje biały osad	—	powstaje żółty osad	powstaje biały osad
3.	powstaje biały osad	powstaje żółty osad	—	nie powstaje osad
4.	nie powstaje osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad	—

Zadanie 1.

a) **Napisz wzory soli znajdujących się w probówkach 1.–4.**

b) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równanie reakcji chemicznej uzasadniającej kwasowy odczyn roztworu w probówce 1.**

Zadanie 2.

Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania wszystkich reakcji chemicznych, które umożliwiły identyfikację soli w probówce 3.

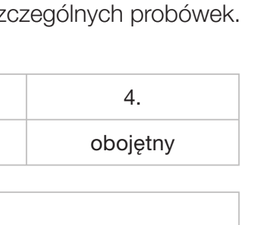
Informacja do zadań 3. i 4.

Aniony manganianowe(VII) mają silne właściwości utleniające. Są one jednak zależne od środowiska, w którym zachodzi reakcja chemiczna.

Zadanie 3.

Wybierz i zaznacz na schemacie doświadczenia wzór substancji, którą należy dodać do wodnego roztworu manganianu(VII) potasu:
- **jako pierwszą (etap 1.),**
- **jako drugą (etap 2.),**

aby zbadać właściwości utleniające anionów manganianowych(VII) w środowisku kwasowym.



Zadanie 4.

a) **Opisz zmiany, jakie można zaobserwować po zakończeniu doświadczenia, podczas którego badano właściwości utleniające anionów manganianowych(VII) w środowisku kwasowym.**

b) **Opisz zmiany, jakie można by było zaobserwować, gdyby odczynniki dodano w innej kolejności.**

Odpowiedzi do zadań

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

s. 12

zadanie 1. $\overset{\text{I}\,-\text{II}}{H_2O}$; b) $\overset{\text{II}\,-\text{II}}{MgS}$; c) $\overset{\text{III}\,-\text{II}}{Al_2S_3}$; d) $\overset{\text{III}\,\text{V}-\text{II}}{Al(NO_3)_3}$;
e) $\overset{\text{II}\quad\text{V}-\text{II}}{Ca_3(PO_4)_2}$; f) $\overset{\text{I}\,\text{VII}-\text{II}}{HClO_4}$; g) $\overset{\text{IV}-\text{II}}{SiO_2}$; h) $\overset{\text{I}\,-\text{I}}{HBr}$; i) $\overset{\text{I}\,-\text{I}}{NaH}$; j) Zn^{2+};
k) $\overset{\text{IV}-\text{II}}{CO_3^{2-}}$; l) $\overset{\text{I}\,\text{VI}-\text{II}}{HSO_4^-}$; ł) $[\overset{\text{II}\,-\text{II}\,\text{I}}{Cu(OH)_4}]^{2-}$; m) $\overset{\text{VI}\,-\text{II}}{Cr_2O_7^{2-}}$; n) $\overset{\text{V}-\text{II}}{PO_4^{3-}}$

zadanie 2. [Ne] $3s^2\,3p^3$; –III, III, V

zadanie 3. [Ne] $3s^2\,3p^5$; chlor

zadanie 4. z tlenem: I, II, III, IV, V; z wodorem: –III

zadanie 5. Cl_2O, ClO_2, Cl_2O_5, Cl_2O_7

zadanie 6. $\overset{0}{Hg}$, $\overset{\text{I}\,\text{VI}-\text{II}}{H_2SO_4}$, $\overset{\text{I}\,\text{VII}-\text{II}}{KMnO_4}$, $\overset{\text{I}\,\text{VI}-\text{II}}{Hg_2SO_4}$, $\overset{\text{I}\,\text{VI}-\text{II}}{K_2SO_4}$, $\overset{\text{II}\,\text{VI}-\text{II}}{MnSO_4}$,
$\overset{\text{I}\,-\text{II}}{H_2O}$, $\overset{0}{Fe}$, $\overset{\text{I}\,\text{VI}-\text{II}}{Hg_2SO_4}$, $\overset{0}{Hg}$, $\overset{\text{II}\,\text{VI}-\text{II}}{FeSO_4}$

zadanie 7. Ca

zadanie 8. pierwiastek *X*: P, *p*, V; pierwiastek *E*: Cr, *d*, VI

s. 18

zadanie 1. b, c, e, f

zadanie 2. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie ⟶, redukcja ⟶;
1. $\mathbf{Ca} + \mathbf{H_2SO_4} \longrightarrow CaSO_4 + H_2$,
$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$, $2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2H_2O$;
2. $\mathbf{2Li} + \mathbf{2HCl} \longrightarrow 2LiCl + H_2$,
$2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2e^-$, $2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2H_2O$;
3. $\mathbf{2Na} + \mathbf{Cl_2} \longrightarrow 2NaCl$,
$2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e^-$, $Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$;
4. $\mathbf{S} + \mathbf{O_2} \longrightarrow SO_2$,
$S \longrightarrow S^{IV} + 4e^-$, $O_2 + 4e^- \longrightarrow 2O^{-II}$

zadanie 3. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie ⟶, redukcja ⟶;
a) **Al**, **S**, $Al \longrightarrow Al^{III} + 3e^-$, $S + 2e^- \longrightarrow S^{-II}$;
b) **Ca**, $\mathbf{H_2O}$,$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$, $2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$; c) **KBr**, $\mathbf{Cl_2}$, $2Br^- \longrightarrow Br_2 + 2e^-$, $Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$;
d) $\mathbf{H_2O}$, $\mathbf{F_2}$, $6H_2O \longrightarrow O_2 + 4e^- + 4H_3O^+$, $F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$; e) $\mathbf{Fe^{2+}}$, $\mathbf{Br_2}$, $Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$, $Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$; f) $\mathbf{I_2}$, $\mathbf{S^{2-}}$, $S^{2-} \longrightarrow S + 2e^-$, $I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$

s. 41

zadanie 1. Reakcje a), b), c), d) nie są reakcjami redoks. Podczas reakcji chemicznej atomy pierwiastków chemicznych nie zmieniają stopnia utlenienia.
a) $HClO + KOH \longrightarrow KClO + H_2O$;
b) $3AgNO_3 + FeCl_3 \longrightarrow 3AgCl + Fe(NO_3)_3$;
c) $3SO_2 + Al_2O_3 \longrightarrow Al_2(SO_3)_3$;
d) $Ca(HS)_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2S$;
e) $2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$;
f) $2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2$

zadanie 2. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie ⟶, redukcja ⟶;
1. $3\mathbf{Hg} + 8\mathbf{HNO_3}_{(rozc.)} \longrightarrow 3Hg(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$,
$Hg \longrightarrow Hg^{2+} + 2e^-$, $N^V + 3e^- \longrightarrow N^{II}$;
2. $\mathbf{Hg} + 4\mathbf{HNO_3}_{(stęż.)} \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$,
$Hg \longrightarrow Hg^{2+} + 2e^-$, $N^V + e^- \longrightarrow N^{IV}$;
3. $2\mathbf{Ag} + 2\mathbf{H_2SO_4}_{(stęż.)} \xrightarrow{T} Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$,
$2Ag \longrightarrow 2Ag^+ + 2e^-$, $S^{VI} + 2e^- \longrightarrow S^{IV}$

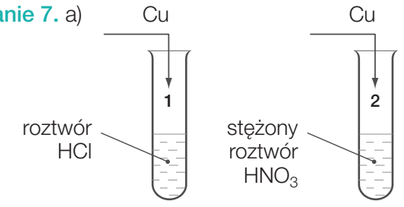
zadanie 3. a) $PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$;
b) $3P + 5HNO_3 + 2H_2O \longrightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$;
c) $8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4I_2 + H_2S + 4H_2O$;
d) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$

zadanie 4. a) redukcja: $Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O$, utlenianie: $2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-$;
b) $Cr_2O_7^{2-} + 6I^- + 14H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 21H_2O$; c) I^-

zadanie 5. a) $2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$;
b) $3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO_2 + H_2O$

zadanie 6. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**;
a) $16\mathbf{HCl} + 2\mathbf{KMnO_4} \longrightarrow 5Cl_2 + 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O$;
b) $2\mathbf{KMnO_4} + 6\mathbf{KI} + 4H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3I_2 + 8KOH$

zadanie 7. a)



b) miedź: metal mniej aktywny chemicznie od wodoru, nie reaguje z kwasami nieutleniającymi (np. HCl), reaguje z kwasami utleniającymi; c) W probówce 1. nie widać objawów reakcji chemicznej. Roztwór w probówce 2. zabarwił się na zielononiebiesko, wydzielił się czerwonobrunatny gaz; d) Probówka 2.:
$Cu + 4HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$,
$Cu + 2NO_3^- + 4H_3O^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 6H_2O$

s. 68

zadanie 1. Elektrony przemieszczają się od półogniwa glinowego do półogniwa miedziowego.

zadanie 2. a) (+) Ag, (–) Ni;
b) SEM = 0,8 V – (–0,257 V) = 1,057 V;
c) utlenianie: $Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$,
redukcja: $2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2Ag$

zadanie 3. a), b) $\mathbf{A}(-)\,Mg_{(s)} \mid Mg^{2+}_{(aq)} \parallel Ag^+_{(aq)} \mid Ag_{(s)}\,(+)\mathbf{K}$;
c) SEM = 0,8 V – (–2,372 V) = 3,172 V

zadanie 4. 0,76 g

s. 74

zadanie 1. a) K(–): $Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca$,
A(+): $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$;
b) K(–): $2H_3O^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2H_2O$,
A(+): $6H_2O \longrightarrow 4H_3O^+ + O_2 + 4e^-$;
c) K(–): $4H_2O + 4e^- \longrightarrow 2H_2 + 4OH^-$,
A(+): $4OH^- \longrightarrow O_2 + 2H_2O + 4e^-$;
d) K(–): $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$,
A(+): $6H_2O \longrightarrow 4H_3O^+ + O_2 + 4e^-$

zadanie 2. 1,35 g

s. 78

Zadanie analogiczne

a) (–) Pt | SO_3^-, SO_4^{2-} || MnO_4^-, H_3O^+, Mn^{2+} | Pt (+);
SEM_{max} = 1,507 V – (–0,93 V) = 2,437 V; b) A. anoda, B. przewodnik I rodzaju, C. przewodnik II rodzaju, D. katoda; c) A(–): $SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + H_2O + 2e^-$,
K(+): $MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$;
d) Roztwór anodowy zawiera jony SO_3^{2-} i SO_4^{2-}.
Po dodaniu $Ba(NO_3)_{2(aq)}$ do próbki roztworu anodowego strąci się biały osad zawierający w swoim składzie $BaSO_3$ i $BaSO_4$. Otrzymany osad należy oddzielić od roztworu i podziałać na niego nadmiarem stężonego roztworu HCl. Jeśli po ustaniu wydzielania się gazu o charakterystycznym zapachu w probówce nadal pozostaje część nieroztworzonego białego osadu, jest to dowód na obecność jonów SO_4^{2-} w roztworze anodowym.

s. 79

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) $SO_4^{2-} + 8e^- + 10H_3O^+ \longrightarrow H_2S + 14H_2O$,
$2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-$;
b) $8I^- + SO_4^{2-} + 10H_3O^+ \longrightarrow H_2S + 4I_2 + 14H_2O$;
c) anion siarczanowy(VI)

zadanie 2. a) obserwacje: A, C, wnioski: B, D, E, F;
b) $Cd + Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cd(NO_3)_2 + Cu$; c) Cu, Sn, Cd

zadanie 3. 2,8 g

zadanie 4. utlenianie:
$[Cr(H_2O)_6]^{2+} + Cl^- \longrightarrow [Cr(H_2O)_5Cl]^{2+} + e^- + H_2O$;
redukcja: $5H_3O^+ + [Co(NH_3)_5Cl]^{2+} + e^- + H_2O \longrightarrow$
$\longrightarrow [Co(H_2O)_6]^{2+} + Cl^- + 5NH_4^+$;
$5H_3O^+ + [Cr(H_2O)_6]^{2+} + [Co(NH_3)_5Cl]^{2+} \longrightarrow$
$\longrightarrow [Cr(H_2O)_5Cl]^{2+} + [Co(H_2O)_6]^{2+} + 5NH_4^+$;
utleniacz: $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+}$, reduktor: $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$

zadanie 5. 2 V

Zadanie 6. a) blaszka srebrna, blaszka platynowa;
b) $Ag^+ + MnO_4^{2-} \longrightarrow Ag + MnO_4^-$;
c) (–) Pt | MnO_4^{2-}, MnO_4^- || Ag^+ | Ag (+)

Energetyka reakcji chemicznych. Kinetyka i statyka chemiczna

s. 93

zadanie 1. 1P, 2F

zadanie 2. endotermiczny, $\Delta H > 0$, polarną, mogą

s. 110

zadanie 1. $5 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$

zadanie 2. a) zmaleje 4-krotnie;
b) zwiększy się 32-krotnie

zadanie 3. a) stężenie początkowe: $C_{N_2O_5} = 1 \frac{mol}{dm^3}$,
$C_{NO_2} = 0 \frac{mol}{dm^3}$, $C_{O_2} = 0 \frac{mol}{dm^3}$; stężenie końcowe:
$C_{N_2O_5} = 0 \frac{mol}{dm^3}$, $C_{NO_2} = 2 \frac{mol}{dm^3}$, $C_{O_2} = 0{,}6 \frac{mol}{dm^3}$;
b) $3 \cdot 10^{-6} \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$

zadanie 4. zwiększy się 8-krotnie

zadanie 5. 0,04; 0,032; 0,02; 0,016; 0,01

s. 117

zadanie 1. katalizator: NO_2; produkt przejściowy: NO

zadanie 2. katalizator: Pt; produkt przejściowy: PtO, PtO_2

s. 126

zadanie 1. a) $K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2] \cdot [Br_2]}$; b) $K_C = \frac{[NO]^4 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^5}$;
c) $K_C = \frac{[CO_2]^2}{[CO]^2 \cdot [O_2]}$

zadanie 2. $d_{nafty} < d_{H_2O} < d_{Cu} < d_{Hg}$, warstwy od góry probówki: nafta, woda, miedź, rtęć

zadanie 3. 2,54

zadanie 4. 4

zadanie 5. [A] = 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$, [B] = 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$,
[C] = 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$, [D] = 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$

s. 136

zadanie 1. a) w stronę tworzenia substratów (w lewo);
b) w stronę tworzenia produktów (w prawo);
c) w stronę tworzenia produktów (w prawo);
d) w stronę tworzenia substratów (w lewo)

zadanie 2. 14,29

zadanie 3. 0,06

zadanie 4. 0,8 mol CO_2; 12,8 mol H_2; 3,2 mol CO; 3,2 mol H_2O

s. 143

Zadanie analogiczne

rząd reakcji względem substratu: A = 0, B = 2;
$V = k \cdot C_B^2$

s. 144

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. reakcje egzotermiczne: a), b), $H_p < H_s$;
reakcje endotermiczne: c), d), $H_p > H_s$

zadanie 2. b

zadanie 3. a) $Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$; b) 2, 1, 3;
c) 0,01 mol HCl

Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

s. 156

zadanie 1. $MgSO_4$, NaCl, H_3PO_4, KOH, Na_2S, $Fe_2(SO_4)_3$;

$MgSO_4 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + SO_4^{2-}$;

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$;

$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + H_2PO_4^-$;

$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$;

$Na_2S \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + S^{2-}$;

$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

zadanie 2. CN^-, NH_3, CH_4, $Al(OH)_3$, KH; CN^- i NH_3 są zasadami według teorii Brønsteda–Lowry'ego;
CH_4 i $Al(OH)_3$ nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej;
KH ulega reakcji redoks

zadanie 3. a), d); Jony $H_2PO_4^-$ i HS^- mogą zarówno oddać proton, jak i przyjąć go.

zadanie 4. kwasy Brønsteda–Lowry'ego: CH_3COOH, H_3O^+; zasady Brønsteda–Lowry'ego: CH_3COO^-, H_2O

zadanie 5. a) zasady; b) $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}

zadanie 6. silniejszą, silniejszą

zadanie 7. Sprzężona para 1.: $CH_3NH_3^+$, CH_3NH_2;
Sprzężona para 2.: H_2SO_3, HSO_3^-

s. 167

zadanie 1. 20 %

zadanie 2. 0,05

s. 187

zadanie 1. $10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$

zadanie 2. odczyn kwasowy

zadanie 3. III, II, I

zadanie 4. 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$

s. 196

zadanie 1. b)

zadanie 2. a) $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$;

b) $Fe^{2+} + 4H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_2\downarrow + 2H_3O^+$;

c) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
$SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow HSO_3^- + OH^-$

zadanie 3. a) odczyn zasadowy, sól słabego kwasu i mocnej zasady;
b) odczyn obojętny, sól mocnego kwasu i mocnej zasady;
c) odczyn słabo zasadowy, sól słabego kwasu i słabej zasady;
d) odczyn kwasowy, sól mocnego kwasu i słabej zasady;
e) odczyn kwasowy, sól mocnego kwasu i słabej zasady;
f) odczyn obojętny, sól mocnego kwasu i mocnej zasady

s. 205

zadanie 1. a) $H_2S + 2NaOH \longrightarrow Na_2S + 2H_2O$,
$2H_3O^+ + S^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- \longrightarrow 2Na^+ + S^{2-} + 4H_2O$,
$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$,
$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$,
$H_3O^+ + NO_3^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + NO_3^- + 2H_2O$,
$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$,
$H_3PO_4 + 3NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$,
$3H_3O^+ + PO_4^{3-} + 3Na^+ + 3OH^- \longrightarrow 3Na^+ + PO_4^{3-} + 6H_2O$,
$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$;
b) $Ca(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$,
$Ca^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + 2Cl^- \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^- + 4H_2O$,
$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$,
$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2H_2O$,
$Ca^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow CaSO_4 + 4H_2O$,
$Ca^{2+} + 2OH^- + 2H_3O^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow CaSO_4 + 4H_2O$,
$3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$,
$3Ca^{2+} + 6OH^- + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$,
$3Ca^{2+} + 6OH^- + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

zadanie 2. odczyn kwasowy

zadanie 3. 40 cm^3

zadanie 4. wykres I

zadanie 5. 9,6 cm^3

s. 213

zadanie 1. a) $Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl_{(s)}$,
$Ag^+ + Br^- \longrightarrow AgBr_{(s)}$,
$Ag^+ + I^- \longrightarrow AgI_{(s)}$;
b) Gdy wartość iloczynu jonowego substancji w roztworze przekroczy wartość jej iloczynu rozpuszczalności; c) AgI; d) AgI; e) AgI, AgBr, AgCl

zadanie 2. Osad $BaSO_4$ strąci się.

s. 219

Zadanie analogiczne

a) Etanolowy roztwór tymoloftaleiny: niebieska; Wodny roztwór czerwieni Kongo: czerwona; Etanolowy roztwór błękitu bromotymolowego: niebieska;
b) 3,1 cm^3; c) II

s. 220

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 4,15 %

zadanie 2. 0,07

zadanie 3. a) α = 12 %, $K = 1{,}64 \cdot 10^{-5}$;
b) $8{,}8 \cdot 10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$; c) α = 1,3 %;
d) $[H^+] = 1{,}3 \cdot 10^{-3}$;
Stopień dysocjacji słabego kwasu jest odwrotnie proporcjonalny do stężenia molowego jego roztworu.

zadanie 4. a) 1, 3, 4, 5;
$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$;
$ZnCl_2 \xrightarrow{H_2O} Zn^{2+} + 2Cl^-$;
$K_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2K^+ + CO_3^{2-}$;
$BaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+} + 2Cl^-$;
b) odczyn kwasowy w probówkach: 1. i 3., zasadowy w probówce 4., a obojętny w probówkach 2. i 5.;
$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$;
$Zn^{2+} + 4H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + 2H_3O^+$;
$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + 2OH^-$;
c) Woda w reakcji hydrolizy anionowej pełni funkcję kwasu, w reakcji hydrolizy kationowej – funkcję zasady, a w reakcji hydrolizy kationowo-anionowej – zarówno kwasu, jak i zasady (substancji amfiprotycznej).

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *s*

s. 227

zadanie 1. a) $C + 2H_2O_{(g)} \longrightarrow CO_2 + 2H_2$ lub $C + H_2O_{(g)} \longrightarrow CO + H_2$;
b) 3733,3 m^3 lub 1866,67 m^3

$\overset{II\ -II}{}\quad \overset{0}{}\qquad \overset{0}{}\quad \overset{I\ -II}{}$

zadanie 2. a) $CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$;
b) V_{H_2} = 11,2 dm^3

s. 234

zadanie 1. a) 1, 2, 7, 9, 12, 13; b) 3, 11; b) 0;
c) zasadowy, zasadowy, obojętny; d) Na_2O_2, Na_2O, NaOH, $NaHCO_3$, Na_2CO_3, NaH;
e) $CO_2 + 2OH^- \longrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$;
$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$

s. 241

zadanie 1. a) 1, 2, 3, 4; b) 1, 3, 4; c) $Ca(HCO_3)_2$, zasadowy, $Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2HCO_3^-$, $CaCl_2$, obojętny, $CaCl_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$;
d) $Ca + 2H^+ \longrightarrow Ca^{2+} + H_2$

s. 244

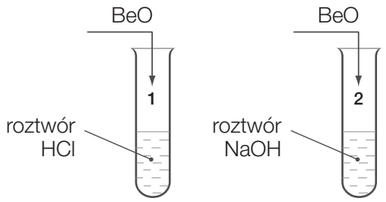
zadanie 1. a) A – Ca, B – CaO, C – $Ca(OH)_2$, D – $CaCO_3$;
b) 1. $2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$;
2. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$;
3. $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

zadanie 2. a) $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$;
$Ca + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2$;
b) $4Cs + O_2 \longrightarrow 2Cs_2O$;
$2Cs + Cs_2O_2 \xrightarrow{T} 2Cs_2O$;
c) $Ba + 2H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2$;
$Ba + H_2O_2 \longrightarrow Ba(OH)_2$

zadanie 3. K_2O

zadanie 4. BaO

zadanie 5. a) BeO, roztwór HCl, roztwór NaOH
b)



c) Biała substancja stała uległa rozpuszczeniu w probówce 1. i probówce 2. Powstały bezbarwne, klarowne roztwory. d) Tlenek berylu to tlenek amfoteryczny.
e) $BeO + 2HCl \longrightarrow BeCl_2 + H_2O$;
$BeO + 2H_3O^+ + H_2O \longrightarrow [Be(H_2O)_4]^{2+}$;
$BeO + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2[Be(OH)_4]$;
$BeO + 2OH^- + H_2O \longrightarrow [Be(OH)_4]^{2-}$

zadanie 6. Postawiona hipoteza była błędna. W zlewce początkowo strącał się biały osad jako wynik reakcji:
$Be^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Be(OH)_2\downarrow$.
Po dodaniu nadmiaru jonów OH^- osad ten uległ rozpuszczeniu:
$Be(OH)_2\downarrow + 2OH^- \longrightarrow [Be(OH)_4]^{2-}$.
Powstał bezbarwny roztwór.

zadanie 7. K – a, c, d; Mg – b, d; Ca – d, e

s. 247

Zadanie analogiczne

a) wzór sumaryczny: BaO_2; wzór elektronowy: $[:\ddot{O}-\ddot{O}:]^{2-}$ lub $[|\overline{O}-\overline{O}|]^{2-}$; typ kryształu: jonowy
b) $2BaO_2 \xrightarrow{T} 2BaO + O_2$;
c) zlewka 1.: $Ba + 2H_3O^+ \longrightarrow Ba^{2+} + 2H_2O + H_2$,
zlewka 2.: $BaO + 2H_3O^+ \longrightarrow Ba^{2+} + 3H_2O$

s. 248

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) barwa srebrzystoszara, gęstość większa niż wody; b) $M_x = 40\ \frac{g}{mol}$; X – wapń;
c) $Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$;
$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$

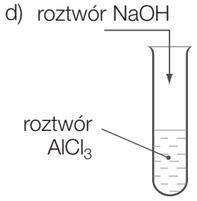
zadanie 2. symbol: K, grupa I, okres IV

zadanie 3. K_2HPO_4

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok *p*

s. 258

zadanie 1. a) 5, 6; b) $Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]^-$;
c) 5, 6, 7, 8, 9, 10
d)



Obserwacje: Strąca się biały, galaretowaty osad. Wniosek: Wodorotlenek glinu jest trudno rozpuszczalny w wodzie.

zadanie 2. a) 1, 2, 4; b) 1, 2, 4, 5, 6;
c) 1. $Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$;
2. $Al^{3+} + 3OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$; 3. reakcja nie zachodzi;
4. $Al^{3+} + 3NH_3 \cdot H_2O \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NH_4^+$;
5. $Al(OH)_3 + 3H_3O^+ \longrightarrow Al^{3+} + 6H_2O$;
6. $Al(OH)_3 + OH^- \longrightarrow [Al(OH)_4]\downarrow$; d) amfoteryczny

zadanie 3. $\%^{69}Ga$ = 63,85 %; $\%^{71}Ga$ = 36,15 %

zadanie 4. Więcej wodoru powstanie w reakcji chemicznej glinu z 1 molem KOH, jeżeli w tej reakcji powstaje $K[Al(OH)_4]$. W przypadku powstawania $K_3[Al(OH)_6]$ wydziela się taka sama ilość wodoru w obu reakcjach chemicznych.

zadanie 5. $3Al + 3NH_4ClO_4 \xrightarrow{Fe_2O_3} 6H_2O + 3NO + Al_2O_3 + AlCl_3$

zadanie 6. a) $2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$; b) Palnym, gazowym produktem reakcji chemicznej jest wodór. Glin wypiera wodór ze związków chemicznych.

s. 264

zadanie 1. a) wzory elektronowe: $|C\equiv O|$ $|\overline{O}=C=\overline{O}|$
CO to cząsteczka polarna, a CO_2 cząsteczka niepolarna. W CO różnica elektroujemności atomów tworzących wiązanie wynosi 0,8, a w CO_2 suma momentów dipolowych wiązań w cząsteczce jest równa zeru.
b) odczyn zasadowy: $CO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow HCO_3^- + OH^-$;
odczyn zasadowy $HCO_3^- + H_2O \longrightarrow H_2O + CO_2 + OH^-$;
c) Na srebrzystej powierzchni metalu pojawiły się biały nalot oraz czarna, pylista substancja stała. d) 1, 2, 4

zadanie 2. $n_{Na_2CO_3}$ = 0,019 mol, n_{CaCO_3} = 0,013 mol

zadanie 3. a) $SiO_2 + 2NaOH \xrightarrow{T} Na_2SiO_3 + H_2O$;
b) charakter kwasowy

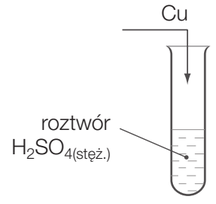
s. 275

zadanie 1. a) 12; b) 1 – zasadowy, 2 – kwasowy, 9 – kwasowy, 15 – kwasowy
1. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
2. $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
9. $Cu^{2+} + 4H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + 2H_3O^+$
15. $HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$
c) 1 – wydajność tworzenia produktu rośnie, 4 – nie wpływa na wydajność reakcji, 14 – wydajność tworzenia produktu maleje, d) 2, 3, 13, 14, 15, 16

zadanie 2. a) $_{33}As$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 2p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$; As^{3+}: [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$; As^{5+}: [Ar] $3d^{10}$
W przypadku kationów prostych pierwiastka bloku *p*, jakim jest arsen, trwałość kationów As^{3+} i As^{5+} jest wynikiem powstawania podczas ich tworzenia korzystnych struktur energetycznych. W wyniku tworzenia As^{3+} z podpowłoki 4*p* są całkowicie usuwane elektrony. W przypadku tworzenia As^{5+} są całkowicie usuwane elektrony z podpowłok 4*p* i 4*s*. Powstaje wówczas bardziej trwała energetycznie niż w przypadku As^{3+} struktura – struktura zrębu atomowego. b) –III, +V; c) As_2O_3 – 0, As_2O_5 – 2
d) oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \quad | \cdot 6$,
$AsH_3 + 3H_2O \longrightarrow AsO_3^{3-} + 6e^- + 9H^+$

s. 288

zadanie 1. a) $H\diagup\!\!\diagup\overline{S}\diagdown\!\!\diagdown H$ 2 wiązania kowalencyjne spolaryzowane (2 wiązania typu σ),
$O\diagup\!\!\diagup\overline{S}\rightarrow O$ 2 wiązania kowalencyjne spolaryzowane i 1 wiązanie koordynacyjne (2 wiązania typu σ i 1 wiązanie typu π), oba związki mają budowę polarną
b) jest związkiem nietrwałym; c) 9;
d)



Obserwacje: Miedź ulega roztworzeniu. Roztwór w probówce barwi się na niebiesko, wydziela się gaz o charakterystycznym zapachu. Wniosek: $H_2SO_{4(stęż.)}$ jest kwasem o właściwościach utleniających.
$Cu + SO_4^{2-} + 4H_3O^+ \longrightarrow Cu^{2+} + SO_2 + 6H_2O$
Należy użyć stężonego H_2SO_4. Rolę utleniacza w tej reakcji odgrywa anion SO_4^{2-}. Aby potencjał E° układu SO_4^{2-}, H_3O^+ | SO_2 był wyższy od $E^\circ_{Cu\,|\,Cu^{2+}}$, stężenie jonów SO_4^{2-} musi być wysokie.

zadanie 2. Otrzymano różne objętości tlenu.

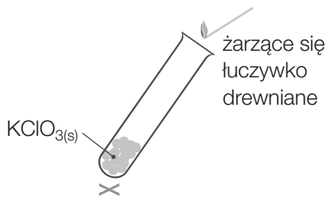
zadanie 3. a) $Fe + S \longrightarrow FeS$; %S = 11,6 %

zadanie 4. a) X = S; b) Z = F

s. 300

zadanie 1. a) 10, 11; b) 3, 6, 13 (pełni funkcję zarówno utleniacza, jak i reduktora)

c)



Obserwacje: Ilość białej substancji stałej w probówce ulega zmniejszeniu. Wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Umieszczone nad probówką żarzące się łuczywko drewniane rozbłyska płomieniem.

zadanie 2. a i d

zadanie 3. c, jod jest mniej aktywny chemicznie od bromu i nie wypiera go z roztworu jego soli

zadanie 4. ClO_2

zadanie 5. c

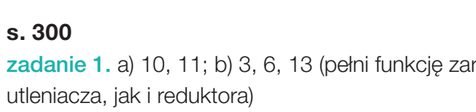
zadanie 6. a) W reakcji powstaje sól słabego kwasu i mocnej zasady – chloran(III) sodu, który ulega hydrolizie anionowej. Druga sól jest solą mocnej zasady i mocnego kwasu, więc nie ulega hydrolizie i nie wpływa na zmianę odczynu roztworu poreakcyjnego.

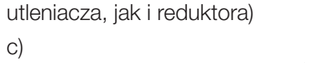
b) W reakcji zastosowano nadmiar wodorotlenku sodu.

s. 303

zadanie 1. a) $_{36}Kr$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

b)

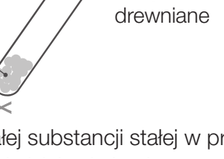




zadanie 2. m = 39,99 u, argon

s. 305

zadanie 1. a)

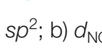


b) kwas Brønsteda: $H_2P_2O_7^{2-}$, zasada Brønsteda: $HP_2O_7^{3-}$

c) $K_1 = 1{,}23 \cdot 10^{-1}$, $K_2 = 7{,}94 \cdot 10^{-3}$, $K_3 = 2{,}00 \cdot 10^{-7}$, $K_4 = 4{,}79 \cdot 10^{-10}$

s. 309

Zadanie analogiczne

a)  , sp^2; b) $d_{NOCl} = 2{,}92\ \frac{g}{dm^3}$

c) $HNO_3 + 3HCl \longrightarrow NOCl + Cl_2 + 2H_2O$;

$NOCl + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HCl$

s. 310

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1.1. sp^3, tetraedryczny, ciekłym

zadanie 1.2. $n = 2$, $SiH_4 + 4H_2O \xrightarrow{OH^-} SiO_2 \cdot 2H_2O + 4H_2$

zadanie 1.3. 1P, 2F, 3P

zadanie 2. pH = 3,3

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – bloki *d* i *f*

s. 324

zadanie 1. a) 3, 8; b) $Cr(OH)_3 + 3OH^- \longrightarrow [Cr(OH)_6]^{3-}$;
$[Cr(OH)_6]^{3-} + 3H_2O_2 \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + 2OH^- + 8H_2O$;
$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_3^{2-} + 8H_3O^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + 12H_2O$;
c) Nie jest, żaden z atomów pierwiastków chemicznych nie zmienia w tej reakcji chemicznej swojego stopnia utlenienia. d) Obserwacja I: numer 5, wodorotlenek chromu (III) $Cr(OH)_3$ przechodzi w chlorek chromu(III) $CrCl_3$. Obserwacja II: numer 8, wodorotlenek chromu(III) $Cr(OH)_3$ przechodzi w heksahydroksochromian(III) sodu $Na_3[Cr(OH)_6]$. Obserwacja III: numer 9, heksahydroksochromian(III) sodu $Na_3[Cr(OH)_6]$ przechodzi w chromian(VI) sodu Na_2CrO_4.

zadanie 2. a) $2CrO_4^{2-} + 2H_3O^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O$

b) oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
$Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H_3O^+ \longrightarrow 2[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 9H_2O$;
$SO_3^{2-} + 3H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + 2H_3O^+$

zadanie 3. stężenia są sobie równe, stężenia molowe jonów CrO_4^{2-} i $Cr_2O_7^{2-}$ nie uległy zmianie, nie zmieni położenia stanu równowagi

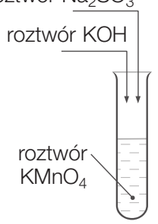
zadanie 4. cynk i ołów

s. 333

zadanie 1. a) 6. $2MnO_4^- + 3SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + 2OH^-$;
7. $2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$;
8. $2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H_3O^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 9H_2O$

b) 1;

c) roztwór Na_2SO_3



Obserwacje: Fioletowy roztwór w probówce zmienił barwę na zieloną.

d) $MnCl_2$ – chlorek manganu(II),
$Mn^{2+} + 4H_2O \longrightarrow Mn(OH)_2 + 2H_3O^+$;
$MnSO_4$ – siarczan(VI) manganu(II);
$Mn^{2+} + 4H_2O \longrightarrow Mn(OH)_2 + 2H_3O^+$

zadanie 2. m = 18,96 g

zadanie 3. a) redukcja: $Pb_3O_4 + 2e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow 3Pb^{2+} + 12H_2O$
utlenianie: $Mn^{2+} + 12H_2O \longrightarrow MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+$
b) $5Pb_3O_4 + 2Mn^{2+} + 24H_3O^+ \longrightarrow 2MnO_4^- + 15Pb^{2+} + 36H_2O$

s. 341

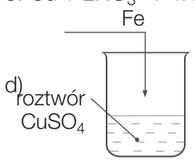
zadanie 1. a) 2, 6, 7, 8; b) 1, 4; c) 10

zadanie 2. a) probówka 1: $2Al + 3Fe^{2+} \longrightarrow 2Al^{3+} + 3Fe$;
probówka 2: $Cu + 2Ag^+ \longrightarrow 2Ag + Cu^{2+}$;
b) W probówce 1. masa płytki zwiększy się.
W probówce 2. masa płytki zwiększy się. c) 1

s. 349

zadanie 1. a) 8, 11; $Cu(OH)_2 + 2OH^- \longrightarrow [Cu(OH)_4]^{2-}$;
$Cu(OH)_2 + 2H_3O^+ + 2H_2O \longrightarrow [Cu(H_2O)_6]^{2+}$
b) 1, 2, 5; Ag < Cu < Fe;
c) 1. $Cu + SO_4^{2-} + 4H_3O^+ \longrightarrow Cu^{2+} + SO_2 + 6H_2O$;
3. $Cu + 2NO_3^- + 4H_3O^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 6H_2O$;

d)



$3Cu + 2NO_3^- + 8H^+ \longrightarrow 3Cu^{2+} + 2NO + 4H_2O$
Obserwacje: Niebieski roztwór zmienia barwę na zieloną. Część blaszki zanurzona w roztworze pokrywa się różowym osadem.
Wniosek: Żelazo wypiera miedź z roztworu soli. Produktami tej reakcji chemicznej są metaliczna miedź oraz sól zawierająca kationy żelaza. Żelazo jest zatem metalem aktywniejszym chemicznie od miedzi.
$Fe + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$
e) Nie jest.

zadanie 2. $Cu(OH)_2 + 2H_3O^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 4H_2O$;
$Cu(OH)_2 + 2OH^- \longrightarrow [Cu(OH)_4]^{2-}$

zadanie 3. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$;
$NO_3^- + 3e^- + 4H_3O^+ \longrightarrow NO + 6H_2O$;
$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

zadanie 4. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
$2Cu \longrightarrow 2Cu^{+II} + 2e^-$;
$N^{+V} + 3e^- \longrightarrow N^{+II}$;
$3Cu_2O + 14HNO_3 \longrightarrow 6Cu(NO_3)_2 + 2NO + 7H_2O$

zadanie 5. a) probówka 1: $2Al + 3Cu^{2+} \longrightarrow 3Cu + 2Al^{3+}$;
probówka 2: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$;
b) probówka 1: masa płytki zwiększy się,
probówka 2: masa płytki zmniejszy się

s. 353

zadanie 1. oznaczenia: **reduktor**, **utleniacz**, utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
a) $3MnO_2 + KClO_3 + 6KOH \longrightarrow 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O$
$Mn^{IV} \longrightarrow Mn^{VI} + 2e^-$ | · 3
$Cl^{V} + 6e^- \longrightarrow Cl^-$ | · 1
b) $K_2Cr_2O_7 + 14HBr \longrightarrow 2KBr + 2CrBr_3 + 3Br_2 + 7H_2O$
$2Br^{-I} \longrightarrow Br_2^0 + 2e^-$ | · 3
$2Cr^{+VI} + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{+III}$ | · 1
c) $2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H_3O^+ \longrightarrow 5S + 2Mn^{2+} + 24H_2O$
$MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O$ | · 2
$S^{2-} \longrightarrow S^0 + 2e^-$ | · 5
d) $3BiO_3^- + 2Cr^{3+} + 4H_3O^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + 3Bi^{3+} + 6H_2O$
$BiO_3^- + 2e^- + 6H_3O^+ \longrightarrow Bi^{3+} + 9H_2O$ | · 3
$2Cr^{3+} + 21H_2O \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H_3O^+$ | · 1

zadanie 2. Na sączku pozostanie 1 g CuO i 5 g Cu, w przesączu będzie $CuCl_{2(aq)}$.

zadanie 3. Nie wystarczy.

zadanie 4. $2Cu + O_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow [Cu(OH)]_2CO_3$

zadanie 5. a) $(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \xrightarrow{T} Cr_2O_{3(s)} + N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$;
b) V = 1,78 dm^3; c) 1 – $NaOH_{(aq)}$, 2 – $HCl_{(aq)}$;
d) 1. $Cr_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \longrightarrow 2[Cr(OH)_4]^-$ lub
$Cr_2O_3 + 6OH^- + 3H_2O \longrightarrow 2[Cr(OH)_6]^{2-}$,
2. $Cr_2O_3 + 6H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3H_2O$ lub
$Cr_2O_3 + 6H_3O^+ + 3H_2O \longrightarrow 2[Cr(H_2O)_6]^{3+}$

s. 356

zadanie 1. a, c

zadanie 2. m = 0,025 g

zadanie 3. $UF_6 + 3Mg \longrightarrow 3MgF_2 + U$

s. 361

Zadanie analogiczne

a) oznaczenia: utlenianie $\longrightarrow$, redukcja $\longrightarrow$;
$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$;
$2MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$;
$SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow SO_4^{2-} + 2e^- + H_2O$
b) $Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2CrO_4^{2-} + H_2O$
c) Dichromian(VI) potasu ma właściwości utleniające w środowisku kwasowym, ale nie w środowisku zasadowym.

s. 362

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) 1. – $ZnSO_4$, 2. – $AgNO_3$, 3. – $BaBr_2$, 4. – NaCl;
b) $Zn^{2+} + 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)_2 + 2H^+$

zadanie 2. $ZnSO_4 + BaBr_2 \longrightarrow BaSO_4 + ZnBr_2$;
$2AgNO_3 + BaBr_2 \longrightarrow 2AgBr + Ba(NO_3)_2$

zadanie 3. 1 etap: H_2SO_4; 2 etap: $K_2SO_{3(aq)}$

zadanie 4. a) Fioletowy roztwór odbarwia się.
b) 1 etap: strącanie brunatnego osadu i odbarwienie fioletowego roztworu; 2 etap: brunatny osad ulega roztworzeniu i wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz.

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Antymon	Sb	121,76	51	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	$[Ne]3s^23p^6$	–189,3	–185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	817	603	5,78
Azot	N	14,01	7	$[He]2s^22p^3$	–210,0	–195,8	1,146**
Bar	Ba	137,33	56	$[Xe]6s^2$	727	1900	3,62
Beryl	Be	9,01	4	$[He]2s^2$	1287	2500	1,85
Bor	B	10,81	5	$[He]2s^22p^1$	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	–7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	$[Xe]6s^24f^15d^1$	798	3470	6,77
Cez	Cs	132,91	55	$[Xe]6s^1$	28,5	668	1,90
Chlor	Cl	35,45	17	$[Ne]3s^23p^5$	–101,0	–34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	$[Ar]4s^13d^5$	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,38	30	$[Ar]4s^23d^{10}$	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252,08)	99	$[Rn]7s^25f^{11}$	860	1500	8,8
Fluor	F	19,00	9	$[He]2s^22p^5$	–219,7	–188,1	1,53**
Fosfor	P	30,97	15	$[Ne]3s^23p^3$	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,72	31	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,63	32	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	$[Ne]3s^23p^1$	660,3	2520	2,70
Hel	He	4,00	2	$1s^2$	—	–268,9	0,164**
Ind	In	114,82	49	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	156,6	2080	7,30
Itr	Y	88,91	39	$[Kr]5s^24d^1$	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	$[Kr]5s^24d^{10}$	321,1	765	8,65
Kobalt	Co	58,93	27	$[Ar]4s^23d^7$	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	–157,2	–153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	$[Ne]3s^23p^2$	1417	3280	2,33
Lit	Li	6,94	3	$[He]2s^1$	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,31	12	$[Ne]3s^2$	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	$[Ar]4s^23d^5$	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	$[Ar]4s^13d^{10}$	1084,6	2570	8,93
Neon	Ne	20,18	10	$[He]2s^22p^6$	–248,6	–246,0	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	$[Ar]4s^23d^8$	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$	327,5	1756	11,34
Platyna	Pt	195,08	78	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(208,98)	84	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	$[Ar]4s^1$	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226,03)	88	$[Rn]7s^2$	700	1700	5,50
Rtęć	Hg	200,59	80	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$	–38,8	356,7	13,53
Rubid	Rb	85,47	37	$[Kr]5s^1$	39,3	686	1,53
Selen	Se	78,97	34	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	$[Ne]3s^23p^4$	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	$[Ar]4s^23d^1$	1541	2750	2,99
Sód	Na	22,99	11	$[Ne]3s^1$	97,8	882,9	0,97
Srebro	Ag	107,87	47	$[Kr]5s^14d^{10}$	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	$[Kr]5s^2$	777	1381	2,63
Tantal	Ta	180,95	73	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$	3022	5530	16,65
Tlen	O	16,00	8	$[He]2s^22p^4$	–218,8	–183,0	1,309**
Uran	U	238,03	92	$[Rn]7s^25f^36d^1$	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	$[Ar]4s^2$	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	$[He]2s^22p^2$	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	$1s^1$	–259,3	–252,9	0,08**
Złoto	Au	196,97	79	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,85	26	$[Ar]4s^23d^6$	1538	2861	7,87

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Dla pierwiastków promieniotwórczych, które nie mają stabilnych izotopów, w nawiasie podano masę atomową najtrwalszego izotopu.

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017,
https://www.nist.gov/pml/atomic-weights-and-isotopic-compositions-relative-atomic-masses,
W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2011.

Potencjał standardowy redukcji

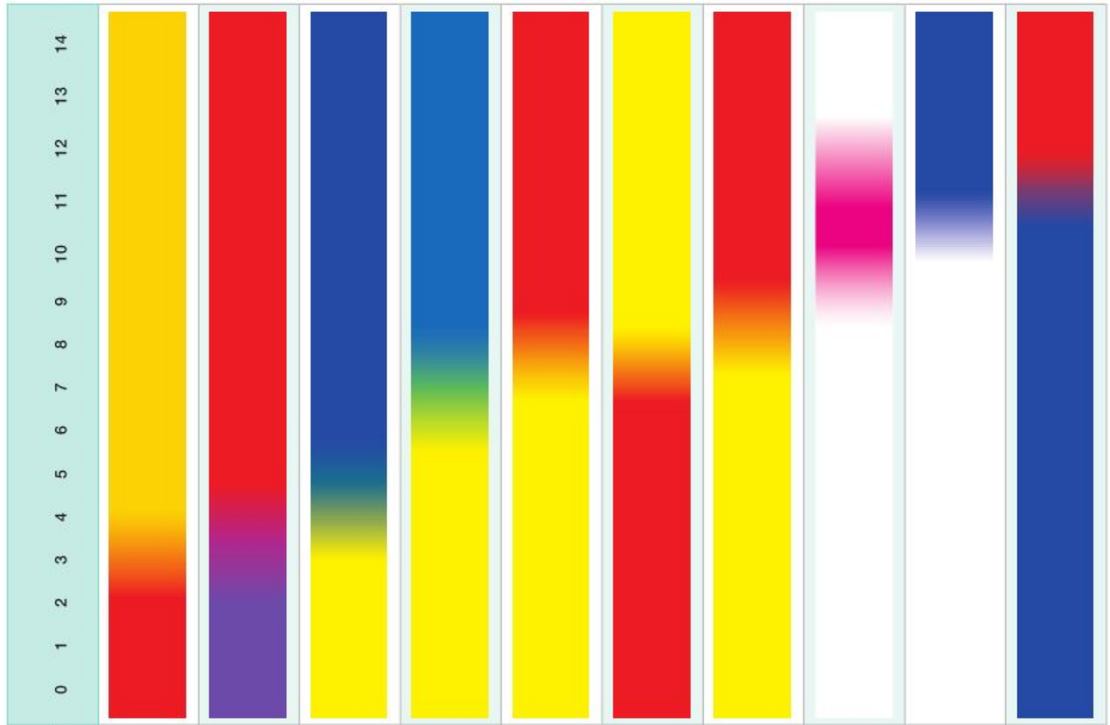
Równanie reakcji	$E°$, V
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0,800
$AgBr + e^- \rightleftharpoons Ag + Br^-$	0,071
$AgCl + e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$	0,222
$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	–1,676
$Al(OH)_4^- + 3e^- \rightleftharpoons Al + 4OH^-$	–2,310
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	1,498
$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba$	–2,912
$Be^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Be$	–1,847
$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Bi$	0,308
$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	1,066
$BrO_3^- + 6H_3O^+ + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 9H_2O$	1,423
$BrO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Br^- + 6OH^-$	0,61
$CO_2 + 2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons HCOOH + 2H_2O$	–0,199
$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	–2,868
$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	–0,403
$Cd(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Cd + 4OH^-$	–0,658
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	1,358
$ClO_3^- + 6H_3O^+ + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 9H_2O$	1,451
$ClO_3^- + 3H_2O + 6e^- \rightleftharpoons Cl^- + 6OH^-$	0,62
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	–0,28
$Co^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$	1,92
$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	–0,913
$Cr^{3+} + e^- \rightleftharpoons Cr^{2+}$	–0,407
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	–0,744
$Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 21H_2O$	1,36
$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \rightleftharpoons Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,13
$Cs^+ + e^- \rightleftharpoons Cs$	–3,026
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	0,342
$Cu_2O + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 2Cu + 2OH^-$	–0,360
$2Cu(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cu_2O + 2OH^- + H_2O$	–0,080
$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	2,866
$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	–0,447
$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$	–0,037
$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	0,771
$2H_3O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2H_2O$	0,000
$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$	–0,828
$H_2O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons 4H_2O$	1,776
$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	0,851
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0,536
$IO_3^- + 6H_3O^+ + 6e^- \rightleftharpoons I^- + 9H_2O$	1,085
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	–2,931
$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	–3,040
$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	–2,372
$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	–1,185
$MnO_2 + 4H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 6H_2O$	1,224
$MnO_4^- + e– \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$	0,558
$MnO_4^- + 8H_3O^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 12H_2O$	1,507
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,595
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0,60
$NO_3^- + 4H_3O^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 6H_2O$	0,957
$2NO_3^- + 4H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons N_2O_4 + 6H_2O$	0,803
$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	–2,71
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	–0,257
$O_2 + 2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0,695
$O_2 + 4H_3O^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,229
$O_2 + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2 + 2OH^-$	–0,146
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$	0,401
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	–0,126
$PbO_2 + 4H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons Pb^{2+} + 6H_2O$	1,455
$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4 + 6H_2O$	1,691
$PbSO_4 + 2e^- \rightleftharpoons Pb + SO_4^{2-}$	–0,359
$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	1,18
$Rb^+ + e^- \rightleftharpoons Rb$	–2,98
$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	–0,476
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	–0,138
$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	0,151
$Sr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sr$	–2,899
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	–0,762
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Zn + 4OH^-$	–1,199

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Wartości stałych dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temperaturze 25 °C

Kwasy nieorganiczne			
Wzór kwasu	**Nazwa**	**Etap**	K_a
HF	kwas fluorowodorowy		$6{,}31 \cdot 10^{-4}$
HCl	kwas chlorowodorowy		10^{7}
HBr	kwas bromowodorowy		10^{9}
HI	kwas jodowodorowy		10^{10}
H_2S	kwas siarkowodorowy	1 2	$8{,}91 \cdot 10^{-8}$ 10^{-19}
H_2Se	kwas selenowodorowy	1 2	$1{,}29 \cdot 10^{-4}$ 10^{-11}
H_2Te	kwas tellurowodorowy	1 (18 °C) 2	$2{,}51 \cdot 10^{-3}$ 10^{-11}
HClO	kwas chlorowy(I)		$3{,}98 \cdot 10^{-8}$
$HClO_2$	kwas chlorowy(III)		$1{,}15 \cdot 10^{-2}$
HNO_2	kwas azotowy(III)		$5{,}62 \cdot 10^{-4}$
H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)	1 2	$1{,}41 \cdot 10^{-2}$ $6{,}31 \cdot 10^{-8}$
H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	2	$1{,}02 \cdot 10^{-2}$
H_3BO_3	kwas borowy (20 °C)	1	$5{,}37 \cdot 10^{-10}$
H_3AsO_4	kwas ortoarsenowy(V)	1 2 3	$5{,}50 \cdot 10^{-3}$ $1{,}74 \cdot 10^{-7}$ $5{,}13 \cdot 10^{-12}$
H_3PO_4	kwas ortofosforowy(V)	1 2 3	$6{,}92 \cdot 10^{-3}$ $6{,}17 \cdot 10^{-8}$ $4{,}79 \cdot 10^{-13}$
H_4SiO_4	kwas ortokrzemowy (30 °C)	1 2 3 4	$1{,}26 \cdot 10^{-10}$ $1{,}58 \cdot 10^{-12}$ 10^{-12} 10^{-12}
H_2CO_3	kwas węglowy	1 2	$4{,}47 \cdot 10^{-7}$ $4{,}68 \cdot 10^{-11}$
Kwasy organiczne			
$H_2C_2O_4$	kwas szczawiowy	1 2	$5{,}62 \cdot 10^{-2}$ $1{,}55 \cdot 10^{-4}$
HCOOH	kwas mrówkowy		$1{,}78 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	kwas octowy		$1{,}75 \cdot 10^{-5}$
CH_3CH_2COOH	kwas propanowy		$1{,}35 \cdot 10^{-5}$
C_6H_5COOH	kwas benzoesowy		$6{,}25 \cdot 10^{-5}$
C_6H_5OH	fenol		$1{,}02 \cdot 10^{-10}$
Zasady			
Wzór zasady	**Nazwa**	**Etap**	K_b
NH_3	amoniak		$1{,}78 \cdot 10^{-5}$
CH_3NH_2	metanoamina		$4{,}57 \cdot 10^{-4}$
$CH_3CH_2NH_2$	etanoamina		$4{,}47 \cdot 10^{-4}$
$CH_3CH_2CH_2NH_2$	propano-1-amina		$3{,}47 \cdot 10^{-4}$
$(CH_3)_2NH$	*N*-metylometanoamina		$5{,}37 \cdot 10^{-4}$
$(CH_3)_3N$	*N*,*N*-dimetylometanoamina		$6{,}31 \cdot 10^{-5}$
$C_6H_5NH_2$	anilina		$7{,}41 \cdot 10^{-10}$

Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe



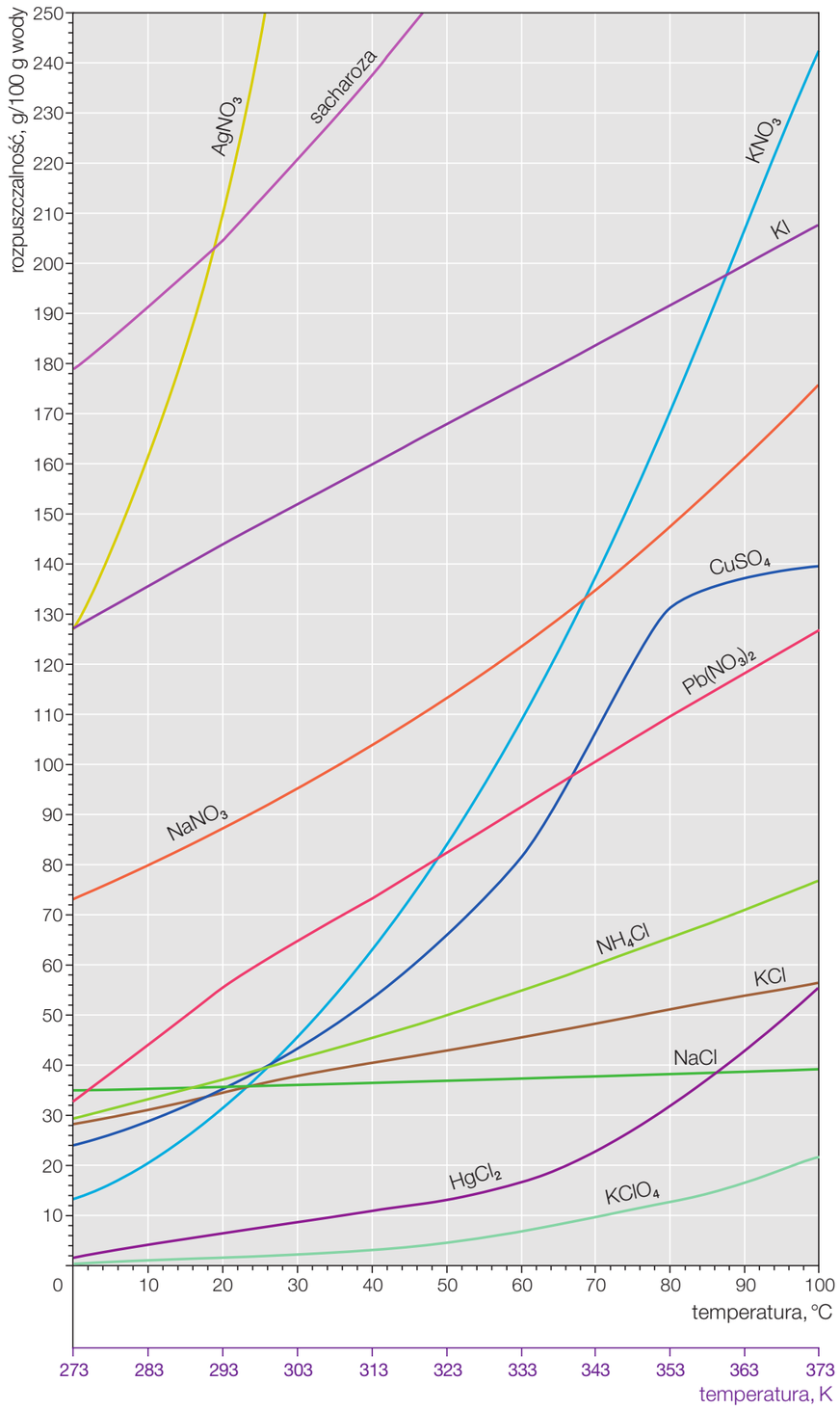
Wskaźnik	Barwa w roztworze wodnym: forma kwasowa	Barwa w roztworze wodnym: forma zasadowa	Zakres pH zmiany barwy
oranż metylowy	czerwona	żółta	3,1–4,4
czerwień Kongo	niebieskofioletowa	czerwona	3,0–5,0
zieleń bromokrezolowa	żółta	niebieska	4,0–5,6
błękit bromotymolowy	żółta	niebieska	6,0–7,6
czerwień fenolowa	żółta	czerwona	6,4–8,0
czerwień obojętna	czerwona	żółta	6,8–8,0
czerwień krezolowa	żółta	czerwona	7,2–8,8
fenoloftaleina	bezbarwna	różowoczerwona	8,0–10,0
tymoloftaleina	bezbarwna	niebieska	9,4–10,6
błękit Nilu	niebieska	czerwona	10,1–11,1

Na podstawie: CKE, *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, marzec 2021, s. 11 [dostęp: 01.01.2025].

Tabela wartości logarytmów dziesiętnych

x	log *x*	*x*	log *x*	*x*	log *x*	*x*	log *x*
0,01	–2,000	**0,26**	–0,585	**0,51**	–0,292	**0,76**	–0,119
0,02	–1,699	**0,27**	–0,569	**0,52**	–0,284	**0,77**	–0,114
0,03	–1,523	**0,28**	–0,553	**0,53**	–0,276	**0,78**	–0,108
0,04	–1,398	**0,29**	–0,538	**0,54**	–0,268	**0,79**	–0,102
0,05	–1,301	**0,30**	–0,523	**0,55**	–0,260	**0,80**	–0,097
0,06	–1,222	**0,31**	–0,509	**0,56**	–0,252	**0,81**	–0,092
0,07	–1,155	**0,32**	–0,495	**0,57**	–0,244	**0,82**	–0,086
0,08	–1,097	**0,33**	–0,481	**0,58**	–0,237	**0,83**	–0,081
0,09	–1,046	**0,34**	–0,469	**0,59**	–0,229	**0,84**	–0,076
0,10	–1,000	**0,35**	–0,456	**0,60**	–0,222	**0,85**	–0,071
0,11	–0,959	**0,36**	–0,444	**0,61**	–0,215	**0,86**	–0,066
0,12	–0,921	**0,37**	–0,432	**0,62**	–0,208	**0,87**	–0,060
0,13	–0,886	**0,38**	–0,420	**0,63**	–0,201	**0,88**	–0,056
0,14	–0,854	**0,39**	–0,409	**0,64**	–0,194	**0,89**	–0,051
0,15	–0,824	**0,40**	–0,398	**0,65**	–0,187	**0,90**	–0,046
0,16	–0,796	**0,41**	–0,387	**0,66**	–0,180	**0,91**	–0,041
0,17	–0,770	**0,42**	–0,377	**0,67**	–0,174	**0,92**	–0,036
0,18	–0,745	**0,43**	–0,367	**0,68**	–0,167	**0,93**	–0,032
0,19	–0,721	**0,44**	–0,357	**0,69**	–0,161	**0,94**	–0,027
0,20	–0,699	**0,45**	–0,347	**0,70**	–0,155	**0,95**	–0,022
0,21	–0,678	**0,46**	–0,337	**0,71**	–0,149	**0,96**	–0,018
0,22	–0,658	**0,47**	–0,328	**0,72**	–0,143	**0,97**	–0,013
0,23	–0,638	**0,48**	–0,319	**0,73**	–0,137	**0,98**	–0,009
0,24	–0,620	**0,49**	–0,310	**0,74**	–0,131	**0,99**	–0,004
0,25	–0,602	**0,50**	–0,301	**0,75**	–0,125	**1,00**	0,000

Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie



Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności substancji stałych w wodzie od temperatury
$AgNO_3$ – azotan(V) srebra(I); KI – jodek potasu; $NaNO_3$ – azotan(V) sodu; KNO_3 – azotan(V) potasu; $Pb(NO_3)_2$ – azotan(V) ołowiu(II); NH_4Cl – chlorek amonu; $CuSO_4$ – siarczan(VI) miedzi(II); KCl – chlorek potasu; NaCl – chlorek sodu; $HgCl_2$ – chlorek rtęci(II); $KClO_4$ – chloran(VII) potasu; $C_{12}H_{22}O_{11}$ – sacharoza.

Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temperaturze 25 °C

Wzór	Nazwa	K_S	pK_S
AgBr	bromek srebra(I)	$5{,}35 \cdot 10^{-13}$	12,27
AgCl	chlorek srebra(I)	$1{,}77 \cdot 10^{-10}$	9,75
AgI	jodek srebra(I)	$8{,}52 \cdot 10^{-17}$	16,07
Ag_3PO_4	ortofosforan(V) srebra(I)	$8{,}89 \cdot 10^{-17}$	16,05
Ag_2SO_4	siarczan(VI) srebra(I)	$1{,}20 \cdot 10^{-5}$	4,92
$AlPO_4$	ortofosforan(V) glinu	$9{,}84 \cdot 10^{-21}$	20,01
$BaCO_3$	węglan baru	$2{,}58 \cdot 10^{-9}$	8,59
$BaCrO_4$	chromian(VI) baru	$1{,}17 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaF_2	fluorek baru	$1{,}84 \cdot 10^{-7}$	6,74
$BaSO_4$	siarczan(VI) baru	$1{,}08 \cdot 10^{-10}$	9,97
$CaCO_3$	węglan wapnia	$3{,}36 \cdot 10^{-9}$	8,47
CaF_2	fluorek wapnia	$3{,}45 \cdot 10^{-11}$	10,46
$Ca(OH)_2$	wodorotlenek wapnia	$5{,}02 \cdot 10^{-6}$	5,30
$Ca_3(PO_4)_2$	ortofosforan(V) wapnia	$2{,}07 \cdot 10^{-33}$	32,68
$CaSO_4$	siarczan(VI) wapnia	$4{,}93 \cdot 10^{-5}$	4,31
$Cu_3(PO_4)_2$	ortofosforan(V) miedzi(II)	$1{,}40 \cdot 10^{-37}$	36,85
$FeCO_3$	węglan żelaza(II)	$3{,}13 \cdot 10^{-11}$	10,50
$Fe(OH)_2$	wodorotlenek żelaza(II)	$4{,}87 \cdot 10^{-17}$	16,31
$Fe(OH)_3$	wodorotlenek żelaza(III)	$2{,}79 \cdot 10^{-39}$	38,55
$KClO_4$	chloran(VII) potasu	$1{,}05 \cdot 10^{-2}$	1,98
$MgCO_3$	węglan magnezu	$6{,}82 \cdot 10^{-6}$	5,17
MgF_2	fluorek magnezu	$5{,}16 \cdot 10^{-11}$	10,29
$Mg(OH)_2$	wodorotlenek magnezu	$5{,}61 \cdot 10^{-12}$	11,25
$Mg_3(PO_4)_2$	ortofosforan(V) magnezu	$1{,}04 \cdot 10^{-24}$	23,98
$PbCl_2$	chlorek ołowiu(II)	$1{,}70 \cdot 10^{-5}$	4,77
PbI_2	jodek ołowiu(II)	$9{,}8 \cdot 10^{-9}$	8,01
$PbSO_4$	siarczan(VI) ołowiu(II)	$2{,}53 \cdot 10^{-8}$	7,60
$Zn(OH)_2$	wodorotlenek cynku	$3 \cdot 10^{-17}$	16,52
$ZnCO_3$	węglan cynku	$1{,}46 \cdot 10^{-10}$	9,84

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

Bibliografia

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.

Atkins P., Jones L., Leroy L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

Atkins P., Paula de J., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2021.

Bielański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Bieniek G., *Chemia, doświadczenia chemiczne w zadaniach*, Wydawnictwo Szkolne Omega, Kraków 2012.

Browne W.R., *Elektrochemia*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2022.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 102th Edition, Taylor & Francis Ltd 2021.

Emsley J., *Chemia – przewodnik po pierwiastkach*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 1997.

Emsley J., *Przewodnik po chemii życia codziennego*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1996.

Encyklopedia szkolna. Chemia, red. T.M. Krygowski, WSiP, Warszawa 2001.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 1, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 2, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Gray T., *Wielka księga pierwiastków, z których zbudowany jest Wszechświat*, Bellona, Warszawa 2009.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *To jest chemia. Podręcznik dla szkół ponadgimnazjalnych*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy ósmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2018.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Lautenschläger K.H., Schröter W., Winninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Leksykon naukowo-techniczny, oprac. J. Iwańska, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.

Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *To jest chemia 1. Chemia ogólna i nieorganiczna. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2021.

Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *NOWA To jest chemia 1. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2024.

Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.

Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, red. W. Baturo, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2008.

Megiel E., *Nowa Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

Pigoń K., Ruziewicz Z., *Chemia fizyczna. Podstawy fenomenologiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2005.

Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltnham 2011.

Sawicka J., Janich-Kilian A., Cejner-Mania W., Urbańczyk G., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2015.

Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.

Indeks

A
absorpcja [absorption] 351
akceptor pary elektronowej [electron pair acceptor] 154
– protonów [proton acceptor] 153
aktynowce [actinides] 354–355
aktywator [activator] 112
akumulator [rechargeable battery] 49, 58–59, 66
alotropia [allotropy] 259, 264, 275
aluminoterapia [aluminothermic process] 254, 257
amoniak [ammonia] 153, 169, 172, 190–191, 268–269
– ciekły [liquefied ammonia] 154
aniony [anions] 149–150, 152, 190, 197, 209
anoda [anode] 42–46, 49–50, 53–54, 60, 67, 69, 74
atom centralny [central atom] 237, 241
autodysocjacja [autodissociation] 154
autokataliza [autocatalysis] 113
azot [nitrogen] 265–268, 270, 274
azotki [nitrides] 251, 261, 266
azotowce [nitrogen group] 265–275

B
bateria [battery] 58, 232, 331
berylowce [beryllium group] 235–241
biokataliza [biocatalysis] 115
biokatalizator [biocatalyst] 115
blok *d* [*d*-block] 350–353
– *f* [*f*-block] 354–356
– *p* [*p*-block] 304–310
– *s* [*s*-block] 242–248
borany [borates] 251
borowce [boron group] 250–258
borowodory [boron hydrites] → borany
bufory [buffers solutions] 180

C
centrum aktywne enzymu [active center od enzyme] 115
chemiluminescencja [chemiluminescence] 266
chlor [chlorine] 289–291, 293–297
chlorany [chlorates] 296
chlorki [chlorides] 235, 296
chrom [chrome] 312–324
cząsteczka polarna [polar molecule] → dipol

D
dimer [dimer] 132
dipol [dipole] 149
donor pary elektronowej [electron pair acceptor] 154
– protonów [proton donor] 153
dysocjacja elektrolityczna [electrolytic dissociation] 119, 146–156, 189–195

E
efekt cieplny reakcji chemicznej [heat of chemical reaction] 88–92
– wspólnego jonu [common ion effect] 211
elektroda [electrode] 42
– wodorowa standardowa (normalna) [standard (normal) hydrogen electrode] 51–53
elektrolit [electrolyte] 146–147, 155, 214
– mocny [strong electrolyte] 150, 160, 162–163
– słaby [weak electrolyte] 119, 149, 157, 160, 162–164, 209
elektroliza [electrolysis] 69, 71–74
elektrolizer [electrolyzer] 69
elektron niesparowany [unpaired electron] 132, 223, 270, 312
elektrony walencyjne [valance electrons] 229, 234, 236, 241, 243, 250, 257, 259, 264, 275, 304, 312, 325, 334, 342, 350
elektroujemność pierwiastków chemicznych [electronegativity of chemical elements] 10, 229, 234, 236, 241, 243, 261, 278, 290, 299, 304
energia aktywacji reakcji chemicznej [activation energy of chemical reaction] 96, 99–100, 109, 111, 139
– całkowita układu [total energy of system] 83
– jonizacji [ionization energy] 88, 100
– kinetyczna [kinetic energy] 83, 93
– potencjalna [potential energy] 83, 93
– wewnętrzna [internal energy] 83, 93
entalpia [entalphy] 88, 93
– spalania standardowa [standard entalphy of combustion] 90
– tworzenia standardowa [standard entalphy of formation] 90

F
fluorowce [halogen group] 289–299

G
galwanizowanie [plating] 65
gaz wodny [water gas] 225
gazy szlachetne [noble gases] → helowce
germanowodory [germanes] 261
gips [gypsum] 235, 238
– bezwodny [anhydrous gypsum] 238
– palony [burnt gypsum] 238
gleba [soil] 181, 184–186
– właściwości sorpcyjne [sorption properties of soil] 184
glin [aluminum] 251–257

H
halogenki [halides] 229, 251, 261, 299
– węglowców [halides of carbon group] 261
heksahydroksochromian(III) sodu [hexahydroxoxhromate(III) sodium] 253–254, 315–316, 319, 322
hel [helium] 225–227, 242
helowce [helium group] 301–303
hydroliza soli [hydrolysis of salts] 189–196, 216
– anionowa [anionic hydrolysis] 190
– kationowa [cationic hydrolysis] 190, 195
– kationowo-anionowa [cationic-anionic hydrolysis] 191
– kwasowa [acid hydrolysis] 194
– – mocnych kwasów i mocnych zasad [hydrolysis of strong acids and strong bases] 192
– – mocnych kwasów i słabych zasad [hydrolysis of strong acids and weak bases] 192, 195, 200
– – słabych kwasów i mocnych zasad [hydrolysis of weak acids and strong bases] 192, 200
– – słabych kwasów i słabych zasad [hydrolysis of weak acids and weak bases] 189, 192
– wodorosoli [hydrolysis of hydrogen salts] 193
– zasadowa [alkaline hydrolysis] 194

I
iloczyn jonowy [ionic product] 209, 212
– – wody [ionic product of water] 169, 170, 172, 187, 194
– rozpuszczalności [solubility product] 210, 212
inhibicja [inhibition] 115
inhibitor [inhibitor] 65, 114, 117, 139
izotopy wodoru [isotopes of hydrogen] 223

J
jon centralny [central ion] 237, 241
– dodatni [positive ion] → kation
– nadtlenkowy [peroxide ion] 17, 229
– oksoniowy [oxonium ion] 149, 153, 168, 197
– ponadtlenkowy [superoxide ion] 229
– ujemny [negative ion] → anion

K
kataliza [catalysis] 112–114, 117
katalizator [catalyst] 96, 111–114, 117, 127, 136
kation [cation] 149–150, 152, 190, 197, 209
katoda [cathode] 42–46, 49–50, 53–54, 60, 67, 69, 74
klatraty helowców [clathrate compounds of helium group] 303
klucz elektrolityczny [salt-bridge] 47, 49, 67
kompleks [complex] → związek koordynacyjny
– aktywny [activated complex] 99–100, 111, 117
konfiguracja elektronowa [electronic configuration] 242, 304, 350
– – atomu chromu [electronic configuration of chromium atom] 312
– – – manganu [electronic configuration of manganese atom] 325
– – – miedzi [electronic configuration of copper atom] 342
– – – żelaza [electronic configuration of iron atom] 334
konwerter katalityczny [cathalytic converter] 115
korozja [corrosion] 62–65, 76
– chemiczna [chemical corrosion] 62, 76
– elektrochemiczna [electrochemical corrosion] 62, 76
– – sposoby ochrony [methods of protection against electrochemical corrosion] 65
krzywe miareczkowania [titration curve] 199
kwasy azotowe [nitric acids] 271
– beztlenowe [hydracids] 30, 71
– mocne [strong acids] 180
– nieutleniające [non-oxidizing acids] 29–30
– siarkowe [sulfuric acids] 283
– słabe [weak acids] 30
– tlenowe [oxygen acids] 30, 296
– utleniające [oxidizing acids] 29–30
– reakcja z metalami [acids, reaction with metals] 30
– według Arrheniusa [Arrhenius acids] 150
– – Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry acids] 153
– – Lewisa [Lewis acids] 154

L
liczba koordynacyjna [coordination number] 237
ligand [ligand] 195, 237, 241
litowce [lithium group] 228–234, 242–243

Ł
ładunek elementarny [elementary charge] 8, 11, 75

M
mangan [manganese] 66, 325–326, 330
manganiany(VII) [tetraoxomanganates(VII)] 327, 330
manganowce [manganese group] 325
metale nieszlachetne [base metals] 29–30, 32, 62
– szlachetne [noble metals] 29, 31–33, 44–45
miareczkowanie alkacymetryczne [alkacymetric titration] 198, 200, 202–203, 205
miedziowce [copper group] 342
miedź [copper] 342–344

N
nadnapięcie elektrolizy [electrolysis overpotential] 70
napięcie rozkładowe [decomposition voltage] 70
nawozy [fertilizers] 185
– azotowe [nitrogenous fertilizers] 186
– fosforowe [phosphate fertilizers] 186
– naturalne [natural fertilizers] 181, 185–186
– potasowe [potassium fertilizers] 186
– sztuczne [synthetic fertilizers] 181, 185–186
– wieloskładnikowe [compound fertilizers] 186
neutralizacja [neutralization] → reakcja zobojętniania

O
odczyn roztworu [pH of the solution] 168, 169
– wskaźniki [pH indicators] 148
odmiany alotropowe arsenu [allotropic varieties of arsenic] 266
– – fosforu [allotropic varieties of phosphorus] 266
– – siarki [allotropic varieties of sulphur] 281
– – tlenu [allotropic varieties of oxygen] 276

– – tlenku krzemu(IV) [allotropic varieties of silicon(IV) oxide] 260
– – węgla [allotropic varieties of carbon] 259
ogniwo Daniella [Daniell cell] 47–48
– elektrochemiczne [electrochemical cell] 67
– galwaniczne [galvanic cell] 42–49
– – schemat [galvanic cell, scheme] 49
– nieodwracalne [irreversible cell] 49, 67
– odwracalne [reversible cell] 49, 67
– paliwowe [fuel cell] 58
– stężeniowe [concentration cell] 60
okres półtrwania [half-life] 107
otoczenie układu [system environment] 82

P

parametry stanu [state variables] 82
pasywacja [passivation] 237, 241, 253, 257, 313, 341
– chromu [chrome passivation] 313
– glinu [aluminum passivation] 252–253, 257
– żelaza [iron passivation] 335
patyna [patina] 343
pehametr [pH-meter] 177
pomiar pH [pH measurement] 177
potencjał elektrody [electrode potential] → potencjał półogniwa
– ogniwa [cell potential] → siła elektromotoryczna ogniwa
– półogniwa [half-cell potential] 50, 67
– półogniwa standardowy redukcji [standard half-cell potential reduction] 51, 67
półogniwo drugiego rodzaju [half-cell of the second type] 44
półogniwo [half-cell] 42, 67
– ogniwa [cell potential] → siła elektromotoryczna ogniwa
– gazowe [gas half-cell] 45
– metaliczne [metallic half-cell] 43
– redoks [redox half-cell] 43–44
prawo działania mas [law of mass action] 121–122, 126
– Guldberga i Waagego [Guldberg and Waage law] → prawo działania mas
– Hessa [Hess's law] 91
– rozcieńczeń Ostwalda [Ostawald dilution law] 164–165
– zachowania ładunku [charge conservation law] 22, 27, 40
proces egzoenergetyczny [exoenergetic process] 83, 85
– endoenergetyczny [endoenergetic process] 83–84
promocja elektronowa [electron promotion] 312, 342, 350
punkt równoważnikowy [equivalence point] 199, 203, 205

R

rad [radium] 235, 239
reakcja autoprotolizy [autoprotolysis reaction] 154
– egzoenergetyczna [exoenergetic reaction] 85
– egzotermiczna [exothermic reaction] 88–89
– endoenergetyczna [endoenergetic reaction] 84
– endotermiczna [endothermic reaction] 88–89
– neutralizacji [neutralization] → reakcja zobojętniania
– nieodwracalna [irreversible reaction] 118
– odwracalna [reversible reaction] 118
– strącania osadów [precipitation reaction] 206–213
– termitowa [thermit reaction] → aluminoterapia
– zobojętniania [neutralization] 197–205
reakcje dysmutacji [dismutation reactions] → reakcje dysproporcjonowania
– dysproporcjonowania [disproportionation reactions] 36–38
– redoks [redox reactions] → reakcje utleniania-redukcji
– synproporcjonowania [synproportionation reactions] 37–38, 40
– utleniania-redukcji [oxidation--reduction reactions] 18, 75
– – bilansowanie [oxidation--reduction reactions, balancing] 19–29
– – zastosowania [oxidation--reduction reactions, the use of] 17
redukcja [reduction] 13, 18, 69, 75
reduktor [redactor agent] 14, 16, 18, 75
reguła Lavoisiera–Laplace'a [Lavoisier–Laplace rule] 90–91
– Le Chateliera–Brauna [Le Chaterier–Braun principle] → reguła przekory
– przekory [principle of mobile equilibrium] 127–136, 140
– van't Hoffa [van't Hoff rule] 97–99, 109
równanie kinetyczne reakcji chemicznej [kinetic equation of chemical reaction] 101–102
– połówkowe [half-reaction] 15
– termochemiczne [thermochemical equation] 89
równowaga chemiczna [chemical equilibrium] 118–120, 126
– heterogeniczna [heterogeneous equilibrium] 125
– homogeniczna [homogeneous equilibrium] 125
rząd reakcji chemicznej [reaction order] 106, 109

S

SEM → siła elektromotoryczna ogniwa
siarkowodór [hydrogen sulfide] 284–285
silany [mono(silanes)] 261
siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) [electromotive force of a galvanic cell] 54, 60, 67, 69, 70, 76
skala pH [pH scale] 173–174
skały gipsowe [gypsum rocks] 238
smog [smog] 183
stała dysocjacji elektrolitycznej [electrolytic dissociation constant] 118, 157, 160, 164–167
– równowagi chemicznej [chemical equilibrium constant] 120–126
– – – ciśnieniowa [pressure chemical equilibrium constant] 123
– – – stężeniowa [concentration chemical equilibrium constant] 120–122, 126
– szybkości reakcji chemicznej [chemical reaction rate constant] 101, 106, 109
stopień dysocjacji elektrolitycznej [degree of electrolytic dissociation] 162–163
– utlenienia [oxidation number] 8–11, 75
szereg aktywności metali [series of active metals] 29, 32–33, 40
– elektrochemiczny metali [electrochemical series of metals] → szereg napięciowy metali
– napięciowy metali [electromotive series of metals] 51, 67, 76
szybkość reakcji chemicznej [chemical reaction rate] 94–95

T

teoria Arrheniusa [Arrhenius theory] 149
– Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry theory] 153–154
– dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa [Arrhenius electrolytic dissociation theory] 149–152
– kwasów i zasad [theory of acid and base] → teoria Brøndsteda–Lowry'ego
– Lewisa [Lewis theory] 154
– zderzeń aktywnych [collisions theory] 101
tlenki [oxides] 280
– azotowców [oxides of nitrogen group] 267
– azotu [nitrogen oxides] 267, 270
– berylowców [oxides of beryllium group] 236, 238
– borowców [oxides of boron group] 251
– chloru [chlorine oxides] 296
– chromu [chromium oxides] 313
– fluorowców [oxides of halogen group] 292
– lantanowców [oxides of lanthanide group] 354
– litowców [oxides of lithium group] 229, 231
– manganu [manganese oxides] 326
– miedzi [copper oxides] 344
– siarki [sulfur oxides] 282
– tlenowców [oxides of oxygen group] 277
– węglowców [oxides of carbon group] 260
– żelaza [iron oxides] 335
tlenowce [oxygen group, chalcogens] 276–288

U

układ [system] 82
– izolowany [isolated system] 82
– otwarty [open system] 82
– zamknięty [closed system] 82
utleniacz [oxidizing agent] 14, 16–18, 75
utlenianie [oxidation] 13, 18, 69, 75

W

wapno gaszone [slaked lime] 238
– palone [burnt lime] 238
warunki normalne [normal conditions] 222
– standardowe [standard conditions] 51
woda amoniakalna [ammonia solution] 268–269
– bromowa [bromine water] 289–290
– chlorowa [chlorine water] 289–291, 293–295
– królewska [royal water] 31, 352
– twarda [hard water] 235
– utleniona [hydrogen peroxide solution] 114
– wapienna [lime water] → wapno gaszone
wodorki azotowców [hydrides of nitrogen group] 268
– berylowców [hydrides of beryllium group] 160, 236
– borowców [hydrides of boron group] 251
– litowców [hydrides of lithium group] 160, 229
– tlenowców [hydrides of oxygen group] 277
wodorotlenek chromu(III) [chromium(III) hydroxide] 313–315, 318
– glinu [aluminium hydroxide] 254
– manganu(II) [manganese(II) hydroxide] 326–327
– miedzi(II) [copper(II) hydroxide] 345–346
– żelaza(II) [iron(II) hydroxide] 63, 335–338
– żelaza(III) [iron(III) hydroxide] 63, 335–338
wskaźniki kwasowo-zasadowe [acid-base indicator] 146, 155, 178–179, 180, 205
współczynnik temperaturowy reakcji chemicznej [temperature coefficient of chemical reaction] 98

Z

zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego [environmental pollution] 182–183
zaprawa gipsowa [gypsum mortar] 238
zasady według Arrheniusa [Arrhenius bases] 152
– – Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry bases] 153
– – Lewisa [Lewis bases] 154
związek koordynacyjny [coordination compound] 195, 237, 241, 342

Ż

żelazo [iron] 334–341
żelazowce [iron group] 334

Zdjęcie na okładce: BE&W/Science Source/Turtle Rock Scientific.
Ilustracje na okładce: Krzysztof Mrawiński.
Ilustracje: Elżbieta Buczkowska s. 58 (bateria); **Rafał Buczkowski** s. 59 (akumulator), 62, 65, atomy i cząsteczki na stronach: 58, 104–105, 130, 149, 152, 163, 260–261, 266, 281; **Marcin Franczak** s. 34 (wnętrze lup); **Krzysztof Mrawiński** s. 14, 69, 75, 101; **Joanna Ptak** s. 58 (bateria), 58 (ogniwo paliwowe), ikony na stronach: 66, 226, 232, 239, 255, 262, 274, 286, 297, 302, 321, 331, 339, 347, 355; **Wojciech Sendal** s. 9 (wykres), 43–47, 50 (dolna), 56 (na marginesie), 60, 64, 82–83, 88, 137, 149 (dolna), 150, 154 (na marginesie), wykresy na stronach: 89, 95, 99, 108, 117, 120, 129, 139–140, 199–200; **Ewa Sowulewska** s. 50 (górna), 115, 163 (zlewki).
Zdjęcia: Agencja Wyborcza.pl: Tomasz Niesluchowski s. 331 (odmanganianie wody); **Archiwum Nowej Ery:** s. 47, 272, 330 (manganian potasu); **BE&W:** Alamy Stock Photo – Björn Wylezich s. 325, Phil Degginger s. 276 (tellur), Photo Researchers/Charles D. Winters s. 266, Science Source – Apogee s. 232 (rozrusznik serca), Charles D. Winters s. 7, 31 (reakcja azotanu srebra miedzią), s. 48, 81, 86 (otrzymywanie wodnego roztworu wodorotlenku sodu), s. 98, 118, 126, 127, 131, 208 (reakcja strącania chlorku srebra), s. 254 (reakcja glinu z tlenkiem żelaza), s. 270, 311, Editorial Image s. 104, 105 (zdjęcie probówki zawierającej brunatny gaz), GIPhotoStock s. 36, 202, 203 (miareczkowanie), s. 206, 207 (probówka z przezroczystym roztworem), Mark A. Schneider s. 342, Turtle Rock Scientific s. 8, 13, 19, 30 (reakcja magnezu, cynku i miedzi), s. 31 (reakcja miedzi z kwasem utleniającym), s. 32 (reakcja miedzi z kwasem utleniającym), s. 33 (reakcja miedzi z azotanem srebra), s. 34, 42, 84, 100, 147, 179, 230, 252 (reakcja glinu z kwasem chlorowodorowym, reakcja glinu z kwasem siarkowym), s. 326, 343 (kwasy utleniające); **Forum:** VISUM/Thomas Pflaum s. 355 (Euro pod wpływem promieniowania UV); **Getty Images:** DigitalVision/Monty Rakusen s. 255 (fabryka samochodów), E+ - alvarez s. 262 (ogniwa fotowoltaiczne), hh5800 s. 331 (szyny kolejowe), jeffix s. 239 (rakieta sygnalizacyjna), kickstand s. 297 (pasta do zębów), iStock/Getty Images Plus – boonchai wedmakawand s. 66 (ładowanie samochodu elektrycznego), dutourdumonde s. 274 (dzwon), dzika_mrowka s. 232 (latarnie sodowe), Extreme-Photographer s. 232 (ładowanie elektrycznego samochodu), Kerkez s. 355 (spawanie), Lakeview_Images s. 31 (reakcja złota z wodą królewską), Leonid Andronov s. 339 (kopalnia), PragasitLalao s. 262 (włókno węglowe), rivalstrife s. 183 (smog), Sergii Vasylchenko s. 85 (ogrzewacz chemiczny), Sudakarn Vivatvanichkul s. 203 (biureta), vitpho s. 321 (chromowany zderzak), Vladimir Zapletin s. 297 (uzdatnianie wody), Moment – Akaradech Pramoonsin s. 347 (tabletki), Yaorusheng s. 226 (farma wiatrowa i słoneczna), Stockbyte s. 339 (elektromagnes), Stocktrek Images s. 226 (start rakiety); **Indigo:** Science Photo Library s. 97 (spalanie opiłków żelaza), s. 221, s. 276 (siarka), s. 278 (reakcja rozkładu tlenku rtęci), s. 301, Andrew Lambert Photography s. 180, 235, Charles D. Winters s. 259, 265 (fosfor biały, arsen), Choksawatdikorn s. 177 (ph-metr), s. 198, GIPhotoStock s. 250 (gal), s. 254 (tlenek glinu), Martyn F. Chillmaid s. 85, 145, 228, Science Source/Charles D. Winters s. 265 (ciekły azot), Science Source/Turtle Rock Scientific s. 265 (bizmut), Science Stock Photography s. 281 (siarka rombowa), Turtle Rock Scientific s. 250 (bor, glin), s. 281 (siarka jednoskośna); **Mercedes-Benz Polska Sp. z o.o.:** s. 115 (katalizator samochodowy); **NASA:** s. 222; **Panthermedia:** Frank Neuner s. 17, Karl Bloch s. 183 (zniszczony las); **Shutterstock:** Africa Studio s. 339 (stalowe naczynia), Anton Master s. 262 (rower), Bjoern Wylezich s. 111, 168, 312, Chepko Danil Vitalevich s. 66 (zużyte baterie), Dana.S s. 286 (fajerwerki), Degtyaryov Andrey s. 255 (samolot), Denise Kappa s. 181 (różowe hortensje), Doug McLean s. 94, D-VISIONS s. 286 (akcelerator CERN), eamesBot s. 183 (lodowiec), Edward Haylan s. 302 (balon meteorologiczny), Ekkamai Chaikanta s. 61, engel.ac s. 355 (elektrownia jądrowa), Eric Gevaert s. 183 (kominy w fabryce), FabrikaSimf s. 347 (bable), feeling lucky s. 59, Fotofermer s. 262 (puszki), furtseff s. 347 (puzon), grey_and s. 331 (baterie), hedgehog94 s. 297 (oprysk upraw), Invisible Eye s. 286 (ozonowanie), Ivaschenko Roman s. 255 (diody), JonMilnes s. 278 (nurek), kai foret s. 185, Kenishirotie s. 58, Knyazhetskiy Alexander s. 239 (lampa elektronowa), Kojiro s. 182 (niebieskie hortensje), Kolonko s. 30 (probówka), s. 32 (probówka), s. 33 (probówka), s. 145 (probówka), s. 206 (probówka), s. 314 (probówka), s. 318 (probówka), s. 319 (probówka), s. 330 (probówka), s. 336 (probówka), s. 337 (probówka), s. 338 (probówka), s. 343 (probówka), s. 345 (probówka), s. 346 (probówka), kreatorex s. 169, Lyashenko Egor s. 347 (opryskiwanie roślin), majivecka s. 66 (robienie zdjęcia smartfonem), MarcelClemens s. 350 (rtęć), Mbabic s. 302 (spawanie), MrBright s. 334, Oleg Kozlov s. 331 (kąpiel w nadmanganianie potasu), Oleksiy Mark s. 302 (reflektor), Oliver Hoffmann s. 115 (proszek do prania), olivier.laurent.photos s. 355 (sonda kosmiczna), Perutskyi Petro s. 255 (panele słoneczne), photka s. 260, Photoroyalty s. 321 (narzędzia chirurgiczne), Pixel-Shot s. 274 (mrożone owoce), pogonici s. 105 (klepsydra), ravl s. 321 (leki), Shutterstock-Pixelsquid s. 203 (biureta), smereka s. 239 (nawożenie pola), Sorbis s. 286 (nurkowie), Sorbis s. 302 (neon), Stig Helmer s. 350 (wolfram), Suwin s. 182, topseller s. 321 (farba), Tutti Frutti s. 343, VH-studio s. 274 (nawożenie roślin), xpixel s. 183 (śnięte ryby), zedspider s. 320; **Thinkstock/Getty Images:** Hemera s. 65; **Włodzimierz Echeński:** s. 146 (dysocjacja, oranż metylowy, fenoloftaleina, uniwersalne papierki wskaźnikowe), s. 148, 207 (probówka, osad wodorotlenku miedzi), s. 269, 280, 282, 284 (stężony roztwór H_2SO_4 wlany do wody opada na dno zlewki), s. 285, 289, 345 (reakcja siarczanu miedzi z wodorotlenkiem sodu); **Bartłomiej Górski:** s. 218, 359, 360, 361; **PUTTO/Piotr Kubat:** s. 15, 50, 69, 82 (mieszania się roztworu H_2SO_4 z wodą, przykład układu otwartego i zamkniętego), s. 87, 96, 97 (reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym), s. 113, 114, 128, 146 (zapalona żarówka, uniwersalne papierki wskaźnikowe – opakowanie), s. 149, 152, 167, 177 (odczyn soku z ogórka i pomarańczy), s. 181 (badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga), s. 184, 188, 189, 190, 191, 193, 197, 207 (osad wodorotlenku glinu), s. 208, 225 (otrzymywanie wodoru), s. 237, 238, 242, 249, 253, 279, 281 (siarka plastyczna), s. 284 (wpływ stężonego roztworu kwasu siarkowego na cukier, bibułę i tkaninę), s. 291, 294, 295, 327, 328, 330 (siarczan manganu, tlenek manganu, manganian potasu), s. 336, 337, 338, 344, 346; **Robert Wolski:** s. 72, 73.

Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

nowa era *Twoje mocne strony*

NOWA
To jest chemia

Za co polubisz podręcznik *NOWA To jest chemia* 2?



Powód 1

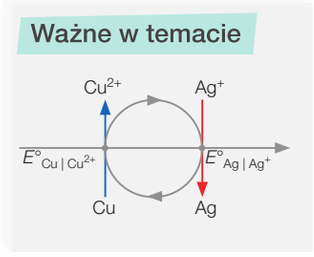
Duże **zdjęcia** i czytelne **infografiki**. Zobaczysz na nich szczegóły przebiegu **doświadczeń chemicznych**. Dlaczego to przydatne? Bo łatwiej napiszesz obserwacje i wnioski.





Powód 2

Krótkie podsumowania. Żeby było jasne, co trzeba wiedzieć i umieć z każdego tematu. Już nie musisz się zastanawiać, czego się nauczyć na sprawdzian.





Powód 3

Matura. Dobrze jest mieć podręcznik, który uczy rozwiązywania takich zadań, jakie pojawiają się na maturze. Dzięki temu możesz mieć pewność, że **Wiesz, umiesz, zdasz**.

Nowa Era Sp. z o.o.
www.nowaera.pl nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

ISBN 978-83-267-5147-9
9 788326 751479