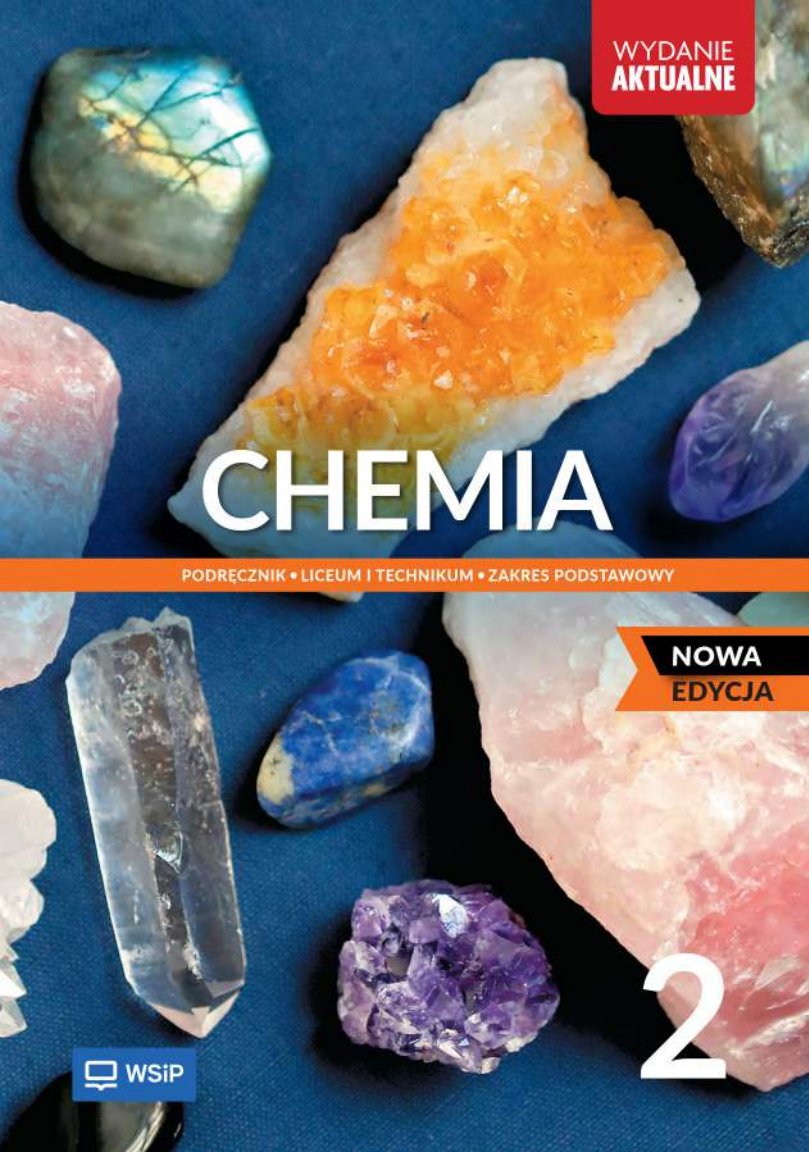




WYDANIE
AKTUALNE

CHEMIA

PODRĘCZNIK • LICEUM I TECHNIKUM • ZAKRES PODSTAWOWY

**NOWA
EDYCJA**

 WSiP

2

Drogi WSiP,

Nigdy bym nie publikowała publicznie książek wydawnictw, które działają na uczciwych zasadach.

Wasza firma jednak promuje masowy dodruk, całkowicie niepotrzebnych książek, które mogłyby być zastąpione wersjami elektronicznymi!

Co prawda e-booki są dostępne na waszej stronie, jednak:

- W przeciwieństwie do fizycznej książki, licencja na e-book kończy się po roku. Oznacza to, że jeżeli moja córka chciałaby powtórzyć sobie całą wiedzę do matury, musiałabym jej kupić wszystkie wasze książki od nowa.
- Waszych e-booków nie da się pobrać! Wymagają one dostęp do internetu, co uniemożliwia ich użycie na naszej wsi, gdzie zasięg jest ograniczony.
- Wasze e-booki nie działają na telefonach komórkowych!
- Wasze e-booki sprzedawane są po tej samej (albo wyższej) cenie co regulame książki. Cena e-booka powinna być niższa, gdyż e-booki wymagają elektronicznego czytnika (tabletu)!

Czas rozpocząć nową erę, w której papier nie jest bezczelnie marnowany dla pieniędzy.

Przedstawiam e-book, który spełnia wszystkie oczekiwania uczniów.

Dbajmy o środowisko, zróbmy to dla młodych pokoleń.

Spis treści

Jak korzystać z podręcznika.....	5
Środki bezpieczeństwa związane ze stosowaniem odczynników chemicznych	6

REAKCJE JONOWE W ROZTWORACH

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	8
1. Kwasy. Wskaźniki kwasowo-zasadowe	10
2. Wodorotlenki i zasady.....	15
3. Reakcje zobojętniania. Sole	20
4. pH roztworu.....	26
5. Charakter chemiczny tlenków metali i niemetalu.....	32
6. Charakter chemiczny wodorotlenków metali i niemetalu	38
7. Reakcje soli w roztworach wodnych.....	42
8. Reakcje strącaniowe	47
PODSUMOWANIE DZIAŁU	52

REAKCJE UTLENIANIA-REDUKCJI

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	58
9. Stopień utlenienia pierwiastka.....	60
10. Reakcje utleniania-redukcji	64
11. Ogniwa galwaniczne.....	70
12. Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego.....	75
13. Potencjał standardowy półogniwa	79
14. Źródła prądu stałego	83
15. Korozja i ochrona przed jej powstawaniem	89
PODSUMOWANIE DZIAŁU	94

WŁAŚCIWOŚCI METALI I ICH ZWIĄZKÓW

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	100
16. Metale i niemetale.....	102
17. Sód i potas.....	110
18. Magnez i wapń.....	116
19. Glin.....	122
20. Żelazo, chrom i mangan.....	128
21. Cynk i ołów	135
22. Miedź, srebro i złoto	141
23. Otrzymywanie metali w przemyśle	147
PODSUMOWANIE DZIAŁU	152

WŁAŚCIWOŚCI NIEMETALI I ICH ZWIĄZKÓW

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	158
24. Wodór.....	160
25. Węgiel i krzem.....	165
26. Związki tworzące skorupę ziemską	172
27. Reakcje chemiczne zachodzące w skorupie ziemskiej	177
28. Tworzywa pochodzenia mineralnego	188

29. Azot i fosfor	195
30. Tlen i siarka	201
31. Chlor i brom	207
32. Ważne produkty przemysłu chemicznego	212
PODSUMOWANIE DZIAŁU	217

BUDOWA ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH. WĘGLOWODORY

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	224
33. Budowa związków organicznych	226
34. Budowa i nazewnictwo alkanów	232
35. Właściwości alkanów	238
36. Węglowodory nienasycone – alkeny	243
37. Węglowodory nienasycone – alkiny	250
38. Węglowodory aromatyczne	256
39. Ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny	264
PODSUMOWANIE DZIAŁU	271

POCHODNE WĘGLOWODORÓW

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ	278
40. Fluorowcopochodne węglowodorów	280
41. Aminy	285
42. Alkohole monohydroksylowe	289
43. Alkohole polihydroksylowe	296
44. Fenole	299
45. Aldehydy	303
46. Ketony	310
47. Kwasy karboksylowe	315
48. Hydroksykwas i amidy	328
49. Estry	334
PODSUMOWANIE DZIAŁU	342

Odpowiedzi do zadań rachunkowych	349
Tabele	350
Indeks polsko-angielski	354

Układ okresowy pierwiastków chemicznych



JAK KORZYSTAĆ Z PODRĘCZNIKA

Przeczytaj, zrozum, zapamiętaj

POWTÓRZ WIEDZĘ ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ

Modele cząsteczek wybranych kwasów



powtórzenie wiedzy ze szkoły podstawowej

WARTO WIEDZIEĆ

interesujące informacje związane z treścią wykładu

PROJEKT

projekt dla chętnych do wykonania w domu i zaprezentowania na lekcji



zmiany i wykreślenia według podstawy programowej 2024

Nawozy mineralne (sztuczne) to substancje mineralne występujące w skorupie ziemskiej (np. saletra chilijska, węglan wapnia) lub wytworzone przez przemysł chemiczny (np. nawozy amonowe: NH_4NO_3 , $(NH_4)_3PO_4$, potasowe: KCl , KNO_3 , K_2SO_4 , saletry: $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$, superfosfat: mieszanina $Ca(H_2PO_4)_2$ i $CaSO_4$, mocznik: $CO(NH_2)_2$).

ważne definicje, prawa, wnioski



DOŚWIADCZENIE 1. Badanie aktywności chemicznej chloru i bromu

Opis: Przygotowujemy dwie probówki. Do pierwszej wlewamy 2 cm³ wodnego roztworu bromu potasu (1), a do drugiej – 2 cm³ wodnego roztworu chlorku potasu (2). Do obu probówek dodajemy po 2 cm³ tetrachlorku węgla (...)

doświadczenie, które wykonuje nauczyciel

Ćwicz i rozwiązuj zadania

PRZYKŁAD 2.

Obliczmy stężenie jonów wodoru w roztworze o pH = 5.

Rozwiązanie: Wartość pH odpowiada wykładnikowi ze znakiem przeciwnym w zapisie stężenia jonów wodoru w postaci wykładniczej, czyli $[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Odpowiedź: Stężenie jonów wodoru w tym roztworze wynosi 10^{-5} mol/dm^3 .

wzorcowo rozwiązywane zadania

ZADANIA

- Wskaźnik uniwersalny w jednym roztworze zabarwił się na kolor żółty, a w drugim na czerwony. Jaki odczyn mają te roztwory?
- Przedstaw równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów H_2CO_3 oraz H_2SO_3 , z uwzględnieniem kolejnych etapów tego procesu.

zadania na zakończenie rozdziału

Uporządkuj wiedzę i sprawdź umiejętności

PODSUMOWANIE DZIAŁU



podsumowanie wiadomości – teoria

SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ

- Wskaż poprawne dokończenie zdania.
Hydrolizie nie ulegają sole
A. mocnych kwasów i mocnych zasad.
B. słabych kwasów i mocnych zasad.
C. mocnych kwasów i słabych zasad.
D. słabych kwasów i słabych zasad.

ćwiczenie umiejętności – zadania

Pamiętaj, by odpowiedzi do wszystkich zadań zamieszczonych w podręczniku zapisywać w zeszyte przedmiotowym.



Środki bezpieczeństwa związane ze stosowaniem odczynników chemicznych

■ **Piktogramy ostrzegawcze** (symbole graficzne) umieszczane na etykietach substancji lub preparatów niebezpiecznych informują o zagrożeniach związanych z ich używaniem.



substancja wybuchowa



substancja utleniająca



substancja żrąca,
korodująca metale



substancja toksyczna



substancja łatwopalna



substancja drażniąca,
uczulająca



substancja rakotwórcza,
mutagenna



substancja niebezpieczna
dla środowiska

■ **Znaki BHP** informują o konieczności zachowania właściwych środków ostrożności (np. stosowania środków ochrony osobistej: fartucha, okularów, rękawic) podczas pracy z substancjami lub preparatami niebezpiecznymi.

■ **Karta charakterystyki** to dokument stanowiący zbiór informacji o niebezpiecznych właściwościach substancji lub preparatu (mieszaniny substancji) oraz zasadach i zaleceniach ich bezpiecznego stosowania. Uczniowie powinni zostać zapoznani z kartami charakterystyki substancji i preparatów niebezpiecznych, jeżeli są one używane w czasie zajęć lekcyjnych.



Znajomość oraz przestrzeganie obowiązujących zasad pracy w laboratorium uchroni was i wasze otoczenie przed przykrymi zdarzeniami podczas pracy w szkolnym laboratorium chemicznym.



REAKCJE JONOWE W ROZTWORACH

- Kwasy. Wskaźniki kwasowo-zasadowe
- Wodorotlenki i zasady
- Reakcje zobojętniania. Sole
- pH roztworu
- Charakter chemiczny tlenków metali i niemetali
- Charakter chemiczny wodorków metali i niemetali
- Reakcje soli w roztworach wodnych
- Reakcje strąceniowe



Kwasy

Wzór ogólny H_nR
 n – liczba atomów wodoru
 R – reszta kwasowa

TLENOWE

np.
 kwas azotowy(V) – HNO_3
 kwas węglowy – H_2CO_3
 kwas siarkowy(VI) – H_2SO_4
 kwas fosforowy(V) – H_3PO_4

KWASY

BEZTLENOWE

np.
 kwas chlorowodorowy – HCl
 kwas siarkowodorowy – H_2S

Modele cząsteczek wybranych kwasów



kwas węglowy
 H_2CO_3



kwas siarkowy(VI)
 H_2SO_4



kwas chlorowodorowy
 HCl

DYSOCJACJA ELEKTROLITYCZNA – rozpad związku chemicznego na jony pod wpływem wody.

Kwasy

w roztworze wodnym dysocjują na **kationy wodoru** oraz **aniony reszt kwasowych**.

RÓWNANIA DYSOCJACJI ELEKTROLITYCZNEJ KWASÓW



Wodorotlenki

Wzór ogólny $M^{m+}(OH^-)_n$
 M^{m+} – kation metalu o ładunku $m+$
 n – liczba anionów wodorotlenkowych

Przykłady:

Nazwa	Wzór
wodorotlenek sodu	$NaOH$
wodorotlenek wapnia	$Ca(OH)_2$
wodorotlenek glinu	$Al(OH)_3$

ZASADY to wodne roztwory związków chemicznych dysocjujących na aniony wodorotlenkowe i kationy metalu lub kationy amonu.

RÓWNANIA DYSOCJACJI ELEKTROLITYCZNEJ WODOROTLENKÓW



Barwy wskaźników kwasowo-zasadowych

Wskaźnik: uniwersalny
papierek wskaźnikowy

zasada		niebieska
woda		żółta
kwasy		czerwona

Wskaźnik: fenoloftaleina

zasada		malinowa
woda		bezbarna
kwasy		bezbarna

Wskaźnik: oranż metylowy

zasada		pomarańczowa
woda		pomarańczowa
kwasy		czerwona

Sole

Wzór ogólny $M_m^{m+} R_n^{n-}$
 M^{m+} – kation metalu o ładunku $m+$
 n – liczba kationów metalu
 R^{n-} – anion reszty kwasowej o ładunku $n-$
 m – liczba anionów reszty kwasowej

BUDOWA SOLI

Sole mają budowę **jonową**.
 Tworzą sieć krystaliczną, w której kationy metalu i aniony reszty kwasowej przyciągają się elektrostatycznie.



Przykłady:

Nazwa	Wzór
bromek sodu	$NaBr$
siarczek żelaza(II)	FeS
azotan(V) glinu	$Al(NO_3)_3$
siarczan(IV) żelaza(III)	$Fe_2(SO_3)_3$

RÓWNANIA DYSOCJACJI ELEKTROLITYCZNEJ SOLI ŁATWO ROZPUSTCZALNYCH W WODZIE



Chlorek sodu pod wpływem wody rozpada się na kationy sodu i aniony chlorkowe.



Fosforan(V) potasu pod wpływem wody rozpada się na kationy potasu i aniony fosforanowe(V).

Wybrane reakcje, których produktami są sole

Sole kwasów beztlenowych

metal + niemetal $\rightarrow$ sól
 metal + kwas beztlenowy $\rightarrow$ sól + wodór
 zasada + kwas beztlenowy $\rightarrow$ sól + woda

* Metale bardziej aktywne od wodoru.

Sole kwasów tlenowych

tlenek metalu + kwas tlenowy $\rightarrow$ sól + woda
 zasada + kwas tlenowy $\rightarrow$ sól + woda
 tlenek metalu + tlenek niemetalu $\rightarrow$ sól
 zasada + tlenek niemetalu $\rightarrow$ sól + woda



1. Kwasy. Wskaźniki kwasowo-zasadowe

- Kwasy w roztworach wodnych
- Wskaźniki kwasowo-zasadowe
- Odczyn roztworu kwasu
- Właściwości i podział kwasów

➔ **Przypomnij sobie**, na czym polega dysocjacja elektrolityczna kwasów po ich rozpuszczeniu w wodzie.

Skąd wziął się w chemii podział na kwasy i zasady?

Od samego początku rozwoju chemii poszukiwano sposobów na usystematyzowanie coraz liczniejszych informacji o substancjach. Starano się określić takie ich cechy wspólne, które pozwalałyby na dokonanie odpowiedniego podziału.

■ Już dawno zauważono, że niektóre substancje reagują z metalami, tak samo zmieniają zabarwienie niektórych roztworów otrzymanych z roślin, a także mają kwaśny smak. Stąd wzięła się ich pierwsza łacińska nazwa *acetum*, co oznacza „kwaśny”.

■ Stwierdzono również, że inne substancje są „śliskie” w dotyku, reagują z tłuszczami i także zmieniają zabarwienie niektórych roztworów otrzymanych z roślin, jednak inaczej niż kwasy. Tej drugiej grupie nadano nazwę *alkalia*, czasami jeszcze stosowaną; od niej wywodzi się określenie „roztwór alkaliczny”.

■ Istotne było to, że substancje zaklasyfikowane do pierwszej grupy reagowały z substancjami z drugiej grupy. Definicje kwasów i zasad, które są stosowane do dziś, zaproponował w XIX w. szwedzki fizykochemik i astrofizyk Svante Arrhenius [sfante arjenius] na podstawie sformułowanej przez siebie **teorii dysocjacji elektrolitycznej**.

Jak zachowują się kwasy w roztworach wodnych?

Wiadomo, że dysocjacji elektrolitycznej ulegają nie tylko związki o budowie jonowej, ale także związki, w których cząsteczkach są wiązania kowalencyjne spolaryzowane, np. chlorowódor (HCl). Cząsteczka tego związku pod wpływem cząsteczek wody rozpada się na jony H^+ i Cl^- . **Wodny roztwór chlorowodoru to kwas chlorowodorowy, zwany kwasem solnym.** Ten kwas, podobnie jak HBr i H_2S , należy do **kwasów beztlenowych**. Również w cząsteczkach **kwasów tlenowych**, takich jak H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CO_3 , występują spolaryzowane wiązania między atomami wodoru a atomami tlenu reszty kwasowej. Cząsteczki tych związków pod wpływem cząsteczek wody też rozpadają się z utworzeniem jonów H^+ .

➔ **Kwasy** – związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów H^+ .

Jak stwierdzić kwasowy odczyn roztworu?

Stężenie jonów wodoru (H^+) w roztworach można określać za pomocą substancji zwanych **wskaźnikami kwasowo-zasadowymi**. Są to związki chemiczne, których barwa zależy od odczynu roztworu.

Odczyn roztworu jest:

- **kwasowy**, jeżeli jest w nim więcej jonów H^+ niż OH^- ;
- **obojętny**, jeżeli stężenia jonów H^+ i OH^- są w nim takie same (tak jak w czystej wodzie).

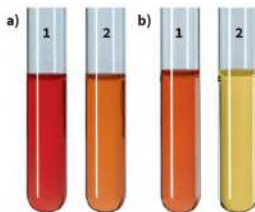
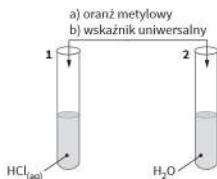
Do wskaźników kwasowo-zasadowych należą m.in. oranż metylowy i wskaźnik uniwersalny. Do określenia odczynu stosuje się także **uniwersalne papierki wskaźnikowe** – są to paski bibuły nasyczone wskaźnikiem uniwersalnym. W zależności od odczynu roztworu wskaźniki przyjmują określone barwy.



HCl

DOŚWIADCZENIE 1. Barwy wskaźników w kwasie oraz w wodzie

Opis: Przygotujcie dwa zestawy (a i b) zawierające po dwie próbówki: jedną z kwasem solnym (1), a drugą z wodą destylowaną (2). W pierwszym zestawie do każdej próbówki dodajcie po kilka kropli roztworu oranżu metylowego (a), a w drugim – po kilka kropli roztworu wskaźnika uniwersalnego (b) lub zanurczcie w próbkach uniwersalny papierek wskaźnikowy. Określcie barwy, jakie przyjmą wskaźniki w kwasie i w wodzie.



Obserwacje: Oranż metylowy w kwasie solnym zabarwił się na czerwono, a w wodzie na pomarańczowo.

Wskaźnik uniwersalny w kwasie solnym zabarwił się na czerwono, a w wodzie na żółto.

Wnioski: Za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych można określić kwasowy odczyn roztworu.

Oranż metylowy może służyć jedynie do stwierdzenia, czy roztwór ma odczyn kwasowy. Natomiast zabarwienie wskaźnika uniwersalnego, który jest mieszaniną różnych wskaźników, może wskazywać na kwasowy odczyn roztworu, ale nie tylko, ponieważ zależy ono od stężenia jonów H^+ w badanym roztworze. W roztworze o dużym stężeniu jonów wodoru wskaźnik uniwersalny barwi się na czerwono. W miarę zmniejszania się stężenia tych jonów do odczynu obojętnego jego zabarwienie stopniowo zmienia się przez pomarańczowe do żółtego.

Czym kwasy różnią się między sobą?

Cząsteczki różnych kwasów nie dysocjują w tym samym stopniu ze względu na różny stopień spolaryzowania wiązania między atomem wodoru a resztą cząsteczki.



HCl

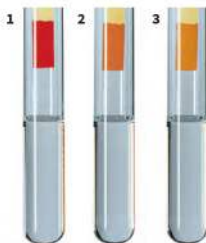
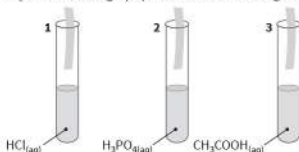


HCl

 H_3PO_4 CH_3COOH

DOŚWIADCZENIE 2. Różnice w odczynie roztworów kwasów

Opis: Przygotujcie trzy probówki z roztworami kwasów o takich samych stężeniach molowych: kwas solny (1), kwas fosforowy(V) (2) i kwas octowy (3). Określcie ich odczyn za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



Obserwacje: Papierek w każdym z roztworów kwasów zabarwił się w inny sposób.

Wnioski: Różne zabarwienie papierka wskazuje, że stężenia jonów H^+ w roztworach tych kwasów są inne, co oznacza, że dysocjują one w różnym stopniu.

Kwasy różnią się stopniem dysocjacji. Wartości stopnia dysocjacji kwasów, które całkowicie lub prawie całkowicie dysocjują w roztworach wodnych, są równe lub bliskie 100 %. Takie kwasy nazywamy mocnymi. Pozostałe kwasy to kwasy słabe.



■ To, w jakim stopniu dysocjują **kwasy tlenowe**, zależy od różnych czynników. W wypadku kwasów tworzonych przez ten sam niemetal, np. H_2SO_3 i H_2SO_4 , mocniejszy jest kwas, którego reszta kwasowa składa się z większej liczby atomów tlenu, czyli kwas siarkowy(VI). Podobnie kwas azotowy(V) (HNO_3), którego reszta kwasowa składa się z trzech atomów tlenu, jest mocniejszy niż kwas azotowy(III) (HNO_2), w którego reszcie kwasowej są dwa atomy tlenu.

■ W okresach **moc kwasów beztlenowych** rośnie wraz ze wzrostem numeru grupy, np. kwas chlorowodorowy jest mocniejszy od siarkowodorowego – decyduje o tym wzrastająca różnica elektroujemności między wodorem a niemetalem. W grupach, w których znaczenie mają jeszcze inne czynniki, moc kwasów beztlenowych rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka łączącego się z wodorem (rozdz. 6).

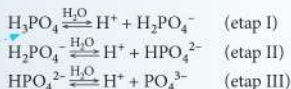
■ Dysocjacja stopniowa kwasów

Dysocjacja elektrolityczna kwasów, których cząsteczki zawierają więcej niż jeden atom wodoru, przebiega w kilku etapach.

Cząsteczka kwasu siarkowodorowego, która zawiera dwa atomy wodoru, dysocjuje w dwuetapowo.



Cząsteczka kwasu fosforowego(V), która zawiera trzy atomy wodoru, dysocjuje w trzech etapach.

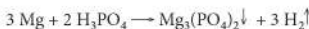


Dysocjacja na pierwszym etapie jest najsilniejsza, a na kolejnych etapach coraz słabsza.

Jakie są właściwości chemiczne kwasów?

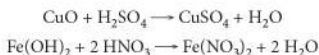
Kwasy mają wiele wspólnych właściwości chemicznych.

- W reakcji większości kwasów z dostatecznie aktywnymi metalami wydzielą się wodór i powstaje odpowiednia sól:



Tworzenie się osadu w równaniu reakcji oznacza się strzałką skierowaną w dół, a wydzielający się gaz – strzałką skierowaną do góry.

- Kwasy reagują również z tlenkami i wodorotlenkami metali z utworzeniem soli:

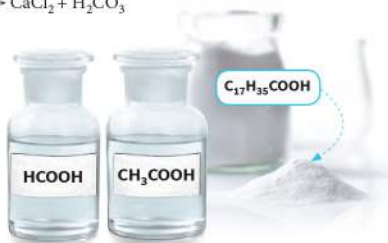


- Kwasy mocniejsze wypierają kwasy słabsze z ich soli:



- Swoiste właściwości mają **kwasy utleniające**, których typowym przedstawicielem jest kwas azotowy(V) (rozdz. 10). Odrębną grupą kwasów są **kwasy organiczne**, które poznamy bliżej w jednym z kolejnych działów (rozdz. 47).

- Kwasy organiczne: mrówkowy, octowy i stearynowy



WARTO WIEDZIEĆ

- Substancje, których barwa zależy od odczynu roztworu, występują w wielu roślinach, np. w **czzerwonej kapuście**. Dlatego wywar z czerwonej kapusty może być stosowany jako wskaźnik kwasowo-zasadowy. Przyjmuje on różne zabarwienia w zależności od stężenia jonów wodoru (H^+).



Substancje barwne o takich właściwościach występują również w **burakach ćwikłowych**. Aby barszcz po ugotowaniu miał bardziej intensywną czerwoną barwę, dodaje się do niego ocet, roztwór kwasu cytrynowego lub sok z cytryny. Każdy z tych roztworów ma odczyn kwasowy, co powoduje, że barwnik znajdujący się w burakach ćwikłowych przyjmuje czerwoną barwę.

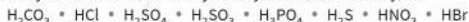
- W równaniach reakcji, w których udział bierze jon wodoru, zazwyczaj zapisuje się go jako H^+ . W rzeczywistości ten jon nie może istnieć w roztworze wodnym jako odrębna drobina. Łączy się on wiązaniem koordynacyjnym z cząsteczką wody i tworzy **jon oksoniowy** – H_3O^+ (jon dawniej zwany hydroniowym).

PODSUMOWANIE

- Kwasy** to związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów H^+ .
- Odczyn roztworu można określić za pomocą **wskaźników kwasowo-zasadowych**.
- Kwasy dzielimy na **tlenowe** i **beztlenowe**, a także na **mocne** i **słabe** (w zależności od tego, w jakim stopniu dysocjują one na jony).
- Kwasy, których cząsteczki mają więcej niż jeden atom wodoru, **dysocjują w kilku etapach**.

ZADANIA

- Określ barwę, jaką przyjmie oranż metylowy w kwasie octowym.
- Wyjaśnij, czym jest spowodowane jednakowe zabarwienie oranżu metylowego w roztworach różnych kwasów.
- Wskaźnik uniwersalny w jednym roztworze zabarwił się na kolor żółty, a w drugim na czerwony. Jaki odczyn mają te roztwory?
- Przedstaw równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów H_2CO_3 oraz H_2SO_3 , z uwzględnieniem kolejnych etapów tego procesu.
- Wśród podanych wzorów wskaż wzory mocnych kwasów tlenowych.





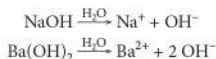
2. Wodorotlenki i zasady

- Wodne roztwory wodorotlenków
- Określanie odczynu roztworu wodorotlenku
- Zasadowy charakter amoniaku
- Wodorotlenki amfoteryczne

➔ **Przypomnij sobie**, co to są wodorotlenki.

Jak zachowują się wodorotlenki w wodzie?

Wodorotlenki składają się z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych. Należą do nich m.in. NaOH, KOH, Ca(OH)_2 , Al(OH)_3 , Cu(OH)_2 . Większość metali (np. glin, żelazo, miedź, cynk, ołów) tworzy wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie, np. wodorotlenek glinu (Al(OH)_3), wodorotlenek żelaza(II) (Fe(OH)_2) i wodorotlenek żelaza(III) (Fe(OH)_3). Dobrze rozpuszczalne są tylko wodorotlenki najbardziej aktywnych metali, takie jak NaOH, KOH, Ba(OH)_2 . Po rozpuszczeniu w wodzie ulegają one dysocjacji elektrolitycznej. Ponieważ są to związki jonowe, ich dysocjacja zachodzi praktycznie całkowicie. Można ją opisać równaniem, np.



Wspólną cechą tych związków jest dysocjacja na kationy metali i aniony wodorotlenkowe. Oznacza to, że w ich roztworach **jest więcej jonów OH^- niż jonów H^+** .

➔ **Zasady** – związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów OH^- .

Jaki odczyn mają wodne roztwory wodorotlenków?

Badanie odczynu wodnych roztworów wodorotlenków (zasad) można przeprowadzić za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych, np. fenoloftaleiny i wskaźnika uniwersalnego.

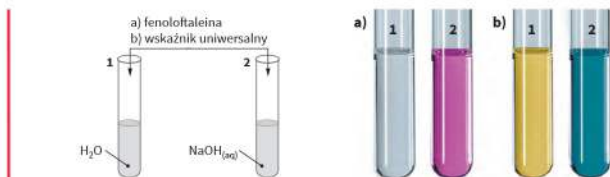


NaOH

DOŚWIADCZENIE 1. Barwy wskaźników w wodzie oraz w roztworze wodorotlenku

Opis: Przygotujcie dwa zestawy (a i b) zawierające po dwie probówki: jedną z wodą destylowaną (1), a drugą z roztworem wodorotlenku sodu (2). W pierwszym zestawie do każdej probówki dodajcie po kilka kropli roztworu fenoloftaleiny¹ (a), a w drugim – po kilka kropli roztworu wskaźnika uniwersalnego (b) lub zanurczcie w próbkach uniwersalny papierek wskaźnikowy. Określcie barwy, jakie przyjmą wskaźniki w wodzie i w roztworze wodorotlenku.

¹ Fenoloftaleina jako wskaźnik kwasowo-zasadowy jest stosowana w postaci roztworu alkoholowego.



Obserwacje: Fenoloftaleina w wodzie pozostała bezbarwna, a w roztworze wodorotlenku sodu zabarwiła się na malinowo. Wskaźnik uniwersalny w wodzie zabarwił się na żółto, a w roztworze wodorotlenku sodu – na zielononiebiesko.

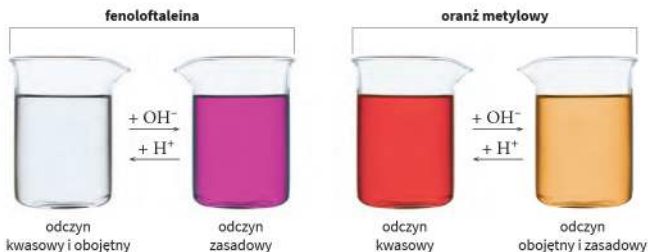
Wnioski: Za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych można określić zasadowy odczyn roztworu.

■ Zabarwienie **wskaźnika uniwersalnego** zależy od stężenia jonów OH^- w badanym roztworze, dzięki czemu można za jego pomocą odróżnić roztwory o różnym stopniu zasadowości. W roztworze o dużym stężeniu jonów wodorotlenkowych, a małym stężeniu jonów wodoru, wskaźnik uniwersalny barwi się na zielononiebiesko. W miarę zmniejszania się stężenia jonów OH^- , do osiągnięcia odczynu obojętnego, zabarwienie tego wskaźnika stopniowo zmienia się przez zielone i żółtozielone do żółtego.

Barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworach o różnym odczynie

Wskaźnik	Odczyn kwasowy	Odczyn obojętny	Odczyn zasadowy
oranż metylowy	czerwona	pomarańczowa	pomarańczowa
fenoloftaleina	bezbarwna	bezbarwna	różowoczerwona (malinowa)
uniwersalny	czerwona	żółta	zielononiebieska

■ **Fenoloftaleina**, która w roztworach kwasów pozostaje bezbarwna, może służyć jedynie do stwierdzenia, czy roztwór ma odczyn zasadowy. Natomiast **oranż metylowy** pozwala na wykrycie wyłącznie odczynu kwasowego.



Wskaźnik uniwersalny pozwala na bardziej dokładne określenie odczynu roztworu – zarówno kwasowego, jak i zasadowego (rozdz. 4).

Czy wszystkie zasady są wodorotlenkami?

Istnieją takie związki chemiczne, które po rozpuszczeniu w wodzie powodują wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych, mimo iż nie są wodorotlenkami. Należy do nich np. amoniak o wzorze NH_3 .



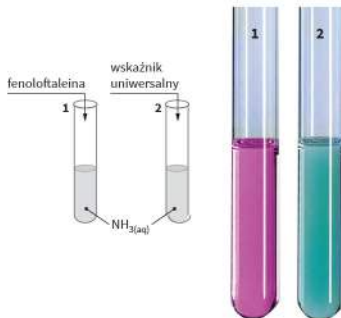
NH_3

DOŚWIADCZENIE 2. Badanie odczynu wodnego roztworu amoniaku

Opis: Do dwu probówek zawierających wodny roztwór amoniaku dodajcie: do pierwszej roztwór fenoloftaleiny (1), a do drugiej – roztwór wskaźnika uniwersalnego (2) lub zanurzenie w próbce uniwersalny papierek wskaźnikowy. Określcie barwy, jakie przyjmą wskaźniki w obu probówkach.

Obserwacje: Fenoloftaleina w wodnym roztworze amoniaku zabarwiła się na malinowo, a wskaźnik uniwersalny – na zielono.

Wnioski: Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy.



Wiadomo, że między cząsteczką amoniaku i jonem wodoru tworzy się wiązanie koordynacyjne, w wyniku czego powstaje jon amonowy – NH_4^+ (podręcznik do kl. 1, rozdz. 12). Po rozpuszczeniu amoniaku w wodzie pewna liczba jego cząsteczek odbiera jon wodoru od cząsteczek wody i tworzy jony amonowe:



Na skutek tego procesu następuje wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych w roztworze, a efektem jest jego zasadowy odczyn.

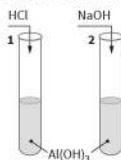
■ Charakter zasadowy ma również grupa związków organicznych zwanych aminami. Będzie o nich mowa w jednym z kolejnych działów (rozdz. 41). Zasadowy charakter amin można wyjaśnić w podobny sposób jak dla amoniaku.

Jaki charakter chemiczny mają wodorotlenki?

Wodorotlenki mogą reagować z kwasami, co świadczy o ich **charakterze zasadowym**. Niektóre wodorotlenki mogą reagować również z mocnymi zasadami. Takie wodorotlenki mają **charakter amfoteryczny**.

**DOŚWIADCZENIE 3. Badanie amfoterycznego charakteru wodorotlenków**

Opis: Przygotujcie zawieszinę wodorotlenku glinu: do probówki zawierającej ok. 4 cm³ roztworu soli glinu dodajcie powoli kroplami roztwór NaOH aż do strącenia się osadu. Tak przygotowaną zawieszinę Al(OH)₃ umieśćcie w dwóch probówkach (1 i 2). Do jednej probówki dodawajcie kroplami kwas solny (1), a do drugiej – roztwór wodorotlenku sodu (2). Obserwujcie zachodzące zmiany.



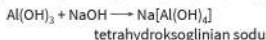
Obserwacje: W obu probówkach (1 i 2) osad wodorotlenku glinu zniknął.

Wnioski: Wodorotlenek glinu reaguje zarówno z kwasami, jak i z zasadami i tworzy związki rozpuszczalne w wodzie.

W reakcji wodorotlenku glinu z kwasem solnym powstają sól – chlorek glinu – oraz woda:



Wodorotlenek glinu w reakcji z zasadą sodową tworzy związek, który jest zaliczany do soli:



Wodorotlenek glinu reaguje z mocnymi kwasami, czyli ma **charakter zasadowy**, ale też z mocnymi zasadami, co świadczy o **charakterze kwasowym**. Oznacza to, że Al(OH)₃ należy do wodorotlenków o **charakterze amfoterycznym**. Charakter amfoteryczny mają również wodorotlenki innych metali, np. wodorotlenek cynku – Zn(OH)₂.

■ Zasady, podobnie jak kwasy, dzielą się na mocne i słabe. Mocnymi zasadami są wodorotlenki, które dobrze rozpuszczają się w wodzie i w roztworze niemal całkowicie są zdysocjowane na jony. Do mocnych zasad można też zaliczyć Ca(OH)₂, chociaż jego rozpuszczalność w wodzie jest znacznie mniejsza. Słabymi zasadami są wodorotlenki, które słabo rozpuszczają się w wodzie i w roztworze w niewielkim stopniu są zdysocjowane na jony, np. Mg(OH)₂. Również słabą zasadą jest dobrze rozpuszczalny w wodzie amoniak, gdyż w wodnym roztworze tego związku (w tzw. wodzie amoniakalnej) następuje stosunkowo niewielki wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych.



■ Mocne kwasy i mocne zasady nazywa się ogólnie **mocnymi elektrolitami**, a słabe kwasy i słabe zasady – **słabymi elektrolitami**. Są też kwasy i zasady o właściwościach pośrednich między elektrolitami mocnymi i słabymi.

**WARTO WIEDZIEĆ**

Wodorotlenek sodu jest głównym składnikiem środków służących do udrażniania odpływów kanalizacyjnych. Jest to substancja o działaniu silnie żrącym, o czym świadczy umieszczony na opakowaniach piktogram. Ma właściwości higroskopijne (pochłania wodę z otoczenia) oraz reaguje z tlenkiem węgla(IV) zawartym w powietrzu. Dlatego tego typu środki powinny być przechowywane w szczelnie zamkniętych opakowaniach, zabezpieczonych przed otwieraniem przez niepowołane osoby, zwłaszcza dzieci.



▲ Piktogram ostrzegający przed substancją żrącą i powodującą korozję metali

PODSUMOWANIE

- **Zasady** to związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów OH^- .
- Zasadą jest też **amoniak**, gdyż jego wodny roztwór ma odczyn zasadowy.
- **Odczyn roztworów wodorotlenków** można określić za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych.
- Najczęściej stosowanymi **wskaźnikami kwasowo-zasadowymi** są: fenoloftaleina, oranż metylowy i wskaźnik uniwersalny.
- **Wodorotlenki** ze względu na charakter chemiczny można podzielić na:
 - **zasadowe**, reagujące tylko z kwasami, np. NaOH ;
 - **amfoteryczne**, reagujące z kwasami i mocnymi zasadami, np. $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- **Zasady** dzieli się na:
 - **mocne** – wodorotlenki, które dobrze rozpuszczają się w wodzie i w roztworze niemal całkowicie są zdysocjowane na jony, np. KOH ;
 - **słabe** – wodorotlenki, które słabo rozpuszczają się w wodzie i w roztworze w niewielkim stopniu są zdysocjowane na jony, np. $\text{Mg}(\text{OH})_2$, oraz amoniak (NH_3).

ZADANIA

1. Podaj wzory i nazwy dwu wodorotlenków dobrze rozpuszczalnych w wodzie i dwu trudno rozpuszczalnych w wodzie.
2. Wyjaśnij, czym jest spowodowane jednakowe zabarwienie fenoloftaleiny w roztworach różnych wodorotlenków.
3. Przedstaw równanie dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenków potasu i wapnia.
4. Wyjaśnij, dlaczego wodorotlenek glinu ($\text{Al}(\text{OH})_3$) i wodorotlenek żelaza(III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) nie są zasadami.
5. Podaj barwę, jaką przyjmuje wskaźnik uniwersalny w roztworach wodorotlenku sodu i amoniaku. Wykaż, czym jest spowodowane różne zabarwienie tego wskaźnika.
6. Opisz przebieg doświadczenia, na podstawie którego można stwierdzić charakter amfoteryczny danego wodorotlenku.
7. Przedstaw równania reakcji świadczących o amfoterycznym charakterze $\text{Al}(\text{OH})_3$.



3. Reakcje zobojętniania. Sole

- Reakcja zobojętniania
- Sól – produkt reakcji zobojętniania
- Właściwości soli
- Wodorosole, hydroksosole i hydraty
- Praktyczne zastosowania reakcji zobojętniania

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości chemiczne mają kwasy i zasady.

W jaki sposób przebiega reakcja zobojętniania?

Reakcja kwasu z zasadą to **reakcja zobojętniania**. Aby zbadać, jak ona przebiega, warto wykonać następujące doświadczenie.



HCl



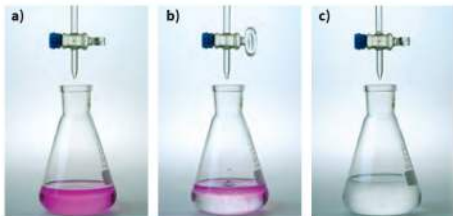
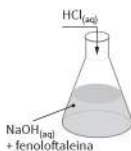
HCl

NaOH

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja wodorotlenku sodu z kwasem solnym w obecności fenoloftaleiny

Opis: Do kolby stożkowej wlecie ok. 50 cm³ roztworu wodorotlenku sodu oraz kilka kropli roztworu fenoloftaleiny (a). Następnie, ciągle mieszając zawartość kolby, dodawajcie niewielkimi porcjami kwas solny (b) – aż do momentu, w którym nastąpi odbarwienie roztworu (c).

Uwaga! Otrzymany roztwór zachowajcie do następnego doświadczenia.



Obserwacje: W trakcie dodawania HCl do NaOH fenoloftaleina odbarwiła się.

Wnioski: Nastąpiła zmiana odczynu roztworu z zasadowego na obojętny.

Malinowe zabarwienie fenoloftaleiny na początku doświadczenia świadczyło o obecności w roztworze dużej liczby jonów OH⁻, które pochodziły z dysocjacji NaOH. Po dodaniu odpowiedniej ilości kwasu HCl **wskaźnik odbarwił się, co wskazuje, że odczyn roztworu stał się obojętny**. Stąd bierze się nazwa tej przemiany – **reakcja zobojętniania**. Po jej zakończeniu w roztworze znajduje się bardzo mała – ale taka sama – liczba jonów OH⁻ i H⁺. Właśnie dlatego w tych warunkach fenoloftaleina pozostaje bezbarwna.

Co powoduje zmniejszenie się stężenia jonów OH^- podczas reakcji zobojętniania?

Woda w niewielkim stopniu dysocjuje na jony:



Na około miliard cząsteczek wody dwie występują w postaci jonów H^+ i OH^- . Wynika z tego, że jony te mogą istnieć obok siebie, ale tylko w bardzo niewielkich ilościach. Jeśli do roztworu, w którym znajduje się dużo jonów OH^- , będzie dodawany roztwór kwasu, to zawarte w tym roztworze jony H^+ będą się łączyły z jonami OH^- i będą tworzyły cząsteczki H_2O . Gdy stężenia jonów OH^- i H^+ się zrównają i liczba jonów będzie taka jak w czystej wodzie, roztwór będzie miał odczyn obojętny.

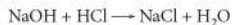
■ Reakcja zobojętniania



➔ **Reakcja zobojętniania** polega na łączeniu się jonów H^+ z jonami OH^- .

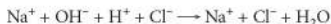
Reakcję przebiegającą w doświadczeniu 1. można opisać równaniem:

■ w **formie cząsteczkowej**:

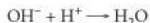


lub

■ w **formie jonowej pełnej**:



Powyższy zapis uwzględnia obecność jonów Na^+ i Cl^- , które po zakończeniu reakcji pozostają w roztworze, gdyż związek, który mogłyby utworzyć – chlorek sodu (NaCl) – jest tu całkowicie zdysocjowany na jony. Jony te występują w tej samej postaci przed reakcją i po niej, co oznacza, że nie biorą w niej udziału. Jeśli pominie się te jony, reakcję można opisać równaniem:



To równanie reakcji zostało zapisane w **formie jonowej skróconej**, która lepiej odzwierciedla istotę procesów zachodzących w roztworach z udziałem jonów.

Jak wykazać, że produktem reakcji zobojętniania jest sól?

Obecność w roztworze soli, będącej produktem reakcji zobojętniania, można wykazać przez usunięcie z niego wody.

DOŚWIADCZENIE 2. Odparowanie wody z roztworu otrzymanego po zobojętnieniu wodorotlenku sodu kwasem solnym

Opis: Na szkiełko zegarkowe nalejcie ok. 2 cm³ roztworu otrzymanego w doświadczeniu 1. i ostrożnie ogrzewajcie nad płomieniem palnika, aż do całkowitego odparowania wody. Obserwujcie zmiany zachodzące na szkiełku.

Obserwacje: Na szkiełku zegarkowym po odparowaniu wody pozostała substancja stała o białej barwie.

Wnioski: Otrzymana substancja to chlorek sodu – sól, która powstała w wyniku reakcji wodorotlenku sodu z kwasem solnym.



Po odparowaniu wody kationy sodu i aniony chlorkowe łączą się ze sobą za pomocą wiązań jonowych i tworzą sieć krystalicznego chlorku sodu.



▲ Kryształy chlorku sodu, który jako minerał jest nazywany halitem

Jakie właściwości mają sole?

Właściwości soli wynikają z ich budowy. Większość z nich jest zbudowana z kationów i anionów, połączonych wiązaniem jonowym. Związki o budowie jonowej w warunkach $T = 298 \text{ K}$ i $p = 1013,25 \text{ hPa}$ są krystalicznymi ciałami stałymi o wysokich wartościach temperatury topnienia, twardymi, ale kruchymi. Niektóre kryształy soli osiągają bardzo duże rozmiary i są bardzo piękne. Większość soli przyjmuje barwę białą, ale istnieją też sole bar-

wne. Rozpuszczalność soli w wodzie zmienia się w szerokim zakresie, od soli bardzo dobrze rozpuszczalnych do praktycznie nierozpuszczalnych.

■ Funkcję kationu metalu w solach może pełnić również jon amonowy (NH_4^+), pochodzący od słabej zasady amonowej. Przykładami takich soli mogą być: NH_4Cl – chlorek amonu, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ – siarczan(VI) amonu, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ – octan amonu.

■ Sole mogą być też tworzone przez aniony powstające w wyniku stopniowej dysocjacji kwasów. Kwas fosforowy(V) podczas kilkustopniowej dysocjacji elektrolitycznej tworzy jony: diwodorofosforanowy(V) – H_2PO_4^- , wodorofosforanowy(V) – HPO_4^{2-} oraz fosforanowy(V) – PO_4^{3-} . Aniony pochodzące z niecałkowitej dysocjacji kwasu mogą tworzyć odpowiednie sole, ogólnie zwane **wodorosolami**.

Przykładami wodorosoli utworzonych przez kwas fosforowy(V) mogą być: diwodorofosforan(V) potasu – KH_2PO_4 , diwodorofosforan(V) amonu – $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, wodorofosforan(V) wapnia – CaHPO_4 , wodorofosforan(V) sodu – Na_2HPO_4 .

■ Zasady, w których na kation metalu przypadają dwa lub więcej jonów wodorotlenkowych, mogą przy niedostatecznej (w stosunku do stechiometrycznej) ilości kwasu tworzyć **hydroksosole**. Do hydroksosoli należą m.in. chlorek diwodorotlenek glinu – $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – i siarczan(VI) diwodorotlenek dimiedzi(II) – $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

■ Niektóre sole tworzą kryształy, w które jest wbudowana określona liczba cząsteczek wody. Są to **sole uwodnione**, nazywane **hydratami**. Hydratem jest np. niebieski siarczan(VI) miedzi(II)—woda (1/5) o wzorze $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, który po prażeniu traci wodę i staje się białym, bezwodnym siarczanem(VI) miedzi(II) (rozdz. 28). Powszechnie stosowaną solą uwodnioną jest **gips palony**, o wzorze $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i nazwie systematycznej **siarczan(VI) wapnia—woda (2/1)**, który po zmieszaniu z wodą tworzy jeszcze bardziej uwodnioną sól – **gips krystaliczny** o wzorze $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ i nazwie systematycznej **siarczan(VI) wapnia—woda (1/2)**.



▲ Niebieskie kryształy siarczanu(VI) miedzi(II)—woda (1/5)

Gdzie znajduje zastosowanie reakcja zobojętniania?

■ Jedną z powszechnie spotykanych dolegliwości jest **nadkwasota** wynikająca z nadmiernego wydzielania soku żołądkowego, którego głównym składnikiem jest kwas solny. Przypadłość ta prowadzi do uszkodzenia błony śluzowej żołądka, a w konsekwencji do poważnych chorób. Stężenie jonów H^+ w soku żołądkowym jest dość duże i może osiągać wartości, którym odpowiada nawet $\text{pH} = 1$. Aby doraźnie obniżyć stężenie tych jonów, czyli zobojętnić kwas, stosuje się **leki zobojętniające sok żołądkowy**, które zawierają np. wodorotlenek magnezu.

■ **Zakwaszenie gleby** – to znaczy wzrost stężenia jonów H^+ w wodzie, która jest składnikiem gleby – powodują rozmaite procesy, zarówno naturalne, jak i wywołane przez człowieka. To zjawisko nie sprzyja vegetacji wielu roślin. Jeden ze sposobów przeciwdziałania zakwaszeniu gleby polega na **dodaniu do niej wodorotlenku wapnia**, zobojętniającego kwasy.

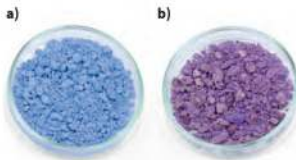
■ **Bolesność ukąszeń niektórych owadów** (np. mrówek, pszczoł) jest wywołana wprowadzeniem do skóry kwasu mrówkowego. **Okład z substancją o lekko zasadowym odczynie** powoduje zobojętnienie kwasu, a tym samym zmniejsza ból.

Uwaga! Jeśli w laboratorium nastąpi przypadkowy kontakt skóry z roztworem wodorotlenku, miejsce to należy przemyć dużą ilością wody.



WARTO WIEDZIEĆ

- Wiele soli znalazło różne praktyczne zastosowania, w związku z tym nadano im nazwy zwyczajowe – np. **sól kuchenna** to chlorek sodu, **sól gorzka** to siarczan(VI) magnezu stosowany w lecznictwie, a **saletry** to nazwa odnosząca się do całej grupy azotanów (np. sodu, potasu, wapnia), w znacznej części stosowanych jako nawozy mineralne.
- Zmiana zabarwienia soli, gdy z postaci bezwodnej przechodzi w postać uwodnioną (i odwrotnie), jest często wykorzystywana do określenia **stopnia zawilgocenia** różnych produktów. Na przykład do silikażelu (środek suszący) na ogół dodaje się bezwodny chlorek kobaltu(II), który zmienia barwę z intensywnie niebieskiej na ciemnoróżową, gdy silikażel jest już nasycony wodą, czyli przestaje spełniać swoją funkcję.



▲ Chlorek kobaltu(II): a) bezwodny – CoCl_2 ,
b) uwodniony – $\text{CoCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

PODSUMOWANIE

- Reakcja zobojętniania** polega na łączeniu się jonów H^+ z jonami OH^- .
- Po zakończeniu reakcji zobojętniania w roztworze pozostaje bardzo mało jonów H^+ i OH^- oraz – jeżeli sól będąca drugim produktem reakcji jest rozpuszczalna w wodzie – jony wchodzące w skład tej soli.
- Typowe sole mają **budowę krystaliczną**.
- W celu zmniejszenia zasadowości lub kwasowości** roztworów spotykanych w życiu codziennym stosuje się reakcję zobojętniania, czyli dodaje się do nich odpowiednio roztwory kwasów lub zasad.

ZADANIA

- W jaki sposób następuje zmniejszenie stężenia jonów H^+ w roztworze kwasu siarkowego(VI), gdy jest dodawany do niego roztwór wodorotlenku potasu?
- Przedstaw w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej podczas dodawania kwasu do zasady.
- Przedstaw w formie cząsteczkowej oraz w formie jonowej pełnej równania następujących reakcji:
 - kwas azotowy(V) + wodorotlenek sodu;
 - kwas siarkowy(VI) + wodorotlenek potasu;
 - kwas solny + wodorotlenek wapnia.
- Uzasadnij, dlaczego do reakcji zobojętniania, z którymi stykamy się w życiu codziennym, są używane zazwyczaj słabe kwasy lub słabe zasady.

Kwasy, zasady i sole

Kwasy, zasady i sole należą do najważniejszych grup związków nieorganicznych. W ich roztworach następuje zmiana zabarwienia wskaźników kwasowo-zasadowych. Zmiana barwy wskaźnika zależy od tego, jakie jest w danym roztworze stężenie jonów wodoru i wodorotlenkowych.

Kwasy

związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów H^+

Roztwory kwasów i zasad zmieniają zabarwienie wskaźników.



zasady

związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów OH^-



Reakcja kwasów z zasadami polega na łączeniu się jonów H^+ z jonami OH^- .

sole

powstają w reakcji zobojętniania



Roztwory soli nie muszą mieć odczynu obojętnego, gdyż część soli po rozpuszczeniu w wodzie ulega hydrolizie.





4. pH roztworu

- pH jako wskaźnik stężenia jonów wodoru w roztworze
- Skala pH
- Zależność między stężeniami jonów H^+ i OH^- w roztworze wodnym
- Pomiar pH

→ **Przypomnij sobie**, co to jest stężenie molowe roztworu i do czego służy skala pH.

Co to jest pH roztworu?

W życiu codziennym często docierają do nas informacje o wartości pH różnych produktów. Na przykład na opakowaniach niektórych kosmetyków do pielęgnacji skóry podaje się, że ich pH wynosi 5,5.

Stężenie molowe jonów wodoru – $[H^+]$ – w roztworach wodnych o odczynie kwasowym przyjmuje zazwyczaj wartości od 1 mol/dm^3 do $0,0000001 \text{ mol/dm}^3$, gdy roztwór staje się obojętny. W roztworach o odczynie zasadowym stężenie tych jonów przyjmuje coraz mniejsze wartości, aż do $0,000000000000001 \text{ mol/dm}^3$. Zapisywanie tak małych liczb w postaci ułamków dziesiętnych nie jest wygodne, dlatego przedstawia się je w postaci wykładniczej, np. $0,0001 \text{ mol/dm}^3$ można zapisać jako $1 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$. Przy takiej formie zapisu istotne znaczenie ma wartość wykładnika liczby 10, dlatego stężenie jonów wodoru zaczęto przedstawiać w sposób uproszczony, jako wartość tego wykładnika ze znakiem przeciwnym. I właśnie temu umownemu zapisowi wartości stężenia molowego jonów wodoru nadano nazwę **pH**. Pojęcie pH zaproponował duński biochemik Søren Sørensen w 1909 r. Zależność między pH a stężeniem jonów H^+ wyraża wzór $pH = -\log [H^+]$.

→ **pH roztworu** informuje o stężeniu jonów H^+ w roztworze.

Oznacza to, że roztwór o stężeniu jonów wodoru $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$ ma $pH = 4$. Jeśli zaś roztwór ma pH równe 5,5, to wartość stężenia $[H^+]$ będzie zawierała się między 10^{-5} mol/dm^3 a 10^{-6} mol/dm^3 .

Wartości pH roztworów wybranych kwasów o różnym stężeniu

Wzór kwasu	$c, \text{mol/dm}^3$	$[H^+], \text{mol/dm}^3$	pH
HCl	0,1	$0,1 (1 \cdot 10^{-1})$	1
H_2SO_4	0,07	$0,08 (8 \cdot 10^{-2})^*$	1,1
HNO_3	0,002	$0,002 (2 \cdot 10^{-3})$	2,7

* $[H^+]$ nie jest dwukrotnością stężenia kwasu, gdyż dysocjacja na drugim etapie zachodzi w mniejszym stopniu.

PRZYKŁAD 1.

Podajmy wartość pH roztworu, w którym stężenie jonów wodoru $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie: Wykładnik w zapisie stężenia jonów wodoru to -3 .

Wartość ta ze znakiem przeciwnym to 3 .

Odpowiedź: Wartość pH tego roztworu wynosi 3 .

PRZYKŁAD 2.

Obliczmy stężenie jonów wodoru w roztworze o $\text{pH} = 5$.

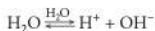
Rozwiązanie: Wartość pH odpowiada wykładnikowi ze znakiem przeciwnym w zapisie stężenia jonów wodoru w postaci wykładniczej, czyli $[H^+] = 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$.

Odpowiedź: Stężenie jonów wodoru w tym roztworze wynosi 10^{-5} mol/dm^3 .

Jak określić pH roztworu o odczynie zasadowym?

Wartość pH może również służyć do określania odczynu roztworów zasadowych.

Woda w niewielkim stopniu dysocjuje na jony wodoru i jony wodorotlenkowe:



W temperaturze 25°C w 1 dm^3 wody znajduje się 10^{-7} mola jonów H^+ oraz 10^{-7} mola jonów OH^- , czyli $[H^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$. W roztworach wodnych stężenia jonów H^+ i OH^- są od siebie zależne. Jeśli w roztworze stężenie jonów H^+ będzie dziesięć razy większe niż w czystej wodzie i wyniesie 10^{-6} mol/dm^3 , to równocześnie stężenie jonów OH^- zmniejszy się tyle samo razy, czyli dziesięciokrotnie, i wyniesie 10^{-8} mol/dm^3 . Oznacza to, że **tyle samo razy, ile wzrośnie stężenie jednego z jonów, musi zmaleć stężenie drugiego**. Wartości te są więc względem siebie odwrotnie proporcjonalne.

Zależność pH od stężenia jonów wodorotlenkowych i jonów wodoru

$[\text{OH}^-],$ mol/dm^3	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
$[\text{H}^+],$ mol/dm^3	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

Z tabeli wynika, że roztwór NaOH , w którym stężenie jonów OH^- wynosi 10^{-1} mol/dm^3 , ma pH równe 13 . Analogicznie pH roztworu KOH o stężeniu jonów OH^- równym 10^{-3} mol/dm^3 wynosi 11 . Tak samo działa to w drugą stronę: jeśli wartość pH roztworu o odczynie zasadowym jest znana, można określić stężenie zawartych w nim jonów wodorotlenkowych. Na przykład stężenie jonów OH^- w roztworze o $\text{pH} = 9$ wynosi 10^{-5} mol/dm^3 .

■ Stężenie jonów wodorotlenkowych również można wyrazić w uproszczony sposób. W tym wypadku wartość pOH odpowiada wykładnikowi (ze znakiem przeciwnym) w zapisie stężenia jonów OH^- w postaci wykładniczej.

Na przykład pOH roztworu o stężeniu jonów OH^- równym 10^{-2} mol/dm^3 wynosi 2, a jeśli $[OH^-] = 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$, to $pOH = 6$.

Zależność między stężeniami jonów H^+ i OH^- można przedstawić w postaci wzoru: $pH + pOH = 14$, co bardzo ułatwia wykonywanie odpowiednich obliczeń.

W jaki sposób można przeliczyć stężenie jonów OH^- na pH i odwrotnie?

PRZYKŁAD 3.

Obliczmy pH roztworów NaOH o stężeniach $c_{(1)} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$ i $c_{(2)} = 0,001 \text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie: Zasada sodowa dysocjuje całkowicie. Stężenie jonów OH^- jest zatem równe stężeniu molowemu roztworu wodorotlenku.

Roztwór 1

$$c_{(1)} = 0,1 \text{ mol/dm}^3$$

$$[OH^-]_{(1)} = c_{(1)} = 0,1 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-1} \text{ mol/dm}^3$$

$$pOH_{(1)} = 1$$

$$pH_{(1)} = 14 - pOH_{(1)} = 14 - 1 = 13$$

Roztwór 2

$$c_{(2)} = 0,001 \text{ mol/dm}^3$$

$$[OH^-]_{(2)} = c_{(2)} = 0,001 \text{ mol/dm}^3 = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$$

$$pOH_{(2)} = 3$$

$$pH_{(2)} = 14 - pOH_{(2)} = 14 - 3 = 11$$

Odpowiedź: Wartości pH roztworów NaOH o stężeniach $0,1 \text{ mol/dm}^3$ i $0,001 \text{ mol/dm}^3$ wynoszą odpowiednio 13 i 11.

Im większe jest stężenie wodnego roztworu wodorotlenku, tym większa jest wartość pH i tym mniejsze jest stężenie jonów H^+ w roztworze.

PRZYKŁAD 4.

Obliczmy stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze o $pH = 8$.

Rozwiązanie: Jeśli znamy pH roztworu, możemy obliczyć pOH roztworu.

$$pH + pOH = 14, \text{ stąd } pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 8 = 6$$

Następnie wstawiamy wartość pOH ze znakiem minus jako wykładnik do zapisu stężenia jonów OH^- w postaci wykładniczej.

$$[OH^-] = 10^{-6} \text{ mol/dm}^3$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze o $pH = 8$ wynosi 10^{-6} mol/dm^3 .



▲ Papierki wskaźnikowe: o szerokim zakresie pH (a), o wąskim zakresie pH (b)

Jak można doświadczalnie określić pH roztworu?

Odczyn roztworu można określić w przybliżeniu za pomocą wskaźnika uniwersalnego. Barwom tego wskaźnika przyporządkowano odpowiednie wartości stężenia jonów H^+ wyrażone jako pH, które w postaci skali są włączone do zestawu ze wskaźnikiem uniwersalnym.



Skala pH ma zakres od 0 do 14. W roztworach silnie kwasowych $\text{pH} = 0$, w silnie zasadowych $\text{pH} = 14$, a czysta woda i obojętne roztwory mają $\text{pH} = 7$.



HCl
NaOH



HCl

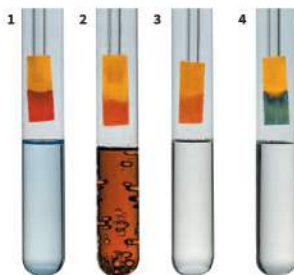
DOŚWIADCZENIE 1. Określanie pH i odczynu różnych produktów stosowanych w życiu codziennym

Opis: Za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych oraz skali pH zbadajcie odczyn: preparatu do czyszczenia urządzeń sanitarnych (1), napoju typu cola (2), octu (3) i roztworu preparatu do udrażniania rur kanalizacyjnych (4).

Uwaga! Roztwór preparatu do udrażniania rur jest silnie żrący, dlatego przygotowuje go nauczyciel.

Obserwacje: Papierki w kolejnych próbkach przyjęły zabarwienia: czerwone (1), czerwonomarańcowe (2), pomarańczowe (3) i zielononiebieskie (4).

Wnioski: Zabarwienia uniwersalnych papierków wskaźnikowych odpowiadają kolejno wartościom pH: 1 (odczyn silnie kwasowy), 2,5 (odczyn kwasowy), 3 (odczyn kwasowy), 13 (odczyn silnie zasadowy).



◀ Mierzenie wartości pH roztworu za pomocą pehametru

Produkty używane w życiu codziennym mają bardzo różne odczyny, od silnie kwasowego do silnie zasadowego.

Uniwersalne papierki wskaźnikowe służą do przybliżonego określania pH roztworu, natomiast do dokładnego badania tego odczynu służy precyzyjne urządzenie zwane **pehametrem**. Pozwala ono na szybkie uzyskanie wartości pH badanego roztworu z dokładnością nawet do kilku miejsc po przecinku (patrz fot. obok).

WARTO WIEDZIEĆ

Określanie wartości pH ma duże znaczenie w wielu gałęziach przemysłu chemicznego, w laboratoriach badawczych oraz kontrolnych. W medycynie bada się pH krwi, które powinno wynosić od 7,35 do 7,45, gdyż odchylenia od tej wartości świadczą o zaburzeniu równowagi kwasowo-zasadowej organizmu, co może być związane z poważnymi chorobami. Badanie pH gleby ma na celu dostosowanie jej odczynu do potrzeb roślin, które mają być na niej uprawiane. Problem stanowi zwykle gleba o zbyt kwasowym odczynie. Jej pH podwyższa się przez dodanie np. tlenku wapnia.



▲ Kwasomierz glebowy do pomiaru pH metodą kolorymetryczną Helliga

PODSUMOWANIE

- Wartość pH informuje o **stężeniu jonów H^+** w roztworze.
- **Skala pH**, która ma zakres od 0 do 14, pozwala określać odczyn roztworów: im niższa wartość pH, tym roztwór jest bardziej kwasowy. Zasady mają $pH > 7$. Woda ma odczyn obojętny: $pH = 7$.
- **Zależność $pH = 14 - pOH$** pozwala na obliczanie pH roztworów o odczynie zasadowym.
- Do określania wartości pH w sposób przybliżony służy **wskaźnik uniwersalny**.
- Znajomość stężenia jonów wodoru w postaci wartości pH ma duże znaczenie praktyczne.

ZADANIA

1. Podaj zakresy pH odpowiadające roztworom o odczynie:
 - a) kwasowym;
 - b) zasadowym.
2. W którym roztworze jest większe stężenie jonów H^+ – tym o $pH = 10$, czy tym o $pH = 4$?
3. Stężenie jonów wodoru w pewnym roztworze wynosi 10^{-5} mol/dm^3 . Podaj pH tego roztworu.
4. Podaj stężenie jonów wodoru w roztworze o $pH = 2$.
5. Stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze KOH wynosi $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz pH tego roztworu.
6. Oblicz pH roztworu o objętości 1 dm^3 , w którym jest rozpuszczone $0,56 \text{ g}$ wodorotlenku potasu.
7. Poddaj analizie skład produktów, których odczyn był badany w doświadczeniu 1. Wskaż zawartą w nich substancję, która miała decydujący wpływ na odczyn roztworu.

Odczyn produktów używanych w życiu codziennym

Produkty stosowane w życiu codziennym mają bardzo różne odczyny – od mocno kwasowego do mocno zasadowego. Znajomość wartości pH tych produktów ma duże znaczenie praktyczne, gdyż pozwala na właściwe i bezpieczne ich używanie oraz przechowywanie.

sok z cytryny



pH 2,5

napój typu cola



pH 2,5

ocet



pH 2-3

odkamieniacz



pH 3

jogurt



pH 4,5

kawa, herbata



pH 5

woda gazowana



pH 5

pH 5,5



kosmetyki do pielęgnacji skóry

pH 6,5



mleko

pH 9-10



mydło

pH 10



płyn do prania

pH 11



wybielacz

pH 13-14



płyn do udrażniania rur



5. Charakter chemiczny tlenków metali i niemetalu

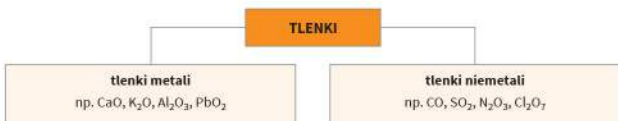
- Rodzaje wiązań w tlenkach
- Charakter chemiczny tlenków metali i niemetalu
- Tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne
- Charakter chemiczny tlenków na tle układu okresowego

➔ **Przypomnij sobie**, jakie są rodzaje wiązań chemicznych.

O czym mówi różnica elektroujemności pierwiastków tworzących tlenki?

Tlenki należą do najprostszych, ale bardzo ważnych związków chemicznych. Ich właściwości w dużym stopniu zależą od tego, jaki rodzaj wiązania tworzy atom tlenu z atomem danego pierwiastka.

➔ **Tlenki** – związki chemiczne pierwiastków z tlenem.



■ Różnice w wartościach elektroujemności tlenu i metali są duże, dlatego **tlenki metali to na ogół związki jonowe**. Mają wysokie wartości temperatury topnienia, a po stopieniu przewodzą prąd elektryczny.

Tlenki metali 1. i 2. grupy układu okresowego są białe. Inne tlenki mają różne kolory: FeO (czarny), Fe₂O₃ (brunatny), Pb₃O₄ (pomarańczowoczerwony) czy Cr₂O₃ (zielony).

■ Różnice w wartościach elektroujemności tlenu i niemetalu są nieduże, dlatego **tlenki niemetalu to substancje kowalencyjne**. W warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,25\text{ hPa}$ występują one w różnych stanach skupienia, np. tlenek węgla(IV) jest gazem, woda – cieczą, a tlenek fosforu(V) – ciałem stałym.

■ Reakcje chemiczne, którym ulegają tlenki w wodzie oraz w roztworach kwasów i wodorotlenków, pozwalają określić ich charakter chemiczny.



▲ Tlenki żelaza: a) FeO, b) Fe₂O₃

Jaki charakter chemiczny mają tlenki, które są związkami jonowymi?



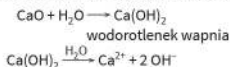
CaO

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie zachowania tlenków metali wobec wody

Opis: Przygotujcie dwie probówki z wodą destylowaną z dodatkiem kilku kropli roztworu fenoloftaleiny. Do pierwszej wprowadźcie niewielką ilość tlenku glinu (1), a do drugiej – tyle samo tlenku wapnia (2). Wymieszajcie zawartości probówek. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: W probówce 1 tlenek glinu opadł na dno, a fenoloftaleina nie zmieniła zabarwienia. W probówce 2 część tlenku wapnia opadła na dno, a fenoloftaleina zabarwiła się na kolor malinowy.

Wnioski: Tlenek glinu nie reaguje z wodą. Część tlenku wapnia przereagowała z wodą, co spowodowało wzrost stężenia jonów OH^- w roztworze. Reakcja ta przebiegała zgodnie z równaniem:



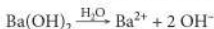
Produktem reakcji tlenku CaO z wodą jest wodorotlenek Ca(OH)_2 , średnio rozpuszczalny w wodzie, choć jego rozpuszczona część całkowicie dysocjuje na jony. Tlenek wapnia jest tlenkiem zasadowym reagującym z wodą.



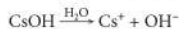
Tlenki zasadowe w reakcji z wodą tworzą wodorotlenki.

Do tlenków zasadowych należą tlenki litowców i berylowców (z wyjątkiem tlenku berylu).

Na przykład: $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ba(OH)}_2$ oraz wodorotlenek baru



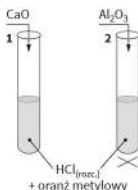
$\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{CsOH}$ wodorotlenek ceszu

HCl
CaO

HCl

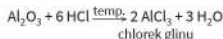
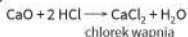
DOŚWIADCZENIE 2. Badanie zachowania tlenków metali wobec kwasów

Opis: Przygotowujemy dwie probówki z rozcieńczonym kwasem solnym z dodatkiem kilku kropli roztworu oranżu metylowego. Do pierwszej wprowadzamy niewielką ilość tlenku wapnia (1). Do drugiej dodajemy podobną ilość tlenku glinu, a następnie ogrzewamy ją w płomieniu palnika (2). Obserwujemy zachodzące zmiany.



Obserwacje: W obu probówkach tlenki wprowadzone do kwasu znikły, w wypadku Al_2O_3 po ogrzaniu, a oranż metylowy zmienił barwę z czerwonej na pomarańczową.

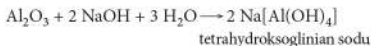
Wnioski: W obu probówkach zaszła reakcja chemiczna i nastąpiło zobojętnienie kwasu. Oba tlenki – wapnia i glinu – reagują z kwasem solnym z utworzeniem odpowiedniej soli oraz wody:



■ Niektóre tlenki metali reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami. Związki te, zwane tlenkami amfoterycznymi, w reakcjach z kwasami wykazują charakter zasadowy, natomiast w reakcjach z zasadami – charakter kwasowy.

➔ **Tlenki amfoteryczne** reagują z mocnymi kwasami oraz z mocnymi zasadami, ale nie reagują z wodą.

Tlenkiem amfoterycznym jest m.in. tlenek glinu. Związek ten reaguje z wodorotlenkiem sodu (po ogrzaniu) z utworzeniem soli, takiej samej, jaka powstaje w reakcji wodorotlenku glinu z wodorotlenkiem sodu. Reakcję tę można zilustrować równaniem:



Do tlenków amfoterycznych należą również m.in. ZnO , Cr_2O_3 , MnO_2 .

Jaki charakter chemiczny mają tlenki, w których jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane?



DOŚWIADCZENIE 3. Badanie zachowania tlenków niemetalu wobec wody

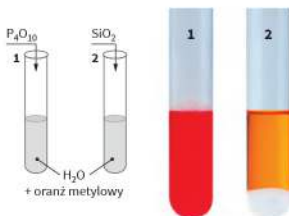
Opis: Przygotujcie dwie probówki z wodą zawierającą kilka kropli roztworu oranżu metylowego. Do pierwszej wprowadźcie niewielką ilość tlenku fosforu(V) (1), a do drugiej – taką samą ilość tlenku krzemu(IV) (2). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Tlenek fosforu(V) wprowadzony do wody bardzo szybko znikł, a oranż metylowy zmienił barwę na czerwoną. Tlenek krzemu(IV) opadł na dno, a barwa oranżu metylowego nie uległa zmianie.

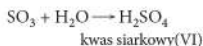
Wnioski: Tlenek fosforu(V) reaguje z wodą z utworzeniem kwasu fosforowego(V), który powoduje zmianę barwy wskaźnika na czerwoną, co świadczy o odczynie kwasowym.



Tlenek krzemu(IV) nie reaguje z wodą.



Tlenek fosforu(V) to tlenek kwasowy reagujący z wodą. Znane są też inne tlenki niemetalu, które reagują z wodą z utworzeniem kwasów tlenowych, np.



Tlenki kwasowe w reakcji z wodą tworzą kwasy. Do tlenków kwasowych należą m.in. CO_2 , N_2O_5 , P_4O_{10} , SO_2 i SO_3 .

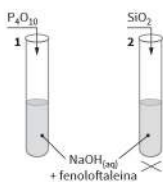
► Zabarwienie wskaźnika po reakcji tlenku siarki(VI) z wodą



P_4O_{10}

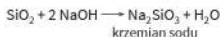
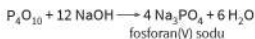
DOŚWIADCZENIE 4. Badanie zachowania tlenków niemetalu wobec wodorotlenków

Opis: Przygotujcie dwie probówki z roztworem wodorotlenku sodu z dodatkiem kilku kropli roztworu fenoloftaleiny. Do pierwszej probówki wprowadźcie niewielką ilość tlenku fosforu(V) (1). Do drugiej probówki dodajcie podobną ilość tlenku krzemu(IV), a następnie ogrzejcie ją w płomieniu palnika (2). Obserwujcie zachodzące zmiany.



Obserwacje: Tlenek fosforu(V) wprowadzony do roztworu wodorotlenku sodu zniknął, a fenoloftaleina uległa odbarwieniu. Część tlenku krzemu(IV) pozostała bez zmian, a barwa fenoloftaleiny stała się mniej intensywna (jasnomalinowa).

Wnioski: Oba badane tlenki niemetalu reagują z wodorotlenkiem sodu z utworzeniem rozpuszczalnych w wodzie odpowiednich soli oraz wody:



Tlenek krzemu(IV), który nie reaguje z wodą, ale reaguje z zasadami, ma **charakter kwasowy**. Nieliczną grupę wśród tlenków niemetalu stanowią tzw. **tlenki obojętne**. Tlenkiem obojętnym jest np. tlenek węgla(II), który nie reaguje z wodą, zasadami i kwasami. Tlenkami obojętnymi są także tlenek azotu(I) (N_2O) oraz tlenek azotu(II) (NO).

► **Tlenki obojętne** nie reagują z zasadami, kwasami ani wodą.

Jak zmienia się charakter chemiczny tlenków pierwiastków należących do trzeciego okresu układu okresowego?

Zmiana charakteru chemicznego tlenków pierwiastków 3. okresu

Wzór tlenku	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Elektroujemność pierwiastka łączącego się z tlenem	0,9	1,3	1,6	1,9	2,2	2,6	3,2
Różnica elektroujemności pierwiastków	2,5	2,1	1,8	1,5	1,2	0,8	0,2
Rodzaj wiązania chemicznego	jonowe			kowalencyjne spolaryzowane			kowa- lencyjne
Charakter chemiczny tlenków	↔ ↔						

W każdym okresie układu okresowego, podobnie jak w 3. okresie, charakter kwasowy tlenków pierwiastków grup głównych rośnie wraz ze wzrostem numeru grupy, a charakter zasadowy tych tlenków w tym kierunku maleje.

■ Zmianę charakteru chemicznego tlenków można zauważyć również w grupach układu okresowego, np. tlenki litowców i berylówców (z wyjątkiem tlenku berylu) są tlenkami zasadowymi, a ich charakter zasadowy rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka łączącego się z tlenem.

WARTO WIEDZIEĆ

Tlenki siarki, azotu i tlenek węgla(IV) rozpuszczają się w kropelkach pary wodnej znajdującej się w atmosferze i tworzą kwasy: H₂SO₄, H₂SO₃, HNO₃, H₂CO₃, które następnie opadają na ziemię w postaci kwaśnych opadów, zakwaszających wodę oraz glebę. **Kwaśne opady** niszczą warstwę ochronną na liściach i powodują nadmierne wysuszenie roślin wskutek zwiększonego parowania. Mogą też przedostawać się z gleby do soków roślin i uszkadzać korzenie oraz łodygi.



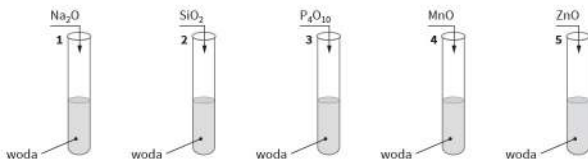
▲ Las zniszczony przez kwaśne opady

PODSUMOWANIE

- **Tlenki** to związki chemiczne pierwiastków (metali i niemetalu) z tlenem.
- Wśród **tlenków metali** wyróżnia się:
 - **tlenki zasadowe** reagujące z wodą, np. Na_2O , K_2O , MgO , CaO ;
 - **tlenki o charakterze zasadowym** niereagujące z wodą, ale reagujące z mocnymi kwasami, np. FeO ;
 - **tlenki amfoteryczne** niereagujące z wodą, ale reagujące z mocnymi kwasami i mocnymi zasadami, np. Al_2O_3 , ZnO .
- Wśród **tlenków niemetalu** wyróżnia się:
 - **tlenki kwasowe** reagujące z wodą, np. P_4O_{10} , SO_3 , CO_2 , N_2O_5 ;
 - **tlenki o charakterze kwasowym** niereagujące z wodą, ale reagujące z mocnymi zasadami, np. SiO_2 ;
 - **tlenki obojętne** niereagujące z wodą, kwasami ani zasadami, np. CO , N_2O , NO .
- W okresach układu okresowego wraz ze wzrostem numeru grupy następuje stopniowa zmiana charakteru chemicznego tlenków pierwiastków grup głównych od zasadowego, przez amfoteryczny, do kwasowego.

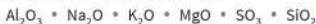
ZADANIA

1. Wykonano doświadczenie zilustrowane schematem:



W których probówkach zaszła reakcja chemiczna? Uzasadnij odpowiedź – przedstaw równania odpowiednich reakcji.

2. Spośród podanych wzorów chemicznych wybierz wzory tlenków zasadowych i uszereguj je według rosnącego charakteru zasadowego.



3. Określ rodzaj wiązania chemicznego występującego w tlenkach niemetalu.
4. Dokończ w zeszycie podane schematy równań reakcji (pamiętaj o współczynnikach stechiometrycznych) lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{SO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow$
- b) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- c) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
- d) $\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
- e) $\text{K}_2\text{O} + \text{P}_4\text{O}_{10} \longrightarrow$



6. Charakter chemiczny wodorków metali i niemetalu



- Charakter chemiczny wodorków na tle układu okresowego
- Rodzaje wiązań w wodorkach
- Właściwości fizyczne wodorków
- Wodorki kwasowe, zasadowe i obojętne

→ **Przypomnij sobie**, jakie znasz związki wodoru z innymi pierwiastkami.

Jak zmienia się charakter chemiczny wodorków pierwiastków należących do trzeciego okresu układu okresowego?

→ **Wodorki** – związki wodoru z innymi pierwiastkami (metalami i niemetalami).

Do tej grupy związków należą m.in. amoniak – NH_3 , metan – CH_4 , chlorowódor – HCl , siarkowódor – H_2S .

Zmiana charakteru chemicznego wodorków pierwiastków 3. okresu

Wzór wodorku	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
Elektroujemność pierwiastka łączącego się z wodorem	0,9	1,3	1,6	1,9	2,2	2,6	3,2
Różnica elektroujemności pierwiastków	1,3	0,9	0,6	0,3	0	0,4	1,0
Elektroujemność wodoru względem pierwiastka, z którym jest połączony	elektroujemność pierwiastka połączanego z wodorem rośnie →						
	wódor bardziej elektroujemny				–	wódor mniej elektroujemny	
Rodzaj wiązania chemicznego	jonowe	pośrednie między jonowym a kowalencyjnym		kowalencyjne		kowalencyjne spolaryzowane	
Charakter chemiczny wodorków	zasadowy	obojętny			slabo zasadowy	kwasowy	

■ **Właściwości fizyczne wodorków** zależą od rodzaju występującego w nich wiązania. Wodorki metali 1. i 2. grupy jako związki o budowie jonowej (z wyjątkiem wodorków berylu i magnezu) to ciała stałe o budowie krystalicznej¹.

Wodorki niemetalu 2. i 3. okresu to substancje kowalencyjne występujące w gazowym stanie skupienia¹. Mają niskie wartości temperatury topnienia i wrzenia. Ich cząsteczki oddziałują na siebie stosunkowo słabymi siłami, w niektórych wypadkach – wiązaniami wodorowymi.

■ Charakter chemiczny wodorków nie zmienia się tak regularnie jak tlenków. Jest to spowodowane odmiennym charakterem chemicznym wodoru w związkach z metalami i niemetalami. W wodorkach metali wodór jest bardziej od nich elektroujemny, a w wodorkach niemetalu jest mniej od nich elektroujemny.

■ **Charakter zasadowy wodorków** metali 1. i 2. grupy (z wyjątkiem wodorków berylu i magnezu) jest konsekwencją ich reakcji z wodą, podczas której zwiększa się stężenie jonów wodorotlenkowych:



Charakter zasadowy wodorków 15. grupy przedstawiono na przykładzie amoniaku w rozdziale 2 (doświadczenie 2.).

■ **Charakter kwasowy wodorków** 16. i 17. grupy przedstawiono na przykładzie siarkowodoru (H_2S) i chlorowodoru (HCl) podczas omawiania kwasów beztlenowych w rozdziale 1 (doświadczenie 1.).

■ Sole kwasu siarkowodorowego to siarczki. Siarczki metali (poza metalami 1. i 2. grupy) są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Większość siarczków ma barwę czarną, ale np. siarczek kadmu ma intensywną żółtą barwę i dzięki temu jest stosowany jako pigment (barwnik).



▲ Siarczek kadmu

Co jeszcze warto wiedzieć o wodorkach?

■ **Nazwy wodorków metali** tworzy się podobnie do tlenków, np. MgH_2 to wodorek magnezu. **Nazwy wodorków niemetalu** tworzy się przez połączenie nazwy pierwiastka zakończonej literą „o” z wyrazem „wodór”, np. PH_3 – fosforowodór, HCl – chlorowodór, HF – fluorowodór. Niektóre wodorki pierwiastków 14. i 15. grupy mają powszechnie używane nazwy zwyczajowe, np. NH_3 – amoniak, CH_4 – metan.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

■ Najbardziej rozpowszechnionym wodorkiem w przyrodzie jest **tlenowódor** – H_2O – który równocześnie jest **tlenkiem wodoru** i nosi zwyczajową nazwę **wody**. Pod względem właściwości kwasowo-zasadowych przypisuje się temu związkowi charakter amfoteryczny, gdyż w niewielkim stopniu dysocjuje równocześnie na jony H^+ i OH^- .

■ Istnieje olbrzymia grupa związków wodoru z węglem, zwanych **węglowodorami**, których przedstawicielem jest metan – CH_4 .

Niektóre wodorki niemetalu, jak PH_3 , NH_3 , H_2S i HCl , są **silnie toksyczne**. Poza PH_3 mają one charakterystyczny, nieprzyjemny zapach, który ostrzega o ich obecności.

■ **Fluorowódor** reaguje z krzemionką, bardzo niereaktywnym chemicznie związkiem, a zarazem jednym z głównych składników szkła.



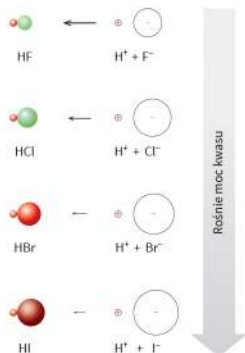
Fluorowódor stosuje się do trawienia szkła, więc trzeba zawsze pamiętać, by jego roztworów wodnych (czyli kwasu fluorowodorowego) nie przechowywać w naczyniach szklanych, lecz w plastikowych.

W jaki sposób i dlaczego zmienia się charakter kwasowy wodorków 17. grupy?

Spśród wodorków niemetalu najmocniejszy charakter kwasowy mają wodorki 17. grupy: fluorowódor – HF , chlorowódor – HCl , bromowódor – HBr i jodowódor – HI .

To, że słabszy charakter kwasowy ma np. siarkowódor, jest łatwe do wyjaśnienia: siarka jest pierwiastkiem mniej elektroujemnym w porównaniu z fluorowcami. Z tego powodu wiązanie kowalencyjne w siarkowodorze jest słabiej spolaryzowane i cząsteczki tego związku trudniej ulegają dysocjacji pod wpływem wody.

Analogicznie należałoby się spodziewać, że najmocniejszym kwasem w tej grupie związków powinien być roztwór fluorowodoru, czyli kwas fluorowodorowy. Jednak wcale tak nie jest, ponieważ moc tych kwasów rośnie w kolejności: HF , HCl , HBr , HI . Na tym przykładzie można się przekonać, że nie zawsze zmiany właściwości substancji zależą tylko od jednego czynnika. W tym wypadku dodatkowym czynnikiem wpływającym na moc kwasu jest wielkość anionu fluorowca powstającego w wyniku dysocjacji. Średnica tych jonów rośnie wraz z masą atomową fluorowców. **Najmniejszą średnicę ma jon fluorkowy – dzięki temu najmocniej oddziałuje on elektrostatycznie na dodatni jon wodoru, co utrudnia dysocjację.**



▲ Wpływ oddziaływania elektrostatycznego między jonami na charakter kwasowy wodorków fluorowców

WARTO WIEDZIEĆ

Woda jest związkiem chemicznym najbardziej rozpowszechnionym w przyrodzie. Bez jej unikalnych właściwości nie możliwe byłoby życie na Ziemi. Niewielka rozpiętość między temperaturą jej topnienia i wrzenia sprawia, że w warunkach panujących na Ziemi może występować we wszystkich trzech stanach skupienia.

Para wodna, o gęstości mniejszej od gęstości powietrza, unosi się, tworzy chmury i przemieszcza się na znaczne odległości, by skroplić się i wrócić na Ziemię w postaci opadów. Dzięki temu jest możliwy **obieg wody w przyrodzie**.

Duże ciepło właściwe wody ma istotne znaczenie dla łagodzenia zmian temperatury w pobliżu zbiorników wodnych. Lód ma gęstość mniejszą od gęstości wody. Warstwa lodu tworząca się na powierzchni zbiorników wodnych chroni je przed całkowitym zamrożeniem. Podczas zamarzania woda zwiększa swoją objętość, co powoduje rozszarpywanie i wietrzenie skał, a to przyczynia się do powstawania gleb.

Woda jest dobrym rozpuszczalnikiem wielu substancji. Gromadzą się one np. w wodach mineralnych lub są transportowane do mórz i oceanów.



▲ Występowanie wody na Ziemi

PODSUMOWANIE

- **Wodorki** to związki wodoru z innymi pierwiastkami (metalami i niemetalami).
- Wodorki o wiązaniu jonowym są **ciałami stałymi**, a większość wodorków o wiązaniu kowalencyjnym to **gazy**¹.
- W reakcji z wodą niektóre wodorki wykazują **charakter zasadowy** (np. NaH, CaH₂, NH₃), inne **kwasowy** (np. H₂S, HCl) lub **obojętny** (np. CH₄).
- Najbardziej rozpowszechnionym w przyrodzie wodorkiem jest związek wodoru z tlenem, czyli **woda**.
- Spośród wodorków pierwiastków 17. grupy **najmocniejszy charakter kwasowy** ma HI, a **najslabszy** – HF.

ZADANIA

1. Podaj przykłady wodorków, w których wodór jest bardziej elektroujemny oraz bardziej elektrododatni względem połączanego z nim pierwiastka.
2. Przedstaw równania reakcji ukazujące charakter kwasowy lub zasadowy następujących wodorków po wprowadzeniu ich do wody: CaH₂, NH₃, H₂S, HI.
3. Podaj nazwy wodorków: CaH₂, SiH₄, HI.
4. Wyjaśnij, dlaczego jodowodor ma mocniejszy charakter kwasowy niż fluorowodor.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.



7. Reakcje soli w roztworach wodnych

- Reakcje soli z mocnymi kwasami i mocnymi zasadami
- Odczyn wodnych roztworów soli
- Hydroliza soli

→ **Przypomnij sobie**, które kwasy i zasady są słabymi elektrolitami.

Jakim reakcjom mogą ulegać sole słabych kwasów lub słabych zasad?

Słabe elektrolity dysocjują w niewielkim stopniu, a więc w ich roztworach zdecydowanie więcej jest cząsteczek, które nie uległy dysocjacji, niż cząsteczek, które rozpadły się na jony. A co się stanie, gdy w roztworze równocześnie znajdą się w dużych ilościach jony pochodzące od słabego elektrolitu, np. kwasu węglowego (H^+ i CO_3^{2-})? Może się tak stać, gdy do roztworu soli tego kwasu, np. węglanu sodu (Na_2CO_3), dodamy roztwór mocniejszego kwasu, np. kwasu siarkowego(VI) – H_2SO_4 . Wówczas aniony CO_3^{2-} będą się łączyły z kationami H^+ i utworzą cząsteczki słabego kwasu.



Na_2CO_3



H_2SO_4

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja soli słabego kwasu z mocniejszym kwasem

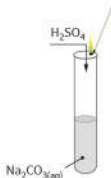
Opis: Do probówki zawierającej 3–4 cm³ roztworu węglanu sodu dodajcie ostrożnie kilka kropli kwasu siarkowego(VI). Obserwujcie zmiany zachodzące w probówce.

Nad probówką umieśćcie palące się łuczywo i obserwujcie jego zachowanie.

Obserwacje: Po dodaniu kwasu w roztworze zaczęły pojawiać się pęcherzyki gazu. łuczywo zgasało po wprowadzeniu go do wydzielającego się gazu.

Wnioski: Wydzielającym się gazem jest tlenek węgla(IV), gdyż nie zachodzi w nim proces spalania.

Jony CO_3^{2-} z roztworu soli Na_2CO_3 połączyły się z jonami H^+ z kwasu H_2SO_4 i utworzyły słaby kwas węglowy (H_2CO_3). Kwas ten jest bardzo nietrwały, szybko się rozkłada na wodę i tlenek węgla(IV):



→ Mocniejsze kwasy wypierają słabsze kwasy z ich soli.

W podobny sposób będzie przebiegać reakcja soli kwasów lotnych. W przeszłości jedną z metod otrzymywania kwasu solnego było działanie stężonym kwasem siarkowym(VI) na stały NaCl.



Powstający w tej reakcji chlorowódor rozpuszczano następnie w wodzie.

■ Podobnie przebiegają reakcje soli, w których skład wchodzi kationy pochodzące od słabej zasady, z mocniejszymi zasadami.



NH_4NO_3



NaOH

DOŚWIADCZENIE 2. Reakcja soli słabej zasady z mocniejszą zasadą

Opis: Do probówki zawierającej 2–3 cm³ roztworu azotanu(V) amonu dodajcie ostrożnie kilka kropli roztworu wodorotlenku sodu. Probówkę ogrzejcie, a nad jej wylotem umieśćcie wilgotny uniwersalny papierek wskaźnikowy. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Po dodaniu zasady i ogrzaniu roztworu wydzielający się gaz zabarwi uniwersalny papierek wskaźnikowy na zielononiebiesko.

Wnioski: Wydzielającym się gazem jest amoniak. Azotan(V) amonu – NH_4NO_3 – w roztworze wodnym jest dobrze zdysocjowany. Po dodaniu zasady NaOH w roztworze oprócz jonów NH_4^+ pochodzących z dysocjacji NH_4NO_3 pojawiły się w dużej ilości jony OH^- . Ponieważ wodny roztwór amoniaku jest słabą zasadą, zaszła następująca reakcja:



➔ Zasady mocniejsze wypierają słabsze z ich soli.

Jak wykorzystujemy reakcje, którym ulegają sole słabych kwasów?

Reakcje soli słabych kwasów z mocniejszymi kwasami są wykorzystywane np. do usuwania zanieczyszczeń spowodowanych osadzaniem się na urządzeniach sanitarnych tzw. kamienia, którego głównym składnikiem jest trudno rozpuszczalny w wodzie węglan wapnia – CaCO_3 . Środki służące do czyszczenia takich powierzchni zawierają kwasy mocniejsze od kwasu węglowego (H_2CO_3). Reagują one z CaCO_3 i powstaje słaby kwas węglowy, który rozkłada się na H_2O i CO_2 . Jako drugi produkt powstaje nowa sól, składająca się z kationu wapnia i anionu reszty kwasowej kwasu użytego do czyszczenia. Sól ta musi być rozpuszczalna w wodzie, dzięki czemu łatwo daje się ją usunąć z czyszczonej powierzchni.

Jaki odczyn mają wodne roztwory soli?

Produktami reakcji zobojętniania są sole. Nazwa tej reakcji może sugerować, że wodne roztwory soli powinny mieć odczyn obojętny. Sprawdźmy, czy tak jest zawsze.



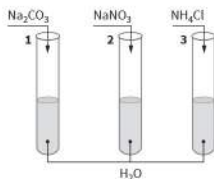
Na_2CO_3
 NaNO_3
 NH_4Cl



NaNO_3

DOŚWIADCZENIE 3. Badanie odczynu roztworów soli

Opis: Do trzech probówek z wodą wsypie niewielką ilość kolejno: węglanu sodu (1), azotanu(V) sodu (2) i chlorku amonu (3). Zawartość probówek wymieszajcie przecikiem tak, aby sole częściowo się rozpuściły. Zbadajcie odczyn roztworów za pomocą uniwersalnego papierków wskaźnikowych.

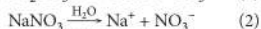
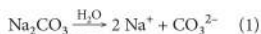


Obserwacje: W probówce 1 papierek zabarwił się na kolor niebieski (odczyn zasadowy), w probówce 2 pozostał żółty (odczyn obojętny), a w probówce 3 zabarwił się na kolor czerwony (odczyn kwasowy).

Wnioski: Wodne roztwory soli mogą mieć odczyn obojętny, ale także odczyn kwasowy lub zasadowy.

Jaki proces zachodzi w wodnym roztworze soli?

Każda z soli badanych w doświadczeniu 3. po rozpuszczeniu w wodzie dysocjuje na jony:



■ W probówce z Na_2CO_3 (1) w roztworze pojawia się początkowo dużo anionów CO_3^{2-} pochodzących od słabego kwasu węglowego, więc reagują one z wodą i tworzą jony HCO_3^- lub cząsteczki kwasu:

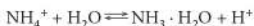


Powstający nadmiar jonów OH^- powoduje, że roztwór tej soli ma odczyn **zasadowy**. Przebiegający proces to **hydroliza soli**.

■ W probówce z NaNO_3 (2) uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienił zabarwienia (pozostał żółty), ponieważ zarówno kationy Na^+ , jak i aniony NO_3^- pochodzą

od związków, które są mocnymi elektrolitami. Wobec tego **ta sól nie ulega hydrolizie i odczyn jej roztworu jest obojętny**.

■ W probówce z NH_4Cl (3) w roztworze pojawia się początkowo dużo kationów NH_4^+ pochodzących od słabej zasady. Ta sól też ulega hydrolizie po rozpuszczeniu w wodzie:



Kwasowy odczyn roztworu jest spowodowany powstającym nadmiarem jonów H^+ .

■ Hydrolizie ulegają też sole składające się z anionu pochodzącego od słabego kwasu i kationu pochodzącego od słabej zasady, np. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Wówczas odczyn roztworu pozostaje bliski obojętnego, gdyż powstające w wyniku hydrolizy jony H^+ i OH^- łączą się i tworzą cząsteczki wody.

Oczywiście hydrolizie nie ulegają sole trudno rozpuszczalne w wodzie.



Hydroliza soli, której ulegają sole słabych kwasów i słabych zasad, to reakcja jonów powstających podczas dysocjacji soli z cząsteczkami wody.



PROJEKT

Przeprowadź doświadczenie. Zarejestruj jego przebieg na smartfonie i przedstaw na lekcji wraz z komentarzem wyjaśniającym oraz sformułowanymi obserwacjami.

Badanie odczynu roztworów i przebiegu reakcji za pomocą wywaru z czerwonej kapusty

Przygotuj: szklane naczynie o pojemności ok. 250 cm^3 (np. szklankę, stoik), 5 szklanych naczyń o pojemności 25–50 cm^3 (np. kieliszki), łyżeczkę, fiolkę z kroplomierzem, liść czerwonej kapusty, wodę, ocet, węglan wapnia (np. osadzony w czajniku), smartfon oraz w zależności od dostępności: kwas cytrynowy, sok z cytryny, mydło, sodę oczyszczoną, proszek do prania, odkamieniacz, płyn do udrażniania rur, wybielacz.

Wykonaj:

- W większym naczyniu umieść poszatkowany liść czerwonej kapusty i zalej niewielką ilością wrzącej wody. Po ostygnięciu zlej wywar do fiolki z kroplomierzem.
- Zachowując ostrożność, w mniejszych naczyniach umieść próbki (po ok. 1 cm^3) dostępnych w domu produktów w postaci ciekłej. Produkty stałe (wielkości ziarna grochu) rozpuść w ok. 1 cm^3 wody. Następnie do próbek dodaj po kilka kropli otrzymanego wskaźnika.
- Określ odczyn badanych produktów, jeśli wiesz, że wskaźnik ten w środowisku kwasowym ($\text{pH} < 7$) przyjmuje barwę czerwoną, w środowisku obojętnym – niebieskofioletową, a w środowisku zasadowym ($\text{pH} > 7$) – zieloną (zobacz ilustrację na s. 14). Wyniki zapisz w tabeli zawierającej nazwę produktu, barwę wskaźnika oraz odczyn próbki.
- Przygotuj dwa małe naczynia: jedno z 1 cm^3 wody, a drugie z 1 cm^3 octu. Do każdej próbki dodaj kilka kropli wskaźnika, a następnie niewielką ilość węglanu wapnia. Obserwuj zawartość naczyń.

**WARTO WIEDZIEĆ**

Powszechne zastosowanie mają substancje zwane **wymieniaczami jonów** lub **jonitami**. Są to nierozpuszczalne w wodzie związki, nieorganiczne lub organiczne, których bardzo duże cząsteczki charakteryzują się usieciowaną strukturą, dzięki czemu może przez nie przepływać woda. W ich skład wchodzi jony zdolne do wymiany na inne jony. Jeśli wymieniane są kationy, takie jonity są nazywane **kationitami**, a jeśli aniony – **anionitami**. Najbardziej powszechnym zastosowaniem jonitów jest otrzymywanie wody pozbawionej rozpuszczonych w niej soli. Gdy przepuszcza się oczyszczaną wodę przez kationit, zatrzymuje on zawarte w niej kationy metali, przede wszystkim Ca^{2+} i Mg^{2+} , a uwalnia jony H^+ . Przepuszczenie wody przez anionit powoduje zamianę zawartych w niej anionów na jony OH^- . Gdy wszystkie jony w jonicie zostaną wymienione, jest on poddawany regeneracji. Jonity mają też sporo innych ważnych zastosowań, jak odzyskiwanie cennych metali czy oczyszczanie półproduktów w przemyśle spożywczym. Każda domowa zmywarka ma również wbudowany element z jonitem.

**ziarna jonitu**

▲ Wkłady do uzdatniania wody pitnej zawierają jonit usuwający z niej jony Ca^{2+}

PODSUMOWANIE

- **Sole słabych kwasów** reagują z mocniejszymi kwasami, a **sole słabych zasad** z mocniejszymi zasadami.
- Rozpuszczalne w wodzie **sole słabych kwasów i mocnych zasad, mocnych kwasów i słabych zasad** oraz **słabych kwasów i słabych zasad** ulegają hydrolizie.
- **Hydroliza soli** to reakcja między jonami powstającymi podczas dysocjacji soli a cząsteczkami wody.
- Odczyn roztworu soli słabego kwasu i słabej zasady jest **zbliżony do obojętnego**.
- Odczyn roztworu soli słabego kwasu i mocnej zasady jest **zasadowy**, a odczyn roztworu soli słabej zasady i mocnego kwasu jest **kwasowy**.
- Wodny roztwór soli pochodzącej od mocnych elektrolitów ma odczyn **obojętny**.

ZADANIA

1. Przedstaw w formie jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w roztworze między substancjami: Na_2S i HCl , NH_4Cl i KOH , Na_2SO_3 i H_2SO_4 , CH_3COONa i HBr . Wskazówka: H_2S i SO_2 w ograniczonym stopniu rozpuszczają się w wodzie.
2. Najprostszym sposobem wykrywania skał węglanowych jest działanie na badaną próbkę kwasem solnym. Wyjaśnij, na czym polega ta metoda.
3. Przedstaw równanie reakcji zachodzącej po rozpuszczeniu octanu sodu (CH_3COONa) w wodzie. Podaj odczyn otrzymanego roztworu.



8. Reakcje strąceniowe

- Powstawanie związków trudno rozpuszczalnych w reakcjach jonowych
- Jonowe równania reakcji strąceniowych
- Tabela rozpuszczalności
- Zastosowanie reakcji strąceniowych do celów analitycznych

→ **Przypomnij sobie**, jakie znasz sole trudno rozpuszczalne w wodzie.

Do czego mogą się przydać informacje o rozpuszczalności substancji?

Wiele soli i wodorotlenków praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie. Do substancji trudno rozpuszczalnych należy np. węglan wapnia – CaCO_3 . Dzięki tej właściwości skały, których głównym składnikiem jest ta sól, występują na powierzchni Ziemi.

■ Informacje na temat rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie można przedstawić w postaci tabeli. W pierwszej kolumnie są zapisane jony jednego rodzaju, np. aniony, a w pierwszym wierszu – jony drugiego rodzaju, np. kationy. Informacja o rozpuszczalności substancji powstałej z wybranego kationu i anionu znajduje się w miejscu przecięcia się kolumny kationu z wierszem anionu.

Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

anion \ kation	NH_4^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cu^{2+}	Ag^+	Zn^{2+}	Al^{3+}	Pb^{2+}
OH^-	R	R	R	T	S	R	T	T	T	T	T	T	T
Cl^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	S
Br^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	S
I^-	R	R	R	R	R	R	R	*	–	T	R	R	S
NO_3^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
S^{2-}	R	R	R	*	T	R	T	–	T	T	T	*	T
SO_3^{2-}	R	R	R	S	T	T	T	–	T	T	S	–	T
SO_4^{2-}	R	R	R	R	S	T	R	R	R	S	R	R	T
CO_3^{2-}	R	R	R	T	T	T	T	–	T	T	T	–	T
PO_4^{3-}	R	R	R	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T

R – substancja dobrze rozpuszczalna; S – substancja średnio rozpuszczalna; T – substancja trudno rozpuszczalna (praktycznie nierozpuszczalna); * – substancja ulega rozkładowi w wodzie; – – substancja nietrwała / nie została otrzymana lub brak danych

■ Załóżmy, że mieszamy roztwory dwu substancji dobrze rozpuszczalnych w wodzie, tak dobranych, aby w ich skład wchodziły jony tworzące substancję trudno rozpuszczalną. Gdy jony te znajdują się blisko siebie w roztworze, łączą się ze sobą i tworzą osad. Można to sprawdzić w tabeli rozpuszczalności. Na przykład gdy odszukamy rubrykę należącą do kolumny kationu Ca^{2+} i do wiersza anionu CO_3^{2-} , dowiemy się, że utworzony z tych jonów CaCO_3 jest trudno rozpuszczalny. Aby sprawdzić, czy węglan wapnia da się otrzymać w opisany sposób, można przeprowadzić doświadczenie.

aniony \ kationy	Na^+	Ca^{2+}
Cl^-	R	R
CO_3^{2-}	R	T
PO_4^{3-}	R	T

▲ Określanie rozpuszczalności węglanu wapnia



DOŚWIADCZENIE 1. Otrzymywanie węglanu wapnia – soli trudno rozpuszczalnej w wodzie

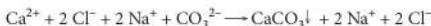
Opis: Do probówki zawierającej 2–3 cm³ roztworu chloru wapnia dodajcie podobną objętość roztworu węglanu sodu. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: W probówce powstał biały osad.

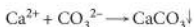
Wnioski: Z tabeli rozpuszczalności wiadomo, że jony Ca^{2+} i CO_3^{2-} obecne w roztworze tworzą trudno rozpuszczalną w wodzie sól, czyli węglan wapnia – CaCO_3 . Przebieg tej reakcji można opisać równaniem w formie cząsteczkowej:



W równaniach opisujących przebieg reakcji, w których jeden z produktów strąca się w postaci osadu, oznacza się go strzałką skierowaną w dół. Taki symbol stosuje się we wszystkich formach zapisu, czyli również jonowej pełnej i jonowej skróconej. Sól CaCl_2 i Na_2CO_3 w powyższym doświadczeniu użyto w postaci roztworów. Powstała sól NaCl jest solą dobrze rozpuszczalną w wodzie. Gdybyśmy uwzględnili dysocjację elektrolityczną tych związków, równanie reakcji zachodzącej w doświadczeniu mogliśmy zapisać w **formie jonowej pełnej**:



Z tego równania wynika, że reakcja zaszła jedynie między jonami Ca^{2+} i CO_3^{2-} , które połączyły się ze sobą i utworzyły osad CaCO_3 , natomiast jony Na^+ i Cl^- nie wzięły udziału w reakcji. Jeśli pominiemy symbole jonów, które powtarzają się po obu stronach równania, powstanie zapis w **formie jonowej skróconej**:



Tak zapisane równanie pokazuje, że aby strącić osad CaCO_3 , można użyć różnych rozpuszczalnych w wodzie soli wapnia i węglanów.



CaCl₂
Ca(NO₃)₂
K₂CO₃
(NH₄)₂CO₃

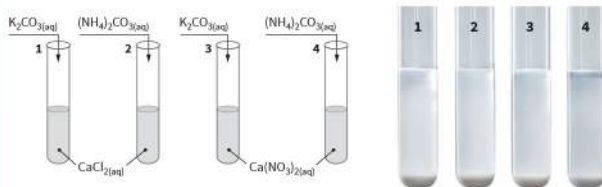


Ca(NO₃)₂

DOŚWIADCZENIE 2. Otrzymywanie węglanu wapnia w reakcjach soli zawierających jony Ca²⁺ i CO₃²⁻

Opis: Przygotujcie cztery probówki. Do dwu probówek (1 i 2) wlejcie po 2–3 cm³ roztworu chlorku wapnia, a do dwu następnych (3 i 4) po tyle samo roztworu azotan(V) wapnia. Do jednej probówki z roztworem CaCl₂ (1) i jednej z roztworem Ca(NO₃)₂ (3) dodajcie po 2–3 cm³ roztworu węglanu potasu.

Do drugiej probówki z roztworem CaCl₂ (2) i drugiej z roztworem Ca(NO₃)₂ (4) dodajcie po 2–3 cm³ roztworu węglanu amonu. Obserwujcie zawartość probówek.



Obserwacje: W każdej probówce powstał taki sam biały osad.

Wnioski: Tę samą trudno rozpuszczalną w wodzie sól – tu: CaCO₃ – można otrzymać przez zmieszanie związków zawierających odpowiednie jony. W każdym wypadku przebieg reakcji jest taki sam.

■ Tabela rozpuszczalności przydaje się do przeprowadzania doświadczeń polegających na otrzymywaniu związków trudno rozpuszczalnych w wodzie. Możemy z niej wnioskować, że np. jony Cu²⁺ utworzą osad m.in. z jonami: OH⁻ i S²⁻. Jeżeli natomiast celem doświadczenia jest otrzymanie trudno rozpuszczalnego chlorku, to w tabeli rozpuszczalności można znaleźć informację, że do trudno rozpuszczalnych chlorków należy np. AgCl. Aby go otrzymać, należy zmieszać roztwór zawierający jony Cl⁻ z roztworem jakiegś rozpuszczalnej soli srebra(I), w którym znajdują się jony Ag⁺ (np. AgNO₃).

aniony \ kationy		Cu ²⁺	
OH ⁻		T	
S ²⁻		T	

aniony \ kationy		Ag ⁺	
Cl ⁻		T	
NO ₃ ⁻		R	

▲ Określanie rozpuszczalności wybranych związków miedzi(II) i srebra(I)



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 FeCl_3
 AgNO_3



FeCl_3
 NaOH



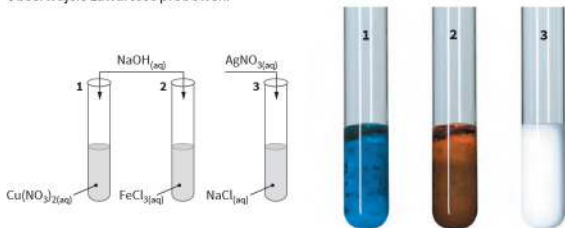
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
 AgNO_3



$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

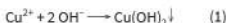
DOŚWIADCZENIE 3. Otrzymywanie osadów związków tworzących przez wybrane jony

Opis: Przygotujcie trzy probówki. Do pierwszej (1) wlejcie ok. 2 cm³ roztworu azotanu(V) miedzi(II), a do drugiej (2) – taką samą ilość roztworu chlorku żelaza(III). Do obu probówek (1 i 2) dodajcie 1–2 cm³ roztworu wodorotlenku sodu. Do trzeciej probówki (3) wlejcie ok. 2 cm³ roztworu chlorku sodu i dodajcie tyle samo roztworu azotanu(V) srebra(I). Obserwujcie zawartość probówek.



Obserwacje: W probówkach strąciły się kolejno osady o barwach: niebieskiej, czerwono-brunatnej i białej.

Wnioski: Otrzymane barwne osady to następujące związki: 1 – wodorotlenek miedzi(II), 2 – wodorotlenek żelaza(III), 3 – chlorek srebra(I). Przebieg zachodzących reakcji można zapisać za pomocą skróconych równań jonowych:



Jakie jest praktyczne zastosowanie reakcji strąceniowych?

Reakcje prowadzące do otrzymania trudno rozpuszczalnych związków są stosowane w celach analitycznych, czyli służą do wykrywania jonów lub oznaczania ich ilości.

■ Na przykład, aby sprawdzić, czy woda pitna jest zanieczyszczona chlorkami (w wyniku rozpuszczenia się w niej m.in. takich związków jak chlorek sodu lub chlorek potasu), do badanej próbki dodaje się roztwór azotanu(V) srebra(I). O obecności jonów Cl^- świadczy powstanie białego osadu (bądź zmętnienia w wypadku, gdy stężenie tych jonów jest niewielkie).

■ Aby oznaczyć zawartość jonów siarczanowych(VI) w badanym roztworze, trzeba strącić trudno rozpuszczalną sól, np. BaSO_4 . W tym celu do znanej objętości analizowanego roztworu należy dodać odpowiednią ilość roztworu soli baru, np. BaCl_2 . Strącony osad po przesączeniu i przemyciu wodą praży się do momentu, gdy jego masa ustabilizuje się, a po ostudzeniu trzeba go zważyć. Na podstawie masy otrzymanej soli BaSO_4 i przeprowadzonych prostych obliczeń stechiometrycznych określa się stężenie jonów siarczanowych(VI).



WARTO WIEDZIEĆ

Wśród substancji, które są **trudno rozpuszczalne w wodzie**, piękną formą wyróżniają się sole utworzone z anionu krzemianowego i kationów niektórych metali. Jeśli do rozcieńczonego roztworu krzemianu sodu wrzucimy kryształki rozpuszczalnych w wodzie soli miedzi(II), kobaltu(II), manganu(II), niklu(II) i żelaza(II), to po pewnym czasie otrzymamy efekt widoczny na zdjęciu. Doświadczenie to bywa nazywane „chemicznym ogrodem”.



▲ „Chemiczny ogród”

PODSUMOWANIE

- **Reakcje strąceniowe** polegają na połączeniu się jonów obecnych w roztworze z utworzeniem substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie.
- Do przedstawienia przebiegu reakcji strąceniowych zachodzących w roztworach wodnych z udziałem jonów można stosować równania w **formach cząsteczkowej oraz jonowej** (pełnej i skróconej).
- **Skrócone równanie jonowe** uwzględnia tylko jony reagujące ze sobą.
- Informacje na temat rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie są zawarte w **tabeli rozpuszczalności**.
- Reakcje prowadzące do powstania trudno rozpuszczalnych związków mają duże **znaczenie analityczne**.

ZADANIA

1. Siarczki większości metali, poza metalami 1. i 2. grupy, są trudno rozpuszczalne w wodzie. Przedstaw w formach cząsteczkowej oraz jonowej (pełnej i skróconej) równania reakcji zachodzących z udziałem:

a) Na_2S i $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$,
b) Na_2S i FeCl_3 ,
c) Na_2S i $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$.
2. Skorzystaj z tabeli rozpuszczalności i podaj trzy związki trudno rozpuszczalne w wodzie, które może tworzyć jon Zn^{2+} . Przedstaw w formach cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej) równania reakcji otrzymywania tych związków.
3. Zmieszano roztwory następujących substancji:

a) CuSO_4 i KOH ,
b) NaNO_3 i HCl ,
c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i KI .

 W którym wypadku można przewidzieć, że strąci się osad?
4. Klasyczna analiza jakościowa polegała na rozdzielaniu kationów na podstawie różnej rozpuszczalności w wodzie tworzonych przez nie związków. Skorzystaj z tabeli rozpuszczalności i wybierz anion, którego dodanie do roztworu zawierającego kationy Ba^{2+} , Pb^{2+} , Cu^{2+} , Na^+ i Ca^{2+} spowoduje, że kationy Ba^{2+} i Pb^{2+} strąca się w postaci osadu, a pozostałe kationy pozostaną w roztworze.

TLENKI to związki chemiczne pierwiastków z tlenem.



WODORKI to związki wodoru z innymi pierwiastkami (metalami i niemetalami).



ZASADY to związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów OH^- .



KWASY to związki, które w roztworach wodnych powodują wzrost stężenia jonów H^+ .



SKALA pH Z BARWAMI WSKAŹNIKA UNIWERSALNEGO



HYDROLIZA to reakcja jonów powstających podczas dysocjacji soli z cząsteczkami wody.

ODCZYN ROZTWORÓW SOLI

Rodzaj soli	Odczyn roztworu
sole słabych kwasów i mocnych zasad	zachodzi hydroliza $\Rightarrow$ odczyn zasadowy
sole mocnych kwasów i słabych zasad	zachodzi hydroliza $\Rightarrow$ odczyn kwasowy
sole słabych kwasów i słabych zasad	zachodzi hydroliza $\Rightarrow$ odczyn zbliżony do obojętnego
sole mocnych kwasów i mocnych zasad	nie zachodzi hydroliza $\Rightarrow$ odczyn obojętny

REAKCJA ZOBOJĘTNIANIA polega na łączeniu się jonów H^+ z jonami OH^- .

REAKCJA STRĄCENIOWA polega na połączeniu się jonów obecnych w roztworze z utworzeniem substancji trudno rozpuszczalnej w wodzie.

ZAPISYWANIE RÓWNAŃ REAKCJI W FORMIE JONOWEJ

Zobojętnianie	Strącanie osadu
Zapis jonowy pełny: $H^+ + Cl^- + K^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + Cl^- + K^+$	Zapis jonowy pełny: $Ca^{2+} + 2 Cl^- + 2 Na^+ + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2 Na^+ + 2 Cl^-$
Zapis jonowy skrócony: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$	Zapis jonowy skrócony: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3 \downarrow$

1. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

W wyniku zmieszania ze sobą wodnego roztworu azotanu(V) srebra(I) i wodnego roztworu chlorku potasu powstanie

- A. mieszanina osadów chlorku srebra(I) i azotanu(V) potasu.
- B. osad chlorku srebra(I).
- C. osad azotanu(V) potasu.
- D. roztwór wodny zawierający jony Ag^+ , Cl^- , K^+ i NO_3^- .

2. Wskaż równanie, którym nie można opisać reakcji zobojętniania kwasu siarkowego(VI) wodorotlenkiem potasu.

- A. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- B. $2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
- C. $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- D. $2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{K}^+ + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$

3. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Tlenki kwasowe reagują z zasadami.
- B. Tlenki obojętne nie reagują z kwasami, zasadami i wodą.
- C. Tlenki amfoteryczne reagują z mocnymi kwasami i nie reagują z mocnymi zasadami.
- D. Tlenki zasadowe reagują z kwasami.

4. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Hydrolizie nie ulegają sole

- A. mocnych kwasów i mocnych zasad.
- B. słabych kwasów i mocnych zasad.
- C. mocnych kwasów i słabych zasad.
- D. słabych kwasów i słabych zasad.

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Po dodaniu H_3PO_4 do roztworu Na_2CO_3 zawierającego wskaźnik uniwersalny można zaobserwować

- A. strącenie się osadu.
- B. wydzielanie się bezbarwnego gazu.
- C. zmianę zabarwienia roztworu.
- D. zjawiska wymienione w punktach B i C.

6. Wskaż niepoprawne dokończenie zdania.

Zasadowy charakter amoniaku można stwierdzić po

- A. wprowadzeniu amoniaku do kwasu solnego zawierającego oranż metylowy.
- B. dodaniu wskaźnika uniwersalnego do wodnego roztworu amoniaku.
- C. dodaniu amoniaku do roztworu NaOH zawierającego fenoloftaleinę.
- D. dodaniu HNO_3 do wodnego roztworu amoniaku zawierającego fenoloftaleinę.

7. Wskaż punkt, w którym wymieniono tylko wodorosole.

- A. $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$; NaHCO_3 ; K_2HPO_4
- B. NH_4Cl ; $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$; KH_2PO_4
- C. NaHCO_3 ; $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$; CaHPO_4
- D. NH_4HSO_4 ; NH_4NO_3 ; $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$

8. Wymień poznane wskaźniki kwasowo-zasadowe.
9. Dlaczego wskaźnik uniwersalny w roztworach kwasów: solnego, fosforowego(V) i octowego o takim samym stężeniu molowym przyjmuje różne zabarwienie?
10. Wśród wzorów: H_2CO_3 , H_2S , HCl , H_2SO_4 wskaż wzór kwasu:
 - a) mocnego tlenowego;
 - b) mocnego beztlenowego;
 - c) słabego tlenowego;
 - d) słabego beztlenowego.
11. Przedstaw równanie dysocjacji elektrolitycznej kwasu fosforowego(V) z uwzględnieniem kolejnych etapów tego procesu.
12. Przedstaw równanie reakcji wykazującej, dlaczego wodny roztwór amoniaku – $\text{NH}_3(\text{aq})$ – ma odczyn zasadowy.
13. Wśród wzorów: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KOH , NaOH wskaż wzory:
 - a) wodorotlenków dobrze rozpuszczalnych w wodzie;
 - b) wodorotlenków trudno rozpuszczalnych w wodzie.
14. Wyjaśnij, dlaczego fenoloftaleina służy do stwierdzenia zasadowego odczynu roztworu, a nie można przy jej użyciu stwierdzić kwasowego odczynu roztworu.
15. Który wskaźnik należy zastosować w celu wykazania, że wodorotlenek sodu jest mocną zasadą, a wodny roztwór amoniaku – słabą zasadą?
16. Jak zmieni się zabarwienie fenoloftaleiny zawartej w roztworze NaOH , gdy po dodaniu odpowiedniej ilości roztworu HCl zajdzie reakcja zobojętniania?
17. Jakie jest stężenie molowe jonów OH^- i H^+ w roztworze o odczynie obojętnym?
18. Przedstaw w formach cząsteczkowej i jonowej pełnej równania podanych reakcji.
 - a) kwas fosforowy(V) + wodorotlenek sodu
 - b) kwas siarkowodorowy + wodorotlenek potasu
 - c) kwas azotowy(V) + wodorotlenek baru
19. Wyjaśnij, dlaczego większość soli to krystaliczne ciała stałe o wysokich wartościach temperatury topnienia, twarde i kruche.
20. Ile razy wzrośnie stężenie molowe jonów H^+ w roztworze, gdy wartość jego pH zmieni się z 4 do 2?
21. Stężenie jonów H^+ w roztworze wynosi $0,0001 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz pH tego roztworu.
22. Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze o pH = 2.
23. Oblicz pH roztworu o objętości 1 dm^3 , który zawiera 0,1 mola NaOH .
24. Spośród podanych tlenków: SO_3 , CO_2 , SiO_2 , CO , K_2O , Al_2O_3 , CaO , CuO wybierz te związki, które będą reagowały z wodą, przedstaw równania odpowiednich reakcji oraz określ odczyn otrzymanych roztworów.
25. Podaj, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków pierwiastków grup głównych w okresach wraz ze wzrostem numeru grupy.

26. Podaj po dwa przykłady tlenków:

- a) zasadowych; b) amfoterycznych; c) kwasowych; d) obojętnych.

27. Przedstaw równania reakcji świadczących o:

- a) amfoterycznym charakterze tlenku glinu – Al_2O_3 ;
b) zasadowym charakterze tlenku żelaza(II) – FeO ;
c) kwasowym charakterze tlenku krzemu(IV) – SiO_2 .

28. Wyjaśnij, dlaczego tlenki metali to na ogół związki jonowe, a tlenki niemetalu to związki kowalencyjne.

29. Podaj po dwa przykłady wodorków o charakterze kwasowym i zasadowym oraz przedstaw równania reakcji, w których wykazują one takie właściwości.

30. Podaj wzory i nazwy wodorków niemetalu, które są silnie toksyczne.

31. Do zbadania odczynu roztworów znajdujących się w trzech probówkach oznaczonych numerami 1–3 użyto wskaźnika uniwersalnego, który zabarwił się następująco: probówka 1 – barwa żółta, probówka 2 – barwa zielononiebieska, probówka 3 – barwa czerwona. Wiadomo, że w tych probówkach są roztwory soli: Na_2S , AlCl_3 i NaCl . Wskaż, która sól znajdowała się w probówce 1, która – w probówce 2, a która – w probówce 3.

32. Wyjaśnij, dlaczego węglan wapnia – CaCO_3 – mimo że jest solą słabego kwasu, praktycznie nie ulega hydrolizie.

33. Wyjaśnij, dlaczego kwas solny reaguje z węglanem sodu, a reakcja tego kwasu z siarczanem(VI) sodu nie zachodzi.

34. Jedną z metod otrzymywania chlorowodoru jest działanie stężonym kwasem siarkowym(VI) na chlorek sodu.

Wyjaśnij, dlaczego ta reakcja zachodzi, mimo iż NaCl jest solą mocnego kwasu.

35. Wyjaśnij, dlaczego sole słabych zasad i słabych kwasów po rozpuszczeniu w wodzie ulegają hydrolizie.

36. Przedstaw równanie reakcji zachodzącej po rozpuszczeniu siarczku sodu (Na_2S) w wodzie. Podaj odczyn otrzymanego roztworu.

Wskazówka: Siarkowodor w warunkach 25 °C i 1013 hPa jest gazem, który po rozpuszczeniu w wodzie tworzy słaby kwas siarkowodorowy.

37. Podaj odczyn wodnych roztworów soli o wzorach: NH_4Cl , K_2CO_3 .

38. Skorzystaj z tabeli rozpuszczalności i podaj trzy związki trudno rozpuszczalne w wodzie, które może tworzyć jon S^{2-} . Przedstaw w formach cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej) równania reakcji otrzymywania tych związków.

39. Zmieszano roztwory następujących substancji:

- a) FeSO_4 i NaOH , b) KCl i HNO_3 , c) CaCl_2 i $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, d) ZnCl_2 i $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
W którym wypadku można przewidzieć strącenie osadu? Przedstaw w formach cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej) równania reakcji powstawania osadu.

40. Oblicz stężenie molowe jonów SO_4^{2-} w badanym roztworze, jeśli strącony ze 100 cm^3 tego roztworu osad BaSO_4 – po przemyciu i wysuszeniu – ważył 2,33 g.



REAKCJE UTLENIANIA-REDUKCJI

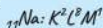
- Stopień utlenienia pierwiastka
- Reakcje utleniania-redukcji
- Ogniwa galwaniczne
- Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego
- Potencjał standardowy półogniwa
- Źródła prądu stałego
- Korozja i ochrona przed jej powstawaniem



Konfiguracja elektronowa pierwiastków

Atomy metali mają małą liczbę elektronów w powłoce walencyjnej. Łatwo je oddają i przekształcają się w jony dodatnie, czyli kationy.

- Konfiguracja atomu sodu:



- Konfiguracja kationu sodu:

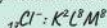


Atomy niemetalii mają dużą liczbę elektronów w powłoce walencyjnej. Mogą przyjmować dodatkowe elektrony i przekształcać się w jony ujemne, czyli aniony.

- Konfiguracja atomu chloru:



- Konfiguracja anionu chlorkowego:



Wartościowość pierwiastka

WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIASTKA to liczba wiązań, jaką może utworzyć jego atom przy tworzeniu związku. Zapisuje się ją za pomocą cyfr rzymskich.

Przykłady:



Wartościowość tlenu w większości związków przyjmuje się jako równą II, a wodoru I.

Wartościowości pierwiastków w związkach chemicznych z tlenem i z wodorem

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Najwyższa wartościowość pierwiastków względem tlenu	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wartościowość pierwiastków względem wodoru	I	II	III	IV	III	II	I

Korozja



KOROZJA to proces niszczenia materiału na skutek działania czynników środowiska.



Czynniki, które powodują korozję metali:

- skład atmosfery (tlen, woda)
- roztwory elektrolitów
- skład i stan powierzchni metali i ich stopów

Metody ochrony metali przed korozją:

- malowanie farbą, lakierem
- powlekanie innymi metalami
- pokrywanie emalią, tworzywem sztucznym
- pokrywanie olejami, smarami, woskami

Elektrolity i nieelektrolity

ELEKTROLITY to związki chemiczne, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny, np. kwasy, zasady, niektóre sole.

NIEELEKTROLITY to związki chemiczne, których roztwory nie przewodzą prądu elektrycznego, np. woda destylowana, ciekłe węglowodory, alkohole.



9. Stopień utlenienia pierwiastka

- Definicja stopnia utlenienia
- Reguły określania stopni utlenienia pierwiastków
- Określanie stopni utlenienia pierwiastków

➔ **Przypomnij sobie**, jakie wartościowości mają pierwiastki 3. okresu względem tlenu i wodoru.

Do czego przydaje się pojęcie wartościowości, a do czego pojęcie stopnia utlenienia?

W związkach chemicznych poszczególne atomy, jony lub grupy atomów są połączone ze sobą wiązaniami chemicznymi. Ich liczba jest charakterystyczna dla danego pierwiastka i odpowiada jego **wartościowości**. Pojęcie wartościowości przydaje się do ustalania wzorów sumarycznych i strukturalnych na początku nauki chemii, ale nie pozwala na wyjaśnienie przebiegu pewnego rodzaju reakcji, które poznacie na kolejnych lekcjach. Dlatego jest konieczne wprowadzenie nowego pojęcia – **stopień utlenienia**. Pozwoli ono na wykazanie, na czym polegają właściwości niektórych związków – np. dlaczego z miedzią nie reaguje kwas solny, a reaguje kwas azotowy(V) – oraz jak w wyniku reakcji chemicznych można otrzymać prąd elektryczny.

Czym jest stopień utlenienia pierwiastka?

➔ **Stopień utlenienia** pierwiastka w danym związku chemicznym to ładunek, jaki uzyskałby jego atom, gdyby wszystkie wiązania w tym związku były jonowe.

W związkach jonowych stopień utlenienia pierwiastka jest równy ładunkowi jego jonu, natomiast w związkach kowalencyjnych stopień utlenienia pierwiastka zależy od liczby tworzonych wiązań oraz od tego, czy pierwiastek ten jest połączony z pierwiastkiem o większej czy mniejszej elektroujemności.

Stopień utlenienia jest zatem pojęciem umownym i nie powinno mu się przypisywać sensu fizycznego (z wyjątkiem związków jonowych). Wprowadzono go do interpretacji przebiegu niektórych rodzajów reakcji i ich bilansowania, czyli dobierania współczynników stechiometrycznych.

Jakie reguły obowiązują podczas określania stopni utlenienia pierwiastków?

Ze względu na umowny charakter tego pojęcia określanie stopnia utlenienia odbywa się według pewnych reguł. Najważniejsze z nich podano w tabeli na następnej stronie.

Reguła	Przykłady		
1. Pierwiastki w stanie wolnym we wszystkich odmianach alotropowych mają stopień utlenienia równy 0.	$\overset{0}{\text{H}}$	$\overset{0}{\text{H}_2}$	$\overset{0}{\text{Cu}}$
2. Metale w związkach chemicznych mają dodatni stopień utlenienia, a jego wartość jest równa wartościowości metalu w danym związku.	$\overset{+1}{\text{Na}_2\text{O}}$	$\overset{+2}{\text{CaS}}$	$\overset{+3}{\text{AlCl}_3}$
3. Tlen w związkach chemicznych ma stopień utlenienia -II. Wyjątki: nadtlenki oraz związki z fluorem.	$\overset{-2}{\text{CaO}}$	$\overset{-1}{\text{H}_2\text{O}_2}$	$\overset{+2}{\text{OF}_2}$
4. Wodór w związkach chemicznych ma stopień utlenienia I, z wyjątkiem wodoroków metali, w których ma stopień utlenienia -I.	$\overset{+1}{\text{H}_2\text{S}}$	$\overset{+1}{\text{CH}_4}$	$\overset{-1}{\text{CaH}_2}$
5. Fluor we wszystkich związkach chemicznych ma stopień utlenienia -I.	$\overset{-1}{\text{HF}}$	$\overset{-1}{\text{OF}_2}$	$\overset{-1}{\text{AlF}_3}$
6. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego wynosi 0. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu.	$\overset{+4}{\text{C}} \overset{-2}{\text{O}_2}$	$\overset{+3}{\text{Al}} \overset{-1}{\text{Cl}_3}$	$\overset{+6}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_4}^{2-}$
7. Stopień utlenienia pierwiastka w jonie prostym jest równy ładunkowi tego jonu.	$\overset{+3}{\text{Al}^{3+}}$	$\overset{-2}{\text{S}^{2-}}$	$\overset{-1}{\text{F}^-}$

Stopień utlenienia pierwiastka zapisuje się liczbą rzymską nad symbolem pierwiastka. Stopień utlenienia może być liczbą ujemną – wówczas liczbę rzymską poprzedza się znakiem minus – albo liczbą dodatnią – wówczas jest zapisywana sama liczba.

Jak określa się stopień utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych oraz jonach?

PRZYKŁAD 1.

Obliczmy stopień utlenienia fosforu w związku chemicznym o wzorze H_3PO_4 (kwas fosforowy(V)).

Rozwiązanie: Najpierw obliczamy sumę stopni utlenienia trzech atomów wodoru (reguła 4) i czterech atomów tlenu (reguła 3).



$$3 \cdot \text{I} + 4 \cdot (-\text{II}) = -5$$

Aby suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki wynosiła 0 (reguła 6), stopień utlenienia fosforu musi wynosić V.

Odpowiedź: Stopień utlenienia fosforu w związku o wzorze H_3PO_4 wynosi V.

Można oczywiście od razu podać stopień utlenienia fosforu na podstawie nazwy tego związku. Liczba rzymska podawana w nazwach związków chemicznych jest stopniem utlenienia atomu wchodzącego w jego skład. Związek o wzorze H_3PO_4 to kwas fosforowy(V), a zatem stopień utlenienia fosforu wynosi V. Znak stopnia utlenienia ustala się na podstawie wyżej podanych reguł.

PRZYKŁAD 2.

Obliczmy stopień utlenienia fosforu w jonie PO_4^{3-} (anionie fosforanowym(V)).

Rozwiązanie: Najpierw obliczamy sumę stopni utlenienia czterech atomów tlenu zawartych w tym jonie (reguła 3).

$$\overset{x}{\text{P}} - \overset{-II}{\text{O}_4}^{3-} \quad 4 \cdot (-II) = -VIII$$

Ładunek jonu PO_4^{3-} jest równy -3 , więc obliczamy (reguła 6):

$$x + (-VIII) = -3, \text{ zatem } x = -3 + VIII = V.$$

Odpowiedź: Stopień utlenienia fosforu w jonie PO_4^{3-} wynosi V.

Stopień utlenienia fosforu w anionie fosforanowym(V) również można określić na podstawie jego nazwy.



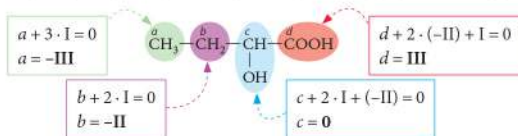
Jak określa się stopień utlenienia węgla w związkach organicznych?

Stopień utlenienia węgla w związkach organicznych zależy od rodzaju przyłączonych do niego atomów i podstawników (np. grupy $-\text{OH}$); może on przyjmować wartości od $-IV$ do III. Oblicza się go dla każdego atomu oddzielnie, zgodnie z regułą, że suma stopni utlenienia węgla i połączonych z nim atomów oraz atomów tworzących podstawniki wynosi 0.

PRZYKŁAD 3.

Obliczmy stopnie utlenienia atomów węgla w związku organicznym o następującym wzorze: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$. Jakie stopnie utlenienia przyjmuje węgiel w tym związku?

Rozwiązanie: Obliczamy po kolei stopnie utlenienia każdego atomu węgla. Dla ułatwienia „dzielimy” cząsteczkę na części w taki sposób, aby w każdej był jeden atom węgla.



Odpowiedź: W podanym związku węgiel przyjmuje stopnie utlenienia: $-III$, $-II$, 0 i III .

**WARTO WIEDZIEĆ**

Minia to czerwony pigment używany do produkcji farb antykorozyjnych. Jej głównym składnikiem jest tlenek ołowiu(II,IV) o wzorze Pb_2O_4 . W tym tlenku ołów występuje na różnych stopniach utlenienia, a wzór tego związku można przedstawić w następujący sposób: $\overset{II}{\text{Pb}}_2(\overset{IV}{\text{PbO}}_4)$.

► Pokrywanie stali miniovą farbą antykorozyjną



PODSUMOWANIE

- **Stopień utlenienia** pierwiastka w danym związku chemicznym to ładunek, jaki uzyskałby jego atom, gdyby wszystkie wiązania w tym związku były jonowe. Jako wielkość umowną określa się go według ściśle określonych reguł.
- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład **cząsteczki** związku chemicznego jest równa **0**.
- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład **jonu** jest równa jego **ładunkowi**.
- **Pierwiastki w stanie wolnym** mają stopień utlenienia równy **0**.
- Stopień utlenienia w związkach chemicznych **metali** jest zawsze **dodatni**, a **niemetali** – **ujemny bądź dodatni**.

ZADANIA

1. Dokończ zdania tak, aby były prawdziwe.
 - I. Stopień utlenienia pierwiastka w stanie wolnym jest równy ...
 - II. Stopień utlenienia wodoru w większości jego związków jest równy ...
 - III. Stopień utlenienia tlenu w większości jego związków równy jest ...
 - IV. Stopień utlenienia pierwiastka w jonie prostym jest równy ...
 - V. Suma stopni utlenienia pierwiastków w związku chemicznym jest równa ...
 - VI. Suma stopni utlenienia pierwiastków w jonie złożonym jest równa ...
2. Oblicz stopień utlenienia:
 - a) azotu w: N_2 , NH_3 , N_2O_5 , HNO_3 , NH_4NO_3 ;
 - b) siarki w: H_2S , Al_2S_3 , SO_3 , H_2SO_4 , $Fe_2(SO_4)_3$;
 - c) chloru w: $NaCl$, Cl_2 , $NaOCl$, $NaClO_4$, Cl_2O_7 ;
 - d) tlenu w: O_2 , Al_2O_3 , BaO_2 , OF_2 , H_2O_2 ;
 - e) wodoru w: NaH , MgH_2 , AlH_3 , CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl .
3. Oblicz stopnie utlenienia pierwiastków w następujących związkach:
 - a) Na_2O , MgO , SiO_2 , P_2O_5 ;
 - b) HBr , HNO_2 , H_2CO_3 , H_2SO_3 ;
 - c) KOH , $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$;
 - d) $FeSO_3$, $Cu(NO_3)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$, $AlCl_3$;
 - e) $KMnO_4$, K_2MnO_4 , K_2CrO_4 , $K_2Cr_2O_7$;
 - f) $Fe_2(SO_3)_3$, $Ca_3(BO_3)_2$, $Pb(CO_3)_2$, NaH_2PO_4 .
4. Oblicz stopnie utlenienia pierwiastków w następujących jonach:
 - a) Ca^{2+} , I^- , S^{2-} , K^+ , NH_4^+ , $P_2O_7^{4-}$;
 - b) SO_4^{2-} , MnO_4^- , NO_3^- , ClO_4^- , CO_3^{2-} .
5. Na przykładach związków C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , CO_2 , CH_4 wykaż, dlaczego stopień utlenienia nie zawsze jest równoznaczny z wartościowością danego pierwiastka, którą we wzorach strukturalnych wyraża się za pomocą kresek. Umieść obok siebie wzór strukturalny i wzór sumaryczny z obliczonymi stopniami utlenienia.





10. Reakcje utleniania–redukcji

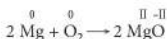
- Utlenianie i redukcja
- Reduktor i utleniacz
- Bilansowanie równań reakcji utleniania–redukcji

➔ **Przypomnij sobie**, które atomy łatwo oddają elektrony, a które je łatwo przyjmują i dlaczego.

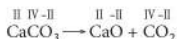
Czy podczas reakcji zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków?

Na lekcjach chemii w szkole podstawowej poznaliście już wiele reakcji chemicznych. Jedne przebiegają w przyrodzie, a inne przeprowadza się w laboratoriach. Warto teraz sprawdzić, czy podczas np. syntezy tlenku magnezu, rozkładu węglanu wapnia, otrzymywania wodoru w reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI) zmieniają się stopnie utlenienia poszczególnych pierwiastków.

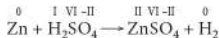
■ Magnez i tlen przed syntezą tlenku magnezu jako pierwiastki wolne mają stopień utlenienia równy 0, a w tlenku magnezu – produkcie reakcji – magnez przyjmuje II stopień utlenienia, a tlen –II.



■ Podczas rozkładu węglanu wapnia stopień utlenienia wapnia, węgla i tlenu nie zmienia się.



■ W reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI) cynk zmienia swój stopień utlenienia z 0 na II, wodór z I na 0, a siarka i tlen nie zmieniają swojego stopnia utlenienia.



Nie wszystkie reakcje chemiczne zachodzą ze zmianą stopnia utlenienia reagentów.

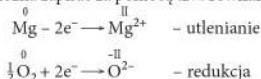
Dlaczego podczas reakcji zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków?

■ Podczas syntezy tlenku magnezu tlen – jako pierwiastek bardziej elektroujemny – pobrał elektrony od magnezu i dlatego obniżył swój stopień utlenienia. Z kolei magnez oddał swoje elektrony i podwyższył swój stopień utlenienia.

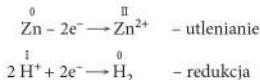
■ W reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI) wodór – jako pierwiastek bardziej elektroujemny – pobrał elektrony od cynku i obniżył swój stopień utlenienia, natomiast cynk po oddaniu elektronów podwyższył swój stopień utlenienia.

Czym jest utlenianie, a czym redukcja?

■ W reakcji syntezy tlenku magnezu atom magnezu oddał dwa elektrony, które przyjął atom tlenu. Procesy te można zapisać za pomocą tzw. **równań połówkowych**:



■ W reakcji cynku z kwasem siarkowym(VI) atom cynku oddał dwa elektrony kationom wodoru.



Reakcja, podczas której jeden z substratów oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia, to **utlenianie**.

Reakcja odwrotna, czyli związana z pobieraniem elektronów, a zarazem obniżeniem stopnia utlenienia drugiego z substratów, to **redukcja**.

Na czym polegają reakcje utleniania-redukcji?

W związku z tym, że utlenianie i redukcja są ze sobą ściśle związane i jeden proces nie może zajść bez drugiego, nazwano je **reakcjami utleniania-redukcji**.



Reakcje utleniania-redukcji (redoks) polegają na wymianie elektronów między reagującymi substancjami, czemu towarzyszy zmiana stopni utlenienia pierwiastków.

Podczas reakcji utleniania-redukcji dochodzi do przeniesienia określonej liczby elektronów między substratami.

■ Okazuje się, że wiele reakcji jest efektem przekazywania elektronów przez atomy jednego pierwiastka atomom drugiego pierwiastka. Oczywiście nie ma w tym nic dziwnego, gdyż atomy każdego pierwiastka dążą do uzyskania trwałej konfiguracji najbliższego im helowca, o czym była mowa w klasie 1 przy okazji omawiania wiązań chemicznych.

■ Zdarza się, że terminów „utlenianie” i „redukcja” ktoś używa w ich dawnym, dziś niezbyt poprawnym znaczeniu: w pierwszym wypadku na określenie łączenia się różnych substancji z tlenem, a w drugim na oznaczenie redukcji liczby atomów tlenu połączonych z atomem innego pierwiastka.

- Ruda żelaza, z której otrzymuje się czysty pierwiastek w wyniku reakcji utleniania-redukcji



Co to są reduktor i utleniacz?

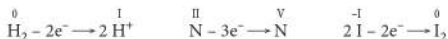
Substratami reakcji utleniania–redukcji są:

■ **reduktor** – który w reakcji utleniania oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia. Reduktorem może być:

- atom metalu w stanie wolnym lub w związkach na niższym stopniu utlenienia, np.



- atom niemetalu w stanie wolnym lub w związkach na niższym stopniu utlenienia, np.



■ **utleniacz** – który w reakcji redukcji pobiera elektrony i obniża swój stopień utlenienia. Utleniaczem może być:

- kation metalu, który przejdzie w jon o mniejszym ładunku lub w obojętny atom, np.



- atom niemetalu w stanie wolnym lub w związkach na dodatnim stopniu utlenienia, np.



■ W rozdziale 1 wspomniano o kwasach utleniających. Należą do nich HNO_3 oraz stężony H_2SO_4 . W tych kwasach niemetal (azot i siarka) występują na najwyższych dla siebie stopniach utlenienia i dzięki temu w odpowiednich warunkach te związki wykazują właściwości utleniające. Na przykład rozcieńczony kwas azotowy(V) reaguje z miedzią (metalem nieaktywnym), choć nie reagują z nią inne kwasy nieutleniające. W tej reakcji miedź zostaje utleniona, natomiast azot ulega redukcji zgodnie z równaniem:

**Jak zbilansować równanie reakcji utleniania–redukcji?**

Aby poprawnie zbilansować równanie reakcji utleniania–redukcji (czyli dobrać współczynniki stechiometryczne), najlepiej jest postępować według zaleceń podanych w następującym przykładzie.

PRZYKŁAD 1.

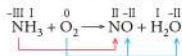
Zbilansujmy równanie reakcji amoniaku z tlenem: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

Rozwiązanie:

- 1. Wyznaczamy stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków.

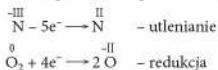


2. Wskazujemy pierwiastki, które zmieniają swój stopień utlenienia.



Azot zmienił swój stopień utlenienia z –III na II, a tlen z 0 na –II.

3. Piszemy schematyczne równania połówkowe procesu utleniania–redukcji.



W pierwszej reakcji azot oddaje 5 elektronów i zmienia swój stopień utlenienia z –III na II, czyli jest reduktorem, który ulega utlenieniu.

W drugiej reakcji cząsteczka tlenu (O_2) pobiera 4 elektrony (po 2 na każdy atom tlenu) i zmienia swój stopień utlenienia z 0 na –II. Tlen jest tutaj utleniaczem, który ulega redukcji.

4. Obliczamy najmniejszą wspólną wielokrotność wymienianych elektronów.

W pierwszej reakcji wymianie ulega 5 elektronów, a w drugiej – 4 elektrony. Dla liczb 5 i 4 najmniejszą wspólną wielokrotnością jest liczba 20.

5. Wyznaczamy współczynniki stechiometryczne na podstawie punktów 3 i 4.

Wymianie ulega 20 elektronów między azotem a tlenem, czyli w reakcji uczestniczą 4 atomy azotu i 5 cząsteczek tlenu jako substraty. Wśród produktów znajdują się 4 atomy azotu i 10 atomów tlenu.



6. Wpisujemy wyznaczone współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.

Wpisujemy liczbę 4 tam, gdzie znajdują się atomy azotu, czyli przed cząsteczką amoniaku i cząsteczką tlenu azotu(II), a 5 przed cząsteczką tlenu.



7. Uzgadniamy stronami równanie reakcji, czyli dopisujemy brakujące współczynniki.

Wiemy, że w produktach ma znajdować się 10 atomów tlenu (p. 5). Po wpisaniu współczynników stechiometrycznych (p. 6) mamy po stronie produktów reakcji tylko 4 atomy tlenu w cząsteczce tlenu azotu(II) i 1 atom w cząsteczce wody. Brakujące 6 atomów tlenu uzyskamy, jeśli wpiszemy przed cząsteczką wody współczynnik 6.



Jak sprawdzić, czy bilansowanie zostało przeprowadzone poprawnie?

Aby sprawdzić, czy równanie reakcji zostało zbilansowane we właściwy sposób, należy określić liczbę atomów pierwiastka niebiorącego udziału w wymianie elektronów. Jeżeli po lewej stronie (substraty) i prawej (produkty) liczba atomów tego pierwiastka jest taka sama, to napisane równanie jest zbilansowane poprawnie.

W reakcji amoniaku z tlenem w wymianie elektronów nie biorą udziału atomy wodoru. Po lewej stronie równania reakcji w 4 cząsteczkach amoniaku (NH_3) jest zawartych 12 atomów wodoru, a po stronie prawej w 6 cząsteczkach wody (H_2O) również jest 12 atomów wodoru. Wniosek: równanie reakcji zostało zbilansowane poprawnie.



WARTO WIEDZIEĆ

■ Atomy lub jony tego samego pierwiastka mogą równocześnie odgrywać rolę reduktora i utleniacza w reakcji utleniania-redukcji. Proces taki jest nazywany **reakcją dysproporcjonowania** (dysmutacji). Przykładem może być reakcja $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$, w której podwójną rolę utleniacza i reduktora odgrywa chlor. Tę reakcję stosuje się w stacjach uzdatniania wody podczas jej dezynfekcji.

■ W trakcie otrzymywania żelaza z rud wykorzystuje się wiele reakcji utleniania-redukcji. Podczas jednej z nich zachodzi reakcja $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2 \text{CO}$. Jest to tzw. **reakcja synproporcjonowania**, w której produktem jest jeden związek chemiczny – tlenek węgla(II) – potrzebny do otrzymania czystego żelaza.



▲ Woda uzdatniona do spożycia



▲ Paleniska pieca hutniczego

PODSUMOWANIE

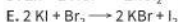
- **Reakcje utleniania-redukcji (redoks)** polegają na wymianie elektronów między reagującymi substancjami, czemu towarzyszy zmiana stopni utlenienia pierwiastków.
- **Utleniacz** w trakcie reakcji utleniania-redukcji przyjmuje elektrony (redukuje się), a **reduktor** oddaje elektrony (utlenia się).
- Zapisanie równania reakcji utleniania-redukcji wymaga przede wszystkim uzgodnienia liczby oddawanych i przyjmowanych elektronów (**bilans elektronowy**).

ZADANIA

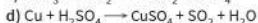
1. Wskaż, które z podanych substancji mogą w reakcjach chemicznych ulegać redukcji i odgrywać rolę utleniacza, a które mogą ulegać utlenieniu i być reduktorem. Pamiętaj, że pierwiastki występujące na pośrednich stopniach utlenienia mogą być albo utleniaczem, albo reduktorem (w zależności od tego, z jaką substancją reagują).



2. Wskaż, która z reakcji przedstawionych równaniami nie należy do procesów utleniania-redukcji.



3. Dobierz współczynniki stechiometryczne w podanych schematach równań reakcji. Przedstaw równania półkowe procesów utleniania-redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor.



Reakcje utleniania–redukcji

Reakcja utleniania–redukcji to każda reakcja chemiczna, w której dochodzi do wymiany elektronów między substratami, czemu towarzyszy zmiana stopni utlenienia pierwiastków.

REDUKCJA

to proces **pobierania** elektronów przez atom pierwiastka. W wyniku tego procesu **obniża się** stopień utlenienia pierwiastka.

REDUKTOR

oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia,

jest to **metal** w stanie wolnym lub pierwiastek na niższym stopniu utlenienia.

UTLENIACZ

pobiera elektrony i obniża swój stopień utlenienia;

jest to **niemetal** w stanie wolnym lub pierwiastek na wyższym stopniu utlenienia.

UTLENIANIE

to proces **oddawania** elektronów przez atom pierwiastka. W wyniku tego procesu **podwyższa się** stopień utlenienia pierwiastka.

PRZYKŁAD reakcji utleniania–redukcji

Reakcje spalania, czyli reakcje pierwiastków i związków chemicznych z tlenem.





11. Ogniwa galwaniczne

- Aktywność chemiczna metali
- Półogniwo
- Zasada działania ogniwa
- Konstrukcje ogniw galwanicznych

→ **Przypomnij sobie**, na czym polega przepływ prądu elektrycznego przez metale i elektrolity.

Jaką rolę odgrywają metale w reakcjach utleniania-redukcji?

Podstawową cechą chemiczną metali jest ich zdolność do **oddawania elektronów** w reakcjach chemicznych i tworzenia w ten sposób jonów dodatnich, czyli **kationów**.

Z porównania konfiguracji elektronowej metali należących do tego samego okresu lub tej samej grupy wynika, że różnią się one zdolnością do tworzenia kationów, czyli ulegania reakcji utleniania.

Jak porównać aktywność poszczególnych metali?

Na różnice w aktywności metali wskazują inne wartości ich elektroujemności, a ponadto można je wykazać doświadczalnie – podczas reakcji wypierania metali z ich soli za pomocą innych metali.



CuSO_4
 AgNO_3



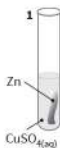
CuSO_4

Doświadczenie 1. Badanie zachowania metali w roztworach soli innych metali

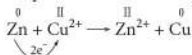
Opis: Przygotujcie dwie probówki: jedną z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) (1), a drugą z roztworem azotanu(V) srebra(I) (2). Do pierwszej probówki wrzuciście cynkową blaszkę, a do drugiej miedziany drut. Obserwujcie zawartość probówek.

Obserwacje: Cynkowa blaszka pokryła się ciemnym nalotem, a miedziany drut – szarym.

Wnioski: W obu probówkach doszło do reakcji, w których wyniku zostały usunięte (wyparte) kationy metali będące w roztworze. Natomiast kationy powstałe z reagujących metali przeszły do roztworu.

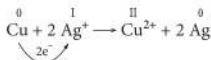


- Jeśli w wodnym roztworze CuSO_4 zostanie zanurzony przedmiot wykonany z cynku, to pokryje się on miedzią. Jest to spowodowane zachodzącą reakcją:



Cynk w tej reakcji odgrywa rolę reduktora w stosunku do kationów miedzi, które ulegają redukcji. Dlatego miedź zostaje wyparta z własnej soli. Z tego doświadczenia można wysnuć wniosek, że **cynk jest aktywniejszy od miedzi**.

■ Zanurzenie przedmiotu z miedzi w roztworze soli srebra da podobny efekt. Jeden metal wyprze z roztworu jony drugiego metalu.



W tej reakcji reduktorem dla kationów srebra jest miedź, która się utlenia, podczas gdy kationy srebra się redukują. Wniosek: **miedź jest aktywniejsza od srebra**.

■ Na podstawie doświadczenia 1. można stwierdzić, że z trójki metali: cynk, miedź i srebro najaktywniejszy jest cynk, mniej aktywna – miedź, a najmniej aktywne – srebro.

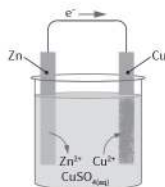
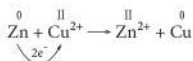


Czy można wykazać w sposób bezpośredni, że nastąpiło przeniesienie elektronów między reduktorem a utleniaczem?

Jeśli rozdzieli się fizycznie procesy utleniania i redukcji, a jednocześnie zapewni przepływ elektronów między substratami, można wykazać, że między reduktorem a utleniaczem dochodzi do przeniesienia elektronów. Znajdzie wtedy samorzutna reakcja utleniania-redukcji za sprawą różnicy aktywności obu metali.

■ Jeśli połączone ze sobą przewodem elektrycznym blaszki cynkową i miedzianą zanurzy się w 0,1-molowym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II), można zaobserwować, że blaszka miedziana pokryje się ciemnym nalotem.

Proces redukcji kationów miedzi nie zachodzi na blaszce cynkowej (jak w doświadczeniu 1.), lecz na blaszce miedzianej. Elektrony uwalniane w wyniku utleniania cynku zostają przeniesione zewnętrznym przewodem z blaszki cynkowej do miedzianej. Dlatego właśnie na niej osadza się miedź, która powstaje w procesie redukcji kationów miedzi znajdujących się w roztworze. Sumaryczny zapis zachodzących reakcji prowadzi do równania:



▲ Schemat doświadczenia obrazującego reakcję redukcji kationów miedzi

■ Z przedstawionych reakcji wynika, że między reduktorem a utleniaczem zawsze zachodzi ten sam proces chemiczny. Różnica polega tylko na konstrukcji układu reagującego. Gdyby w zewnątrz obwód elektryczny włączyć miernik, wykazałby on przepływ elektronów. Prawie każdy układ zawierający dwa metale zanurzone w roztworze elektrolitu stanowi źródło prądu elektrycznego, zwane **ogniwem galwanicznym** (elektrycznym). Każde takie ogniwo jest zbudowane z dwóch **półogniw**. Taka konstrukcja zapewnia rozdzielenie od siebie procesów utleniania i redukcji.

Co to jest półogniwo?



Półogniwo¹ – układ składający się najczęściej z metalowej blaszki otoczonej roztworem soli metalu, z którego wykonano blaszkę. Półogniwo jest częścią ogniwa, w której zachodzi proces utleniania lub redukcji.

► Model półogniwa cynkowego



Jaka jest zasada działania ogniwa galwanicznego?

Zasadę działania ogniwa galwanicznego wyjaśnimy na przykładzie ogniwa cynkowo-miedziowego.

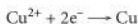
W każdym z półogniw tego ogniwa mogą zająć dwa procesy: utlenianie metalu lub redukcja jego jonów do wolnego metalu. Który z tych procesów zajdzie, zależy od aktywności chemicznej danego metalu.

■ Cynk jest metalem aktywnym i łatwiej przechodzi w jon niż jego jony redukują się do wolnego metalu. Dlatego w tym półogniwie zachodzi reakcja utleniania cynku:

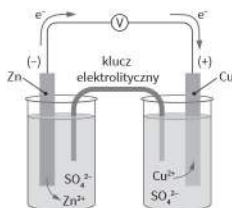


Konsekwencją utleniania cynku jest gromadzenie się elektronów w tym półogniwie. Dlatego ładuje się ono ujemnie w stosunku do roztworu, który je otacza, a elektrony dążą do przejścia w kierunku drugiego półogniwa.

■ Miedź jako metal mniej aktywny trudniej niż cynk przechodzi w jon. Natomiast kationy miedzi łatwo wracają do stanu obojętnych elektrycznie atomów, dlatego w tym półogniwie ulegają one redukcji:



Konsekwencją tego procesu jest pobieranie elektronów z blaszki miedzianej, przez co ładuje się ona dodatnio w stosunku do roztworu.



▲ Budowa ogniwa cynkowo-miedziowego

¹ W zależności od konstrukcji wyróżnia się półogniwa: metalowe, gazowe i redoks.

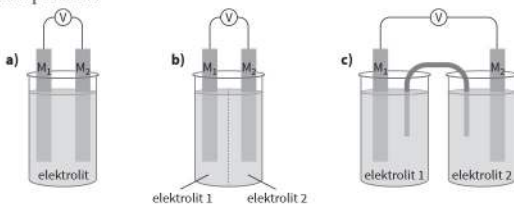
■ Procesy te będą przebiegały dopóty, dopóki cynk całkowicie się nie rozłoży lub dopóki nie zabraknie w roztworze kationów miedzi zdolnych do rozładowania się w półogniwie. Praca omawianego ogniwa sprowadza się zatem do reakcji między cynkiem i kationami miedzi:



To dowodzi, że można oddzielić procesy utleniania i redukcji, a płynące przez zewnętrzny przewodnik elektrony wykorzystać do zasilania różnych odbiorników prądu, np. żarówki.

Jaką konstrukcję mogą mieć ogniwa galwaniczne?

Półogniwa wchodzące w skład ogniwa galwanicznego mogą być ze sobą połączone na kilka sposobów.



▲ Warianty budowy ogniwa galwanicznego: a) ogniwo Volty, b) ogniwo Daniella z przegrodą porowatą, c) ogniwo Daniella z kluczem elektrolitycznym

■ W **ogniwie Volty**¹ [wołty] oba metale są zanurzone w tym samym elektrolicie. Nośniki prądu – elektrony – przemieszczają się w zewnętrznym przewodniku elektrycznym, a jony – w elektrolicie (podręcznik do kl. 1, rozdz. 23). Ponieważ nowo powstałe jony mieszają się z elektrolitem, ogniwo takie jest **ogniwem nieodwracalnym**. To znaczy, że nie da się go zregenerować (naładować).

■ Obie konstrukcje **ogniwa Daniella**² [daniela] różnią się sposobem rozdzielenia elektrolitu między półogniwami. **Przegroda porowata** (oznaczona na ilustracji linią przerywaną) uniemożliwia mieszanie się kationów metali tworzących ogniwo. Z kolei **klucz elektrolityczny** – wygięta w kształt litery U, cienka rurka szklana, napełniona stężonym elektrolitem – przewodzi prąd elektryczny (za pośrednictwem jonów) i uniemożliwia mieszanie się elektrolitów. Takie konstrukcje zapewniają możliwość cofnięcia procesów zachodzących w poszczególnych półogniwach, gdy zostanie do nich przyłożone zewnętrzne źródło prądu stałego. Dlatego nazywa się je **ogniwami odwracalnymi**. O użytkowych konstrukcjach ogniw nieodwracalnych i odwracalnych będzie mowa w rozdz. 14.

¹ Pierwsze ogniwo zostało zbudowane w 1800 r. przez Alessandra Voltę.

² Ogniwo stworzone w 1836 r. przez Johna Daniella [dżona daniela].

PROJEKT

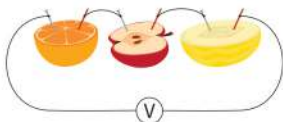
Przeprowadź doświadczenie (samodzielnie lub w grupie). Zarejestruj jego przebieg na smartfonie i przedstaw na lekcji wraz z komentarzem wyjaśniającym oraz sformułowanymi obserwacjami i wnioskami.

Owocowe (lub warzywne) ogniwo

Przygotuj: 3 różne owoce (lub warzywa), 3 miedziane druty długości ok. 5 cm, 3 stalowe gwoździe, 4 przewody z krokodylkami, miernik cyfrowy (woltomierz), czerwoną diodę LED, która świeci przy najniższym napięciu.

Wykonaj:

- Przekrój na pół przygotowane owoce lub warzywa. Wbij w każdy rodzaj owocu (warzywa) stalowy gwoździe i miedziany drut tak, aby się nie stykały. Połącz je przewodem z miernikiem cyfrowym (woltomierzem) i sprawdź wartość napięcia każdego owocowego (warzywnego) ogniwa.
- Wskaż, który z owoców (warzyw) pozwolił uzyskać najwyższe napięcie z przygotowanego ogniwa. Uzasadnij otrzymane wyniki.
- Powstałe owocowe (warzywne) ogniwa połącz ze sobą: każdy z gwoździ połącz przewodem z drutem sąsiedniego ogniwa, a skrajne gwoździe i drut z woltomierzem. Dokonaj pomiaru napięcia połączonych ze sobą szeregowo ogniw.
- Podaj uzyskaną wartość napięcia. Wyjaśnij, czy ta wartość SEM ogniwa pozwoli na zasilenie czerwonej diody LED. Sprawdź to w praktyce.



PODSUMOWANIE

- Metale bardziej aktywne w stanie wolnym mogą wypierać inne metale, mniej aktywne, z roztworów ich soli.
- Wymiana elektronów między reduktorem a utleniaczem może być przeprowadzona pośrednio w **ogniwie galwanicznym**.
- Ogniwo galwaniczne jest zbudowane z dwóch **półogniw**.
- **Metal zanurzony w roztworze elektrolitu** stanowi półogniwo ogniwa galwanicznego.

ZADANIA

1. Na podstawie układu okresowego wybierz dwa metale i wskaż, który z nich po zbudowaniu ogniwa będzie się w nim utleniał, a którego jony będą ulegały redukcji.
2. Wykorzystaj dostępne metale i elektrolity, by zbudować ogniwo galwaniczne. Sprawdź, czy pozwoli ono zapalić czerwoną diodę LED.
3. W dostępnych źródłach informacji wyszukaj wiadomości na temat Luigiego Galvaniego [luidziego galvaniego]. Z czego zasłynął ten włoski naukowiec?



12. Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego

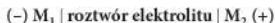
- Schemat ogniwa
- Bieguny ogniwa, anoda i katoda
- Siła elektromotoryczna ogniwa

→ **Przypomnij sobie**, w którym półogniwie ogniwa cynkowo-miedziowego zachodzi utlenianie, a w którym redukcja.

Jak schematycznie przedstawia się budowę ogniwa galwanicznego?

Budowę ogniwa galwanicznego można przedstawić w uproszczonej postaci.

■ Schemat ogniwa zbudowanego z dwóch różnych metali zanurzonych we wspólnym elektrolicie (ogniwo Volty) zapisuje się następująco (gdzie: M – metal):



■ Schemat ogniwa Daniella zbudowanego z dwóch półogniw rozdzielonych kluczem elektrolitycznym:



Pojedyncza pionowa kreska w schemacie ogniwa oznacza granicę między fazą stałą (metalem) a fazą ciekłą (roztworem). **Kreską podwójną** zapisuje się klucz elektrolityczny. Na przykład schemat ogniwa cynkowo-miedziowego zapisuje się następująco:



Poszczególne składniki półogniw zapisuje się w kolejności zgodnej z przebiegiem zachodzących w nich reakcji chemicznych.

Jaki ładunek względem siebie mają półogniwa w ogniwie cynkowo-miedziowym?

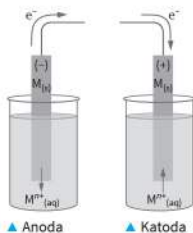
W półogniwie cynkowym zachodzi utlenianie cynku, a w półogniwie miedziowym – redukcja kationów miedzi. Procesy te powodują, że półogniwo cynkowe „ładuje się” ujemnie, a miedziowe – dodatnio. Ta polaryzacja ładunków elektrycznych wyznacza bieguny ogniwa galwanicznego. **Półogniwo cynkowe jest biegunem ujemnym, a półogniwo miedziowe – biegunem dodatnim.**

W ogniwie galwanicznym półogniwo z **metal u aktywniejszego** jest zawsze¹ jego **biegunem ujemnym**, a półogniwo z **metal u mniej aktywnego** – **biegunem dodatnim**.

¹ W 1953 r. w Sztokholmie przyjęto międzynarodową konwencję ustalenia stosowanych w zapisie schematów ogniw elektrochemicznych i oznaczenia siły elektromotorycznej (SEM), nazywana Konwencją Sztokholmską.

Czym są anoda i katoda?

Anoda (gr. *ana* – w górę, *hodós* – ścieżka) nazywa się półogniwo stanowiące **biegun ujemny** ogniwa galwanicznego, w którym zachodzi **utlenianie**. Uwalniane w tym półogniwie elektrony wędrują zewnętrznym przewodnikiem do drugiego półogniwa i powodują, że zachodzi w nim **redukcja**. To półogniwo, będące **biegunem dodatnim** ogniwa, nazywa się **katodą** (gr. *kata* – w dół). Zgodnie z Konwencją Sztokholmską w schemacie ogniwa galwanicznego **anodę (A)** zapisuje się z lewej strony, a **katodę (K)** – z prawej.



Przykład:
$$\text{A (-) Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu (+) K}$$

Jak jest definiowana siła elektromotoryczna ogniwa?

Miara zdolności do zachodzenia reakcji utleniania-redukcji w ogniwie galwanicznym, a tym samym przepływu elektronów przez zewnętrzny obwód elektryczny, jest siła elektromotoryczna ogniwa (SEM).

➔ **Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)** – napięcie, jakie panuje między biegunami ogniwa otwartego (czyli takiego, do którego nie podłączono odbiornika prądu).

Napięcie to można zmierzyć np. woltomierzem o dużym oporze wewnętrznym.

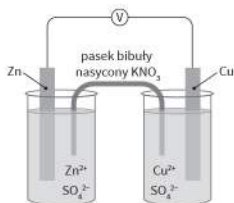


DOŚWIADCZENIE 1. Badanie SEM ogniwa cynkowo-miedziowego

Opis: Oczyszczcie blaszki cynkową i miedzią papierem ściernym. Następnie blaszkę cynkową zanurzyć w naczyniu z 0,1-molowym roztworem siarczanu(VI) cynku, a miedzią w 0,1-molowym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II). Oba naczynia połączyć przygotowanym wcześniej paskiem bibuły filtracyjnej, nasyconym roztworem azotanu(V) potasu, a metalowe blaszki przymocujcie odpowiednio przewodami elektrycznymi do woltomierza.

Obserwacje: Woltomierz wskazał określoną wartość napięcia zbudowanego ogniwa galwanicznego.

Wnioski: Po zamknięciu obwodu w półogniwach przebiegły samorzutne reakcje utleniania i redukcji, które spowodowały wytworzenie między półogniwami różnicy potencjałów, czyli określonej siły elektromotorycznej.

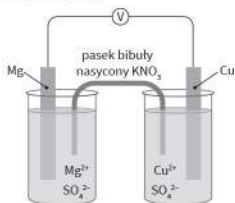


CuSO₄**DOŚWIADCZENIE 2. Badanie SEM ogniwa magnezowo-miedziowego**

Opis: Oczyszczcie blaszki magnezową i miedzianą papierem ściernym. Następnie blaszkę magnezową zanurzyć w naczyniu z 0,1-molowym roztworem siarczanu(VI) magnezu, a miedzianą w 0,1-molowym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II). Oba naczynia oraz obie blaszki połączyć tak jak w poprzednim doświadczeniu.

Obserwacje: Voltomierz wskazał większą wartość napięcia niż w przypadku ogniwa zbudowanego w doświadczeniu 1.

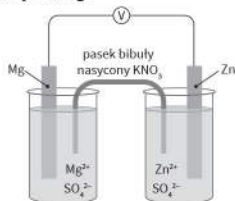
Wnioski: Wytworzona SEM zależy od rodzaju metalu użytego do budowy półogniwa.

ZnSO₄**DOŚWIADCZENIE 3. Badanie SEM ogniwa magnezowo-cynkowego**

Opis: Oczyszczcie blaszki magnezową i cynkową papierem ściernym. Następnie blaszkę magnezową umieścić w naczyniu z 0,1-molowym roztworem siarczanu(VI) magnezu, a cynkową w 0,1-molowym roztworze siarczanu(VI) cynku. Oba naczynia oraz obie blaszki połączyć tak jak w poprzednich doświadczeniach.

Obserwacje: Voltomierz wskazał inną wartość napięcia niż w poprzednich doświadczeniach.

Wnioski: Wytworzona SEM zależy od rodzaju metalu użytego do budowy półogniwa.



Jeśli porówna się ze sobą procesy zachodzące w ogniwach z doświadczeń 1. i 3., to można wywnioskować jeszcze jeden wniosek. To samo półogniwo może być anodą albo katodą ogniwa galwanicznego. Jego rola w ogniwie jest uzależniona od budowy drugiego półogniwa.



Mechanik sprawdzający
akumulator
samochodowy
voltomierzem

**WARTO WIEDZIEĆ**

Od nazwiska włoskiego badacza zjawisk elektrycznych Alessandra Volty [wołty] pochodzi wprowadzona w 1881 r. nazwa jednostki napięcia elektrycznego i siły elektromotorycznej – **wolt (V)**.

- ▶ Alessandro Volta (1745–1827) demonstrujący Napoleonowi swój aparat wytwarzający energię elektryczną

**PODSUMOWANIE**

- Budowę ogniwa galwanicznego pokazuje jego **schemat**.
- **Biegunem ujemnym** ogniwa jest półogniwo zbudowane z metalu bardziej aktywnego od metalu użytego do budowy drugiego półogniwa.
- **Anoda** to półogniwo, na którym przebiega proces utleniania. Jest ona biegunem ujemnym ogniwa.
- **Katoda** to biegun dodatni ogniwa galwanicznego, na którym zachodzi proces redukcji.
- **Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)** to wielkość fizyczna określająca napięcie panujące między półogniwami ogniwa galwanicznego.

ZADANIA

1. Wskaż w ogniwie $\text{Mg} \mid \text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \parallel \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \mid \text{Pb}$ katodę i anodę oraz jego bieguny ujemny i dodatni.
2. Przedstaw jonowe równania reakcji opisujące pracę podanych ogniw galwanicznych oraz wskaż w nich utleniacze i reduktory.
 - a) $\text{Zn} \mid \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \parallel \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \mid \text{Pb}$
 - b) $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4(\text{aq}) \parallel \text{AgNO}_3(\text{aq}) \mid \text{Ag}$
 - c) $\text{Sn} \mid \text{SnSO}_4(\text{aq}) \parallel \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \mid \text{H}_2, \text{Pt}$
 - d) $\text{Mg} \mid \text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \parallel \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \mid \text{Pb}$
3. Wskaż błędne zdanie.
 - A. Katoda w ogniwie jest półogniwem dodatnim.
 - B. Na anodzie zawsze zachodzi utlenianie.
 - C. Biegunem ujemnym jest półogniwo wykonane z metalu mniej aktywnego.
 - D. Siłę elektromotoryczną ogniwa można zmierzyć woltomierzem.
4. Zmierz napięcie między blaszką miedzaną i blaszką cynkową, gdy każdą z nich trzymasz w jednej dłoni. Zastanów się, jaką rolę w tym doświadczeniu odgrywa twoje ciało.



13. Potencjał standardowy półogniwa

- Standardowe półogniwo wodorowe
- Potencjał standardowy półogniwa
- Szereg elektrochemiczny (napcięciowy)

➔ **Przypomnij sobie**, w jaki sposób wyznacza się wysokość bezwzględną danego punktu na Ziemi.

W jaki sposób wyznacza się potencjał półogniwa?

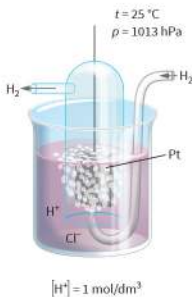
Skoro SEM to różnica potencjałów poszczególnych półogniw, jego obliczenie powinno być łatwe, o ile znane byłyby wartości potencjałów poszczególnych półogniw. Ze względu na to, że potencjału półogniwa nie można bezpośrednio zmierzyć, umownie wyznacza się go względem pewnego wzorca. Wzorcem tym jest **standardowe półogniwo wodorowe**. Wyznaczone względem niego potencjały to **potencjały standardowe półogniw** (E°).

Jak jest zbudowane standardowe półogniwo wodorowe?

Standardowe półogniwo wodorowe jest zbudowane z blaszki platynowej pokrytej czernią platynową (sproszkowaną platyną), która pełni funkcję „przekaznika” elektronów w reakcji elektrodowej.



Blaszka jest zanurzona w roztworze jedno-protonowego kwasu o stężeniu 1 mol/dm^3 i temperaturze 25°C (298 K). Jest też omywana gazowym wodorem pod ciśnieniem 1013 hPa . Przyjęto umownie, że **potencjał tego półogniwa jest równy 0 V** w każdej temperaturze i odgrywa rolę półogniwa odniesienia przy wyznaczaniu potencjałów innych półogniw.



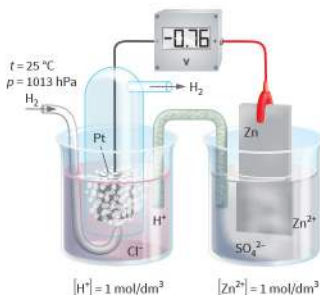
▲ Budowa standardowego półogniwa wodorowego

Jak wyznacza się potencjał standardowy półogniwa?

W celu wyznaczenia potencjału danego półogniwa konstruuje się ogniwo galwaniczne zbudowane z badanego półogniwa i standardowego półogniwa wodorowego.

Jeżeli wyznaczanie SEM jest prowadzone w warunkach $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ (298 K) i $p = 1013\text{ hPa}$ w roztworze jonów potencjałotwórczych (M^{n+}) o stężeniu 1 mol/dm^3 , wyznaczona wielkość jest **potencjałem standardowym tego półogniwa**.

➔ **Potencjał standardowy półogniwa** – wartość potencjału półogniwa mierzona w roztworach jednomolowych względem standardowego półogniwa wodorowego.



▲ Budowa ogniwa galwanicznego służącego do wyznaczania potencjału półogniwa cynkowego

Kiedy potencjał półogniwa ma wartość dodatnią, a kiedy ujemną?

Jeśli standardowe półogniwo wodorowe jest anodą badanego ogniwa (biegunem ujemnym, na którym zachodzi proces utleniania wodoru $\text{H}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+$), potencjał standardowy badanego półogniwa uznaje się za dodatni. Z kolei jeśli standardowe półogniwo wodorowe jest katodą, potencjał standardowy badanego półogniwa uznaje się za ujemny. Wartości potencjałów standardowych najpopularniejszych półogniw przedstawiono w tabeli niżej. Te wartości zestawione w taki sposób tworzą tzw. **szereg elektrochemiczny (napięciowy)**.

Szereg elektrochemiczny (napięciowy)

Schemat półogniwa	Równanie reakcji zachodzącej w półogniwie	Potencjał standardowy półogniwa (E°), V
$\text{K} \text{K}^+$	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,93
$\text{Ca} \text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$	-2,87
$\text{Na} \text{Na}^+$	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$	-2,71
$\text{Mg} \text{Mg}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,37
$\text{Al} \text{Al}^{3+}$	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,68
$\text{Zn} \text{Zn}^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cr} \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$	-0,74
$\text{Fe} \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,45
$\text{Ni} \text{Ni}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$	-0,26
$\text{Sn} \text{Sn}^{2+}$	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$	-0,14
$\text{Pb} \text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13

Schemat półogniwa	Równanie reakcji zachodzącej w półogniwie	Potencjał standardowy półogniwa (E°), V
$\text{H}_2 2 \text{H}^+$	$2 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu} \text{Cu}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ag} \text{Ag}^+$	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
$\text{Hg} \text{Hg}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+0,85
$\text{Au} \text{Au}^{3+}$	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$	+1,50

Co można wynioskować na podstawie szeregu elektrochemicznego (napięciowego)?

1. Wraz ze wzrostem potencjału słabną właściwości redukujące metali. Najsilniejszym reduktorem podanym w przedstawionej tabeli jest potas, a najsłabszym – złoto.
2. Metale o niższym potencjale wypierają metale o wyższym potencjale z roztworów ich soli.
3. Wodór może być wypierany z roztworów kwasów nieutleniających przez metale o ujemnym potencjale (metale nieszlachetne), jednak nie jest wypierany przez metale o dodatnim potencjale (metale szlachetne).

■ Należy pamiętać, że półogniwo o niższym potencjale stanowi zawsze biegun ujemny ogniwa galwanicznego, czyli anodę.

Aby obliczyć SEM ogniwa galwanicznego, należy od wyższej wartości potencjału półogniwa odjąć niższą wartość, czyli $\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$. SEM ogniwa będzie miała wówczas zawsze wartość dodatnią (zgodnie z Konwencją Sztokholmską).

PRZYKŁAD 1.

Obliczmy wartości SEM ogniw opisanych w rozdziale 12.

Rozwiązanie:

Do wzoru $\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$ wstawiamy wartości potencjałów odpowiednich półogniw.

▶ Schemat ogniwa z doświadczenia 1.: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$

Jako E°_{katody} wstawiamy wartość potencjału półogniwa miedziowego ($E^\circ_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}} = +0,34 \text{ V}$), a jako E°_{anody} – wartość potencjału półogniwa cynkowego ($E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} = -0,76 \text{ V}$):

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}} - E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} = +0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

▶ Schemat ogniwa z doświadczenia 2.: $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$

Obliczamy SEM:

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}} - E^\circ_{\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}} = +0,34 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 2,71 \text{ V}$$

▶ Schemat ogniwa z doświadczenia 3.: $\text{Mg} | \text{Mg}^{2+} || \text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$

Obliczamy SEM:

$$\text{SEM} = E^\circ_{\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}} - E^\circ_{\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}} = -0,76 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 1,61 \text{ V}$$

**WARTO WIEDZIEĆ**

W szeregu elektrochemicznym mogą znaleźć się nie tylko potencjały półogniów zbudowanych z metalu zanurzonego w roztworze własnych jonów, ale również potencjały półogniów gazowych czy utleniająco-redukujących. **Półogniwa gazowe** w swej konstrukcji przypominają standardowe półogniwo wodorowe, lecz wykorzystują inny gaz i odpowiadające mu jony, np. chlor i aniony chlorkowe. **Półogniwa utleniająco-redukujące** to układy składające się z metalu szlachetnego (np. Pt) zanurzonego w roztworze zawierającym jony o różnym stopniu utlenienia, np. kationy Fe^{3+} i Fe^{2+} lub jony MnO_4^- i Mn^{2+} .

Schemat półogniwa	Równanie reakcji zachodzącej w półogniwie	E° , V
$\text{Pt} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$\text{Pt} \text{Cl}_{2(g)}, \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Pt} \text{MnO}_4^-, \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5e^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,51

PODSUMOWANIE

- **Standardowe półogniwo wodorowe** to półogniwo wzorcowe do wyznaczania potencjału innych półogniów.
- **Szereg elektrochemiczny (napęciowy)** to zbiór wartości potencjałów półogniów wyznaczonych względem standardowego półogniwa wodorowego.
- Znajomość szeregu elektrochemicznego umożliwia **porównanie aktywności chemicznej metali**. Metale, których potencjały półogniów są niższe, mają większą zdolność do przechodzenia w jony (są aktywniejsze) i wskutek tego łatwiej ulegają reakcjom chemicznym.
- Na podstawie szeregu elektrochemicznego można **obliczyć SEM** dowolnego ogniwa galwanicznego, składającego się z dwóch półogniów: $\text{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$

ZADANIA

- Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego i wskaż pary substancji, które będą ze sobą reagowały. Przedstaw równania zachodzących reakcji w formach cząsteczkowej i jonowej.

A. $\text{Fe} \text{HCl}$	D. $\text{Cu} \text{HgCl}_2$
B. $\text{Cu} \text{HCl}$	E. $\text{Mg} \text{NiCl}_2$
C. $\text{Hg} \text{AgNO}_3$	F. $\text{Zn} \text{MgSO}_4$
- Na podstawie szeregu elektrochemicznego oceń, który metal – cynk czy srebro – może odgrywać rolę reduktora podanych kationów.

a) Cu^{2+}	b) Ca^{2+}	c) Ni^{2+}	d) Hg^{2+}
---------------------	---------------------	---------------------	---------------------
- Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego i oblicz SEM ogniwa o podanych schematach.

a) $\text{Mg} \text{Mg}^{2+} \text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	c) $\text{Zn} \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \text{Cu}$
b) $\text{Fe} \text{Fe}^{2+} \text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	d) $\text{Mg} \text{HCl}_{(aq)} \text{Fe}$

Które ogniwo ma największą wartość SEM?



14. Źródła prądu stałego

- Ogniwa nieodwracalne i odwracalne
- Budowa i działanie baterii
- Budowa i działanie akumulatorów
- Budowa i działanie ogniwa paliwowego

➔ **Przypomnij sobie**, z jakich źródeł prądu stałego korzystasz na co dzień.

Co to jest ogniwo techniczne?

Śród wielu możliwych do skonstruowania ogniw galwanicznych tylko nieliczne stosuje się w technice jako źródło prądu. Od ogniwa technicznego wymaga się, aby było wykonane z tanich materiałów, miało prostą konstrukcję, pracowało długo oraz miało dostatecznie dużą siłę elektromotoryczną o stałej wartości przy pobieraniu prądu o dużym natężeniu. Wykorzystywane w technice ogniwa dzieli się na ogniwa **nieodwracalne (nieładowalne)** i **odwracalne (ładowalne)**.

Czym charakteryzują się ogniwa nieodwracalne i odwracalne?

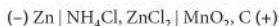
■ W ogniwach **nieładowalnych** mamy do czynienia z nieodwracalną reakcją chemiczną, w wyniku której jest wytwarzana energia elektryczna. Ogniwa te są stosowane jako źródło prądu elektrycznego np. w latarkach, pilotach, kalkulatorach.

■ W ogniwach **ładowalnych** reakcje chemiczne są odwracalne. Po rozładowaniu możliwa jest regeneracja materiału półogniw w wyniku przepływu przez układ prądu stałego z zewnętrznego źródła. Ogniwa tego typu wykorzystuje się do budowy akumulatorów. Wszystkie rodzaje akumulatorów elektrycznych służą do gromadzenia energii elektrycznej, którą można uwolnić w dowolnym momencie.

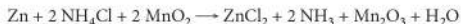
Jak jest zbudowana i jak działa najprostsza bateria?

Najprostszą baterią¹ jest ogniwo Leclanchégo. Ogniwo to zostało skonstruowane w 1866 r. przez francuskiego chemika Georges'a Leclanchégo [żorża leklanszego].

Schemat ogniwa Leclanchégo można zapisać następująco:

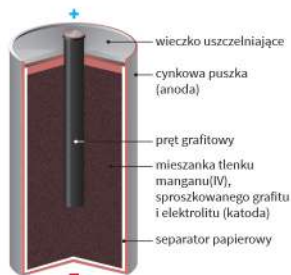


a jego pracę opisać równaniem reakcji:



¹ Bateria to w języku potocznym małe ogniwo elektryczne do zasilania urządzeń codziennego użytku.

Ogniwo Leclanchégo stosuje się powszechnie do dzisiaj. Służy ono do zasilania m.in. latarek czy radioodbiorników, jednak nie zawsze jest najlepszym możliwym wyborem. Prace nad alternatywnymi rozwiązaniami niemal wiek później (w 1955 r.) zostały uwieńczone pojawieniem się ogniw alkalicznych (**baterii alkalicznych**). Jako elektrolit zastosowano w nich roztwór wodorotlenku potasu, a zasada ich działania również polega na reakcji cynku z tlenkiem manganu(IV). Jednak współczesne ogniwa alkaliczne dzięki technologicznym udoskonaleniom mogą działać kilkadziesiąt razy dłużej niż ogniwo Leclanchégo. Dziś można je kupić jako baterie okrągłe różnej wielkości, oznaczane symbolami LR03 (AAA), LR6 (AA, tzw. paluszek), LR14 (C) lub LR20 (D).



▲ Budowa ogniwa Leclanchégo



▲ Różne typy baterii alkalicznych

Jak są zbudowane ogniwa pastylkowe?

Na rynku są także dostępne ogniwa pastylkowe. Różnią się one najczęściej materiałem, z którego wykonano katodę lub anodę, oraz rodzajem użytego elektrolitu. Są one zbudowane analogicznie jak ogniwo srebrowo-cynkowe (patrz ilustracja obok).



▲ Budowa ogniwa srebrowo-cynkowego

Jak działa ogniwo srebrowo-cynkowe?

Schemat ogniwa srebrowo-cynkowego można zapisać następująco:



a jego pracę opisać równaniem reakcji:



Ogniwa pastylkowe stosuje się do zasilania urządzeń, które wymagają stałego napięcia, ale pobierają niewiele energii, np. termometrów, zegarków i kalkulatorów.

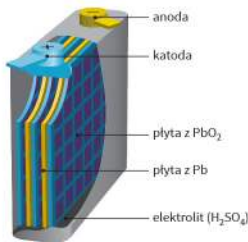
Co to jest akumulator?

Akumulator to zwykle zespół kilku połączonych ze sobą szeregowo odwracalnych ogniw galwanicznych. Może być wielokrotnie używany i ładowany stałym prądem elektrycznym. Do najczęściej używanych akumulatorów należą: **ołowiowy** (skonstruowany w 1859 r. przez Gastona Plątego [gastona plątego]) oraz **zasadowy** (skonstruowany w 1900 r. przez Thomasa Edisona [tomasa edisona]).

Jak jest zbudowany i jak działa akumulator ołowiowy?

W akumulatorze ołowiowym anoda (A) jest wykonana z ołowiu, a katoda (K) z ołowiu pokrytego tlenkiem ołowiu(IV). Półogniwa te są zanurzone w mniej więcej 30-procentowym roztworze kwasu siarkowego(VI). W akumulatorze ołowiowym napięcie pojedynczego ogniwa wynosi 2 V, dlatego na rynku można znaleźć w sprzedaży akumulatory o napięciu 6 V, 12 V i 24 V, w których odpowiednia liczba ogniw jest łączona ze sobą szeregowo w celu uzyskania właściwego napięcia.

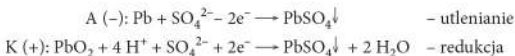
Schemat pojedynczego ogniwa akumulatora ołowiowego można zapisać następująco:



▲ Budowa akumulatora ołowiowego



Na poszczególnych półogniwach tego ogniwa zachodzą reakcje:



Pracę akumulatora ołowiowego oraz procesy związane z jego rozładowaniem i ładowaniem można zapisać równaniem reakcji:

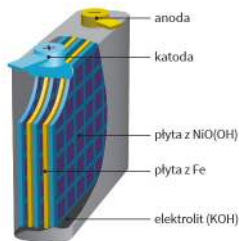


Zalety tego typu akumulatora to prosta i tania konstrukcja o wysokiej sprawności energetycznej. Natomiast do jego wad należą duża masa i wrażliwość na nadmierne rozładowanie. Akumulatory te powszechnie wykorzystuje się do napędu elektrycznych wózków widlowych, wózków golfowych, skuterów elektrycznych itp. Znajdują one również zastosowanie w urządzeniach bezprzewodowego zasilania, począwszy od małych domowych zasilaczy UPS, a na potężnych systemach w serwerowniach skończywszy. W samochodach służą zaś do inicjowania pracy silników spalinowych i zasilania urządzeń elektrycznych w czasie, gdy nie pracuje silnik.

Jak jest zbudowany i jak działa akumulator zasadowy?

Konstrukcja akumulatora zasadowego jest podobna do konstrukcji akumulatora ołowiowego. Składa się on z określonej liczby ogniw, połączonych ze sobą szeregowo w celu otrzymania właściwego napięcia.

Przykładem akumulatora zasadowego może być akumulator żelazowo-niklowy. Anodę tego ogniwa stanowi żelazo, a katodę – nikiel pokryty tlenkiem wodorotlenkiem niklu(III) ($\text{NiO}(\text{OH})$). Półogniwa te są zanurzone w mniej więcej 20-procentowym roztworze wodorotlenku sodu lub potasu. Schemat pojedynczego ogniwa akumulatora zasadowego można zapisać następująco:



▲ Budowa akumulatora zasadowego



Warto wiedzieć, że akumulatory zasadowe są znacznie lżejsze od ołowiowych, mają długi czas użytkowania i mogą pracować w szerokim zakresie temperatur. Akumulatorów tych używa się m.in. do zasilania elektronarzędzi, sprzętu elektronicznego, oświetlenia awaryjnego i ewakuacyjnego.



▲ Wiertarki bezprzewodowe z akumulatorem



▲ Akumulator w laptopie



▲ Baterie litowo-jonowe do smartfonów

Co warto wiedzieć o ogniwie litowo-jonowym?

W wielu stosowanych obecnie przenośnych urządzeniach elektronicznych są wykorzystywane akumulatory litowo-jonowe. Ich budowa i zasada działania są dość skomplikowane, a równocześnie ulegają one ciągłemu udoskonalaniu. Elektrolitem w tym typie ogniw są związki litu rozpuszczone w rozpuszczalnikach organicznych. Podczas pracy ogniwa atomy litu z anody oddają elektrony i w postaci jonów Li^+ wędrują do katody, gdzie po pobraniu elektronów wbudowują się w materiał, z którego jest zbudowana katoda, bądź łączą się z tym materiałem.

Czy istnieje jeszcze inny sposób wytwarzania prądu stałego?

Prąd stały można wytwarzać również w tzw. **ogniwie paliwowym**. W tym urządzeniu energia chemiczna zgromadzona w paliwie (np. H_2) jest przetwarzana na energię elektryczną. Typowym ogniwem paliwowym jest **ogniwo wodorowo-tlenowe**.

W ogniwie wodorowo-tlenowym zachodzą procesy:

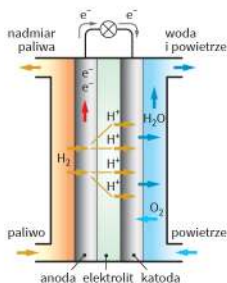


Powstałe na anodzie kationy wodoru migrują przez polimerowy elektrolit do katody, tam łączą się z anionami tlenkowymi i tworzą wodę. Woda jest tutaj produktem pracy tego ogniwa wraz ze strumieniem elektronów płynących w obwodzie zewnętrznym.

W odróżnieniu od baterii i akumulatorów ogniwa paliwowe nie gromadzą w sobie energii. Pracują dopóty, dopóki dostarcza się do nich paliwo (np. H_2) i tlen.

O ogniwach paliwowych warto też wiedzieć, że:

- mają wysoką sprawność,
- mogą korzystać z wielu źródeł paliwa,
- mogą mieć dowolną wielkość w zależności od zastosowania,
- nie wytwarzają żadnych zanieczyszczeń,
- koszt ich utrzymania jest niewielki,
- nie trzeba ich wcześniej ładować, zapewniają pełną moc w momencie dostarczenia paliwa.



▲ Budowa ogniwa wodorowo-tlenowego

**WARTO WIEDZIEĆ**

W 2019 r. Nagrodę Nobla w dziedzinie chemii otrzymali trzej naukowcy: John B. Goodenough [gudenaŋ], M. Stanley Whittingham [litingam] i Akira Yoshino [joszino] za wkład w rozwój **ogniwo litowo-jonowych**. Wybór uzasadniono tym, że ogniwo litowo-jonowe „zrewolucjonizowało nasze życie” i jest wykorzystywane w wielu urządzeniach, takich jak laptopy, smartfony czy samochody. Każdemu z laureatów komitet noblowski przypisał inne zasługi na rzecz rozwoju ogniw litowo-jonowych. Whittinghama wyróżniono za to, że już na początku lat 70. XX w. opracował pierwszą funkcjonującą baterię litową. Goodenough podwoił jej potencjał, co zwiększyło jej użyteczność, a Yoshino dopracował akumulator – wyeliminował z niego czysty lit i zwiększył jego bezpieczeństwo.



▲ Akira Yoshino, John B. Goodenough i M. Stanley Whittingham



◀ Wszystkich użytkowników baterii i akumulatorów obowiązuje ustawa z 24 kwietnia 2009 r. o bateriach i akumulatorach, która określa m.in. zasady zbierania, przetwarzania, recyklingu i unieszkodliwiania zużytych baterii i zużytych akumulatorów

PODSUMOWANIE

- **Ogniwa nieodwracalnego (nieładowalnego)** po rozładowaniu nie można naładować.
- **Akumulator** to najczęściej zespół ogniw odwracalnych (ładowalnych), w którym energia elektryczna jest gromadzona dzięki odwracalnym reakcjom chemicznym.
- **Ogniwo paliwowe** to ogniwo generujące energię elektryczną z reakcji utleniania paliwa stale dostarczanego do niego z zewnątrz.
- **Ogniwa techniczne** to nieodnawialne w życiu codziennym źródła prądu, zasilające wiele urządzeń elektrycznych.

ZADANIA

1. W dostępnych źródłach informacji sprawdź, jak zmiana temperatury wpływa na pracę akumulatora.
2. Wyjaśnij, dlaczego wszystkie baterie i akumulatory muszą zostać oznaczone graficznym symbolem selektywnej zbiórki (przekreślonego kosza).
3. W dostępnych źródłach informacji dowiedz się, gdzie znalazły zastosowanie akumulatory Ni-MH.



15. Korozja i ochrona przed jej powstawaniem

- Korozja
- Czynniki powodujące korozję chemiczną
- Mechanizm korozji elektrochemicznej
- Sposoby zabezpieczania metali przed korozją

➔ **Przypomnij sobie**, jakie czynniki mają wpływ na szybkość reakcji chemicznych.

Czym jest korozja?



Korozja – stopniowe niszczenie materiału wskutek chemicznego lub elektrochemicznego oddziaływania środowiska.

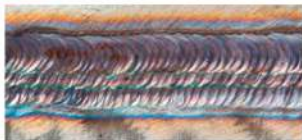
Niszczenie materiału rozpoczyna się na jego powierzchni i postępuje w głąb. Pojęcie korozji dotyczy przede wszystkim metali i ich stopów, ale stosuje się je także do innych tworzyw, takich jak: beton, materiały ceramiczne, skały i tworzywa sztuczne. Metale i ich stopy mogą ulegać **korozji chemicznej** lub **elektrochemicznej**.

Na czym polega korozja chemiczna metali?

Korozja chemiczna polega na reakcjach chemicznych zachodzących między metalem (materiałem korodującym) a czynnikami środowiska zewnętrznego.

Do tych czynników można zaliczyć: suche, agresywne gazy (tj. O_2 , SO_2 , H_2S , Cl_2 , tlenki azotu), ciecze niebędące elektrolitami (np. benzyna, nafta, glikol) oraz

gazy spalinowe, które zwęglają np. stal i powodują, że staje się ona krucha. Szybkość korozji chemicznej jest wprost proporcjonalna do temperatury, a zatem metale są szczególnie na nią narażone w podwyższonej temperaturze.



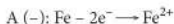
▲ Ślady korozji chemicznej spoiny po spawaniu

Jak przebiega korozja elektrochemiczna metali i ich stopów?

Korozja elektrochemiczna zachodzi w mikroogniwach galwanicznych na niejednorodnej powierzchni metalu lub stopu (np. na powierzchni z uszkodzeniami mechanicznymi lub zanieczyszczonej). **Anodę** mikroogniwa stanowi miejsce utleniania się metalu (powstawania kationów metalu), a **katodę** – obszar, w którym dochodzi do redukcji tlenu (powstawania anionów wodorotlenkowych).

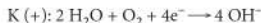
Najczęściej jest to miejsce zetknięcia się metalu z elektrolitem i tlenem. Jony powstałe w obu procesach ulegają wtórnym reakcjom, w których tworzą się osady. Przepływ prądu między półogniwami zapewnia korodujący metal (lub stop) oraz elektrolit znajdujący się na powierzchni tego metalu (lub stopu). Elektrolitem może być wodny roztwór zawierający rozpuszczone gazy (np. O_2 , CO_2 , SO_2 , tlenki azotu) lub sole (np. $NaCl$, $CaCl_2$).

■ Podczas korozji stali (stopu żelaza z węglem) w reakcji **utleniania** powstają kationy żelaza(II):

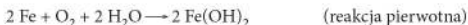


Jony Fe^{2+} reagują następnie z anionami OH^- i tworzą wodorotlenek żelaza(II) – $Fe(OH)_2$. Wodorotlenek ten jest dalej utleniany do wodorotlenku żelaza(III) – $Fe(OH)_3$ – i uwodnionych tlenków żelaza ($Fe_2O_3 \cdot n H_2O$, $Fe_3O_4 \cdot m H_2O$). Mieszanina tych związków chemicznych jest nazywana **rdzą**.

■ Obecne w roztworze jony OH^- powstają na skutek **redukcji** tlenu rozpuszczonego w elektrolicie. Proces ten zachodzi na katodzie, którą stanowi węgiel – grafit lub węgiel żelaza (Fe_3C) – zawarty w stali:

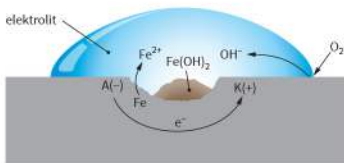


Korozję żelaza (stali, żeliwa) można zatem opisać następującymi równaniami reakcji:



■ Na szybkość korozji elektrochemicznej mają wpływ:

- struktura powierzchni metalu lub stopu metali;
- ilość wytworzonej rdzy (rdza odgrywa rolę autokatalizatora);
- stężenie jonów niebiorących udziału w procesach elektrochemicznych, które zwiększają przewodnictwo elektryczne elektrolitu.



▲ Proces powstawania rdzy

Obecność produktów korozji przyspiesza jej dalszy przebieg



NaOH

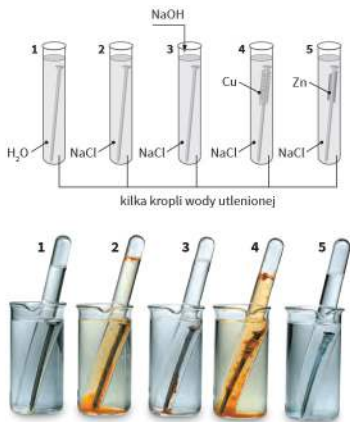
DOŚWIADCZENIE 1. Badanie korozji stali i czynników wpływających na szybkość tego procesu

Opis: Przygotujcie pięć probówek, pięć oczyszczonych stalowych gwoździ, drut miedziany i blaszkę cynkową. Pierwszą probówkę (1) napętnijcie wodą destylowaną, a pozostałe (2–5) roztworem chlorku sodu. Do każdej probówki dodajcie po kilka kropli wody utlenionej w celu przyspieszenia reakcji. Do probówek 1–3 włóżcie po jednym gwoździu, do czwartej gwoździ owinięty drutem miedzianym (4), a do piątej – gwoździ owinięty blaszką cynkową (5). Po kilku godzinach do trzeciej probówki dodajcie trochę wodorotlenku sodu (3). Sprawdźcie zawartość probówek po 24 godzinach.

Uwaga! Probówki można umieścić w zlewkach z odpowiednimi roztworami, jak pokazano na zdjęciu.

Obserwacje: W probówkach 2, 3 i 4 pojawił się czerwono-brunatny osad (produkty korozji żelaza). Najwięcej rdzy powstało w probówkach 2 i 4. Korozja w probówce 3 została zahamowana. W probówce 5 gwoździ nie żarzewiał, lecz pojawił się galaretowaty osad.

Wnioski: Szybkość procesu korozji stalowych gwoździ jest uzależniona od środowiska, w którym ten proces zachodzi, i rodzaju metalu, z jakim się one stykają.



Obecne w **roztworze zasadowym** jony OH^- hamują redukcję tlenu rozpuszczonego w elektrolicie, a to z kolei hamuje utlenianie żelaza. Dlatego proces korozji został zahamowany. Korozja zaszła szybciej w **roztworach o odczynie kwasowym** ze względu na to, że kationy wodoru katalizują proces redukcji tlenu.

W **roztworach obojętnych** o szybkości korozji decyduje stężenie jonów znajdujących się w elektrolicie. Dlatego w roztworze chlorku sodu korozja zachodziła szybciej niż w czystej wodzie.



Szybkość procesu korozji jest uzależniona od warunków, w jakich zachodzi

Proces korozji **najszybciej** zaszedł w wypadku stalowego gwoźdźa połączonego z **mniej aktywnym metalem** – miedzią. Żelazo zawarte w gwoździu stanowi anodę utworzonego ogniwa i ulega utlenieniu.

Połączenie gwoźdźa z **metalem bardziej aktywnym** – cynkiem – spowodowało, że korozja została **zahamowana**. Tutaj cynk stanowi anodę i utlenia się.

Jakie są sposoby zabezpieczania metali przed korozją?

Istnieje wiele sposobów ochrony przed korozją. Wśród nich można wyróżnić metody zapewniające odizolowanie powierzchni metalu od środowiska zewnętrznego, metody elektrochemiczne oraz metody powodujące zmianę właściwości czynników środowiska.



▲ Rolka z ocynkowanej blachy stalowej do produkcji metalowych rur



▲ Lakierowanie metalowych części samochodu

■ Najprostszym i najskuteczniejszym sposobem ochrony metali przed korozją jest **pokrywanie ich powierzchni olejami mineralnymi, farbami, lakierami i emaliami**. Zabiegi te powodują, że metal zostaje odizolowany od czynników środowiska.

■ Często stosuje się też **pokrywanie jednych metali drugimi**. Metal ochraniający można pokrywać metalem bardziej lub mniej szlachetnym od niego. Jeżeli metal pokrywający jest bardziej szlachetny (np. miedź, cyna, nikiel) niż ochraniający (np. żelazo), to zwarta warstwa chroniąca dobrze spełnia swoją funkcję. Jednak w wypadku uszkodzenia tej warstwy korozja ochraniającego metalu przebiega szybciej, niż gdyby metal nie był niczym pokryty. Jeżeli natomiast metal ochraniający (np. żelazo) zostanie pokryty metalem mniej szlachetnym (np. cynkiem lub chromem), działa odwrotny mechanizm ochronny. Wówczas metal mniej szlachetny staje się półogniwem ujemnym i roztwarza się wcześniej niż metal ochraniający.

■ Na tej samej zasadzie działa **ochrona protektorowa**. Protektor to metal o niższym potencjale standardowym, czyli mniej szlachetny niż połączony z nim metal chroniony. Ochronę protektorową stosuje się wobec dużych przedmiotów wykonanych ze stopów żelaza. Jako protektor wykorzystuje się magnez, cynk lub glin (aluminium).

■ Innym sposobem uchronienia dużych konstrukcji metalowych przed korozją jest metoda **ochrony katodowej**. Polega ona na zastosowaniu zewnętrznego źródła prądu stałego, którego biegun ujemny jest przyłączony do chronionego obiektu. Doprowadzenie elektronów do narażonego na korozję metalu powoduje, że proces jego utleniania zostaje zahamowany, przy jednoczesnym zachowaniu procesów redukcji innych substancji.

■ W celu zabezpieczenia przed korozją wewnętrznych powierzchni instalacji chłodniczych, kotłów parowych czy aparatury chemicznej **zmienia się właściwości czynników środowiska** przez wprowadzenie do niego **inhibitorów**, tj. związków hamujących procesy korozyjne. Związkami takimi są np. ortofosforany(V), które na powierzchni chronionego metalu tworzą nierozpuszczalne związki chemiczne.



WARTO WIEDZIEĆ

Patyna to warstwa produktów korozji miedzi i jej stopów o charakterystycznej zielonej barwie. Występuje często na miedzianych dachach budowli i pomnikach z brązu lub spiżu. Tworzy się wskutek działania na miedź atmosfery bogatej w wilgoć i tlenek węgla(IV). Jej głównym składnikiem jest węglan hydroksomiedzi(II) – $[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$. Cały proces powstawania patyny trwa kilkadziesiąt lat, choć pierwsze objawy mogą pojawiać się już po kilku miesiącach. Z chwilą utworzenia się warstwy patyny dalszy proces korozyjny zaczyna przebiegać bardzo wolno, gdyż warstwa ta ściśle przylega do materiału i utrudnia czynnikom środowiska dostęp do miedzi.



▲ Pomnik Jana III Sobieskiego pokryty patyną

PODSUMOWANIE

- **Korozja** to proces niszczenia materiału (metali i ich stopów, a także betonu, ceramiki, skał, tworzyw sztucznych) pod wpływem czynników środowiska zewnętrznego.
- **Korozja metali i ich stopów** następuje na skutek reakcji chemicznych zachodzących na ich powierzchni.
- **Metody zabezpieczania metali lub ich stopów przed korozją:**
 - odizolowanie materiału od środowiska zewnętrznego;
 - zastosowanie ochrony protektorowej lub katodowej (dla metali);
 - obniżenie agresywności środowiska.

ZADANIA

1. Wymień substancje, które powodują, przyspieszają lub opóźniają korozję elektrochemiczną żelaza.
2. Wyjaśnij, dlaczego w suchym powietrzu lub w wodzie pozbawionej powietrza żelazo nie rdzewieje, a dlaczego jego korozja postępuje szybko w obecności natlenionej wody, kwasów oraz metali mniej aktywnych, z którymi styka się to żelazo.
3. Wyjaśnij, dlaczego:
 - a) szczyroryk noszony w kieszeni nie rdzewieje, natomiast pozostawiony na dworze szybko koroduje;
 - b) puszka do konserw wykonana z białej blachy (blachy żelaznej ocynowanej) w miejscu zarysowania powłoki cynowej szybko rdzewieje;
 - c) stal o większej zawartości węgla łatwiej ulega korozji.

GŁÓWNE REGUŁY OKREŚLANIA STOPNIA UTLENIANIA PIERWIASTKA

- Stopień utlenienia **pierwiastka w stanie wolnym** wynosi 0.
- W związkach chemicznych **metale** mają zawsze dodatni stopień utlenienia, równy ich wartościowości, **fluor** -I, **tlen** najczęściej -II, a **wodór** najczęściej I.
- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego wynosi 0.
- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu.
- Stopień utlenienia pierwiastka w jonie prostym jest równy ładunkowi tego jonu.

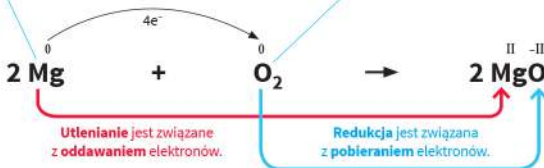
REAKCJE UTLENIANIA-REDUKCJI

(reakcje redoks) polegają na wymianie elektronów między reagującymi substancjami, czemu towarzyszy zmiana stopni utlenienia pierwiastków.

Przy wyznaczaniu **współczynników stechiometrycznych** w równaniu reakcji utleniania-redukcji bierzemy pod uwagę bilans elektronów wymienianych między reduktorem i utleniaczem.

Reduktor to atom lub jon, który oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia.

Utleniacz to atom lub jon, który przyjmuje elektrony i obniża swój stopień utlenienia.



OGNIWO GALWANICZNE to źródło prądu stałego, zamieniające energię chemiczną na energię elektryczną. Zachodzą w nim samorzutne procesy elektrochemiczne.

PÓŁOGNIWO 1

ANODA

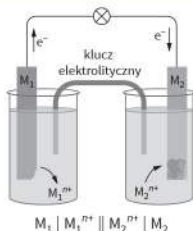


utlenianie metalu

BIEGUN UJEMNY

metal **bardziej** aktywny

E°_{anody} – niższy potencjał standardowy



PÓŁOGNIWO 2

KATODA



redukcja kationów

BIEGUN DODATNI

metal **mniej** aktywny

E°_{katody} – wyższy potencjał standardowy

Miejsce położenia pierwiastka w szeregu elektrochemicznym świadczy o jego aktywności.

Przy porównaniu aktywności dwóch metali za aktywniejszy uważa się ten, który ma niższy potencjał standardowy.

Metale o ujemnym potencjale standardowym (metale nieszlachetne) wypierają wodór z kwasów nieutleniających, w przeciwieństwie do metali o dodatnim potencjale standardowym (metali szlachetnych).

SZEREG ELEKTROCHEMICZNY (NAPIĘCIOWY)

to zbiór wartości standardowych potencjałów półogniwi wyznaczony względem standardowego półogniwa wodorowego.

SILA ELEKTROMOTORYCZNA OGNIWA (SEM)

to napięcie, jakie panuje między półogniwami niepracującego ogniwa; najwyższe napięcie, jakie można uzyskać z danego ogniwa.

SEM ogniwa ma zawsze wartość dodatnią i można ją obliczyć z potencjałów standardowych półogniwi według wzoru:

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

ŹRÓDŁA PRĄDU STAŁEGO



BATERIA to ogniwo nieodwracalne (nieładowalne), które po rozładowaniu (czyli wyczerpaniu się materiału anodowego) nie nadaje się do dalszego użycia.



AKUMULATOR to najczęściej zespół ogniw odwracalnych (ładowalnych), w którym energia elektryczna jest gromadzona dzięki odwracalnym reakcjom chemicznym.



OGNIWO PALIWOWE to ogniwo generujące energię elektryczną z reakcji utleniania paliwa, stale dostarczającego z zewnątrz.

KOROZJA to proces zachodzący na powierzchni metali i ich stopów, a także tworzyw niemetalowych, polegający na niszczącym oddziaływaniu środowiska.

Korozja elektrochemiczna to proces niszczenia metali i ich stopów narażonych na działanie roztworów elektrolitów. Obecność elektrolitów sprawia, że na powierzchni metali tworzą się mikroogniwa galwaniczne.

Korozja elektrochemiczna żelaza i jego stopów jest **procesem anodowym**. W jej wyniku powstaje rdza, będąca mieszaniną tlenków i wodorotlenków żelaza.

Ochrona metali i ich stopów przed korozją opiera się na izolowaniu ich powierzchni od czynników korozyjnych, zastosowaniu ochrony protektorowej lub katodowej (dla metali) albo obniżeniu agresywności środowiska.



1. Wskaż związek, w którym siarka ma -II stopień utlenienia.

A. SO_2 B. H_2SO_3 C. Na_2SO_4 D. H_2S

2. Wskaż równanie, które przedstawia reakcję utleniania-redukcji.

A. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ C. $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$
 B. $\text{MgO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3$ D. $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

3. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Utleniaczem w reakcji utleniania-redukcji jest pierwiastek o wartości stopnia utlenienia

A. równej zero. C. większej od zera.
 B. obniżającej się w wyniku reakcji. D. podwyższającej się w wyniku reakcji.

4. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Podczas reakcji przedstawionej równaniem $2\text{Fe} + 6\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ redukcji ulega

A. azot. B. żelazo. C. wodór. D. tlen.

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

W równaniu $u\text{S} + w\text{HNO}_3 \rightarrow x\text{SO}_2 + y\text{NO}_2 + z\text{H}_2\text{O}$ współczynniki stechiometryczne wynoszą kolejno

	<i>u</i>	<i>w</i>	<i>x</i>	<i>y</i>	<i>z</i>
A	3	2	3	2	1
B	1	2	1	2	3
C	2	8	2	8	1
D	1	4	1	4	2

6. Wskaż, w którym przypadku zajdzie reakcja chemiczna.

A. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} \rightarrow$ C. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag} \rightarrow$
 B. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} \rightarrow$ D. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Ni} \rightarrow$

7. Wskaż schemat ogniwa galwanicznego, w którym glin jest biegunem dodatnim.

A. $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$ C. $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$
 B. $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Mg}^{2+} \mid \text{Mg}$ D. $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Fe}^{2+} \mid \text{Fe}$

8. Wskaż zdanie fałszywe.

A. Katoda w ogniwie jest półogniwem dodatnim.
 B. Siła elektromotoryczna to różnica potencjałów ogniwa otwartego.
 C. Na anodzie ogniwa zachodzi proces utleniania.
 D. Metale aktywne mają wysokie wartości potencjału standardowego.

9. Wykonaj obliczenia i wskaż poprawne dokończenie zdania.

Wartość SEM ogniwa zbudowanego z półogniw żelazowego i srebrowego wynosi

A. +0,35 V B. -0,35 V C. -1,25 V D. +1,25 V

10. Wskaż prawdziwą odpowiedź na pytanie. Co koroduje szybciej, gdy dojdzie do uszkodzenia powłoki ochronnej – żelazo pochromowane czy żelazo pomiedziowane?

A. Żelazo pomiedziowane. C. Korodują z jednakową szybkością.
 B. Żelazo pochromowane. D. Nie ulegają korozji.

11. Wyjaśnij znaczenie pojęcia: stopień utlenienia pierwiastka.
12. Podaj, jakie reguły obowiązują przy określaniu stopnia utlenienia pierwiastków.
13. Na podstawie elektronowej teorii budowy atomu wyjaśnij, dlaczego metale mają dodatnie stopnie utlenienia, tlen najczęściej $-II$, a wodór $+I$.
14. Podaj, w jakich związkach chemicznych tlen występuje na $-I$ i na $+II$ stopniu utlenienia, a wodór – na $-I$.
15. Wskaż, które z wymienionych związków zawierają atomy tego samego pierwiastka o różnych stopniach utlenienia.

a) $K_2Cr_2O_7$	c) $H_4P_2O_7$	e) Pb_3O_4
b) Fe_3O_4	d) $Na_2S_2O_3$	f) H_2O_2
16. Podaj przykłady reakcji chemicznych przebiegających bez zmiany stopni utlenienia pierwiastków substratów.
17. Wyjaśnij, jaki proces nazywamy utlenianiem w świetle teorii elektronowej, a jaki – redukcją.
18. Określ, kiedy substancja jest reduktorem, a kiedy utleniaczem. Podaj odpowiednie przykłady.
19. Na podstawie konfiguracji elektronowej podanych atomów i jonów rozstrzygnij, czy mogą one w jakichkolwiek reakcjach odgrywać rolę utleniacza.

a) atomy sodu	c) jony tlenkowe	e) jony glinu
b) jony sodu	d) atomy jodu	f) jony żelaza(II)

 Odpowiedź uzasadnij.
20. Na podstawie konfiguracji elektronowej rozstrzygnij, czy w charakterze reduktora mogą występować podane jony.

a) Sn^{2+}	b) Cl^-	c) Fe^{3+}	d) Al^{3+}
--------------	-----------	--------------	--------------

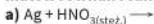
 Odpowiedź uzasadnij.
21. Podaj przykłady pierwiastków i związków chemicznych, które mogą jednocześnie odgrywać rolę reduktora i utleniacza. Sformułuj na tej podstawie ogólne wnioski.
22. Omów sposób bilansowania równań reakcji utleniania–redukcji.
23. Dobierz współczynniki stechiometryczne w podanych schematach równań reakcji. Ułóż równania półokwowe procesów utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor.

a) $ZnS + O_2 \longrightarrow ZnO + SO_2$
b) $KMnO_4 + HCl \longrightarrow Cl_2 \uparrow + MnCl_2 + KCl + H_2O$
c) $MnO_2 + KBr + H_2SO_4 \longrightarrow MnBr_2 + Br_2 \uparrow + K_2SO_4 + H_2O$
d) $H_2S + H_2SO_3 \longrightarrow S \downarrow + H_2O$
24. Przedstaw równania półokwowe procesów utleniania i redukcji oraz wskaż rolę atomów i jonów wodoru w podanych reakcjach.

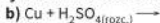
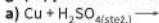
a) $2 Al + 6 HCl \longrightarrow 2 AlCl_3 + 3 H_2 \uparrow$	b) $Fe_2O_3 + 3 H_2 \longrightarrow 2 Fe + 3 H_2O$
---	--



25. Jak reaguje stężony i rozcieńczony kwas azotowy(V) z metalami? Wyjaśnij właściwości utleniające tego kwasu przez dokończenie w zeszyte następujących schematów równań reakcji:



26. Wyjaśnij właściwości utleniające stężonego i rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) przez dokończenie w zeszyte podanych schematów równań reakcji.



27. Wyjaśnij, co jest podstawową cechą chemiczną metali i miarą ich aktywności.

28. Określ, czy zajdzie reakcja chemiczna, gdy wrzucimy blaszkę cynkową do rozтворów podanych soli.



Jeśli tak, to napisz odpowiednie równania reakcji.

29. Wyjaśnij, czym są ogniwa galwaniczne. Jakiego typu przemiany energii w nich zachodzą?

30. Omów budowę ogniw Volty i Daniella. Przedstaw procesy, jakie przebiegają podczas czerpania prądu elektrycznego z tych ogniw.

31. Wytłumacz, czym różnią się ogniwa odwracalne od nieodwracalnych.

32. Podaj czynniki, jakie mają wpływ na wartość napięcia ogniwa.

33. Masz do dyspozycji dwa ogniwa: $\text{Ag} | \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} | \text{Au}$ oraz $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Cr}^{3+} | \text{Cr}$.

Na podstawie szeregu elektrochemicznego (napięciowego) wskaż:

a) półogniwo, które stanowi biegun dodatni, i to, które stanowi biegun ujemny.

b) półogniwo, w którym przebiega (podczas pracy ogniwa) samorzutnie proces utleniania, i półogniwo, w którym zachodzi proces redukcji.

c) półogniwo, które jest anodą, i to, które jest katodą.

d) kierunek, w którym płyną elektrony w przewodniku łączącym półogniwa w tych ogniwach.

e) kierunek przepływu prądu w zewnętrznym obwodzie elektrycznym.

f) ogniwo, które wykazuje większą wartość SEM.

34. Określ, z ilu połączonych szeregowo ogniw $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Ni}^{2+} | \text{Ni}$ musi składać się bateria, aby jej SEM była wyższa od 9 V.

35. Wyjaśnij, dlaczego akumulator jest nazywany ogniwem odwracalnym.

36. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Stopień naładowania akumulatora ołowiowego można sprawdzić przez mierzenie

A. gęstości elektrolitu.

C. ilości wydzielonego wodoru.

B. masy akumulatora.

D. objętości elektrolitu.

37. Wyjaśnij, na czym polega ochrona żelaza powłoką metalową wykonaną z metalu:

a) aktywniejszego od żelaza;

b) mniej aktywnego od żelaza.

38. Wytłumacz, dlaczego wyroby aluminiowe są odporne na korozję.



WŁAŚCIWOŚCI METALI I ICH ZWIĄZKÓW

- Metale i niemetale
- Sód i potas
- Magnez i wapń
- Glin
- Żelazo, chrom i mangan
- Cynk i ołów
- Miedź, srebro i złoto
- Otrzymywanie metali w przemyśle



Pierwiastki chemiczne

PIERWIASTKI CHEMICZNE to substancje proste, złożone z atomów o takiej samej liczbie atomowej. Wśród pierwiastków chemicznych wyróżniamy **metale i niemetale**.

↑ **Rośnie charakter metaliczny pierwiastków**

1	2	...	13	14	15	16	17	18
1 ${}^1_1\text{H}$								2 ${}^4_2\text{He}$
2 ${}^3_3\text{Li}$	4 ${}^4_4\text{Be}$		5 ${}^5_5\text{B}$	6 ${}^6_6\text{C}$	7 ${}^7_7\text{N}$	8 ${}^8_8\text{O}$	9 ${}^9_9\text{F}$	10 ${}^{10}_{10}\text{Ne}$
3 ${}^{11}_{11}\text{Na}$	12 ${}^{12}_{12}\text{Mg}$		13 ${}^{13}_{13}\text{Al}$	14 ${}^{14}_{14}\text{Si}$	15 ${}^{15}_{15}\text{P}$	16 ${}^{16}_{16}\text{S}$	17 ${}^{17}_{17}\text{Cl}$	18 ${}^{18}_{18}\text{Ar}$
4 ${}^{19}_{19}\text{K}$	20 ${}^{20}_{20}\text{Ca}$		31 ${}^{31}_{31}\text{Ga}$	32 ${}^{32}_{32}\text{Ge}$	33 ${}^{33}_{33}\text{As}$	34 ${}^{34}_{34}\text{Se}$	35 ${}^{35}_{35}\text{Br}$	36 ${}^{36}_{36}\text{Kr}$
5 ${}^{37}_{37}\text{Rb}$	38 ${}^{38}_{38}\text{Sr}$		49 ${}^{49}_{49}\text{In}$	50 ${}^{50}_{50}\text{Sn}$	51 ${}^{51}_{51}\text{Sb}$	52 ${}^{52}_{52}\text{Te}$	53 ${}^{53}_{53}\text{I}$	54 ${}^{54}_{54}\text{Xe}$
6 ${}^{55}_{55}\text{Cs}$	56 ${}^{56}_{56}\text{Ba}$		81 ${}^{81}_{81}\text{Tl}$	82 ${}^{82}_{82}\text{Pb}$	83 ${}^{83}_{83}\text{Bi}$	84 ${}^{84}_{84}\text{Po}$	85 ${}^{85}_{85}\text{At}$	86 ${}^{86}_{86}\text{Rn}$

↓ **Maleje charakter metaliczny pierwiastków**

■ metale ■ niemetale

Pierwiastki tej samej grupy wykazują podobne właściwości, ponieważ mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych. **Charakter metaliczny pierwiastków rośnie w grupie** wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Pierwiastki tego samego okresu mają taką samą liczbę powłok elektronowych. **Charakter metaliczny pierwiastków maleje w okresie** wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Właściwości metali (25 °C, 1013 hPa)



- metaliczny połysk
- barwa srebrzystoszara lub srebrzystobiała (wyjątki: złoto i miedź)
- stały stan skupienia (wyjątki: rtęć i kopernik)
- dobre przewodnictwo ciepłe i elektryczne
- kowalność i ciągliwość

Aktywność chemiczna metali

1	${}^3_3\text{Li}$ 6,94
2	lit
3	${}^{11}_{11}\text{Na}$ 22,99
4	sód
5	${}^{39}_{19}\text{K}$ 39,10
6	potas
7	${}^{37}_{37}\text{Rb}$ 85,47
8	rubid
9	${}^{55}_{55}\text{Cs}$ 132,91
10	cez

↑ **Rośnie aktywność litowców**

1	2	13
${}^{11}_{11}\text{Na}$ 22,99	${}^{12}_{12}\text{Mg}$ 24,31	${}^{13}_{13}\text{Al}$ 26,98
sód	magnez	glin

Maleje aktywność metali

Aktywność chemiczna metali 3. okresu maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej i liczby elektronów walencyjnych.

Aktywność chemiczna litowców rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Reakcje metali

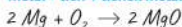
Metale 1. i 2. grupy (z wyjątkiem berylu) reagują z wodą. Produktami tych reakcji (wymiany pojedynczej) są odpowiednie wodorotlenki i wodór.

aktywny metal + woda → wodorotlenek + wodór



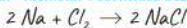
Metale reagują z tlenem. Produktami tych reakcji (syntezy) są tlenki metali.

metal + tlen → tlenek metalu



Metale reagują z niemetalami, np. chlorem, siarką. Produktami tych reakcji (syntezy) są sole kwasów beztlenowych.

metal + niemetal → sól kwasu beztlenowego



Wodorotlenki, tlenki metali i sole to związki jonowe, które są zbudowane z kationów metalu oraz odpowiednich anionów.

wodorotlenek sodu – NaOH
 Na^+ i OH^-

tlenek magnezu – MgO
 Mg^{2+} i O^{2-}

chlorek sodu – NaCl
 Na^+ i Cl^-

Różnicujące właściwości metali



Metale mają różną **twardość i gęstość**. Metale ciężkie, np. rtęć i ołów, oraz ich związki są **toksyczne**. Metale różnią się także **temperaturami topnienia**.



Niektóre metale (np. żelazo) są **przyciągane przez magnesy**.

Stopy metali

STOPY METALI to mieszaniny jednorodne metalu z innymi metalami i (lub) niemetalami.



brąz



mosiądz



stal nierdzewna

W metalach i ich stopach występuje wiązanie metaliczne.



16. Metale i niemetale

- Rozpowszechnienie pierwiastków chemicznych w przyrodzie
- Właściwości metali i niemetałów
- Metale i niemetale w układzie okresowym
- Sposoby odróżniania i identyfikacji pierwiastków chemicznych
- Budowa kryształów metali i niemetałów
- Właściwości pierwiastków a ich zastosowania

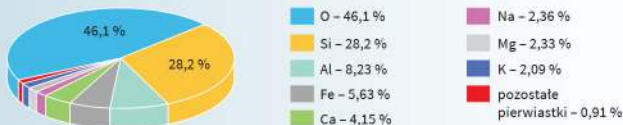
→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości mają metale, a jakie – niemetale.

Jak powstały pierwiastki chemiczne – podstawowe elementy tworzące Wszechświat?

Podstawowymi elementami budowy Ziemi są pierwiastki chemiczne. Tworzą one miliony różnorodnych związków chemicznych. Tylko nieliczne pierwiastki występują w przyrodzie w stanie wolnym; są to np. tlen, azot, siarka, platyna, złoto, srebro, miedź. Według najbardziej prawdopodobnej teorii początku Wszechświata¹ obecnie znane pierwiastki powstały w wyniku kilkustopniowego procesu. W jego wczesnej fazie, zwanej pierwotną nukleosyntezą, powstały: wodór, hel i lit. Kolejne pierwiastki, do żelaza włącznie, wytworzyły się we wnętrzach gwiazd. Do powstania pierwiastków o większej masie atomowej niż żelazo przyczyniły się wybuchowe etapy ewolucji gwiazd (supernowe). Pierwiastki budujące organizmy powstały we wnętrzach gwiazd istniejących bardzo dawno temu.

■ Udział pierwiastków chemicznych w skorupie ziemskiej

Tlen i krzem stanowią razem ok. 74 % masy skorupy ziemskiej. Procentowa zawartość glinu, żelaza, wapnia, sodu, magnezu i potasu łącznie wynosi ok. 25 %, a pozostałe pierwiastki to ok. 1 % masy litosfery.



¹ Teoria Wielkiego Wybuchu (*Big Bang Theory*): według tej teorii Wszechświat powstał ok. 13,7 mld lat temu w gwałtownej eksplozji bardzo gorącej i skondensowanej materii. Później rozpoczęła się jego ewolucja.

Taki skład skorupy ziemskiej powoduje, że **krzemiany i glinokrzemiany** są najbardziej rozpowszechnionymi minerałami litosfery. Obecnie znanych jest 118 pierwiastków chemicznych. Tylko 92 spośród nich występują w przyrodzie; pozostałe 26 otrzymano w wyniku sztucznych przemian jądrowych w urządzeniach zwanych akceleratorami. Te pierwiastki mają nietrwałe jądra, a więc są promieniotwórcze.

Pierwiastki chemiczne na podstawie różnic w ich właściwościach dzielimy na **metale** i **niemetale**. Większość pierwiastków to metale.

Jakie właściwości fizyczne pozwalają odróżnić metale od innych substancji?

Metale dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło. Wykazują charakterystyczny metaliczny połysk, są kowalne i ciągliwe. Mają różne wartości temperatury topnienia oraz różną gęstość. Wszystkie, poza rtęcią i kopernikiem, które w warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,25\text{ hPa}$ są cieciami, mają stały stan skupienia¹. Metale na ogół mają srebrzystobiałą lub srebrzystoszarą barwę; wyjątki to złoto i miedź. Obserwacja cech zewnętrznych pierwiastków pozwala zazwyczaj odróżnić metale od innych substancji.

Jakie właściwości fizyczne mają niemetale?

Niemetale występują w trzech stanach skupienia¹. Większość z nich to ciała stałe i gazy; **jedynym ciekłym niemetałem jest brom**. Niektóre niemetale – np. siarka, brom, chlor – mają charakterystyczne barwy, inne – np. tlen, azot, wodór – są bezbarwne.

Stany skupienia metali i niemetałów

	ciała stałe	ciecz	gazy
metale	 miedź	 rtęć	W warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,25\text{ hPa}$ metale nie występują w postaci gazowej.
niemetale	 siarka	 brom	 chlor

¹ Warunki: $T = 298\text{ K}$ oraz $p = 1013,25\text{ hPa}$ odnoszą się do właściwości wszystkich substancji wymienianych w podręczniku.

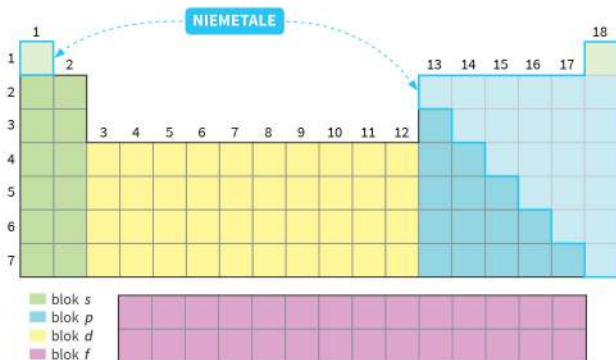
Niemetale przeważnie źle przewodzą prąd elektryczny, choć istnieją wyjątki, takie jak węgiel w postaci grafitu lub grafenu oraz fosfor czarny. Nietetale mają na ogół małą gęstość oraz niską temperaturę topnienia. W stałym stanie skupienia są kruche i różnią się twardością.

Jakie jest położenie metali i niemetali w układzie okresowym?

■ W grupach układu okresowego znajdują się pierwiastki o podobnych właściwościach, co jest związane z konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej ich atomów. Kierunki zmian oraz różnice we właściwościach pierwiastków w obrębie grupy są związane z liczbą wewnętrznych powłok elektronowych, a tym samym – z rozmiarem ich atomów. Pierwiastki o najmniejszych liczbach atomowych w grupie mają wyjątkowe właściwości z uwagi na małe rozmiary ich atomów. Mimo podobnych właściwości pierwiastków w każdej grupie wraz ze wzrostem liczby atomowej pogłębia się ich charakter metaliczny, co jest szczególnie widoczne w bloku konfiguracyjnym p (w grupach 13.–17.).

■ W okresach sąsiadują pierwiastki o odmiennych właściwościach – widać systematyczną zmianę ich właściwości fizycznych i chemicznych. Każdy okres (z wyjątkiem pierwszego) rozpoczyna się od aktywnego metalu, a kończy biernym niemetalem (helowcem). Następuje stopniowe przejście od dobrych przewodników prądu elektrycznego do izolatorów, od pierwiastków tworzących zasadowe tlenki do pierwiastków, których tlenki mają charakter kwasowy, od reduktorów do utleniaczy, od pierwiastków tworzących kationy do pierwiastków tworzących aniony.

■ Do **niemetali** należą wodór i hel, zajmujące miejsce w bloku konfiguracyjnym s , oraz część pierwiastków bloku p (w prawym górnym rogu układu okresowego). Wszystkie pierwiastki chemiczne bloków konfiguracyjnych d i f , litowce i berylłowce z bloku s oraz część pierwiastków bloku p to **metale**.



Czy można odróżnić bardzo podobne do siebie pierwiastki chemiczne?

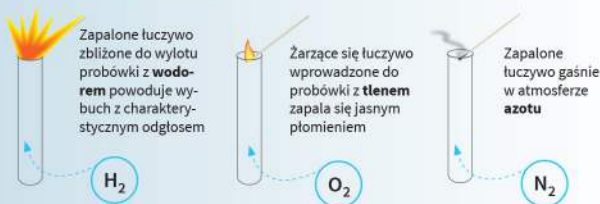
W celu odróżnienia i zidentyfikowania pierwiastków chemicznych mających wspólne cechy, np. ten sam stan skupienia i tę samą barwę, należy określić ich unikalne parametry, charakterystyczne dla każdej substancji, np. gęstość czy temperaturę topnienia. Już w czasach Archimidesa uczeni potrafili w prosty sposób wykazać, jakiego metalu użyto do wykonania danego przedmiotu. Wystarczyło określić masę i objętość takiego przedmiotu, by na tej podstawie obliczyć gęstość metalu w celu jego identyfikacji. Próbkami bardzo do siebie podobnych metali można łatwo rozpoznać również na podstawie różnic w wartościach ich temperatury topnienia.



▲ Podczas ogrzewania metali znajdujących się na płytce stalowej (a) – np. Sn, Pb i Zn – w pierwszej kolejności stopi się cyna ($t_{\text{Sn}} = 231,9\text{ }^{\circ}\text{C}$), następnie ołów ($t_{\text{Pb}} = 327,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), a na końcu cynk ($t_{\text{Zn}} = 419,5\text{ }^{\circ}\text{C}$). Do stopienia galu ($t_{\text{Ga}} = 29,8\text{ }^{\circ}\text{C}$) wystarczy ciepłota ludzkiego ciała (b)

W praktyce laboratoryjnej niektóre substancje identyfikuje się na podstawie **reakcji charakterystycznych**.

Rozpoznawanie wybranych bezbarwnych i bezwonnych pierwiastków gazowych



Pierwiastki chemiczne oprócz **właściwości fizycznych** mają określone **właściwości chemiczne**, czyli zdolność do reagowania z innymi substancjami.



HCl



Mg

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie zachowania metali wobec kwasu solnego

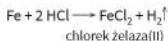
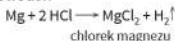
Opis: Przygotujcie trzy probówki z rozcieńczonym kwasem solnym. Do pierwszej wrzucić kawałek oczyszczonej wstążki magnezowej (1), do drugiej – gwóźdź stalowy (jego głównym składnikiem jest żelazo) (2), a do trzeciej – zwinięty drucik miedziany (3). Obserwujcie zmiany zachodzące w probówkach.



Obserwacje: Po wprowadzeniu do kwasu solnego:

- magnezu (1) – roztwór się pienił i wydzielal się intensywnie bezbarwny gaz, a probówka się rozgrzała;
- żelaza (2) – pęcherzyki bezbarwnego gazu wydzielaly się znacznie wolniej;
- miedzi (3) – nie było widać żadnych objawów reakcji.

Wnioski: Magnez reaguje z kwasem solnym energicznie, żelazo – znacznie wolniej, a miedź nie ulega działaniu kwasu. Produktami reakcji magnezu i żelaza z kwasem solnym są sole (chłorki) oraz wodór:



Żelazo jest metalem o mniejszej aktywności chemicznej niż magnez, ale bardziej aktywnym niż miedź. Aktywność badanych metali maleje w szeregu: Mg, Fe, Cu, czyli najbardziej aktywny jest magnez, a najmniej aktywna jest miedź.

Niemetale, podobnie jak metale, różnią się aktywnością chemiczną. **Fluor to najbardziej aktywny niemetale**, azot jest bardzo mało aktywny¹, a helowce są biernie chemicznie. Do dziś nie udało się otrzymać żadnego związku chemicznego helu czy neonu, a nie wszystkie połączenia pozostałych helowców są trwałe.

Pierwiastki chemiczne, zarówno metale, jak i niemetal, różnią się między sobą właściwościami fizycznymi oraz chemicznymi.

Jakie różnice występują w strukturach krystalicznych metali i niemetal?

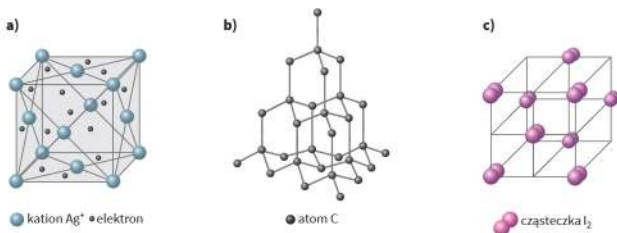
■ Węzły sieci krystalicznej **metali** obsadzają ich kationy, które są otoczone ruchliwymi elektronami walencyjnymi. Przyciąganie występujące między kationami a elektronami walencyjnymi w obrębie sieci krystalicznej metalu nosi nazwę **wiązania metalicznego** (podręcznik do kl. 1, rozdz. 8). Właściwości metali wynikają z ich specyficznej struktury oraz natury występującego w nich wiązania chemicznego.

■ **Niemetale** o stałym stanie skupienia – np. bor, jod, odmiany pierwiastkowego węgla, siarki – również mają budowę krystaliczną. Substancje te tworzą dwa rodzaje struktur krystalicznych, mimo że ich atomy są połączone tym samym rodzajem wiązania.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

Węzły sieci **kryształu kowalencyjnego (atomowego)** – np. diamentu czy boru – obsadzają odpowiednio atomy węgla lub atomy boru połączone ze sobą wiązaniem **kowalencyjnym**. Węzły sieci **kryształu molekularnego (cząsteczkowego)** – np. siarki czy jodu – obsadzają odpowiednio cząsteczki siarki (S_8) lub cząsteczki jodu (I_2), w których występuje wiązanie **kowalencyjne**. W kryształach molekularnych między cząsteczkami niemetali występują bardzo słabe oddziaływania międzycząsteczkowe – siły van der Waalsa. Właściwości niemetali o stałym stanie skupienia wynikają z natury występującego między ich atomami wiązania chemicznego oraz z tworzonego przez nie rodzaju struktury krystalicznej.

➔ W węzłach sieci kryształu metalicznego znajdują się kationy metalu, węzły sieci kryształu kowalencyjnego (atomowego) niemetalu obsadzają jego atomy, a strukturę kryształu molekularnego (cząsteczkowego) niemetalu tworzą jego cząsteczki.



▲ Modele fragmentów struktur krystalicznych: a) kryształ metaliczny srebra, b) kryształ kowalencyjny diamentu, c) kryształ molekularny jodu

■ Zastosowania pierwiastków chemicznych

O przeznaczeniu pierwiastka chemicznego do określonego celu decydują jego właściwości fizyczne oraz odporność chemiczna na substancje znajdujące się w jego otoczeniu.

■ Wyładowaniom elektrycznym w rozrzedzonych **helowcach** towarzyszy emisja charakterystycznego dla każdego z nich barwnego światła. Zjawisko to wykorzystuje się w technice oświetleniowej, m.in. w reklamach świetlnych.



◀ Wzbudzony neon emituje światło czerwone, hel – żółte, argon – zielone, a hel zmieszany z parami rtęci – niebieskie



▲ Tradycyjna żarówka żarowa to jeden z przełomowych wynalazków. Służyła człowiekowi jako źródło światła przez ponad sto lat

■ W latach 1913–2016 z **wolframu** wyrabiano włókna żarowe (żarniki) do tradycyjnych żarówek żarowych, gdyż rozgrzany do wysokiej temperatury wolfram emituje jaskrawe białe światło i jest metalem o bardzo wysokiej – najwyższej wśród metali – temperaturze topnienia ($t_{\text{w}} = 3420\text{ }^{\circ}\text{C}$). Dyrektywa UE z 1 września 2010 r. o wycofaniu z użycia i produkcji do 2016 r. tradycyjnych, energochłonnych żarówek żarowych jest elementem unijnej strategii przejścia na nowocześniejsze i bardziej przyjazne środowisku, energooszczędne rodzaje oświetlenia.

■ **Tytan** jest metalem o dużej wytrzymałości oraz odporności na korozję. Ponieważ nie reaguje z tkanką mięśniową ani kostną i ma stosunkowo małą gęstość ($d_{\text{Ti}} = 4,5\text{ g/cm}^3$), znalazł zastosowanie w implantologii. Z tytanu wykonuje się m.in. elementy endoprotez stawu biodrowego.



▲ Endoproteza stawu biodrowego

■ **Miedź i nikiel** to metale najczęściej stosowane do wyrobu monet, ponieważ ich stopy praktycznie nie ulegają korozji oraz są odporne na ścieranie.

► Rewers okolicznościowej monety 2 euro przedstawiający *Atomium* – jeden z najbardziej znanych użytkowych obiektów architektonicznych Brukseli, którego konstrukcja ma kształt modelu kryształu żelaza. Obecność niklu w składzie monety nadaje jej właściwości magnetyczne



piersiń – miedzionikiel (stop miedzi z niklem)

rdzeń – wykonany z trzech warstw: mosiądzu niklowego, niklu i ponownie mosiądzu niklowego

■ Powierzchnie materiałów wykonanych ze stali (np. baterii łazienkowych, narzędzi chirurgicznych, elementów karoserii samochodowych oraz części maszyn stosowanych w przemyśle spożywczym) powleka się **chromem**.

► Cienka warstwa twardego i odpornego na korozję chromu zwiększa odporność wyrobów na uszkodzenia mechaniczne, chroni przed korozją oraz nadaje połysk





WARTO WIEDZIEĆ

- Najlepszym przewodnikiem prądu elektrycznego jest **srebro**.
- Najniższą temperaturę topnienia spośród wszystkich metali ma **rteć** ($t_{\text{H}_2} = -38,8\text{ }^{\circ}\text{C}$), a najwyższą – **wolfram** ($t_{\text{W}} = 3420\text{ }^{\circ}\text{C}$).
- Najbardziej miękkim metalem jest **cez** (miękki jak wosk), a najtwardszym – **chrom** (twardy jak diament).
- Najbardziej kowalnym metalem jest **złoto**.
- Nowe pierwiastki chemiczne otrzymuje się w **akceleratorach**.



▲ Nowo powstający najnowocześniejszy akcelerator cząstek w Ośrodku Badań Jądrowych w Darmstadt posłuży do badań struktury materii i ewolucji Wszechświata

PODSUMOWANIE

- **Metale** mają charakterystyczny połysk, dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło, są kowalne i ciągliwe. Wszystkie, z wyjątkiem Hg i Cn (cieczce), mają stały stan skupienia¹.
- **Właściwości metali** wynikają ze specyficznej struktury kryształu metalicznego oraz z występującego w nich wiązania metalicznego.
- **Niemetale** występują w trzech stanach skupienia¹, mają różne barwy. Na ogół źle przewodzą prąd elektryczny.
- **Właściwości niemetałów** o stałym stanie skupienia wynikają z występującego między ich atomami wiązania kowalencyjnego oraz z tworzonego przez nie rodzaju struktury kryształicznej (kryształ kowalencyjny lub molekularny).

ZADANIA

1. Spośród podanych stwierdzeń wybierz te prawdziwe.
 - A. Sód tworzy kryształ metaliczny.
 - B. Niemetale nie przewodzą prądu elektrycznego – są izolatorami.
 - C. Większość pierwiastków chemicznych to metale.
 - D. Niemetale to substancje o gazowym stanie skupienia¹.
2. Wybierz z najbliższego otoczenia cztery dowolne przedmioty wykonane z metali oraz wskaż właściwości tych pierwiastków, które zadecydowały o ich zastosowaniu.
3. Podaj inne niż w podręczniku przykłady pierwiastków tworzących kryształy: metaliczny, kowalencyjny oraz molekularny. Porównaj ich właściwości fizyczne.
4. W reakcji rozcieńzonego kwasu solnego ze stopem miedzi z cynkiem o masie 5 g wydzielono się 1,12 dm³ wodoru. Oblicz procentową zawartość miedzi w stopie.
5. Uszereguj metale: Ag, Al, Cu, Fe według malejącej aktywności chemicznej.

¹ W warunkach: $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.



17. Sód i potas

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości fizyczne
- Aktywność chemiczna litowców
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania sodu i potasu

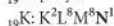
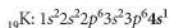
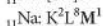
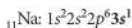
→ **Przypomnij sobie**, w jaki sposób atomy metali uzyskują trwałą konfigurację walencyjną najbliższego helowca.

Gdzie w przyrodzie występują związki sodu i potasu?

Sód i potas należą do 1. grupy układu okresowego, czyli do pierwiastków zwanych **litowcami**. Są to metale o dużym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej. W przyrodzie występują wyłącznie w postaci soli będących składnikami licznych skał i minerałów. Powszechnym związkiem chemicznym sodu jest tworząca rozległe złoża **sól kamienna**. Ogromne ilości chlorku sodu (NaCl) znajdują się również w wodach mórz i oceanów. Zarówno sód, jak i potas są makroelementami, stanowią niezbędne składniki diety człowieka. Zawartość sodu w organizmie człowieka wynosi ok. 0,15 %, a potasu – ok. 0,2 % masy ciała.

Jakie są konsekwencje budowy atomów sodu i potasu?

Atomy sodu i potasu mają jeden elektron walencyjny:



1	1H H
2	3Li lit
3	11Na sod
4	19K potas
5	37Rb rubid
6	55Cs cez
7	87Fr franc

W reakcjach chemicznych litowce oddają jeden elektron walencyjny i tworzą jednoładnie kationy o konfiguracji elektronowej najbliższego helowca:



Litowce we wszystkich związkach chemicznych mają stopień utlenienia I.

Jakie właściwości mają sód i potas?

■ Sód i potas to srebrzystobiałe metale o małej gęstości ($d_{\text{Na}} = 0,97 \text{ g/cm}^3$, $d_{\text{K}} = 0,86 \text{ g/cm}^3$). Dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło. Są tak miękkie, że można je kroić nożem. W porównaniu z innymi metalami mają niskie

wartości temperatury topnienia ($t_{\text{Na}} = 97,8\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{K}} = 63,4\text{ }^{\circ}\text{C}$).

■ Metaliczny połysk sodu i potasu możemy obserwować tylko na ich świeżych przekrojach. Pod wpływem tlenu i pary wodnej (obecnych w powietrzu) metale te bardzo szybko matowieją – ich powierzchnie pokrywają się cienką warstwą odpowiedniego tlenku (Na_2O , K_2O).



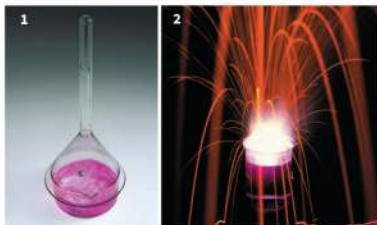
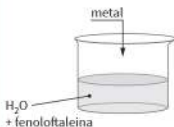
▲ Zarówno sód (a), jak i potas (b) przechowuje się w nacie, co zapobiega ich reakcjom z niektórymi składnikami powietrza

Który metal jest bardziej aktywny chemicznie – sód czy potas?

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcje sodu i potasu z wodą

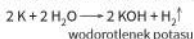
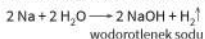
Opis: Przygotujcie dwa naczynia (krystalizatory lub zlewki) z wodą z dodatkiem kilku kropli roztworu fenoloftaleiny. Do jednego naczynia wrzućcie mały kawałek sodu i przykryjcie lejkiem z probówką na jego nóżce (1), a do drugiego wrzućcie mały kawałek potasu (2).

Uwaga! Kawałki użytych metali powinny być wielkości ziarna ryżu. Przy większych istniałoby niebezpieczeństwo rozprysnięcia się stopionych metali.



Obserwacje: Oba metale po wrzuceniu do wody pływały po jej powierzchni. Słychać było szyszenie – w obu naczyniach wydzielaty się pęcherzyki bezbarwnego gazu. Kawałek sodu przybrał kształt kulisty (1), a potas zapalił się (2). Metale po pewnym czasie zniknęły, a mieszanina poroakcyjna w obu naczyniach zmieniła barwę na kolor malinowy.

Wnioski: Obydwa metale reagują z wodą energicznie, choć bardziej gwałtownie przebiega reakcja z potasem. Produktami reakcji sodu i potasu z wodą są wodorotlenki – związki o charakterze zasadowym (fenoloftaleina zabarwiła się na malinowo) – oraz wodór:



Reakcje sodu i potasu z wodą są procesami egzotermicznymi. W pierwszej z nich energia wydzielająca się na sposób ciepła powoduje stopienie sodu. W drugiej – zapalenie wydzielającego się wodoru.

Potas jest bardziej aktywny chemicznie niż sód.



Na
K

Jak zmienia się aktywność chemiczna litowców?

Wraz ze wzrostem liczby atomowej rosną promienie atomowe litowców, zatem zwiększa się odległość elektronu walencyjnego od jądra atomu. Elektron walencyjny atomu sodu znajduje się w trzeciej powłoce elektronowej (M), a elektron walencyjny atomu potasu – w czwartej (N), bardziej oddalony od jądra. Z tego powodu elektron walencyjny atomu potasu jest słabiej przyciągany przez jądro niż elektron walencyjny atomu sodu. Potas jest bardziej aktywny niż sód, gdyż jego atom w reakcjach łatwiej traci elektron walencyjny niż atom sodu.

Litowce są metalami o największej aktywności, a najbardziej aktywne chemicznie są cez i frans. W tym zestawieniu z przyczyn praktycznych zwykle pomija się frans, który jest pierwiastkiem promieniotwórczym, nie ma trwałych izotopów i występuje w przyrodzie w ilościach śladowych. **Aktywność chemiczna litowców rośnie wraz ze wzrostem ich liczby atomowej.** W tym samym kierunku maleje elektroujemność tych metali.

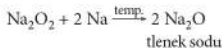
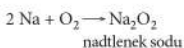
Ze względu na bardzo dużą aktywność chemiczną litowce nie występują w przyrodzie w stanie wolnym, a jedynie w postaci związków chemicznych.

1	Li lit
2	Na sód
3	K potas
4	Rb rubid
5	Cs cez
6	Fr frans

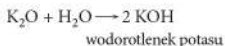
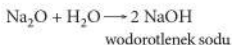
Jakie związki chemiczne tworzy sód, a jakie potas?

■ Sód i potas pozostawione na powietrzu w temperaturze ok. 20 °C szybko tracą metaliczny połysk – pokrywają się warstwą tlenku, odpowiednio Na_2O (tlenek sodu) i K_2O (tlenek potasu). Spalany w tlenie sód tworzy nadtlenek sodu o wzorze Na_2O_2 , a potas tworzy ponadtlenek potasu o wzorze KO_2 .

Tlenek sodu można uzyskać w wyniku redukcji nadtlenku sodu metalicznym sodem w podwyższonej temperaturze.



Tlenek sodu i tlenek potasu są białymi ciałami stałymi o charakterze zasadowym. W reakcji z wodą związki te tworzą wodorotlenki:

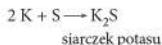
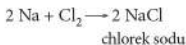


■ Wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu to białe ciała stałe. Pastylki NaOH i KOH pozostawione na powietrzu rozpylają się, gdyż **związki te są substancjami higroskopijnymi** – pochłaniają parę wodną (wilgoć) z otoczenia. Łatwo rozpuszczają się w wodzie z wydzielaniem energii na sposób ciepła i tworzą roztwory zwane zasadami. Stężone zasady mają właściwości żrące. Niszczą m.in. materiały pochodzenia organicznego (np. skórę, włosy, tkaniny, papier) oraz szkło. Nazwa zwyczajowa wodorotlenku sodu to **soda żrąca**, a wodorotlenku potasu – **potaż żrący**.

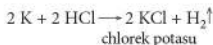
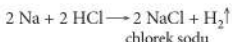


▲ Pastylki NaOH bezpośrednio po wyjęciu z pojemnika (a) i po kilku minutach (b)

■ Sód oraz potas reagują z niemetalami – np. chlorem, siarką – i tworzą sole:



Burzliwy przebieg mają reakcje sodu i potasu z kwasami. W ich wyniku powstają sole (np. chlorki w reakcjach z kwasem solnym) oraz wydzielają się wodór:

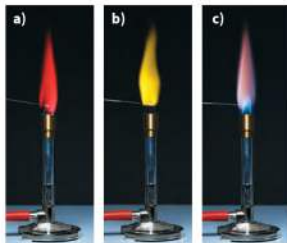


Tlenki, wodorotlenki oraz sole sodu i potasu, a także pozostałych litowców, to związki chemiczne o budowie jonowej.

Czy można wykryć sód lub potas w bezbarwnych wodnych roztworach ich soli?

Barwienie płomienia przez lotne związki niektórych metali wykorzystuje się w analizie chemicznej do identyfikacji substancji. Analiza płomieniowa stanowi podstawę m.in. wykrywania obecności litowców w badanych próbkach.

- Lotne związki litowców barwią płomień na charakterystyczny kolor: litu – na karminowo (a), sodu – na żółto (b), potasu – na różowofioletowo (c)



Jakie są zastosowania sodu i potasu?

Sód i potas ze względu na niską temperaturę topnienia i dobre przewodzenie ciepła są stosowane jako chłodziwo w niektórych typach reaktorów jądrowych. Sód bardzo łatwo reaguje z wodą, dzięki czemu jest skutecznym środkiem suszącym rozpuszczalniki organiczne. Jest też stosowany w technice oświetleniowej. Uliczne lampy sodowe, dające charakterystyczne żółte światło, ustępują miejsca nowszym technologiom bazującym na energooszczędnym oświetleniu LED. Duża aktywność chemiczna sodu i potasu ogranicza ich zastosowanie. O wiele większe znaczenie praktyczne mają ich związki.

Zastosowania związków sodu i potasu

Związek chemiczny	Zastosowania
chlorek sodu, NaCl	naturalny środek konserwujący, zabezpieczający jezdnie i chodniki przed oblodzeniem w okresie zimy oraz jeden z najważniejszych surowców stosowanych w przemyśle chemicznym
węglan sodu, Na_2CO_3 (soda)	składnik środków piorących, surowiec do produkcji szkła i papieru
wodorowęglan sodu, NaHCO_3 (soda oczyszczona)	składnik proszków do pieczenia, leków na nadkwasotę, napojów gazowanych, środek pianotwórczy w gaśnicach pianowych
wodorotlenek sodu, NaOH	substrat do produkcji mydeł, barwników, sztucznego jedwabiu, papieru
nadtlenek sodu, Na_2O_2	środek bielący do tkanin i drewna, używany do regeneracji powietrza w okrętach podwodnych i na statkach kosmicznych
fluorek sodu, NaF	składnik past do zębów zapobiegający próchnicy
glutaminian sodu (E621)	dodatek do żywności, „wzmacniacz” smaku i zapachu
azotan(V) potasu, KNO_3	składnik nawozów azotowych, konserwant żywności, głównie mięsa (E252), w pirotechnice stosowany jako utleniacz
tiosiarczan sodu, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	utrwalacz w fotografii analogowej
selenian(IV) sodu, Na_2SeO_3	składnik preparatów owadobójczych





WARTO WIEDZIEĆ

■ Lit spalany w tlenie daje **tlenek** Li_2O , sól tworzy w tych warunkach **nadtlenek** Na_2O_2 , a potas, rubid i cez – **ponadtlenki**: KO_2 , RbO_2 i CsO_2 .

■ **Ponadtlenek potasu (KO_2)** jest używany jako silny utleniacz w przemyśle chemicznym oraz jako źródło tlenu w aparatach oddechowych o zamkniętym obiegu.

■ **Nadtlenek sodu (Na_2O_2)** reaguje z tlenkiem węgla(IV) z wydzieleniem tlenu:



Dzięki tej właściwości Na_2O_2 bywa stosowany np. na okrętach podwodnych i statkach kosmicznych do regeneracji powietrza. Z 1 kg Na_2O_2 (zajmującego objętość ok. $0,4 \text{ dm}^3$) można odzyskać 160 dm^3 tlenu (w 25°C). Aby taką ilość tlenu zamknąć w zbiorniku $0,4 \text{ dm}^3$, należałoby wytworzyć ciśnienie ponad 40 mln Pa!



▲ Nadtlenek sodu pozwala usuwać powstały w procesie oddychania tlenek węgla(IV) oraz uzupełniać zużyty przez załogę statku kosmicznego tlen

PODSUMOWANIE

- Sód i potas w przyrodzie występują wyłącznie **w postaci soli**.
- Sód i potas to **miękkie, srebrzystobiałe metale** o małej gęstości.
- Atomy litowców mają jeden elektron walencyjny. Tworzą **związki o budowie jonowej**, w których mają **stopień utlenienia I**.
- Litowce są metalami **o dużej aktywności chemicznej**. Ich aktywność rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej.
- Ze względu na dużą aktywność chemiczną sód i potas mają ograniczone zastosowanie, natomiast **ich związki mają wiele zastosowań** w różnych dziedzinach.

ZADANIA

1. Wskaż zdania fałszywe.
 - A. Atomy sodu mają konfigurację walencyjną $3s^1$.
 - B. Aktywność chemiczna litowców maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej.
 - C. Litowce są metalami o małej aktywności chemicznej.
 - D. Potas wykazuje większą aktywność chemiczną niż sód.
2. Który metal jest najbardziej aktywnym chemicznie litowcem – lit, potas czy cez? Uzasadnij swoją odpowiedź.
3. Do 98 g wody wprowadzono 2 g tlenku potasu. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu wodorotlenku potasu.



18. Magnez i wapń

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Aktywność chemiczna berylowców
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania magnezu i jego stopów

➔ **Przypomnij sobie**, jak w grupach i okresach układu okresowego zmieniają się właściwości metali.

Gdzie w przyrodzie występują związki magnezu i wapnia?

Działanie lecznicze gorzkiej wody mineralnej ze źródeł bijących niedaleko miejscowości Epsom w Anglii jest znane mniej więcej od 1640 r. W wyniku jej odparowywania otrzymywano substancję o wzorze $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ (czyli siarczan(VI) magnezu—woda (1/7)), zwaną potocznie **solą gorzką** lub solą angielską. Sprzedawano ją w całej Europie jako lek przeczyszczający. Do dziś wykorzystuje się lecznicze właściwości soli gorzkiej.

Magnez i wapń należą do 2. grupy układu okresowego, czyli do **berylowców**. Są to metale o dużym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej. Najważniejszymi skałami zawierającymi wapń w postaci **kalcytu**, czyli węglanu wapnia (CaCO_3), są skały wapienne: wapień, kreda i marmur.

Węglan wapnia wśród minerałów zajmuje drugie miejsce – po tlenku krzemu(IV) – pod względem rozpowszechnienia w litosferze. Wapienie pod wpływem wód deszczowych zakwaszonych tlenkiem węgla(IV) ulegają procesowi **krasowienia**. W wyniku tego procesu powstają skalne groty urzekające niepowtarzalną formą i pięknem.

Wapń występuje też w postaci soli – siarczynu(VI) oraz fosforanu(V). Związki wapnia stanowią ważny składnik organizmów, m.in. kości i zębów. Kalcyt pod wpływem wody bogatej w związki magnezu może ulegać przemianie – w jej wyniku część jonów wapnia (Ca^{2+}) ulega wymianie na jony magnezu (Mg^{2+}). Powstaje wówczas minerał zwany **dolomit**, o wzorze $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$.

	2
2	4 Be beryl
3	12 Mg magnez
4	20 Ca wapń
5	38 Sr stryt
6	56 Ba bar
7	88 Ra rad

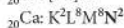
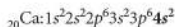
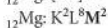
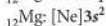
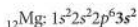


▲ Zwisające stalaktyty, sterczące w górę stalagmity oraz utworzone w wyniku ich zrośnięcia stalagnaty są prawdziwymi cudami przyrody

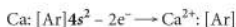
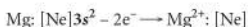
Duże ilości soli magnezu zawiera woda morska. Magnez odgrywa także ważną rolę w przyrodzie ożywionej. Jest składnikiem **chlorofilu**, zielonego barwnika występującego w liściach i łodygach roślin.

Jakie są konsekwencje budowy atomów magnezu i wapnia?

Atomy magnezu i wapnia mają dwa elektrony walencyjne:



W reakcjach chemicznych berylownce oddają dwa elektrony walencyjne i tworzą dwuwartościowe kationy o konfiguracji elektronowej najbliższego helowca:



Berylownce we wszystkich związkach chemicznych mają stopień utlenienia II.

Jakie właściwości mają magnez i wapń?

Magnez i wapń to metale o srebrzystobiałej barwie. Mają charakterystyczny metaliczny połysk, dobrze przewodzą ciepło i prąd elektryczny. Magnez na powietrzu pokrywa się cienką warstwą tlenku MgO lub wodorotlenku $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Wapń przechowuje się w nacie, gdyż bardzo szybko reaguje z tlenem oraz parą wodną z powietrza.

Który metal jest bardziej aktywny chemicznie – magnez czy wapń? Można to sprawdzić dzięki przeprowadzeniu dwóch następujących doświadczeń.



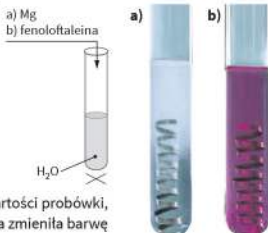
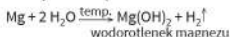
Mg

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja magnezu z wodą

Opis: Do probówki z wodą wrzucić oczyszczoną wstążkę magnezową. Probówkę ogrzejcie w płomieniu palnika do temperatury ok. 70°C (a), a następnie dodajcie kilka kropli roztworu fenoloftaleiny (b). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Po wrzuceniu magnezu do wody o temperaturze ok. 20°C nie było widać wyraźnych objawów reakcji. Pęcherzyki bezbarwnego gazu wydzielili się dopiero po ogrzaniu zawartości probówki, a po dodaniu wskaźnika mieszanina poreakcyjna zmieniła barwę na kolor malinowy.

Wnioski: Magnez reaguje z wodą dopiero w podwyższonej temperaturze. W wyniku tej reakcji tworzy się wodorotlenek magnezu – związek o charakterze zasadowym (fenoloftaleina zabarwiła się na malinowo) oraz wydzielą się wodór:





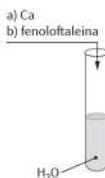
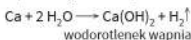
Ca

DOŚWIADCZENIE 2. Reakcja wapnia z wodą

Opis: Do probówki z wodą wrzucić mały kawałek wapnia (a) oczyszczonego wcześniej ze związków pokrywających jego powierzchnię. Następnie dodając kilka kropli roztworu fenoloftaleiny (b). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Wapń opadł na dno probówki, wydzielł się bezbarwny gaz. Po dodaniu wskaźnika mieszanina po reakcji zmieniła barwę na kolor malinowy.

Wnioski: Wapń reaguje z wodą energicznie już w temperaturze ok. 20 °C. Jego gęstość jest większa od gęstości wody ($d_{Ca} = 1,55 \text{ g/cm}^3$). W wyniku reakcji wapnia z wodą tworzy się wodorotlenek wapnia – związek o charakterze zasadowym (fenoloftaleina zabarwiła się na malinowo) oraz wydzielą się wodor:



Gdy porówna się przebieg reakcji magnezu i wapnia z wodą, można stwierdzić, że **wapń jest metalem o większej aktywności chemicznej niż magnez**.

Wiadomo, że magnez reaguje z kwasem solnym z wydzieleniem wodoru (rozdz. 16). A jak przebiega reakcja tego metalu z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI)?



Mg

 H_2SO_4 **DOŚWIADCZENIE 3. Reakcja magnezu z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI)**

Opis: Do probówki z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) wrzucić kawałek oczyszczonej wstążki magnezowej. Obserwujcie zachodzące zmiany. Dotknijcie dna probówki.

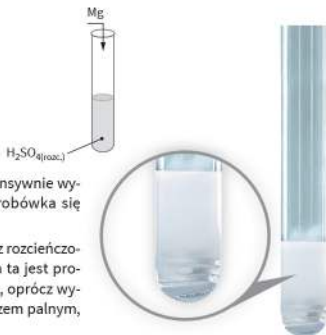
Zbadajcie palność wydzielającego się gazu – zbliżcie do wylotu probówki zapalone tyczko.

Obserwacje: Roztwór spenił się, intensywnie wydzielą się bezbarwny, palny gaz. Probówka się rozgrzała.

Wnioski: Magnez energicznie reaguje z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI). Reakcja ta jest procesem egzotermicznym. W jej wyniku, oprócz wydzielającego się wodoru, który jest gazem palnym, powstaje rozpuszczalna w wodzie sól:



Skrócone równanie jonowe tej reakcji ma postać:



Jak zmienia się aktywność chemiczna berylowców?

Wraz ze wzrostem liczby atomowej rosną promienie atomowe berylowców. Dwa elektrony walencyjne atomu magnezu znajdują się w trzeciej powłoce elektronowej (M), natomiast elektrony walencyjne atomu wapnia – w czwartej (N), bardziej oddalonej od jądra. Z tego powodu elektrony walencyjne atomu wapnia są słabiej przyciągane przez jądro niż elektrony walencyjne atomu magnezu. Wapń jest bardziej aktywny niż magnez, gdyż jego atom w reakcjach chemicznych łatwiej traci elektrony walencyjne.

Aktywność chemiczna berylowców, podobnie jak litowców, rośnie wraz ze wzrostem ich liczby atomowej. W tym samym kierunku maleje elektroujemność tych pierwiastków.

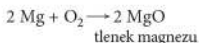


Które metale – litowce czy berylowce – wykazują większą aktywność chemiczną i dlaczego?

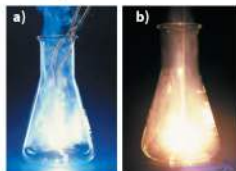
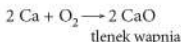
Berylowce wykazują mniejszą aktywność chemiczną niż leżące w tym samym okresie litowce. Większy ładunek jądra przy takiej samej liczbie powłok elektronowych powoduje silniejsze przyciąganie elektronów walencyjnych atomu berylowca niż atomu litowca. W tym samym okresie atomy litowca mają większy promień niż atomy berylowca. Sód jest bardziej aktywny niż magnez, a potas bardziej aktywny niż wapń, gdyż atomy sodu i potasu łatwiej tracą elektrony walencyjne niż odpowiednio atomy magnezu i wapnia.

Jakie związki chemiczne tworzy magnez, a jakie wapń?

■ Zapalony w płomieniu palnika magnez po wprowadzeniu do kolby z tlenem spala się białym, osłepiającym płomieniem.

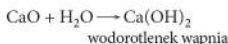
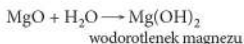


Wapń w reakcji z tlenem tworzy tlenek wapnia:



▲ Spalanie magnezu (a) i wapnia (b) w tlenie

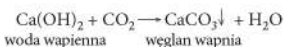
Tlenek magnezu i tlenek wapnia to białe ciała stałe o budowie jonowej i charakterze zasadowym. Bardzo łatwo reagują z wodą i tworzą wodorotlenki:



■ Wodorotlenek magnezu i wodorotlenek wapnia są białymi ciałami stałymi o budowie jonowej. Słabo rozpuszczają się w wodzie. Wodne roztwory tych wodorotlenków mają odczyn zasadowy.

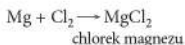


■ Nasycony roztwór wodorotlenku wapnia, zwany potocznie **wodą wapienną**, służy w laboratorium do wykrywania tlenku węgla(IV):

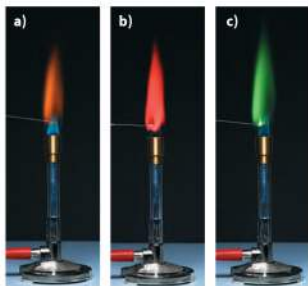


◀ Woda wapienna pod wpływem tlenku węgla(IV) mętnieje w wyniku tworzenia się trudno rozpuszczalnego w wodzie węglanu wapnia

■ Magnez i wapń reagują również z innymi niemetalami, np. chlorem, siarką. W wyniku tych reakcji powstają sole:



► Lotne związki niektórych berylowców barwią płomień na charakterystyczny kolor: wapnia – na ceglastoczerwono (a), strontu – na karminowo (b), baru – na zielono (c)



Jakie są zastosowania magnezu i wapnia?

■ Magnez jest składnikiem wytrzymałych i odpornych na korozję stopów o małej gęstości. Stop magnezu, glinu, cynku, manganu i krzemu o nazwie **elektron** jest niezastąpionym materiałem konstrukcyjnym w przemyśle lotniczym, samochodowym oraz w technice raketowej. Wykonuje się z niego m.in. części samochodów osobowych i helikopterów, obudowy telefonów komórkowych i laptopów, elementy konstrukcyjne rowerów oraz sprzętu do wspinaczki wysokogórskiej. Magnez jest stosowany również do wypełniania amunicji oświetlającej oraz do produkcji sztucznych ogní.

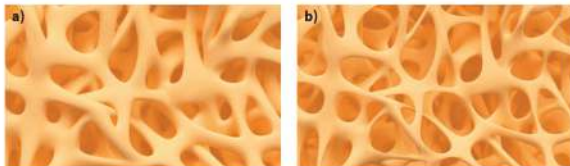
■ Metaliczny wapń ze względu na dużą aktywność chemiczną ma ograniczone zastosowanie. Stosuje się go jako dodatek do stopów oraz w przemyśle chemicznym. Zastosowania związków wapnia: tlenku, wodorotlenku i soli zostały omówione w następnym dziale (rozdz. 26–28).



WARTO WIEDZIEĆ

Dieta pozbawiona związków wapnia jest jedną z przyczyn **osteoporozy** – przewlekłej, metabolicznej choroby szkieletu. Charakteryzuje się ona zmniejszeniem ilości masy kostnej oraz obniżeniem wytrzymałości mechanicznej kości na obciążenia i urazy. Prowadzi to do zwiększonego ryzyka złamań kończyn.

Aby zapobiegać osteoporozie, należy spożywać produkty bogate w związki wapnia, np. mleko i jego przetwory, ser żółty, jarmuż, soję, mak, suszone figi, szprotki.



▲ Struktura kości zdrowej (a) i z osteoporozą (b)

PODSUMOWANIE

- Magnez i wapń to **srebrzystobiałe metale o charakterystycznym połysku**; występują w skorupie ziemskiej wyłącznie **w stanie związanym**.
- Atomy berylowców mają dwa elektrony walencyjne. Tworzą głównie **związki o budowie jonowej**, w których **mają stopień utlenienia II**.
- Aktywność chemiczna berylowców rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej. Berylowce **są mniej aktywne** od leżących w tym samym okresie litowców.
- **Magnez** jest ważnym metalem użytkowym – m.in. wchodzi w skład stopów o małej gęstości, dużej wytrzymałości mechanicznej, a także odpornych na korozję.
- **Wapń** znalazł zastosowanie jako dodatek do stopów oraz w przemyśle chemicznym.

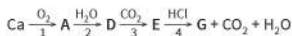
ZADANIA

1. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Tlenek węgla(IV) można wykręcić za pomocą wody

A. amoniakalnej. B. bromowej. C. sodowej. D. wapiennej.

2. Czy palący się magnez można gasić wodą? Uzasadnij odpowiedź.
3. Rozwiąż chemograf. Przedstaw równania reakcji 1–4.



4. Zaprojektuj doświadczenie, którego wynik pozwoli wykazać, że magnez jest mniej aktywny chemicznie niż sód. Przedstaw schemat doświadczenia i sformułuj obserwacje.



19. Glin

- Glin a aluminium
- Budowa atomu
- Właściwości, pasywacja glinu
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania glinu i jego stopów

→ **Przypomnij sobie**, jakie charakterystyczne właściwości ma metal wchodzący w skład powszechnych w użyciu wyrobów aluminiowych.

Co wiemy o glinie?

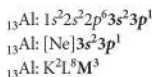
Do wykonania wielu przedmiotów codziennego użytku, np. naczyń kuchennych, puszek na napoje, folii, biżuterii, przewodów elektrycznych, armatury przemysłowej, używa się glinu, a mimo to mówimy o folii aluminiowej, puszkach aluminiowych itd. Określenie **aluminium** stosuje się do wyrobów użytkowych wykonanych z glinu lub jego stopów. Gdy mowa jest o pierwiastku chemicznym lub o jego związkach chemicznych, używa się nazwy **glin**.

Glin jest pierwiastkiem należącym do 13. grupy układu okresowego. Pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej zajmuje on – po tlenie i krzemie – trzecie miejsce, a wśród metali – pierwsze. W przyrodzie występuje wyłącznie w stanie związanym.

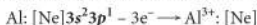
	13
2	B bor
3	Al glin
4	Ga gall
5	In miedź
6	Tl tal
7	Nh nibon

Jakie są konsekwencje budowy atomów glinu?

Atomy glinu mają trzy elektrony walencyjne:



W reakcjach chemicznych atomy glinu oddają trzy elektrony walencyjne. Tworzą się wówczas trwale trójdodatnie kationy glinu o konfiguracji elektronowej neonu:



Glin w związkach chemicznych ma stopień utlenienia III.

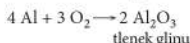
Jakie właściwości ma glin?

■ Glin to metal o srebrzystobiałej barwie i metalicznym połysku. Jest kowalny i ciągliwy, bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło. W porównaniu z większością metali ma małą gęstość ($d_{\text{Al}} = 2,70 \text{ g/cm}^3$). Glin i inne metale o gęstości mniejszej niż $4,5 \text{ g/cm}^3$ są zaliczane do **metali lekkich**.

■ Przedmioty codziennego użytku wykonane z glinu lub jego stopów nie ulegają różnym zmianom pod wpływem wody ani czynników atmosferycznych, nawet w podwyższonej temperaturze. Czy można zatem stwierdzić, że glin to pierwiastek mało aktywny chemicznie? W szeregu elektrochemicznym (napęciowym) metali glin znajduje się w pobliżu tych najbardziej aktywnych.

Jak można wytłumaczyć odporność glinu na działanie różnych czynników?

Glin bardzo łatwo wchodzi w reakcję z tlenem atmosferycznym i tworzy tlenek:



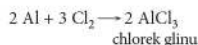
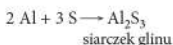
Na powierzchni glinu tworzy się cienka, wytrzymała i szczelnie przylegająca warstwa tlenku glinu, która chroni metal przed dalszą reakcją z tlenem oraz sprawia, że staje się on odporny na działanie wody i rozcieńczonych kwasów. **Proces tworzenia się na powierzchni metalu ochronnej powłoki jego tlenku nosi nazwę pasywacji.** Do metali, które podobnie jak glin ulegają pasywacji, należą m.in. cynk i chrom.



▲ Spalanie glinu w tlenie

Jakim reakcjom ulegają glin, tlenek glinu i wodorotlenek glinu?

■ Glin łatwo wchodzi w reakcje z **innymi niemetalami** – np. siarką i chlorem. W wyniku tych reakcji powstają odpowiednie sole:



■ Z położenia glinu w szeregu elektrochemicznym (napęciowym) metali wynika, że powinien on reagować z **kwasami** z wydzieleniem wodoru.



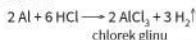
HCl

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja glinu z rozcieńczonym kwasem solnym

Opis: Do probówki z kawałkami glinu dodajcie 2–3 cm³ rozcieńczonego kwasu solnego. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Dopiero po pewnym czasie zaczęły wydzielać się pęcherzyki bezbarwnego i bezwonego gazu.

Wnioski: Glin reaguje z kwasem solnym z wydzieleniem wodoru. W tej reakcji oprócz wodoru powstaje rozpuszczalna w wodzie sól:

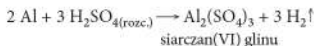


Skrócone równanie jonowe tej reakcji ma postać: $2 \text{ Al} + 6 \text{ H}^+ \longrightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ H}_2 \uparrow$

Objawy tej reakcji są widoczne dopiero wówczas, gdy roztworzeniu ulegnie obecna na powierzchni glinu pasywacyjna (ochronna) cienka warstwa jego tlenku.

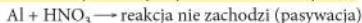


Glin łatwo reaguje z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI):

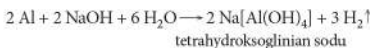


natomiast ze stężonym roztworem tego kwasu reaguje dopiero po ogrzaniu.

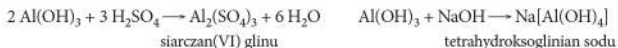
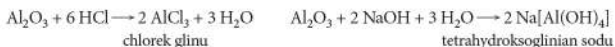
Glin nie reaguje z rozcieńczonym ani stężonym kwasem azotowym(V) nawet po ogrzaniu:



■ Glin łatwo reaguje z **roztworem mocnej zasady**, np. NaOH. W tej reakcji oprócz wodoru powstaje rozpuszczalna w wodzie sól – tetrahydroksoglinian sodu ($\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$) lub – w nadmiarze zasady – heksahydroksoglinian sodu ($\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$):



■ Działaniu kwasów i zasad ulegają również tlenek glinu i wodorotlenek glinu:



■ Glin, jego tlenek Al_2O_3 oraz wodorotlenek $\text{Al}(\text{OH})_3$ mają **charakter amfoteryczny**, ponieważ reagują zarówno z kwasami, jak i z zasadami.

Właściwości glinu i jego związków są związane z położeniem tego pierwiastka w układzie okresowym. Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków w okresach ich charakter metaliczny słabnie, a nasila się charakter niemetaliczny. Glin zajmuje ostatnie miejsce wśród metali 3. okresu tuż przed niemetalami, co wyjaśnia charakter chemiczny tego pierwiastka, a także jego tlenku i wodorotlenku.

Jakie są zastosowania glinu?

Glin jest drugim po żelazie najczęściej używanym metalem. Jego szerokie zastosowanie wiąże się z właściwościami (bardzo dobre przewodnictwo prądu i ciepła, mała gęstość, duża wytrzymałość mechaniczna, odporność na korozję dzięki pasywacji cienką warstwą tlenku). Ze względu na to, że glin ulega pasywacji również pod wpływem stężonego kwasu azotowego(V), do transportu tego kwasu wykorzystuje się cysterny aluminiowe. Glinu w postaci pyłu lub proszku używa się m.in. do produkcji farb, materiałów wybuchowych i sztucznych ogni. Stopy glinu mają małą gęstość oraz większą wytrzymałość niż czysty glin, co sprawia, że stosuje się je m.in. w przemyśle lotniczym i motoryzacyjnym.

Stopy glinu

Nazwa stopu	Skład
duraluminium	Al, Cu, Mg, Mn, Si
skleron	Al, Zn, Cu
magnalium	Al, Mg
hydronalium	Al, Mg, Mn
alnico	Al, Ni, Co



WARTO WIEDZIEĆ

Glin łatwo reaguje nie tylko z wolnym tlenem, ale również z tlenem zawartym w tlenkach wielu metali. Reakcji łączenia glinu z tlenem towarzyszy wydzielanie dużej ilości ciepła. **Aluminotermia** to dział techniki wykorzystujący glin do wydzielania mniej aktywnych od niego metali o wysokich wartościach temperatury topnienia – m.in. chromu ($t_{Cr} = 1910\text{ }^{\circ}\text{C}$) i wanadu ($t_{V} = 1950\text{ }^{\circ}\text{C}$) – z ich tlenków.

Mieszanina tlenku Fe_3O_4 i granulowanego aluminium zwana **termitem** jest stosowana m.in. do spawania szyn:



Wytworzone w tych warunkach stopione żelazo ($t_{Fe} = 1538\text{ }^{\circ}\text{C}$) może łączyć elementy wykonane ze stopów żelaza, np. podczas naprawiania uszkodzonych stalowych szyn.



▲ Spawanie szyn przy użyciu termitu Goldschmidta [goldszmity]

PODSUMOWANIE

- Glin to metal o dużej aktywności chemicznej. Jest kowalny i ciągliwy, ma małą gęstość, bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło.
- Atomy glinu mają **trzy elektrony walencyjne**.
- W związkach chemicznych glin ma **stopień utlenienia III**.
- Glin, tlenek glinu i wodorotlenek glinu mają **charakter amfoteryczny**, ponieważ reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami.
- Pod wpływem tlenu z powietrza i stężonego kwasu azotowego(V) glin ulega **pasywacji**.
- Glin służy m.in. **do produkcji wytrzymałych stopów** o małej gęstości, które mają różnorodne zastosowania.

ZADANIA

1. Wymień pięć wyrobów aluminiowych z najbliższego otoczenia oraz ustal, jakie właściwości glinu jako pierwiastka chemicznego zadecydowały o jego zastosowaniu.
2. Wyjaśnij, na czym polega pasywacja glinu. Czy ten proces ma praktyczne znaczenie?
3. Porównaj aktywność chemiczną glinu z aktywnością sodu i magnezu.
4. Przedstaw równanie reakcji glinu z:
 - a) rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI);
 - b) roztworem wodorotlenku sodu, jeśli wiesz, że produktami tej reakcji są: tetrahydroksoglinian sodu o wzorze $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ i wodór (substratem w tej reakcji jest również woda).



Metale wokół nas

Od tysięcy lat ludzie używają metali w codziennym życiu. Choć pierwiastki te mają sporo podobnych właściwości, różnią się między sobą. Znajomość ich cech pozwala w efektywny sposób dobierać i wykorzystywać je do określonych celów.



Mosty

Najbardziej użyteczny metal – żelazo – jest powszechnie używany w postaci stali – stopów z niewielką zawartością węgla (do 1,7 %) oraz z dodatkiem np. chromu, niklu, manganu, krzemu, które decydują o właściwościach, a tym samym o zastosowaniu danego stopu (stal nierdzewna, kwasoodporna, szybkoznająca i in.).



Samoloty

Samoloty są konstruowane z użyciem stopów metali o małej gęstości (metali lekkich, np. glinu, magnezu), gdyż wykazują one lepsze właściwości niż czyste metale (m.in. charakteryzują się większą wytrzymałością mechaniczną).

Sztuczne ognie

Zdolność do barwienia płomienia jest wykorzystywana przy produkcji sztucznych ogni, które bywają atrakcją i punktem kulminacyjnym wielu imprez plenerowych. Kolory fajerwerków zależą od obecności jonów niektórych metali. Jony sodu nadają ogniom barwę żółtą, wapnia – czerwoną, strontu – karminową, a baru – zieloną.



Telefony komórkowe

Do wyprodukowania sprzętu elektronicznego potrzeba m.in. wielu metali. Znacznie taniej jest je odzyskać ze starego sprzętu, niż pozyskiwać z surowców występujących w skorupie ziemskiej. Elektroniczne śmieci są stosunkowo tanim źródłem wielu metali, które wykorzystuje się ponownie – m.in. w telefonach komórkowych. W wyniku recyklingu tzw. elektrośmieci z ponad 750 tys. zużytych telefonów komórkowych można odzyskać ok. 22 kg złota, 79 kg srebra, ponad 5 t miedzi oraz wiele innych metali.





20. Żelazo, chrom i mangan

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości
- Korozja, metody ochrony przed korozją
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania żelaza i jego stopów oraz chromu i manganu

→ **Przypomnij sobie**, co to są stopy metali oraz jakie właściwości ma najbardziej użytkowy metal – żelazo.

Co wiemy o żelazie?

Jednym z najbardziej znanych obiektów architektonicznych Francji jest zbudowana w 1889 r. wieża Eiffla [ajfla], określana jako **cud ze stali**. Wieża o wysokości 324 m ma masę ok. 10 000 t, w tym ok. 7300 t stanowi żelazo. Aby wieża nie korodowała, jest malowana co siedem lat. Każdorazowo do tego celu zużywa się ok. 50–60 t farby.

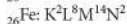
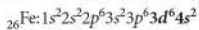
Żelazo to pierwiastek chemiczny leżący w 4. okresie i w 8. grupie układu okresowego. W tym samym okresie w 6. grupie znajduje się chrom, a w 7. grupie – mangan. Chrom, mangan i żelazo to metale należące do bloku konfiguracyjnego *d*.

Żelazo jest drugim po glinie najbardziej rozpowszechnionym metalem w skorupie ziemskiej. W przyrodzie występuje w stanie związanym, głównie w postaci tlenków i soli wchodzących w skład jego rud. Żelazo w stanie wolnym spotyka się sporadycznie (np. żelazo meteorytowe). Pierwiastek ten jest składnikiem **hemoglobiny** – barwnika czerwonych ciałek krwi. W organizmie człowieka oraz w organizmach zwierząt hemoglobina pełni podstawową dla życia funkcję przenośnika tlenu.

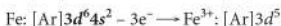
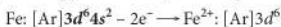
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
19 K potas	20 Ca wapń	21 Sc skand	22 Ti tytan	23 V wanad	24 Cr chrom	25 Mn mangan	26 Fe żelazo	27 Co kobalt	28 Ni nikiel	29 Cu miedź	30 Zn cynk	31 Ga gal	32 Ge german	33 As arsen	34 Se selen	35 Br brom	36 Kr krypton

Jakie są konsekwencje budowy atomów żelaza?

Atomy żelaza mają następującą konfigurację elektronową:



W reakcjach chemicznych oddają one elektrony walencyjne:



W związkach chemicznych żelazo ma najczęściej stopień utlenienia II lub III.



Jakie właściwości ma żelazo?

Żelazo to srebrzystoszary, kowalny i ciągliwy metal. Ma wysoką temperaturę topnienia ($t_{\text{Fe}} = 1538\text{ }^{\circ}\text{C}$). Jest dobrym przewodnikiem prądu elektrycznego i ciepła. Żelazo wykazuje właściwości **ferromagnetyczne**. Oznacza to, że kawałek żelaza zetknięty z biegunem magnesu staje się magnesem i drugim końcem przyciąga stalowe materiały. Właściwości ferromagnetyczne wykazują także kobalt i nikiel, sąsiadujące z żelazem w 4. okresie.

■ Na podstawie szeregu elektrochemicznego (napięciowego) można wywnioskować, że żelazo jest metalem o mniejszej aktywności chemicznej niż dotychczas omawiane litowce, berylłowce czy gliny.

◀ Właściwości ferromagnetyczne żelaza



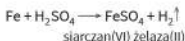
H_2SO_4

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja żelaza z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI)

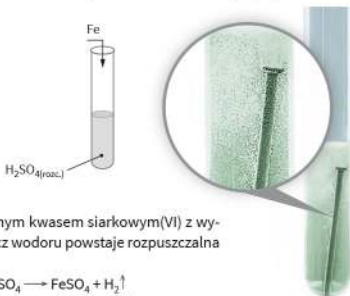
Opis: Do probówki z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) ostrożnie wrzucić stalowy gwóźdź (głównym składnikiem stalowych przedmiotów jest żelazo). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Bezbarwny i bezwonny gaz wydzielal się intensywnie, a zawartość probówki przybrała jasnozieloną barwę.

Wnioski: Żelazo reaguje z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) z wydzielaniem wodoru. W tej reakcji oprócz wodoru powstaje rozpuszczalna w wodzie sól:



Roztwory soli żelaza o stopniu utlenienia II mają jasnozieloną barwę.



Żelazo roztwarza się w kwasach nieutleniających z wydzielaniem wodoru.

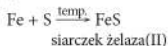
Reakcje żelaza z kwasami utleniającymi, w zależności od warunków, mają różny przebieg. Jeśli zachodzą, to również z wydzielaniem produktów gazowych, ale innych niż wodór.

Pod wpływem stężonych kwasów utleniających HNO_3 i H_2SO_4 **na zimno** żelazo ulega **pasywacji** i pokrywa się cienką warstwą tlenku odporną na dalsze działanie kwasu. Natomiast pod wpływem tych samych kwasów **na gorąco** metal ten ulega reakcjom, których produktami są sole żelaza(III) oraz tlenki o gazowym stanie skupienia (odpowiednio NO_2 i SO_2), a także woda.

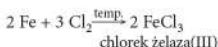
Z rozcieńczonym kwasem HNO_3 żelazo reaguje z utworzeniem azotanu(V) żelaza(II). Produktem gazowym tej reakcji jest tlenek azotu(II).

■ Żelazo ulega wielu innym reakcjom chemicznym, np. po ogrzaniu reaguje z niemetalami:

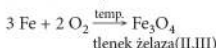
■ z siarką tworzy siarczek żelaza(II):



■ z chlorem tworzy chlorek żelaza(III):



■ z tlenem tworzy tlenek żelaza(II,III), zwany też tlenkiem żelaza(II) diżelaza(III):



Tlenek żelaza(II,III), podobnie jak żelazo, wykazuje właściwości ferromagnetyczne. Atomy żelaza mają w tym związku stopnie utlenienia II i III ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Znane są jeszcze inne tlenki żelaza: tlenek żelaza(II) (FeO) i tlenek żelaza(III) (Fe_2O_3).

■ Żelazo tworzy trudno rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki $\text{Fe}(\text{OH})_2$ i $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Warto je otrzymać w szkolnym laboratorium i zbadać ich właściwości.



NaOH



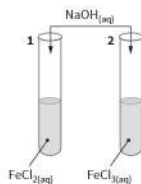
FeCl_2

FeCl_3

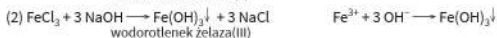
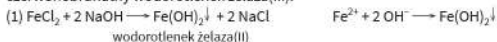
DOŚWIADCZENIE 2. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i wodorotlenku żelaza(III)

Opis: Przygotujcie dwie probówki. Do pierwszej (1) wlećcie 2–3 cm³ wodnego roztworu chlorku żelaza(II), a do drugiej (2) – taką samą objętość wodnego roztworu chlorku żelaza(III). Do obu probówek dodajcie 1–2 cm³ zasady sodowej (lub potasowej). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: W probówce z roztworem FeCl_2 (1) strącił się jasnozielony osad, a w probówce z roztworem FeCl_3 (2) strącił się czerwono-brunatny osad. Jasnozielony osad powoli zmieniał barwę na czerwono-brunatną.



Wnioski: W wyniku reakcji zasady sodowej z roztworami soli żelaza(II) i żelaza(III) strącają się, trudno rozpuszczalne w wodzie, jasnozielony wodorotlenek żelaza(II) oraz czerwono-brunatny wodorotlenek żelaza(III):



Wodorotlenek żelaza(II) po pewnym czasie zmienia barwę na czerwono-brunatną, gdyż pod wpływem tlenu z powietrza ulega utlenieniu – przechodzi w wodorotlenek żelaza(III):



Wodorotlenek żelaza(III) jest jednym ze składników **rdzy**.

Jakie czynniki wywołują rdzewienie żelaza?

Przedmioty wykonane z różnych, nieszlachetnych metali w miarę upływu czasu ulegają **korozji** – niszcącemu działaniu substancji obecnych w ich otoczeniu. **Rdzewienie to korozja żelaza i stali.**

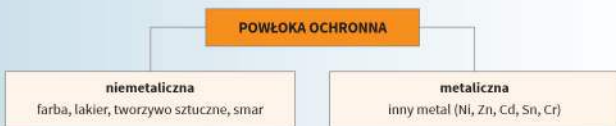
W suchym powietrzu żelazo nie ulega korozji, gdyż jego powierzchnia jest pokryta cienką warstwą tlenku, która chroni go przed dalszym utlenianiem. W wilgotnym powietrzu metal ten reaguje z tlenem i parą wodną – ulega powolnemu procesowi korozji. Powstające w tych warunkach związki nie chronią już żelaza przed dalszym utlenianiem. Niszczenie metalu rozpoczyna się na jego powierzchni i postępuje w głąb, zmieniając jego właściwości. Rdzewienie zachodzi szybciej w roztworach z dodatkiem soli, np. soli kuchennej stosowanej zimą do posypywania dróg w celu obniżenia temperatury krzepnięcia wody.



▲ Fragment stalowego mechanizmu pokrytego rdzą

■ Sposoby ochrony przed korozją

■ **Powłoka ochronna:** jej zadaniem jest odizolowanie powierzchni metalu od bezpośredniego kontaktu z tlenem i parą wodną, które znajdują się w powietrzu.



■ **Ochrona protektorowa:** do chronionego rurociągu lub kadłuba okrętu przytwierdza się tzw. protektory – bloki z magnezu lub cynku. Jako metale bardziej aktywne od żelaza łatwiej ulegają one korozji, a stykające się z nimi żelazo nie może równocześnie ulegać temu procesowi. Protektory zużywają się (utleniają się) i metal, z którego są wykonane, przechodzi do roztworu (wody gruntowej lub morskiej). W związku z tym protektory muszą być co pewien czas wymieniane.

Jakie zastosowania ma żelazo?

W trakcie rozwoju naszej cywilizacji rola żelaza znacząco się zwiększała. W epoce żelaza stosowano je m.in. do wytwarzania broni i narzędzi oraz przedmiotów codziennego użytku. Było ono również środkiem płatniczym. Obecnie także ma różnorodne zastosowania. **Chemicznie czystego żelaza** używa się głównie do wytwarzania elektromagnesów oraz jako katalizatora w reakcjach chemicznych (np. w syntezie amoniaku).

W postaci stopu z innymi pierwiastkami (stal) stanowi ono podstawę konstrukcji

drapaczy chmur, potężnych mostów, sieci szyn kolejowych, sprzętów używanych w gospodarstwie domowym (AGD) itp. **Związki żelaza** są wykorzystywane do wyrobu atramentu, w farbiarstwie, do konserwacji drewna, do barwienia wyrobów ze szkła na kolor zielony.



Najdłuższy most drogowy świata
Hongkong–Zuhai–Makau o długości 55 km

Jakie właściwości oraz zastosowania mają chrom i mangan?

■ **Chrom** jest błyszczącym, srebrzystobiałym metalem, twardym (najtwardszym wśród metali), o wysokiej temperaturze topnienia, dobrze przewodzącym prąd elektryczny i ciepło. Na powietrzu oraz pod wpływem kwasów utleniających (np. HNO_3 , zarówno stężonego, jak i rozcieńczonego) ulega **pasywacji**. Z tego powodu wytwarza się z niego powłoki ochronne również na innych metalach. Chrom stosuje się (wraz z niklem) do wyrobu stopu zwanego **chromonikieliną**, z którego wytwarza się elementy grzejne w piecach elektrycznych. Stal z dodatkiem chromu (**stal chromowa**) charakteryzuje się bardzo dużą wytrzymałością mechaniczną oraz wyjątkowo wysoką odpornością na czynniki wywołujące korozję.

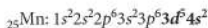
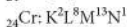
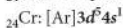
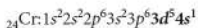
■ **Mangan** to srebrzystobiały, twardy i zarazem kruchy metal. Jest pospolitym składnikiem różnych gatunków stali.

Chrom i mangan są metalami aktywnymi chemicznie. Łatwo reagują z rozcieńczonymi kwasami – np. solnym i siarkowym(VI) – z wydzielaniem wodoru. W reakcjach tych kwasów z chromem powstają również odpowiednie sole chromu na stopniu utlenienia III, a z manganem – sole manganu na stopniu utlenienia II:

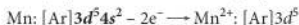
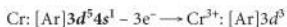


Co sprawia, że wodne roztwory związków żelaza, chromu i manganu mogą mieć różne barwy?

Atomy chromu i manganu mają następujące konfiguracje elektronowe:



W reakcjach chemicznych atomy chromu i manganu mogą oddawać elektrony walencyjne i tworzyć **jony proste**, np.

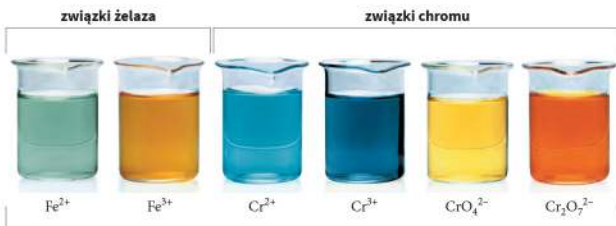


Mangan oraz chrom tworzą związki chemiczne, w których mają **różne stopnie utlenienia**. Najważniejszymi stopniami utlenienia chromu w związkach są II, III oraz VI, a manganu – II, III, IV oraz VII.

Chrom, mangan oraz żelazo to pierwiastki należące do bloku konfiguracyjnego *d*. Te metale tworzą związki o różnych barwach, które zależą od ich stopnia utlenienia. Jest to związane z niecałkowitym zapelnieniem elektronami podpowłoki *d* oraz łatwością przeniesienia elektronu z jednego poziomu w podpowłoczce *d* na inny, o wyższej energii (wzbudzenie). Światło padające na związki tych metali oddziałuje z elektronami podpowłoki *d*. Promieniowanie o niektórych długościach fali ze światła białego zostaje zaabsorbowane, a reszta promieniowania ma barwę dopełniającą.

Charakterystyczne barwy związków chromu, manganu i żelaza w zależności od stopnia utlenienia metalu w jonie

Wzór kationu	Stopień utlenienia	Barwa	Wzór anionu	Stopień utlenienia	Barwa
Cr^{2+}	II	niebieska	CrO_4^{2-}	VI	żółta
Cr^{3+}	III	zielona	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	VI	pomarańczowa
Mn^{2+}	II	bladoróżowa (bezbarna)	MnO_4^{2-}	VI	zielona
Fe^{2+}	II	jasnozielona	MnO_4^-	VII	fioletowa
Fe^{3+}	III	żółta	FeO_4^{2-}	VI	fioletowa



▲ Charakterystyczna barwa roztworu to właściwość wykorzystywana w analizie chemicznej do identyfikacji substancji

Jeżeli jony pierwiastka bloku konfiguracyjnego *d* nie zawierają elektronów w podpowłoczce *d* lub podpowłoczka *d* jest całkowicie zapelniona, roztwór wodny zawierający takie jony jest **bezbarny**.



WARTO WIEDZIEĆ

■ „Złoto głupców” to potoczna nazwa **pirytu**, minerału żelaza o wzorze FeS_2 , ludożę podobnego do złota. Już w starożytności stosowano piryt do wyrobu biżuterii i ozdób. Mineral ten jest siarczkową rudą, stanowiącą surowiec do otrzymywania SO_2 i surówki żelaza. Polimorficzną odmianą FeS_2 są **markazyty**, stosowane jako kamienie ozdobne.

■ **Polimorfizm (wielopostaciowość)** to zjawisko występowania tej samej substancji w dwóch (lub kilku) odmianach krystalograficznych, które różnią się strukturą sieci przestrzennej, a także właściwościami (twardość, barwa).



PODSUMOWANIE

- **Chrom, mangan i żelazo** to pierwiastki należące do bloku konfiguracyjnego *d*.
- Są to kowalne i ciągliwe metale o srebrzystobiałej barwie i dużej aktywności chemicznej.
- Tworzą związki, w których mają **różne stopnie utlenienia**.
- Najważniejsze stopnie utlenienia **chromu** w związkach to II, III i VI, **manganu** – II, III, IV i VII, a **żelaza** – II i III.
- **Związki tych metali** – w zależności od ich stopnia utlenienia – mają różną barwę.
- **Korozja** metali to proces ich niszczenia, spowodowany działaniem tlenu, wody i innych czynników środowiska.
- Pod wpływem tlenu i pary wodnej obecnych w powietrzu wyroby stalowe ulegają korozji zwanej **rdzewieniem**.
- Istnieją różne sposoby ochrony metali przed korozją.
- **Żelazo** jest metalem o największym znaczeniu praktycznym. W powszechnym użyciu są wyroby wykonane z jego stopów (różnych gatunków stali).

ZADANIA

1. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne żelaza.
2. Wymień właściwości fizyczne i chemiczne chromu oraz wskaż te, które sprawiają, że wykonuje się z niego powłoki ochronne na powierzchniach innych metali.
3. Podaj trzy sposoby ochrony metali i ich stopów przed korozją.
4. Wśród podanych równań reakcji wskaż te, które opisują reakcje utleniania-redukcji.

A. $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$

B. $2 \text{Fe} + 3 \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{FeCl}_3$

C. $\text{FeCl}_2 + 2 \text{KOH} \longrightarrow \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{KCl}$

D. $2 \text{Cr} + 6 \text{HCl} \longrightarrow 2 \text{CrCl}_3 + 3 \text{H}_2$



21. Cynk i ołów

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości, pasywacja
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania cynku, ołowiu i ich stopów
- Toksyczne działanie metali ciężkich i ich związków na organizmy

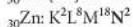
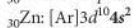
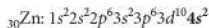
→ **Przypomnij sobie**, co wiesz o właściwościach i zastosowaniach metali ciężkich oraz ich związków.

Co wiemy o cynku?

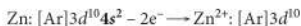
Cynk najczęściej kojarzy się z powłokami chroniącymi blachy stalowe przed korozją. Jest to pierwiastek należący do 4. okresu i 12. grupy układu okresowego. W przyrodzie występuje w stanie związanym, najczęściej w postaci minerału siarczkowego – **sفالerytu** (blendy cynkowej) o wzorze ZnS .

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
19K potas	20Ca wapń	21Sc skand	22Ti tytan	23V wanad	24Cr chrom	25Mn mangan	26Fe żelazo	27Co kobalt	28Ni nikel	29Cu miedź	30Zn cynk	31Ga gal	32Ge german	33As arsen	34Se selen	35Br brom	36Kr krypton

Atomy cynku mają dwa elektrony walencyjne:



W reakcjach chemicznych oddają one dwa elektrony walencyjne i tworzą dwudodatnie kationy cynku:

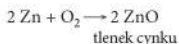


W związkach chemicznych cynk ma wyłącznie stopień utlenienia II i nie może mieć wyższych ze względu na trwałość podpowłoki $3d^{10}$, całkowicie wypełnionej w kationach Zn^{2+} .

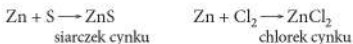
Jakie właściwości ma cynk?

Cynk to metal o srebrzystoniebieskawej barwie. W temperaturze ok. 20 °C jest dość kruchy, ale ogrzany do 100–150 °C daje się walcować i wyciągać w druty. Dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło.

■ Pod wpływem tlenu atmosferycznego cynk traci połysk, gdyż ulega **pasywacji** – pokrywa się cienką, ochronną warstwą tlenku:



■ Cynk wchodzi również w reakcje z innymi niemetalami. W jego reakcji z siarką powstaje siarczek cynku, w reakcji z chlorem – chlorek cynku:



Cynk jest metalem o dużej aktywności chemicznej.



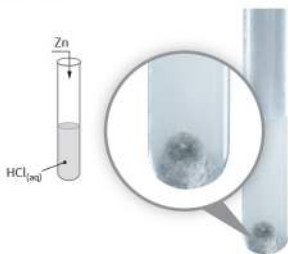
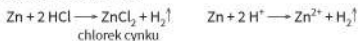
HCl

DOŚWIADCZENIE 1. Reakcja cynku z kwasem solnym

Opis: Do probówki z kwasem solnym wrzucić granulkę cynku. Zbadajcie palność wydzielającego się gazu – do wylotu probówki zbliżyć zapalone łuczyczo. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Intensywnie wydzielat się bezbarwny i bezwonny gaz. Podczas próby palności słychać było charakterystyczny dźwięk. Mieszanka poreakcyjna była bezbarwna.

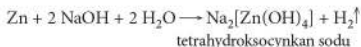
Wnioski: Cynk reaguje z kwasem solnym z wydzieleniem wodoru oraz utworzeniem rozpuszczalnej w wodzie soli:



■ Cynk w podobny sposób reaguje z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI). Ta reakcja jest często stosowana w laboratorium jako metoda otrzymywania wodoru.



■ Podobne objawy można zaobserwować podczas reakcji cynku ze stężonym roztworem mocnej zasady, np. NaOH. W tej reakcji oprócz wydzielającego się wodoru powstaje rozpuszczalna w wodzie sól – tetrahydroksocynkan sodu:



■ Działaniu kwasów oraz mocnych zasad ulegają również tlenek cynku (ZnO) i wodorotlenek cynku (Zn(OH)₂). Oznacza to, że **cynk, tlenek cynku oraz wodorotlenek cynku mają charakter amfoteryczny**.

Tlenek cynku oraz wodorotlenek cynku to substancje stałe o białej barwie, które podobnie jak cynk nie reagują z wodą.

Jakie zastosowania ma cynk?

Cynk jest ważnym metalem użytkowym. Pokrywa się nim wyroby wykonane ze stali – np. blachy, rury instalacji przemysłowych, wiadra, wanny, rynny – aby zapobiec ich korozji. Cynkowa warstwa ochronna nawet po uszkodzeniu nadal chroni pokryty nią metal, gdyż sama ulega korozji (niszczeniu). Cynk ponadto łatwo ulega pasywacji, dlatego proces jego dalszego utleniania zachodzi stosunkowo powoli.

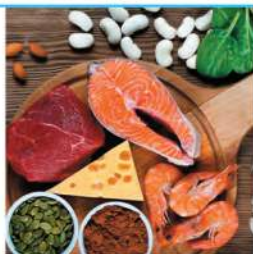


▲ Wyroby z ocynkowanej blachy

Cynk jako składnik **mosiądzu** (stopu z miedzią) jest wykorzystywany do wyrobu blach, drutów, rur, śrub, części różnych maszyn i urządzeń.

WARTO WIEDZIEĆ

Cynk pełni bardzo wiele funkcji w organizmie. Jako składnik różnych enzymów (lub ich aktywator) bierze udział w metabolizmie białek i cukrów. Jest niezbędny do syntezy białek. Bierze również udział w magazynowaniu insuliny, a także wspomaga system immunologiczny. Przyspiesza gojenie się ran. Pierwszymi objawami niedoboru cynku w organizmie są m.in. choroby skóry, łamliwość paznokci, wypadanie włosów. Źródłami cynku w diecie człowieka są: ostrygi, wątroba, żółtka jaj, mięso, ziarna zbóż, orzechy.



▲ Źródła łatwo przyswajalnego cynku

Co wiemy o ołowiu?

Ołów najczęściej kojarzy się z akumulatorem samochodowym. Jest to pierwiastek należący do 14. grupy układu okresowego. Ołów to metal o małym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej. Mineralem, z którego pozyskuje się ołów, jest **galena** – minerał siarczkowy o wzorze PbS .

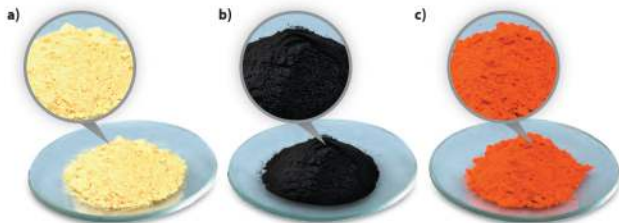
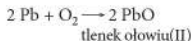
Jakie właściwości ma ołów?

Ołów jest miękkim, błyszczącym metalem. W zetknięciu z powietrzem jego powierzchnia matowieje (pasywacja), ponieważ powstaje na niej ochronna warstwa tlenku ołowiu. Dzięki niej metal staje się bardziej odporny na korozję. Ołów jest kowalny i ciągliwy, ma dużą gęstość ($d_{Pb} = 11,34 \text{ g/cm}^3$).

14	C
2	6 C węgiel
3	14 Si krzem
4	32 Ge german
5	50 Sn cyna
6	82 Pb ołów
7	84 Fl fluor

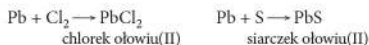
Dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło. W porównaniu z innymi metalami ma stosunkowo niską temperaturę topnienia ($t_{\text{pb}} = 327,5\text{ }^{\circ}\text{C}$).

■ Ołów w związkach chemicznych ma II lub IV stopień utlenienia. W reakcji z tlenem może tworzyć trzy tlenki: tlenek ołowiu(II) (PbO), tlenek ołowiu(IV) (PbO_2) oraz tlenek diłowiu(II) ołowiu(IV) o wzorze Pb_3O_4 (lub $2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$) – **minię ołowianą**, np.



▲ Tlenki ołowiu: a) PbO , b) PbO_2 , c) Pb_3O_4

Ołów reaguje także z innymi niemetalami, np. z chlorem i siarką:



■ Ołów jest odporny na działanie zasad. W temperaturze ok. $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ nie reaguje z kwasami, z którymi tworzy trudno rozpuszczalne w wodzie sole. Pod wpływem stężonego kwasu siarkowego(VI) ulega **pasywacji** – pokrywa się cienką warstwą trudno rozpuszczalnego w wodzie siarczanu(VI) ołowiu(II) (PbSO_4), która uniemożliwia jego dalszą reakcję z kwasem. Ołów łatwo rozтворя się w kwasie azotowym(V).

Od kiedy i do jakich celów używano ołowiu?

Ołów był znany już w czasach prehistorycznych. Starożytni Rzymianie sporządzali z niego rury wodociągowe, naczynia, trumny, obręcze do beczek, kule do katapult i proch. Powszechnie stosowano także farby ołowiowe. Prototypami dzisiejszych ołowków były ołowiane pręciki, osadzone w drewnianej obsadce. Po udoskonaleniu techniki druku przez Johanna Gutenberga (ok. 1450 r.) ze stopu ołowiu z cyną sporządzano czcionki drukarskie.

Do jakich celów obecnie używa się ołowiu?

Ołów i jego związki chemiczne znajdują liczne zastosowania w wielu dziedzinach techniki. Używa się ich do wyrobu m.in. płyt akumulatorowych, aparatury chemicznej, śrutu oraz szkła kryształowego. Ołów pochłania promieniowanie rentgenowskie i promieniowanie γ (gamma), dlatego wytwarza się z niego ekrany zabezpieczające przed



▲ Pacjent w fartuchu ochronnym na biodrach (osłona okolic miednicy) podczas prześwietlania klatki piersiowej

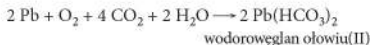


▲ Szkło kryształowe zawiera w swym składzie dużą ilość ołowiu, a mimo to jest całkowicie przezroczyste

promieniowaniem, przydatne w lecznictwie i laboratoriach naukowych. Guma z ołowiem jako wypełniaczem jest stosowana do wyrobu rękawic i fartuchów ochronnych.

Co należy wiedzieć o ołowiu?

■ **Ołów i jego związki są silnie trujące.** Z tego powodu stosowane kiedyś ołowiane rury wodociągowe, doprowadzające do mieszkań wodę, wymieniono na rury z tworzywa, np. z poli(chloru winyłu) (PVC). Woda doprowadzana do użytkowników rurami ołowianymi mogłaby zawierać szkodliwe dla zdrowia związki ołowiu, gdyż metal ten w obecności tlenu atmosferycznego i tlenku węgla(IV) ulega powolnej reakcji z wodą. W wyniku tej reakcji tworzy się rozpuszczalna w wodzie sól:



■ Benzynę zawierającą tetraetylołów – $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ – jako środek przeciwstukowy (antydetonator) stosowano w Polsce już w latach 50. XX wieku. Od roku 1986 zaczęto ograniczać jej stosowanie. W 2005 r. dyrektywa unijna zakazała jej sprzedaży, gdyż pochodzący z jej spalania ołów powodował zatrucie powietrza, gleby i pól rolnych uprawianych w pobliżu dróg. W obecnie używanych benzynach bezołowiowych w charakterze antydetonatorów stosuje się głównie etery: MTBE (eter *tert*-butylowo-metylowy) i ETBE (eter *tert*-butylowo-etylowy).

■ Ołów jest **metalem ciężkim**, działającym toksycznie na wszystkie organizmy. Zatrucie ołowiem i jego związkami może wywołać groźną w skutkach chorobę, zwaną **ołowicą**.



► Denaturacja białka spowodowana solami ołowiu

PROJEKT

Przeprowadź doświadczenie (samodzielnie lub w grupie). Wyniki badań wraz z komentarzem wyjaśniającym oraz sformułowanymi obserwacjami i wnioskami przedstaw na lekcji w dowolnej formie.

Zastosowanie metali w systemie monetarnym

Przygotuj: trzy zbiory monet obiegowych wyemitowanych przez Narodowy Bank Polski w dziewięciu nominałach:

1 gr, 2 gr, 5 gr, 10 gr, 20 gr, 50 gr, 1 zł, 2 zł, 5 zł

- wprowadzone do obiegu przed 2014 r.;
- wprowadzone do obiegu między 2014 a 2019 r.;
- wprowadzone do obiegu w 2020 r. lub później.



Wykonaj:

- Na podstawie barw monet oraz posiadanej wiedzy oszacuj, które metale mogą wchodzić w ich skład. Do badania zgromadzonych monet użyj magnesu.
- Skorzystaj z dostępnych źródeł informacji w celu ustalenia, których metali użyto do wybicia badanych monet.
- Zredaguj zwięzłą notatkę na temat metali używanych w systemie monetarnym oraz ich właściwości, które decydują o takim zastosowaniu.

PODSUMOWANIE

- **Cynk** jest metalem, dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło. Wykazuje dużą aktywność chemiczną. Ulega pasywacji. W związkach chemicznych ma stopień utlenienia II.
- Cynk jest ważnym metalem użytkowym. Wykonuje się z niego **powłoki antykorozyjne** na wyrobach ze stali.
- **Ołów** jest miękkim, kowalnym i ciągliwym **metalem ciężkim**. Pod wpływem tlenu atmosferycznego i innych czynników ulega pasywacji. W związkach chemicznych ma stopień utlenienia II lub IV.
- Ołów i jego stopy znajdują liczne zastosowania w wielu dziedzinach techniki.
- Ołów i jego związki chemiczne są **silnie trujące**.

ZADANIA

1. Wymień metale wchodzące w skład mosiądzu oraz omów zastosowania tego stopu.
2. Które substraty umożliwiają otrzymanie wodoru do celów laboratoryjnych? Wskaż odpowiedni zestaw substancji. Odpowiedź uzasadnij.
A. K i H_2O B. Zn i H_2SO_4 C. Mg i HCl
3. Wyjaśnij za pomocą odpowiedniego równania reakcji, dlaczego do produkcji rur wodociągowych doprowadzających wodę do mieszkań nie można używać ołowiu.
4. Przedstaw równania trzech reakcji pozwalających otrzymać w laboratorium związek chemiczny o wzorze $ZnSO_4$.



22. Miedź, srebro i złoto

- Występowanie w przyrodzie
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Najważniejsze reakcje chemiczne oraz ich produkty
- Zastosowania miedzi, srebra i złota

→ **Przypomnij sobie**, co wiesz o właściwościach i zastosowaniach metali szlachetnych.

Co wiemy o miedzi, srebrze i złocie?

Miedź, srebro i złoto znano już w starożytności. Miedź i jej stopy odegrały ogromną rolę w historii ludzkości. W epoce **brązu** podstawą kultury materialnej były narzędzia, broń, ozdoby oraz przedmioty codziennego użytku wykonane ze **stopu miedzi z cyną**. Srebra i złota od najdawniejszych czasów używano do wyrobu biżuterii i różnego rodzaju ozdób. Już wówczas dobrze znano i wykorzystywano niezwykle właściwości lecznicze srebra.

Miedź, srebro i złoto to pierwiastki należące do 11. grupy układu okresowego i bloku konfiguracyjnego *d*. Te metale występują w przyrodzie w związkach chemicznych – najczęściej w rudach (np. miedź występuje m.in. w chalkozytynie, kuprycie i malachicie, srebro – w argentycie i chlorargenicie, a złoto – w syłwancie) oraz w stanie wolnym (miedź rodzima, srebro rodzime, złoto rodzime).

Srebro i złoto z powodu małej aktywności chemicznej są nazywane **metalami szlachetnymi**.

	II
4	29 Cu miedź
5	47 Ag srebro
6	79 Au złoto
7	111 Rg rentgen



■ Samorodki

(bryłki rodzimego metalu występujące w przyrodzie w stanie wolnym)

miedzi



Cu

srebra



Ag

złota



Au

platyny

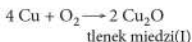


Pt

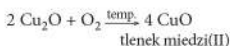
Jakie właściwości mają miedź, srebro i złoto?

Miedź ma barwę różową, srebro – srebrzystobiałą, a złoto – żółtą. Metale te są kowalne i ciągliwe. Bardzo dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło. Spośród wszystkich metali **najlepszym przewodnikiem prądu jest srebro, następnie miedź, a po niej złoto**. Wszystkie te trzy metale mają dużą gęstość i stosunkowo wysoką temperaturę topnienia ($t_{\text{Cu}} = 1084,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{Ag}} = 961,8\text{ }^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{Au}} = 1064,2\text{ }^{\circ}\text{C}$).

■ Miedź pod wpływem tlenu atmosferycznego pokrywa się cienką warstwą ceglasto-czerwonego tlenku miedzi(I):



Ogrzewany w atmosferze powietrza tlenek miedzi(I) zmienia barwę na czarną, gdyż utlenia się do tlenku miedzi(II):



■ Wyroby wykonane z miedzi oraz z jej stopów w miarę upływu czasu, głównie pod wpływem tlenku węgla(IV) i pary wodnej obecnych w powietrzu, pokrywają się zielonkawą warstwą **patyny**. Patyna jest mieszaniną różnych związków miedzi.

► Starzejąca się przez dziesięciolecia miedź jest symbolem architektonicznej długowieczności



Czy miedź reaguje z kwasami, a jeśli tak, to jakie są produkty tych reakcji?

Z szeregu elektrochemicznego (napęciowego) wynika, że miedź jest metalem o małej aktywności chemicznej. W związkach chemicznych ma najczęściej stopień utlenienia II lub I. Wiadomo już, że miedź nie ulega działaniu kwasu solnego (rozdz. 16). A jak zachowuje się wobec rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI)?



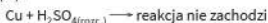
H_2SO_4

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie zachowania miedzi wobec rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI)

Opis: Do probówki wrzucić zwinięty drucik miedziany lub kawałek blaszki miedzianej, a następnie wleć 2–3 cm³ rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI). Obserwujcie zawartość probówki.

Obserwacje: W probówce nie było widać żadnych objawów reakcji.

Wniosek: Miedź nie reaguje z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI).

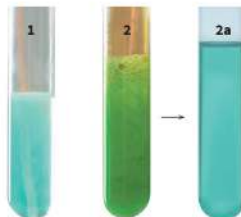
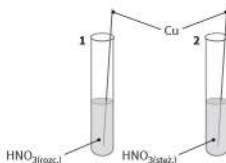


Mało aktywna miedź nie ulega działaniu kwasów nieutleniających. A jak zachowuje się wobec kwasu o silnych właściwościach utleniających, jakim jest np. kwas azotowy(V)?

HNO₃

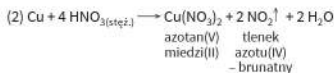
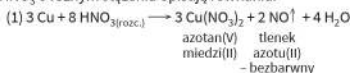
DOŚWIADCZENIE 2. Badanie zachowania miedzi wobec rozcieńzonego i stężonego kwasu azotowego(V)

Opis: Przygotowujemy dwie probówki. Do pierwszej (1) wlewamy 2–3 cm³ rozcieńzonego kwasu azotowego(V), a do drugiej (2) – taką samą objętość stężonego. Do obu probówek wprowadzamy po jednym oczyszczonym druciku miedzianym (powinny być one dłuższe od wysokości probówek). Po zaobserwowaniu objawów reakcji wyjmujemy druciki z probówek. Do mieszaniny poreakcyjnej z probówki 2 dodajemy ok. 2 cm³ wody (2a). Obserwujemy zachodzące zmiany.



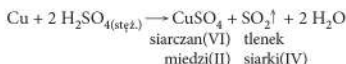
Obserwacje: W probówce z rozcieńczonym HNO₃ wydzieliał się bezbarwny gaz, a roztwór barwił się na kolor niebieski (1). W probówce ze stężonym HNO₃ wydzieliał się brunatny gaz, natomiast roztwór początkowo zabarwił się na kolor zielony (2), a po rozcieńczeniu wodą zmienił barwę na niebieską (2a).

Wnioski: Miedź reaguje zarówno z rozcieńczonym, jak i ze stężonym kwasem azotowym(V). Reakcje miedzi z HNO₃ o różnym stężeniu opisują równania:



W reakcjach miedzi z HNO₃ o różnym stężeniu nie wydzielają się wodór. Bezbarwnym gazowym produktem reakcji nr 1 jest tlenek azotu(II), a brunatnym gazowym produktem reakcji nr 2 – tlenek azotu(IV).

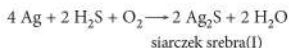
Miedź reaguje także ze stężonym kwasem siarkowym(VI). W tej reakcji wydzielają się bezbarwny gaz – tlenek siarki(IV), a powstały roztwór ma barwę niebieską, pochodzącą od obecnych w nim uwodnionych jonów miedzi(II) – [Cu(H₂O)₆]²⁺ (rozdz. 12):



Jaka substancja powoduje, że srebro pokrywa się ciemnym nalotem?

Srebro to metal o jeszcze mniejszej aktywności chemicznej niż miedź. Nie ulega działaniu tlenu atmosferycznego, lecz mimo to wyroby ze srebra z czasem pokrywają się ciemnym nalotem.

Obecne w powietrzu nawet śladowe ilości siarkowodoru reagują ze srebrem i tworzą na jego powierzchni nalot, którym jest siarczek srebra(I) o czarnej barwie:



■ Srebro, podobnie jak miedź, nie reaguje z rozcieńczonym kwasem solnym i rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI), ale podobnie jak miedź ulega działaniu kwasu azotowego(V) o różnym stężeniu oraz działaniu stężonego kwasu siarkowego(VI), a w reakcjach z tymi kwasami nie wypiera z nich wodoru.

Czy istnieją substancje, które reagują ze złotem?

Złoto nie traci swego połysku w warunkach, w których srebro ciemnieje, a miedź pokrywa się patyną. Ten metal nie ulega działaniu kwasów, które rozтворяją miedź i srebro, czyli nie reaguje z rozcieńczonym ani stężonym kwasem azotowym(V), a także ze stężonym kwasem siarkowym(VI).

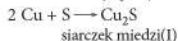
Złoto ulega działaniu wody królewskiej, która jest mieszaniną stężonych kwasów: azotowego(V) i solnego, zmieszanych w stosunku objętościowym 1 : 3.



Złoto i srebro zalicza się do **metali szlachetnych**, natomiast miedź określa się mianem **metal u półszlachetnego**.

**Z jakim niemetałem reagują miedź i srebro?**

Mimo małej aktywności chemicznej miedź i srebro już w temperaturze ok. 20 °C powoli reagują z siarką i tworzą siarczki o czarnej barwie. Reakcję miedzi z siarką opisuje równanie:



W podwyższonej temperaturze reakcja srebra z siarką przebiega szybko. Można to sprawdzić w prostym doświadczeniu.

◀ Ze srebra wytwarza się najbardziej wytworny rodzaj sztućców, które stanowią nieprzemijającą ozdobę każdego stołu



S

DOŚWIADCZENIE 3. Synteza siarczku srebra(I)

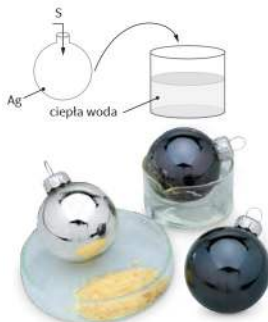
Opis: Do szklanej, pokrytej wewnątrz srebrem bombki choinkowej wysypie trochę rozdrobnionej siarki (najlepiej w postaci pyłu), a następnie umieści bombkę w naczyniu z ciepłą wodą. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Bombka szybko straciła swój lustrzany połysk, pojawiły się na niej czarne plamki. Po pewnym czasie powierzchnia bombki przybrała czarną barwę.

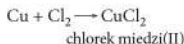
Wnioski: Srebro pokrywające wewnętrzną ściankę bombki choinkowej reaguje z siarką zgodnie z równaniem:



Produktem tej reakcji jest siarczek srebra(I) o czarnej barwie.



W podwyższonej temperaturze miedź reaguje także z chlorem:



Jakie zastosowania mają miedź, srebro i złoto?

■ **Miedź** wykorzystuje się do produkcji przewodów elektrycznych. Najczęściej używane stopy tego metalu to **brąz** (stop miedzi z cyną) i **mosiądz** (stop miedzi z cynkiem). Z pierwszego odlewa się dzwony i pomniki, a z drugiego wytwarza się instrumenty muzyczne, części maszyn i urządzeń, wykonuje się instalacje gazowe i wodociągowe, bije się monety.

■ **Srebro** ze względu na wyjątkowe przewodzenie prądu elektrycznego (najlepszy przewodnik) znajduje zastosowanie w urządzeniach elektronicznych, m.in. w laptopach i smartfonach. Używa się go również do produkcji luster. **Ze stopów srebra z miedzią** wyrabia się biżuterię, przedmioty artystyczne, sztucce, bije się monety.

■ **Stopów złota z miedzią i srebrem** używa się do wyrobu biżuterii i przedmiotów artystycznych, a także do bicia monet. W elektrotechnice stosuje się styki wykonane ze **złota**, które jest bardzo dobrym przewodnikiem prądu oraz najbardziej kowalnym



▲ Trąbka wykonana z mosiądzu

- Rewers srebrnej 10-złotowej monety kolekcjonerskiej, wybitej z okazji 760-lecia Towarzystwa Strzeleckiego Bractwo Kurkowe w Krakowie



▲ Odporne chemicznie złoto nie tworzy związków, które utrudniałyby przepływ prądu

i ciągliwym spośród metali. Dzięki tym właściwościom można wytwarzać bardzo cienkie złote blaszki i druczki. **Złotem, a także srebrem** pokrywa się wyroby wykonane z metali mniej szlachetnych w celu ochrony przed korozją oraz w celach dekoracyjnych.



WARTO WIEDZIEĆ



zaraza cyniowa

Cyna to znany od starożytności ważny metal użytkowy, składnik brązu – stopu z miedzią. Poniżej temperatury $13,25\text{ }^{\circ}\text{C}$ cyna ulega przemianie alotropowej. Błyszcząca powierzchnia metalu matowieje, pojawiają się na niej nierówności, a nawet dziury. W ostatniej fazie cynowy przedmiot rozsypuje się na szary, matowy proszek. Proces ten nosi nazwę **zarazy cynowej** lub **trądu cynowego**. Niewykluczone, że przyczynił się on do klęski wojsk Napoleona w wojnie z Rosją na początku XIX w., gdy na skutek tęgich mrozów (ok. $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$) cynowe guziki żołnierskich mundurów zamieniły się w szary proszek.

▲ W wyniku zarazy cynowej następuje przemiana cyny białej (β) w cynę szarą (α). Tej przemianie towarzyszy zmniejszenie gęstości metalu z $7,28$ do $5,75\text{ g/cm}^3$

PODSUMOWANIE

- Miedź, srebro i złoto występują w przyrodzie w postaci **związków chemicznych** oraz w **stanie wolnym**.
- Miedź, srebro i złoto to metale bloku konfiguracyjnego *d* o **małej aktywności chemicznej**. Nie reagują z kwasami nieutleniającymi HCl oraz $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{rozcz.})$.
- **Miedź i srebro** ulegają działaniu kwasów utleniających, m.in. HNO_3 oraz $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{stęż.})$.
- **Złoto** rozтворя się w wodzie królewskiej.
- Miedź, srebro i złoto ze względu na dobre przewodzenie prądu elektrycznego i ciepła, kowalność, ciągliwość, dużą odporność chemiczną i walory estetyczne znalazły różnorodne zastosowania, w tym we współczesnej elektronice przemysłowej.

ZADANIA

1. Wymień po dwa zastosowania miedzi, srebra i złota. Jakich właściwości tych metali zadecydowały o ich przeznaczeniu?
2. Oblicz masę miedzi i masę cyny, które należy stopić, aby otrzymać 2 kg brązu zawierającego 85% miedzi. Wyniki podaj w kg z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.
3. Zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli wykryć aniony chlorkowe w wodzie wodociągowej. Przedstaw schemat doświadczenia, sformułuj obserwacje i wnioski.



23. Otrzymywanie metali w przemyśle

- Rudy metali
- Proces wielkopiecowy
- Elektrochemiczne otrzymywanie metali
- Aluminotermia

➔ **Przypomnij sobie**, co wiesz o sposobach wydzielania metali z dostępnych w skorupie ziemskiej surowców mineralnych.

Co to są rudy metali?

Metale są tworzywem powszechnie stosowanym i niedającym się w wielu wypadkach niczym zastąpić. Większość metali użytkowych pozyskuje się ze skał i minerałów obecnych w skorupie ziemskiej. W tych kopalinach, zwanych **rudami**, metale występują najczęściej w postaci tlenków lub siarczków. W stanie wolnym w przyrodzie można spotkać metale szlachetne, takie jak srebro, złoto, platyna, i półszlachetne, np. miedź.

■ **Skały** to naturalne skupiska minerałów, powstałe w wyniku złożonych procesów geologicznych. W skład skały może wchodzić jeden lub więcej minerałów – np. skała wapienna zawiera kalcyt (CaCO_3), a granit zawiera kwarc (SiO_2) i inne minerały.

■ **Minerały** to powstałe w skorupie ziemskiej pierwiastki, związki chemiczne lub ich roztwory stałe, o określonych właściwościach fizycznych i chemicznych, a także sposobach powstawania, występowania i przeobrażania się (np. halit – NaCl , kalcyt – CaCO_3 , kwarc – SiO_2 , siarka (rombowa) – S_8 , srebro rodzime – Ag).

Wybrane metale, ich rudy i zastosowania

Metal	Ruda	Zastosowania
glin	boksyt (Al_2O_3)*	linie energetyczne, samoloty, cysterny do transportu stężonego kwasu azotowego(V), naczynia kuchenne
miedź	chalkopiryt (CuFeS_2)	składnik stopów: brązu i mosiądzu, przewody elektryczne, monety
ołów	galena (PbS)	akumulatory, aparatura w przemyśle chemicznym, składnik stopów czcionkowych i łożyskowych
żelazo	hematyt (Fe_2O_3) magnetyt (Fe_3O_4) syderyt (FeCO_3) piryt (FeS_2)	składnik stali – materiały konstrukcyjne, środki transportu, narzędzia, sprzęt gospodarstwa domowego, rdzenie elektromagnesów, farby, materiały ściernie
cynk	sفالeryt (ZnS)	powłoki ochronne na wyrobach ze stali, składnik mosiądzu
rtęć	cynober (HgS)	farby, leki, insektycydy (środki owadobójcze)
cyna	kasyteryt (SnO_2)	składnik stopów: brązu, lutowniczych, łożyskowych i czcionkowych, powłoki antykorozyjne na wyrobach metalowych (tzw. bielenie blach)

* Tlenek glinu o różnym stopniu uwodnienia.

boksyt – Al_2O_3^* chalkopiryt – CuFeS_2 galena – PbS hematyt – Fe_2O_3 magnetyt – Fe_3O_4 syderyt – FeCO_3 sfaleryt – ZnS cynober – HgS kasyteryt – SnO_2

* Tlenek glinu o różnym stopniu uwodnienia.

▲ Rudy metali

W jaki sposób można wydzielić metale z ich rud?

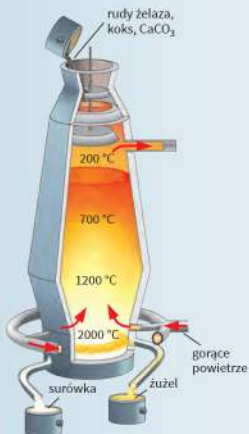
Metale z rud na skalę przemysłową można otrzymać:

- **metodą hutniczą** – np. żelazo, ołów, cynk, miedź;
- **metodą elektrolityczną** – metale bardzo aktywne chemicznie, np. sód, potas, magnez, glin, a także inne metale, jeśli celem jest uzyskanie ich w odpowiednio czystej postaci (np. miedzi używanej do produkcji przewodów elektrycznych).

Czym jest i jak powstaje surówka oraz jakie jest jej przeznaczenie?

Metoda hutnicza otrzymywania metali z ich rud polega na stopniowej redukcji metalu zawartego w tlenku do wolnego metalu. Reduktorami w tej reakcji są najczęściej węgiel (koks) i tworzący się tlenek węgla(II). Metoda ta służy przede wszystkim do produkcji żelaza. Redukcja rud żelaza odbywa się w tzw. **wielkim piecu**. Proces wielkopiecowy zilustrowano na następnej stronie.

■ Proces wielkopiecowy



- Spalanie koksu:
 $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- Redukcja tlenku węgla(IV):
 $CO_2 + C \longrightarrow 2 CO$
- Redukcja tlenków żelaza:
 $3 Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2 Fe_3O_4 + CO_2$
 $Fe_3O_4 + CO \longrightarrow 3 FeO + CO_2$
 $FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2$
- Rozkład węglanu wapnia:
 $CaCO_3 \xrightarrow{temp.} CaO + CO_2 \uparrow$
- Wiązanie zanieczyszczeń rudy:
 $CaO + SiO_2 \xrightarrow{temp.} CaSiO_3$
żużel
- Żelazo otrzymane z wielkiego pieca to **surówka**. Zawiera ona ok. 4 % węgla. Jest krucha i twarda, w związku z czym nie znajduje wielu zastosowań. Surówkę przerabia się na różne rodzaje stali węglowych – stopów zawierających do 1,7 % węgla oraz stali stopowych (szlachetnych), zawierających oprócz węgla inne dodatki, takie jak chrom, nikiel, mangan, wolfram.

Kiedy do otrzymywania miedzi stosuje się metodę elektrolityczną?

Miedź otrzymywana metodą hutniczą zawiera 1–2 % zanieczyszczeń. Jest to tzw. **miedź surowa**. Nie nadaje się ona do celów elektrotechnicznych, gdyż nawet nieznaczne domieszki innych metali obniżają jej przewodnictwo elektryczne. Miedź surową poddaje się oczyszczaniu **metodą elektrolityczną** (za pomocą prądu elektrycznego przepływającego przez roztwór elektrolitu lub stopiony elektrolit), czyli **elektrolizie** (podręcznik do kl. 1, rozdz. 23). W tym procesie katoda jest wykonana z oczyszczonej miedzi, a anoda z miedzi, którą należy oczyścić. Elektrody są zanurzone w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II). Otrzymana w ten sposób miedź elektrolityczna zawiera 0,01 % zanieczyszczeń i jest stosowana do wyrobu przewodów elektrycznych. Za pomocą elektrolizy oczyszcza się również inne metale, np. srebro, nikiel, ołów.

■ Metodą elektrolityczną otrzymuje się metale bardzo aktywne chemicznie, np. litowce, berylowe, glin.

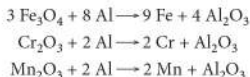


- ▲ Elektrolityczne oczyszczanie miedzi; widoczne resztki rozpuszczonej anody (b) i miedź osadzona na katodzie (a)

Elektrolityczne otrzymywanie metali – np. sodu, potasu, wapnia czy glinu – nie może być prowadzone w wodnych roztworach ich soli, gdyż w takich warunkach nie wydzielają się one na elektrodzie. W celu otrzymania metalicznego sodu poddaje się elektrolizie stopioną sól NaCl lub przeprowadza się elektrolizę stężonego roztworu NaCl z użyciem rtęci jako katody, a do produkcji metalicznego glinu używa się tlenku glinu, pozyskanego w wyniku przeróbki boksytu, rozpuszczonego w stopionym kriolicie – Na_3AlF_6 . Inne aktywne metale – np. berylówce – również otrzymuje się w wyniku elektrolizy ich stopionych chlorków.

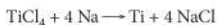
Jakie inne metody są stosowane do otrzymywania metali z ich rud?

Niektóre metale otrzymuje się w procesie zwanym **aluminotermią** (rozdz. 19). Łatwo łączący się z tlenem glin pozwala wydzielić mniej aktywne od niego metale o wysokich wartościach temperatury topnienia z ich tlenków. Tak można wydzielić np. żelazo ($t_{\text{Fe}} = 1538^\circ\text{C}$), chrom ($t_{\text{Cr}} = 1910^\circ\text{C}$) czy mangan ($t_{\text{Mn}} = 1244^\circ\text{C}$):



Zachodzą wówczas reakcje wymiany, w których glin, podobnie jak węgiel w procesie wielkopipecowym, pełni funkcję reduktora – utlenia się, a związany w tlenku metal redukuje do wolnego metalu.

■ W procesach wyodrębniania niektórych metali z ich rud funkcję reduktora mogą pełnić także inne pierwiastki. W celu uzyskania tytanu z jego rudy tlenkowej – TiO_2 (rutylu) – przeprowadza się tę rudę w chlorek tytanu(IV) (TiCl_4), a następnie redukuje bardziej aktywnym niż tytan pierwiastkiem, np. magnezem lub sodem:



W celu otrzymania miedzi z tlenku miedzi(II) lub molibdenu z tlenku molibdenu(VI) jako reduktora można użyć wodoru:



Przemianę rudy metalu w odpowiedni tlenek, z którego w procesie redukcji za pomocą węgla, glinu lub innego bardziej aktywnego metalu czy wodoru wyodrębnia się użyteczny metal, przeprowadza się na wstępnym etapie przeróbki surowców mineralnych zwanych kopalinami.

■ Niektóre związki chemiczne, w których atomy pierwiastków są ze sobą słabo związane, pod wpływem ogrzewania łatwo ulegają rozkładowi. W wyniku prażenia np. cynobru (HgS) w powietrzu powstają mało aktywna rtęć oraz tlenek siarki(IV):





WARTO WIEDZIEĆ

- Żelazo o najwyższym stopniu czystości otrzymuje się w wyniku rozkładu pentakarbonyłu żelaza o wzorze $\text{Fe}(\text{CO})_5$ w temperaturze ok. 250 °C. Z uzyskanego w ten sposób metalu sporządza się **rdzenie elektromagnesów**.
- Po raz pierwszy w Polsce aluminium wyprodukowano 20 lipca 1954 r. w **Hucie Aluminium w Skawinie**.
- ▶ Rekonstrukcja wytopu żelaza sprzed 2000 lat podczas odbywającej się co roku w Nowej Słupi (w woj. świętokrzyskim) imprezy plenerowej Dymarki Świętokrzyskie



PODSUMOWANIE

- Większość metali użytkowych pozyskuje się ze skał i minerałów zwanych **rudami**, w których występują one najczęściej jako tlenki lub siarczki.
- Żelazo w postaci **surówki** otrzymuje się w tzw. **procesie wielkopiecowym**, podczas którego węgiel (koks) oraz tlenek węgla(II) redukują tlenki żelaza zawarte w rudach żelaza.
- **Metodą elektrolityczną** otrzymuje się metale o wysokim stopniu czystości (np. miedź na przewody elektryczne). Gdy taki stopień czystości nie jest wymagany, łatwiej i taniej jest zastosować **metodę hutniczą** (np. miedź do wyrobu przedmiotów z jej stopów).
- **Metale aktywne chemicznie** otrzymuje się metodą elektrolityczną. Elektrolizie poddaje się ich stopione sole lub tlenki.
- **Aluminotermię** wykorzystuje się do otrzymywania metali o mniejszej aktywności chemicznej niż glin oraz o wysokiej temperaturze topnienia – takich jak żelazo, chrom, mangan – z ich tlenków.

ZADANIA

1. Podaj nazwę najważniejszej rudy, z której pozyskuje się glin. Który związek glinu jest jej podstawowym składnikiem?
2. Na podstawie dostępnych źródeł informacji opisz skład, właściwości oraz zastosowania stali nierdzewnej.
3. Na podstawie dostępnych źródeł informacji podaj nazwy metali, z których odlano kielich i serce Zygmunta – najśłynniejszego polskiego dzwonu. Wymień metody, którymi można wydzielić te metale z ich rud.
4. Na podstawie obliczeń wskaż wzór związku żelaza, w którym jest największa procentowa zawartość (% masowy) tego metalu.
 A. FeS_2 B. Fe_2O_3 C. Fe_3O_4 D. FeCO_3



Piasek kwarcowy (SiO_2) na pustyni



Słynne kredowe klify Dover (CaCO_3)

Najbardziej rozpowszechnione pierwiastki chemiczne w skorupie ziemskiej: **tlen, krzem, glin, żelazo, wapń.**

Najczęściej spotykane w litosferze związki chemiczne: **tlenek krzemu(IV) – SiO_2** – zwany **krzemionką** i **węglan wapnia – CaCO_3** – wchodzący w skład skał wapiennych w postaci minerału o nazwie **kalcyt**.

WŁAŚCIWOŚCI METALI I NIEMETALI (298 K, 1013 hPa)

Cechy metali	Cechy niemetalii
● ciała stałe (wyjątki: rtęć i kopernik) ● barwa srebrzystobiała lub srebrzystoszara (wyjątki: złoto i miedź) ● metaliczny połysk ● kowalność i ciągliwość ● przewodzenie prądu elektrycznego i ciepła ● zróżnicowane temperatury topnienia oraz różne gęstości	● występujące w trzech stanach skupienia ● o różnych barwach ● brak przewodzenia prądu elektrycznego (wyjątki: grafit, grafen, fosfor czarny) ● na ogół niskie temperatury topnienia i małe gęstości

O przeznaczeniu pierwiastka do określonego celu decydują jego **właściwości fizyczne** oraz **odporność chemiczna** na substancje znajdujące się w jego otoczeniu.

żelazo (stal)



Największy statek wycieczkowy świata

glin



Aluminiowa cysterna ze stężonym HNO_3

azot



Poduszki bezpieczeństwa w samochodzie

krzem



Baterie słoneczne

WYSTĘPOWANIE METALI

Większość metali użytkowych pozyskuje się z obecnych w skorupie ziemskiej skał i minerałów, zwanych **rudami**, w których metale występują najczęściej jako tlenki lub siarczki. Nieliczne metale (szlachetne i półszlachetne) można znaleźć w litosferze zarówno w stanie związanym, jak i wolnym (np. rodzime: srebro, złoto, platyna, miedź).

OTRZYMYWANIE METALI

Metale z rud na skalę przemysłową można otrzymać:

- **metodą hutniczą** – np. żelazo, ołów, cynk, miedź;
- **metodą elektrolityczną** – metale bardzo aktywne chemicznie, np. sód, potas, magnez, glin, a także inne metale, jeśli celem jest uzyskanie ich w odpowiednio czystej postaci (np. miedź używana do produkcji przewodów elektrycznych).

Żelazo otrzymane z wielkiego pieca to **surówka**. Zawiera ona ok. 4 % węgla, jest krucha i twarda, przerabia się ją na różne rodzaje stali.

Stal to stop żelaza z węglem (do 1,7 %) z dodatkiem niektórych pierwiastków (np. chromu, niklu, wolframu, miedzi, krzemu).



Wyphywając z gara wielkiego pieca surówkę przerabia się na stal lub wykonuje się z niej odlewy.

Narzędzia stomatologiczne są wykonywane ze stali nierdzewnej.



AKTYWNOŚĆ CHEMICZNA METALI

Aktywność chemiczna **litowców** i **berylówców** rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej metalu; berylownice wykazują mniejszą aktywność chemiczną niż leżące w tym samym okresie litowce.

Sód, potas, magnez i wapń to metale aktywne chemicznie, ich tlenki i wodorotlenki mają **charakter zasadowy**.

Glin jest metalem o dużej aktywności chemicznej. Glin, tlenek glinu i wodorotlenek glinu mają **charakter amfoteryczny**, gdyż reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami.

Srebro i złoto z powodu małej aktywności chemicznej są nazywane **metalami szlachetnymi**, a miedź – **metalem półszlachetnym**.

	1	2
2	Li lit	Be beryl
3	Na sód	Mg magnez
4	K potas	Ca wapń
5	Rb rubid	Sr stryc
6	Cs ces	Ba bar
7	Fr franc	Ra rad

Rośnie aktywność chemiczna metali

KOROZJA to proces stopniowego niszczenia tworzywa, głównie metali i ich stopów, pod wpływem środowiska. Korozja wyrobów wykonanych z żelaza i jego stopów to **rdzewienie**.

W celu ochrony metali przed korozją stosuje się m.in. powłoki ochronne z innych metali (np. cynku, chromu) lub niemetaliczne (np. z tworzyw sztucznych, farb antykorozyjnych, lakierów czy smarów).

PASYWACJA to proces, w którym substancja aktywna chemicznie (np. glin, ołów, cynk, chrom) pod wpływem czynników utleniających pokrywa się bardzo cienką ochronną warstwą tlenku, co uodparnia ją na dalsze działanie czynników chemicznych.

Miedź i jej stopy w wilgotnym powietrzu pokrywają się cienką warstwą związków o zielonej barwie – **patyną**, która chroni metal przed dalszym działaniem czynników atmosferycznych.



Pokryta patyną rzeźba kobiety z koszem pierników, upamiętniająca otwarcie piernikarni w Toruniu w 1751 r.

1. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. W metalach i ich stopach występuje wiązanie metaliczne.
- B. Metale wykazują tendencję do oddawania elektronów i tworzenia kationów.
- C. Metale mają bardzo wysokie wartości temperatury topnienia.
- D. Metale są dobrymi przewodnikami prądu elektrycznego i ciepła.

2. Przygotowano trzy probówki z rozcieńczonym kwasem solnym. Do pierwszej (nr 1) wrzucono granulkę cynku, do drugiej (nr 2) kilka wiórków żelaznych, a do trzeciej (nr 3) mały kawałek srebra.

Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Bezbarwny gaz wydzielił się w probówkach oznaczonych numerami

- A. 1 i 2.
- B. 1, 2 i 3.
- C. 1 i 3.
- D. 2 i 3.

3. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Aktywność chemiczna litowców

- A. maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej metalu.
- B. maleje wraz ze wzrostem promienia atomowego metalu.
- C. nie zmienia się, gdyż wszystkie litowce są bardzo aktywnymi metalami.
- D. rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej metalu.

4. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

W procesie otrzymywania żelaza z jego rud w wielkim piecu

- A. reduktorami są węgiel i tlenek węgla(II).
- B. reduktorem jest tlenek żelaza(III).
- C. reduktorem jest tlenek węgla(IV).
- D. reduktorem jest wapień.

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Chlorku miedzi(II) nie można otrzymać w reakcji

- A. tlenku miedzi(II) z kwasem solnym.
- B. wodorotlenku miedzi(II) z kwasem solnym.
- C. miedzi z kwasem solnym.
- D. węglanu miedzi(II) z kwasem solnym.

6. Pewien aktywny chemicznie metal X, jego tlenek XO oraz wodorotlenek $X(OH)_2$ reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami. Metal X jest składnikiem mosiądzu.

Skorzystaj z tych informacji oraz z układu okresowego pierwiastków i wskaż poprawne dokończenie zdania.

Metal X w układzie okresowym znajduje się w

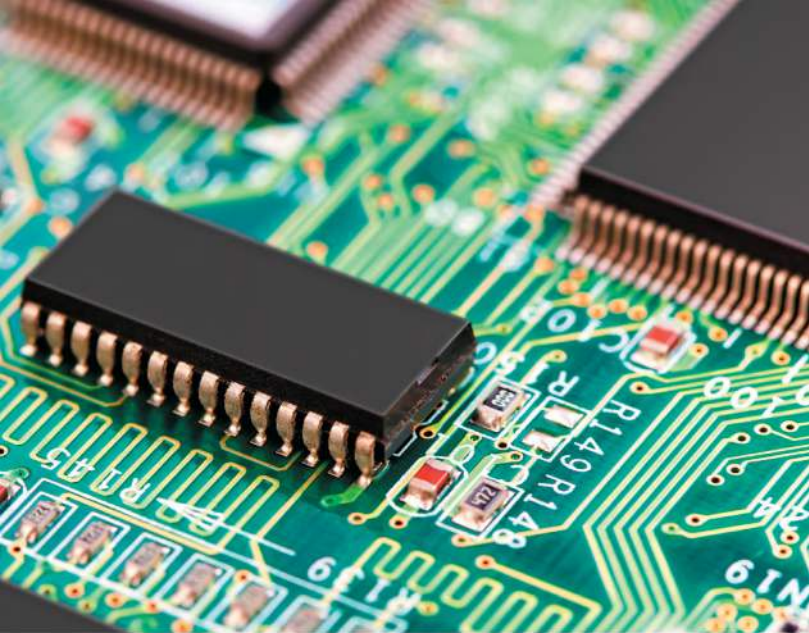
- A. 13. grupie i 3. okresie.
- B. 12. grupie i 4. okresie.
- C. 2. grupie i 3. okresie.
- D. 1. grupie i 4. okresie.

7. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Glin pod wpływem stężonego kwasu azotowego(V) ulega pasywacji, dlatego wytwarza się z niego cysterny służące do transportu tego kwasu.
- B. Duże ilości złota, srebra oraz miedzi, a także wiele innych metali można odzyskać w procesie recyklingu urządzeń elektronicznych, np. telefonów komórkowych.
- C. Wyroby wykonane ze stali w celu ochrony przed korozją powleka się cienką warstwą cynku.
- D. Rury sieci wodociągowych doprowadzających wodę pitną do mieszkań wytwarza się z ołowiu.

8. Podaj nazwę, symbol oraz właściwości metalu, którego zawartość w skorupie ziemskiej jest największa.
9. Wybierz wszystkie właściwe określenia spośród podanych w każdym nawiasie, tak aby zdania były prawdziwe.
- Aktywność chemiczna potasu jest (większa / mniejsza) niż aktywność sodu.
 - Aktywność chemiczna sodu jest (większa / mniejsza) niż aktywność magnezu.
 - Żelazo (wypiera miedź / nie wypiera miedzi) z wodnych roztworów soli miedzi(II).
 - (Zn / Fe / Cu / Mg / Hg) reagują z kwasami nieutleniającymi z utworzeniem odpowiedniej soli oraz (z wydzielaniem / bez wydzielania) wodoru.
10. Wskaż symbole tych metali wśród podanych, które reagują z rozcieńczonym H_2SO_4 , oraz przedstaw odpowiednie równania reakcji chemicznych.
- $\text{Al} \cdot \text{Au} \cdot \text{Ag} \cdot \text{Zn} \cdot \text{Sn} \cdot \text{Cr} \cdot \text{Cu}$
11. Na podstawie układu okresowego określ nazwy metali o podanych konfiguracjach ich atomów oraz wymień po dwa zastosowania każdego metalu.
- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ c) $\text{K}^{21} \text{L}^{8} \text{M}^{18} \text{N}^2$
12. Metale o gęstości równej lub większej od $4,5 \text{ g/cm}^3$ są zaliczane do tzw. metali ciężkich. Te metale i ich związki mają właściwości toksyczne.
- Na podstawie dostępnych źródeł informacji wskaż wśród podanych symbole chemiczne metali ciężkich.**
- $\text{Cd} \cdot \text{Ca} \cdot \text{Al} \cdot \text{K} \cdot \text{Hg} \cdot \text{Na} \cdot \text{Pb} \cdot \text{Cu}$
13. Wybierz jedno właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie, tak aby zdania były prawdziwe.
- Magnez to metal (bierny / aktywny) chemicznie. W temperaturze ok. 20°C (reaguje / nie reaguje) z wodą. Produktami reakcji magnezu z parą wodną są (MgO i H_2 / $\text{Mg}(\text{OH})_2$ i H_2). Magnez w reakcji opisanej równaniem: $2 \text{Mg} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{MgO} + \text{C}$ pełni funkcję (reduktora / utleniacza).
14. Na wybranych przykładach metali wyjaśnij pojęcia: pasywacja, patyna.
15. Pewien aktywny chemicznie metal X, jego tlenek X_2O_3 oraz wodorotlenek $\text{X}(\text{OH})_3$ reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami. Ten metal jest składnikiem stopów o małej gęstości, które stosuje się m.in. w przemyśle lotniczym.
- Podaj symbol metalu X oraz określ charakter chemiczny tego metalu, jego tlenku i wodorotlenku.**
16. Określ rodzaj wiązania chemicznego występującego w substancjach o podanych nazwach.
- a) srebro c) wodorek wapnia
b) tlenek sodu d) siarczek potasu
17. Scharakteryzuj metodę otrzymywania:
- a) miedzi z rud miedzi;
b) magnezu z wody morskiej;
c) metali z ich rud tlenkowych w procesie aluminotermii.

18. Wyjaśnij, dlaczego stalowy gwóźdź umieszczony w roztworze $\text{CuSO}_{4(aq)}$ pokrywa się różowym nalotem, a niebieska barwa roztworu stopniowo zanika. Przedstaw odpowiednie równanie reakcji.
19. Pastylki lub granulki wodorotlenku sodu (NaOH) pozostawione na powietrzu pochłaniają zawartą w nim parę wodną. Sformułuj objawy towarzyszące temu procesowi oraz określ właściwość, jaką wykazuje wodorotlenek sodu.
20. Wodny roztwór wodorotlenku wapnia ($\text{Ca(OH)}_{2(aq)}$) pod wpływem pewnego składnika powietrza pokrywa się cienką warstwą nalotu o białej barwie. Wyjaśnij opisane zmiany na podstawie odpowiedniego równania reakcji chemicznej.
21. Silumin to stop glinu z krzemem oraz dodatkami innych pierwiastków (m.in. Cu, Mg, Mn, Ni, Ti). Jest on stosowany w przemysłach motoryzacyjnym, lotniczym, okrętowym i konstrukcyjnym. Skorzystaj z dostępnych źródeł informacji i określ właściwości tego stopu, które decydują o jego różnorodnych zastosowaniach.
22. Sztabka wykonana z pewnego metalu o objętości 25 cm^3 ma masę $112,65 \text{ g}$. Wykonaj niezbędne obliczenia oraz skorzystaj z dostępnych źródeł informacji, aby określić nazwę, symbol chemiczny oraz pochodzenie nazwy tego pierwiastka.
23. Miedź łączy się z tlenem w stosunku masowym $4 : 1$ i tworzy tlenek miedzi(II). Oblicz, ile gramów tlenku miedzi(II) można otrzymać w reakcji miedzi z 8 g tlenu.
24. Oblicz, ile kilogramów żelaza można otrzymać z 1 tony hematytu – rudy żelaza, zawierającej 90% Fe_2O_3 (procenty masowe).
25. Ustal wzór tlenku żelaza (Fe_xO_y) – składnika termitu Goldschmidta, stosowanego m.in. do spawania szyn – jeśli wiadomo, że ten związek zawiera w swym składzie $72,41 \%$ masowych żelaza.
26. Oblicz, ile kilogramów chromu należy dodać do 2 ton stali, aby uzyskać nierdzewną, odporną na korozję tzw. stal chromową, zawierającą $15,6 \%$ masowych chromu. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.
27. Oblicz, ile miligramów chlorku sodu zawiera $0,125 \text{ kg}$ roztworu soli fizjologicznej o stężeniu $0,9 \%$, stosowanego m.in. w medycynie oraz branży kosmetycznej.
28. Oblicz stężenie procentowe roztworu wodorotlenku sodu otrzymanego w reakcji 5 g tlenku sodu (Na_2O) z 70 g wody. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.
29. Do trzech próbek (I–III) z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) wrzucono próbki metali: do I – 1 g magnezu, do II – 1 g glinu, a do III – 1 g żelaza. Metale przereagowały z kwasem całkowicie. Ustal na podstawie obliczeń, w której próbówce wydzielilo się najmniej wodoru.



WŁAŚCIWOŚCI NIEMETALI I ICH ZWIĄZKÓW

- Wodór
- Węgiel i krzem
- Związki tworzące skorupę ziemską
- Reakcje chemiczne zachodzące w skorupie ziemskiej
- Tworzywa pochodzenia mineralnego
- Azot i fosfor
- Tlen i siarka
- Chlor i brom
- Ważne produkty przemysłu chemicznego



Pierwiastki chemiczne

PIERWIASTKI CHEMICZNE to substancje proste, złożone z atomów o takiej samej liczbie atomowej. Wśród pierwiastków chemicznych wyróżniamy **metale i niemetale**.

Maleje charakter niemetaliczny pierwiastków

1	2	...	13	14	15	16	17	18
1 ${}^1_1\text{H}$								2 ${}^4_2\text{He}$
2 ${}^3_3\text{Li}$	4 ${}^4_4\text{Be}$		5 ${}^5_5\text{B}$	6 ${}^6_6\text{C}$	7 ${}^7_7\text{N}$	8 ${}^8_8\text{O}$	9 ${}^9_9\text{F}$	10 ${}^{10}_{10}\text{Ne}$
3 ${}^{11}_{11}\text{Na}$	12 ${}^{12}_{12}\text{Mg}$		13 ${}^{13}_{13}\text{Al}$	14 ${}^{14}_{14}\text{Si}$	15 ${}^{15}_{15}\text{P}$	16 ${}^{16}_{16}\text{S}$	17 ${}^{17}_{17}\text{Cl}$	18 ${}^{18}_{18}\text{Ar}$
4 ${}^{19}_{19}\text{K}$	20 ${}^{20}_{20}\text{Ca}$		31 ${}^{31}_{31}\text{Ga}$	32 ${}^{32}_{32}\text{Ge}$	33 ${}^{33}_{33}\text{As}$	34 ${}^{34}_{34}\text{Se}$	35 ${}^{35}_{35}\text{Br}$	36 ${}^{36}_{36}\text{Kr}$
5 ${}^{37}_{37}\text{Rb}$	38 ${}^{38}_{38}\text{Sr}$		49 ${}^{49}_{49}\text{In}$	50 ${}^{50}_{50}\text{Sn}$	51 ${}^{51}_{51}\text{Sb}$	52 ${}^{52}_{52}\text{Te}$	53 ${}^{53}_{53}\text{I}$	54 ${}^{54}_{54}\text{Xe}$
6 ${}^{55}_{55}\text{Cs}$	56 ${}^{56}_{56}\text{Ba}$		81 ${}^{81}_{81}\text{Tl}$	82 ${}^{82}_{82}\text{Pb}$	83 ${}^{83}_{83}\text{Bi}$	84 ${}^{84}_{84}\text{Po}$	85 ${}^{85}_{85}\text{At}$	86 ${}^{86}_{86}\text{Rn}$

Rośnie charakter niemetaliczny pierwiastków

■ metale ■ niemetale

Pierwiastki tej samej grupy wykazują podobne właściwości, ponieważ mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych. **Charakter niemetaliczny pierwiastków maleje w grupie** wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Pierwiastki tego samego okresu mają taką samą liczbę powłok elektronowych. **Charakter niemetaliczny pierwiastków rośnie w okresie** wraz ze wzrostem liczby atomowej.

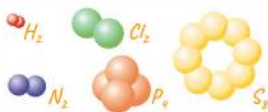
Właściwości niemetali (25 °C, 1013 hPa)



- Niektóre są barwne (np. brom, siarka, fosfor), inne są bezbarwne (np. wodór, helowce).
- Najczęściej są gazami (np. fluor, tlen), rzadziej – ciałami stałymi (np. fosfor, siarka), tylko brom jest cieczą.
- Mają niskie temperatury topnienia (wyjątki: bor, węgiel i krzem).
- W większości nie przewodzą prądu elektrycznego.
- Mają małe wartości gęstości.
- Niektóre mają charakterystyczny zapach (np. chlor, brom), inne są bezwonne (np. tlen, helowce).

HELOWCE – PIERWIASTKI 18. GRUPY (GAZY SZLACHETNE)

Są substancjami bezbarwnymi i bezwonnymi. Wszystkie helowce **mają trwałą konfigurację elektronową**, dlatego wykazują najmniejszą aktywność chemiczną wśród pierwiastków. Nie tworzą dwuatomowych cząsteczek, jak inne pierwiastki gazowe, lecz **występują w postaci pojedynczych atomów**.



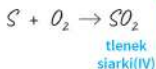
Atomy w cząsteczkach niemetali są połączone za pomocą **wiązania kowalencyjnego (atomowego) niespolaryzowanego**.

Reakcje niemetalu

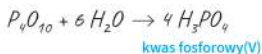
Niemetale reagują z metalami i tworzą sole kwasów beztlenowych.



Tlen reaguje z metalami oraz niemetalami i tworzy tlenki metali lub tlenki niemetalu.



Produktami reakcji tlenków niemetalu z wodą są kwasy tlenowe.



Aktywność chemiczna niemetalu

Aktywność chemiczna fluorowców maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Maleje aktywność fluorowców

17	
9F	19,00
2	fluor
17	
17Cl	35,45
3	chlor
35	
35Br	79,90
4	brom
53	
53I	126,90
5	jod

14	15	16	17
14Si	15P	16S	17Cl
28,09	30,97	32,07	35,45
3			
krzem	fosfor	siarka	chlor

Rośnie aktywność niemetalu

Aktywność chemiczna niemetalu 3. okresu rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej i liczby elektronów walencyjnych.

Powietrze

POWIERTRZE jest jednorodną mieszaniną gazów.

Składniki powietrza (% objętościowy)		
azot 78 %	tlen 21 %	argon, CO ₂ , H ₂ O i in. 1 %
		  



SKUTKI ZANIECZYSZCZENIA POWIETRZA

- smog
- nasilanie się efektu cieplarnianego
- dziura ozonowa
- kwaśne opady



24. Wodór

- Wodór jako paliwo
- Budowa atomu i miejsce w układzie okresowym
- Rozpowszechnienie w przyrodzie
- Otrzymywanie wodoru
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Zastosowania

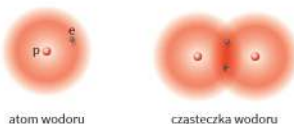
→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości fizyczne i chemiczne odróżniają wodór od innych gazów.

Czy wodór jako najczystsze paliwo świata jest bezpiecznym źródłem energii?

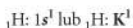
Dawniej wodór jako gaz o najmniejszej gęstości ($d_{\text{H}} = 0,08989 \text{ g/dm}^3$) stosowano do napełniania sterowców. Niemiecki sterowiec pasażerski „Hindenburg” był jednym z największych w historii. W 16 zbiornikach mieścił on $200\,000 \text{ m}^3$ wodoru. W 1937 r. statek wykonał 17 lotów przez Atlantyk, w tym 10 lotów do USA i Brazylii, lecz 6 maja 1937 r. spłonął podczas cumowania na lotnisku w Lakehurst [lejkhest] w USA. Po tej katastrofie powstało wiele teorii dotyczących przyczyny wybuchu wodoru. Tragedia zakończyła karierę sterowców w turystyce i komunikacji pasażerskiej. Dziś w sterowcach jako gaz nośny stosuje się niepalny hel ($d_{\text{He}} = 0,1786 \text{ g/dm}^3$).

Produktem spalania wodoru jest woda, a reakcja jest silnie egzotermiczna. Wykorzystanie wodoru jako ekologicznego paliwa wymaga rozwiązania problemów związanych z jego bezpiecznym użytkowaniem, a zwłaszcza z jego magazynowaniem.

■ Atom wodoru o liczbie atomowej $Z = 1$ jest najprostszym istniejącym atomem. Jego jądro składa się tylko z jednego protonu, a w przestrzeni wokół jądra jest tylko jeden elektron. Wodór tworzy dwuatomowe cząsteczki H_2 .



Wodór występuje w postaci trzech izotopów: protu (^1_1H), deuteru (^2_1H , D) i trytu (^3_1H , T). Ten pierwiastek nie jest zaliczany do żadnej z grup układu okresowego. Atomy wodoru w reakcjach chemicznych mogą – podobnie jak litowce – oddać jeden elektron lub – podobnie jak fluorowce – przyjąć jeden elektron.



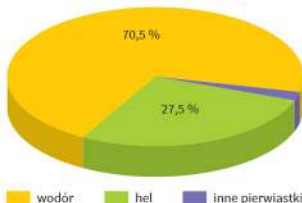
1	1
1	1 H wode
2	3 Li lit
3	11 Na sod
4	19 K potas
5	37 Rb rubid
6	55 Cs cez
7	87 Fr franc

Wodór w związkach chemicznych ma najczęściej stopień utlenienia I, dlatego został on umieszczony w 1. grupie układu okresowego, nad litowcami. Wodór z niektórymi metalami 1. i 2. grupy tworzy wodorki o budowie jonowej, w których występuje jako anion H^- – ma ujemny stopień utlenienia (-I).

Czy wodór można spotkać w przyrodzie?

Wodór to pierwiastek najbardziej rozpowszechniony we Wszechświecie. Stanowi podstawowy budulec gwiazd. Na Ziemi w postaci cząsteczek H_2 można spotkać go w bardzo małych ilościach w górnych warstwach atmosfery. Najbardziej rozpowszechnionym związkiem wodoru na kuli ziemskiej jest woda. Ten pierwiastek jest także składnikiem większości związków organicznych.

- ▶ Słońce składa się głównie z wodoru i helu. Pozostałe 2 % stanowią pierwiastki takie jak węgiel, azot, tlen, fosfor



W jaki sposób można otrzymać wodór?



HCl

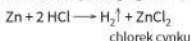
DOŚWIADCZENIE 1. Otrzymywanie wodoru i badanie jego właściwości

Opis: Montujemy zestaw doświadczalny według podanego obok schematu. Do kolby z boczną rurką wrzucamy kilka granulek cynku. Probówkę wypełnioną wodą wstawiamy dnem do góry do zlewki z wodą. Do kolby z cynkiem zaczynamy wkręcać rozcieńczony kwas solny. Gdy wydzielający się gaz wyprze powietrze z kolby (po chwili od pojawienia się w zlewce z wodą pierwszych pęcherzyków gazu), koniec rurki wprowadzamy do probówki z wodą. Gdy probówka wypełni się gazem, zatykamy ją palcem, wyjmujemy ze zlewki i odkrywamy jej wylot po zbliżeniu do niego zapalonego tyczki.



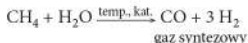
Obserwacje: W kolbie intensywnie wydzielają się bezbarwny gaz, który wypierał wodę z probówki, a jego spalaniu towarzyszył charakterystyczny dźwięk.

Wnioski: Reakcja cynku z kwasem solnym zachodzi energicznie, z wydzieleniem bezbarwnego, trudno rozpuszczalnego w wodzie i palnego gazu – wodoru:



Oprócz wodoru w tej reakcji powstaje rozpuszczalna w wodzie sól.

Reakcje cynku z rozcieńczonymi kwasami – solnym lub siarkowym(VI) – stanowią metodę otrzymywania wodoru w celach laboratoryjnych. Wodór można także otrzymać w reakcji aktywnych metali – np. litowców lub niektórych berylowców – z wodą. W przemyśle wodór otrzymuje się w wyniku elektrolizy wody oraz w procesie konwersji węglowodorów, np. metanu z parą wodną:



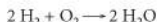
Mieszanina tlenku węgla(II) i wodoru, zwana **gazem syntezowym (gazem wodnym)**, jest wykorzystywana jako surowiec do syntezy wielu związków organicznych.

Jakie właściwości fizyczne ma wodór?

Wodór to niemetal, gaz¹ bezbarwny i bezwonny. Bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie, dlatego zbiera się go nad wodą. Jest pierwiastkiem o najmniejszej gęstości: $d_{\text{H}} = 0,08988 \text{ g/dm}^3$. Ma bardzo niskie wartości temperatury topnienia ($t_{\text{IH}} = -259 \text{ }^\circ\text{C}$) i wrzenia ($t_{\text{wzH}} = -252,7 \text{ }^\circ\text{C}$); niższe t_{f} i t_{wz} ma tylko hel.

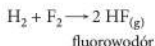
Jakie właściwości chemiczne ma wodór?

Wodór jest **gazem palnym** – spala się niebieskim, słabo świecącym płomieniem, a produktem tej reakcji jest woda:

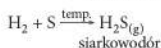
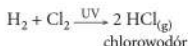


Podczas reakcji wodoru z tlenem wydzielą się energia na sposób ciepła, jest to więc **reakcja egzotermiczna**. Wodór zmieszany z tlenem w stosunku objętościowym 2 : 1 tworzy mieszaninę wybuchową, zwaną **mieszaniną piorunującą**. Zmieszany z powietrzem spala się również wybuchowo. Towarzyszy temu charakterystyczny dźwięk, przypominający gwizd.

■ Wodór w temperaturze ok. 20 °C jest pierwiastkiem niezbyt aktywnym chemicznie. Łączy się bezpośrednio tylko z fluorem:



■ Pod wpływem światła wodór reaguje z chlorem i tworzy chlorowodór, a w podwyższonej temperaturze reaguje z siarką i tworzy siarkowodór – gaz o woni zepsutych jaj:

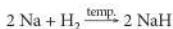


¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

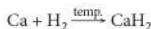
- W odpowiednich warunkach w reakcji syntezy wodoru i azotu powstaje amoniak – NH_3 – bezbarwny gaz o charakterystycznym zapachu:



- Po ogrzaniu wodór reaguje z niektórymi metalami aktywnymi, np. sodem i wapniem, i tworzy **wodorki metali** – związki o budowie jonowej, w których ma stopień utlenienia –I:



wodorek sodu



wodorek wapnia

- Jest reduktorem. Jednym z produktów redukcji tlenku metalu w reakcji z wodorem jest **wolny metal**, np.



Jakie zastosowanie ma wodór?

Wodoru na skalę przemysłową używa się głównie do przeprowadzania różnych syntez chemicznych: amoniaku, chlorowodoru, kwasu solnego, benzyny syntetycznej (syntyny) i metanolu. W palnikach gazowych Daniella służy on do uzyskiwania wysokiej temperatury (płomień tlenowo-wodorowy osiąga temperaturę ok. 2700 °C), dzięki której można m.in. spawać i ciąć trudno topliwe metale. W przemyśle spożywczym wodoru używa się do utwardzania tłuszczów ciekłych (produkcja margaryny). Pierwiastek ten stanowi także składnik paliw do silników rakietowych i jest używany jako paliwo w tzw. ogniach paliwowych (np. wodorowo-tlenowych). Uważa się, że w przyszłości wodór będzie jednym z najbardziej ekonomicznych i najbardziej ekologicznych źródeł energii dla potrzeb ludzkości.



WARTO WIEDZIEĆ

- Wiek XXI jest określany mianem ery wodoru i ogniwi paliwowych. Na szerszą skalę stosuje się dziś **ogniwo wodorowo-tlenowe**, w którym w wyniku spalania wodoru powstają woda i energia.
- Naukowcy z Akademii Górniczo-Hutniczej we współpracy z Wojskową Akademią Techniczną i firmą Riot Technologies skonstruowali w 2016 r. prototyp nowoczesnego, niezwykle szybkiego i ekologicznego pierwszego polskiego auta wyposażonego w **hybrydowy system zasilania**: baterie elektryczne uzupełniono o układ spalania ekologicznego paliwa – wodoru.



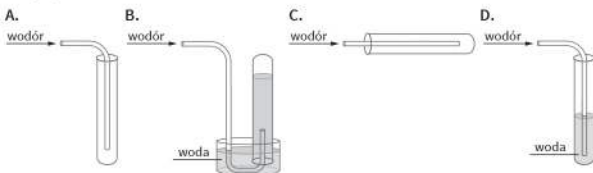
▲ Hydrocar Premier – pierwsze polskie auto na wodór

PODSUMOWANIE

- Wodór to **najbardziej rozpowszechniony pierwiastek** we Wszechświecie.
- Najważniejszym związkiem wodoru występującym na kuli ziemskiej jest **woda**.
- W związkach chemicznych wodór **ma najczęściej stopień utlenienia I**.
- **Wodór** to gaz bezbarwny, bezwonny i bez smaku. Bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie.
- W temperaturze 20 °C ten pierwiastek jest niezbyt aktywny chemicznie. **W podwyższonej temperaturze reaguje** z wieloma pierwiastkami.
- Wodór jest **palny**. Podczas jego spalania w tlenie powstaje woda i uwalnia się energia (**reakcja egzotermiczna**), więc jest on **stosowany jako paliwo**.
- **Redukujące właściwości wodoru** znajdują zastosowanie w procesach otrzymywania metali z ich tlenków.

ZADANIA

1. Wskaż zdania, które opisują wodór.
 - A. Atom wodoru ma konfigurację elektronową $1s^1$.
 - B. Wodór może mieć stopnie utlenienia: I, 0 i -I.
 - C. Wodór jest gazem, który dobrze rozpuszcza się w wodzie.
 - D. Wodór ma gęstość większą od gęstości powietrza.
 - E. Wodór jest substancją palną, z powietrzem lub z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową.
2. Wskaż rysunek, który przedstawia poprawny sposób zbierania wodoru. Uzasadnij swój wybór.



3. Wymień najważniejsze zastosowania wodoru.
4. Oblicz procentową zawartość wodoru w wodzie (H_2O) oraz w nadtlenku wodoru (H_2O_2).
5. Określ, jakimi wiązaniami chemicznymi są połączone atomy w następujących substancjach: H_2 , HF, KH. Podaj stan skupienia tych substancji w warunkach $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.
6. Wskaż poprawne dokończenie zdania.
Wodoru nie można otrzymać w reakcji

A. magnezu z parą wodną. B. cynku z kwasem solnym.	C. miedzi z rozcieńczonym HNO_3 . D. sodu z wodą.
---	--



25. Węgiel i krzem

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Odmiany alotropowe węgla
- Tlenki węgla
- Tlenek krzemu(IV) – krzemionka
- Zastosowania krzemu oraz alotropowych odmian węgla

→ **Przypomnij sobie**, jaki jest wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości fizyczne substancji.

Przedmioty z krzemienia – artefakty czy dzieła sztuki?

Ludzie używali krzemienia od najdawniejszych czasów. Już w epoce kamienia łupanego wykorzystywali je do krzesania ognia, wykonywali z nich pięściaki, a potem nauczyli się także wytwarzać elementy broni i przedmioty codziennego użytku. Największe w Europie pola górnicze z podziemnymi chodnikami, szybami wydobywczymi i wentylacyjnymi spręż 5 tysięcy lat znajdują się w Krzemionkach Opatowskich. Dzisiaj krzemienie mają także wartość ozdobną. Najpiękniejsza odmiana krzemienia, występująca wyłącznie w jednym miejscu na świecie – na Ziemi Sandomierskiej – została doceniona przez branżę jubilerską. Kilka lat temu unikatowa biżuteria z krzemienia pasiastego szturmowała świat mody.



▲ Srebrna moneta o nominale 20 zł z krzemieniem pasiastym, wydana w 2012 r., w 90. rocznicę odkrycia kopalni krzemienia w Krzemionkach Opatowskich

Co wspólnego mają węgiel i krzem?

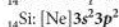
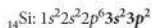
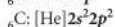
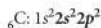
Węgiel i krzem to pierwiastki należące do 14. grupy układu okresowego; węgiel znajduje się w 2. okresie, a krzem – w 3.

■ **Węgiel** w przyrodzie występuje głównie w postaci węglanów oraz obecnego w atmosferze i rozpuszczonego w hydrosferze tlenku węgla(IV). Skorupa ziemska również obfituje w różnorodne związki organiczne. Węgiel jest podstawowym składnikiem wszystkich organizmów. W stanie wolnym pierwiastek ten występuje m.in. w postaci **diamentu i grafitu**.

■ **Krzem** jest drugim po tlenie najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem skorupy ziemskiej. W przyrodzie występuje wyłącznie w stanie związanym. Wchodzi w skład krzemianów, glinokrzemianów oraz tlenku krzemu(IV) zwanego **krzemionką**.

	14
2	6 C węgiel
3	14 Si krzem
4	32 Ge german
5	50 Sn cyna
6	82 Pb ołow
7	114 Fl flerow

■ Atomy węgla i krzemu mają cztery elektrony walencyjne:



Węgiel w związkach nieorganicznych najczęściej ma stopień utlenienia IV, rzadziej II (np. w CO). Krzem w związkach chemicznych występuje głównie na IV stopniu utlenienia.

■ Węgiel wykazuje wyjątkową zdolność do **katenacji**, tj. łączenia się jego atomów między sobą za pomocą silnych wiązań kowalencyjnych i tworzenia niezliczonych związków o budowie łańcuchowej.

Krzem również wykazuje tę niezwykle rzadką właściwość, ale związków łańcuchowych tego pierwiastka jest niewiele. Należą do nich np. silany o wzorze $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$. Wiązania między atomami krzemu nie są jednak tak mocne jak wiązania między atomami węgla.

Węgiel tworzy odmiany alotropowe: diament, grafit, fulereny, grafen i cyklokarbon.

➔ **Alotropia** – występowanie pierwiastka chemicznego w kilku odmianach, różniących się budową krystaliczną lub liczbą atomów w cząsteczce oraz właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

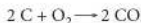
Dlaczego odmiany alotropowe węgla mają różne właściwości?

Diament, grafit, fulereny, grafen i cyklokarbon są ciałami stałymi, zbudowanymi wyłącznie z atomów węgla, które w każdej odmianie alotropowej są inaczej rozmieszczone i połączone ze sobą. Różna struktura odmian alotropowych jest przyczyną ich odmiennych właściwości.

Jakie właściwości chemiczne ma pierwiastkowy węgiel?

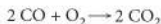
Węgiel w temperaturze 20 °C jest mało aktywny chemicznie. W reakcji z tlenem tworzy dwa tlenki.

■ **Tlenek węgla(II)** powstaje podczas spalania węgla przy ograniczonym dostępie tlenu:



Tlenek węgla(II), potocznie zwany **czadem**, jest bezbarwnym, bezwonnym i nierozpuszczalnym w wodzie gazem. Nazywa się go „cichym zabójcą”, ponieważ jest silnie toksyczny i niewyczuwalny w powietrzu. Często powoduje zatrucia i śmierć w wyniku tzw. zaczadzenia. **Toksyczny czad** (CO) ok. 300 razy szybciej niż tlen (O_2) wiąże się z hemoglobiną krwi, co skutkuje niedotlenieniem organizmu.

Tlenek węgla(II) ma charakter obojętny. Spala się w powietrzu niebieskawym płomieniem i tworzy tlenek węgla(IV):

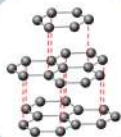


■ Odmiany alotropowe węgla

■ **Diamant** jest przezroczysty i bezbarwny, nie przewodzi prądu elektrycznego, natomiast bardzo dobrze przewodzi ciepło. W sieci krystalicznej diamentu każdy atom węgla jest połączony z czterema innymi atomami za pomocą wiązań kowalencyjnych. Diamant jest minerałem o największej twardości.



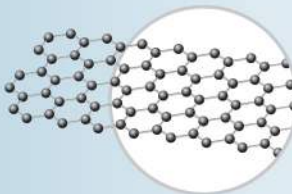
■ **Grafit** jest nieprzezroczysty, ma czarnoszarą barwę i metaliczny połysk. W strukturze grafitu można wyróżnić warstwy, które są połączone słabymi wiązaniami, zwanymi siłami van der Waals. W obrębie warstwy każdy atom węgla jest połączony pojedynczymi wiązaniami kowalencyjnymi z trzema sąsiednimi atomami węgla. Niesparowane elektrony walencyjne mogą poruszać się głównie w obrębie warstwy sieciowej. Przewodnictwo elektryczne grafitu mierzone w kierunku równoległym do płaszczyzn sieciowych jest mniej więcej dwa razy większe niż mierzone w kierunku prostopadłym.



■ **Cząsteczki fulerenów**, które mogą składać się z parzystej liczby atomów węgla, np. 60, mają kształty sferyczne. Atomy węgla w tych cząsteczkach są połączone z trzema innymi atomami. Fulereny zostały odkryte w 1985 r. Ich właściwości są przedmiotem nieustannych badań naukowców.



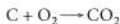
■ **Grafen** jest zbudowany z atomów węgla tworzących pojedynczą warstwę o grubości jednego atomu. Stanowi przezroczyste, wyjątkowo twarde i zarazem rozciągliwe tworzywo, które bardzo dobrze przewodzi ciepło i prąd elektryczny. Jest ok. 100-krotnie bardziej wytrzymały na rozciąganie niż stal. W wyniku całkowitego uwodornienia grafenu otrzymuje się grafan – materiał o właściwościach izolatora.



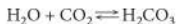
■ **Cyklokarbon** ma strukturę pierścienia złożonego z 18 atomów węgla, w którym naprzemiennie występują wiązania pojedyncze i potrójne. Jego nazwa systematyczna to cyklooktadeka-1,3,5,7,9,11,13,15,17-nonajn. Specyficzna struktura cząsteczki C_{18} wskazuje, że cyklokarbon powinien mieć charakter półprzewodnika. Właściwości tej odmiany pierwiastkowego węgla są przedmiotem badań naukowców.



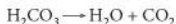
■ **Tlenek węgla(IV)** powstaje podczas spalania węgla przy nieograniczonym dostępie tlenu:



Tlenek węgla(IV), nazywany zwyczajowo **dwutlenkiem węgla**, jest bezbarwnym i bezwonym gazem o gęstości większej od gęstości powietrza. Jest niepalny i nie podtrzymuje palenia. Dobrze rozpuszcza się w wodzie. Ma charakter kwasowy. Podczas rozpuszczania CO_2 w wodzie procesowi fizycznemu towarzyszy reakcja chemiczna z wodą, a jej produktem jest kwas węglowy:



■ **Kwas węglowy** (H_2CO_3) jest bardzo słabym, nietrwałym kwasem, rozkłada się z wydzieleniem tlenu węgla(IV):



Sole kwasu węglowego są głównym składnikiem rozpuszczonych w skorupie ziemskiej skał wapiennych, dolomitów i innych surowców mineralnych.

Do jakich celów używa się alotropowych odmian węgla?

Ponieważ alotropowe odmiany węgla różnią się właściwościami, różne są ich zastosowania.

■ Z **grafitu** wytwarza się tygle do topienia metali i inne materiały ogniotrwałe, suche smary do mechanizmów pracujących w podwyższonej temperaturze, farby antykorozyjne, elektrody (w bateriach), materiały konstrukcyjne, tzw. kompozyty grafitowe (np. do produkcji rakiet tenisowych), rysiki do ołówków. W technice jądrowej używa się prętów grafitowych, które pełnią funkcję moderatora (spowalniacza neutronów).

■ Oszlifowane **diamenty** (brylanty) stosuje się w jubilerstwie do wyrobu biżuterii i ozdób. Z diamentu wytwarza się ostrza narzędzi wiertniczych (świdrów górniczych) oraz ostrza do cięcia szkła, preparaty szlifierskie.

■ **Fulereny** znajdują zastosowanie w różnych dziedzinach, np. w medycynie, elektronice polimerowej i elektrotechnice, katalizie, nanotechnologii. Obiecujące są wyniki badań naukowych nad wykorzystaniem pochodnych fulerenów w medycynie i farmacji, m.in. w leczeniu chorób neurodegeneracyjnych (np. chorób Parkinsona i Alzheimer), osteoporozy, raka skóry czy chorób bakteriologicznych.

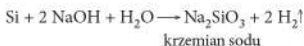
■ Z niezwykłymi właściwościami odkrytego w 2004 r. **grafenu** jest związana możliwość zastąpienia nim krzemu w układach scalonych. Do tej pory żaden znany materiał nie był w stanie zastąpić krzemu w tego typu zastosowaniach.



▲ Z grafitu wytwarza się również rysiki do ołówków

Co ciekawego kryje w sobie krzem?

Krzem jest pierwiastkiem o stałym stanie skupienia¹ i budowie krystalicznej. Krystaliczny krzem ma szarą barwę i metaliczny połysk. Jest twardy i kruchy. Ma wysoką temperaturę topnienia ($t_{\text{tSi}} = 1417\text{ }^{\circ}\text{C}$). Wykazuje właściwości półprzewodnikowe. W temperaturze $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ krzem jest mało aktywny chemicznie. Nie reaguje z kwasami (z wyjątkiem mieszaniny kwasów HNO_3 i HF), ale ulega działaniu roztworów wodorotlenków litowców:



Co należy wiedzieć o tlenku krzemu(IV)?

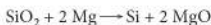
Najbardziej rozpowszechnionym związkiem chemicznym w skorupie ziemskiej jest **tlenek krzemu(IV)** o wzorze SiO_2 (**krzemionka**) – podstawowy składnik piasku, skał, glin i gleb.

Najczęściej spotykaną w przyrodzie krystaliczną odmianą tlenku krzemu(IV) jest minerał o nazwie **kwarc**. Temperatura topnienia kwarcu jest wysoka i wynosi $1710\text{ }^{\circ}\text{C}$. Stopiony kwarc po ostudzeniu tworzy bezpostaciową masę, zwaną **szkłem kwarcowym**.

Źródłem krzemu dla potrzeb przemysłu jest tani piasek kwarcowy:



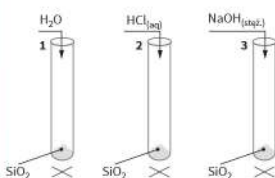
▲ Większość światowej produkcji monokryształów krzemu, które zrewolucjonizowały współczesną elektronikę, odbywa się z wykorzystaniem metody Czochralskiego, odkrytej w 1916 r. przez światowej sławy polskiego chemika, metaloznawcę i krystalografa Jana Czochralskiego



Jaki charakter chemiczny ma tlenek krzemu(IV)?

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie właściwości tlenku krzemu(IV)

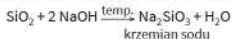
Opis: Do trzech probówek wsypie taką samą (niewielką) ilość tlenku krzemu(IV). Do pierwszej probówki wleje 3 cm^3 wody destylowanej (1), do drugiej – 3 cm^3 kwasu solnego (2), a do trzeciej – 3 cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu (lub wodorotlenku potasu) (3). Zawartości probówek delikatnie wymiesza się i ostrożnie ogrzewa się w płomieniu palnika.



¹ W warunkach: $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.

Obserwacje: W probówkach z wodą i kwasem nie zaszły widoczne zmiany – nawet po ogrzaniu ich zawartości. W próbówce z roztworem wodorotlenku sodu ilość tlenku krzemu(IV) w wyniku ogrzewania w widoczny sposób zmalała.

Wnioski: Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą, krystaliczną, nie rozpuszcza się w wodzie. Związek ten nie reaguje z wodą ani z kwasem solnym, nawet po ogrzaniu. Tlenek krzemu(IV) reaguje z roztworem wodorotlenku sodu zgodnie z równaniem reakcji:

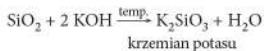


Tlenek krzemu(IV) jest tlenkiem kwasowym o małej aktywności chemicznej.

Tlenek krzemu(IV) nie ulega działaniu kwasów, z wyjątkiem kwasu fluorowodorowego, z którym reaguje z wydzielaniem produktu gazowego:



W wyniku stapiania z wodorotlenkami – np. NaOH lub KOH – substancja ta tworzy sole, np.



Jakie są zastosowania krzemu?

Krzem ze względu na właściwości półprzewodnikowe wykorzystuje się do produkcji układów scalonych, montowanych we wszelkich urządzeniach i systemach elektronicznych (np. telewizji przemysłowej, systemach alarmowych, tranzystorach, laserach, diodach emitujących światło), a także do budowania fotoogniw przetwarzających energię świetlną w energię elektryczną (baterie słoneczne).

Bateria słoneczna
(kolektor słoneczny)





WARTO WIEDZIEĆ

Zestawiony tlenek węgla(IV) to **suchy lód**, ulegający sublimacji w temperaturze min. $-78,5^{\circ}\text{C}$. Jest to tani i powszechnie stosowany środek chłodzący, wykorzystywany w laboratoriach, chłodniach przemysłowych oraz transporcie szybko psujących się produktów. Mieszaninę chłodzącą złożoną z suchego lodu i etanolu wykorzystuje się przy produkcji żywności liofilizowanej. **Liofilizacja** to proces odwadniania substancji przez ich zamrożenie (mniej więcej do -40°C), a następnie sublimację w próżni powstałych kryształków lodu. Produkty liofilizowane mają małą masę i objętość, zachowują właściwości organoleptyczne oraz pełną wartość odżywczą i biologiczną.



▲ W zetknięciu suchego lodu z ciepłą wodą powstaje tzw. zimny dym, który znajduje zastosowanie przy wytwarzaniu efektów specjalnych

PODSUMOWANIE

- Diament, grafit, fulereny, grafen i cyklokarbon to **odmiany alotropowe węgla**, które różnią się właściwościami fizycznymi i chemicznymi.
- **Diament** to minerał o największej twardości, nieprzewodzący prądu elektrycznego. **Grafit** jest miękki i dobrze przewodzi prąd elektryczny. **Grafen** to przezroczyste, wyjątkowo twarde i zarazem rozciągliwe tworzywo, bardzo dobrze przewodzące ciepło i prąd elektryczny.
- **Krzem** jest – po tlenie – najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w skorupie ziemskiej; występuje w niej w postaci **krzemionki, krzemianów i glinokrzemianów**.
- Krystaliczny krzem jest twardy i kruchy. Ma szarą barwę i metaliczny połysk. Jest półprzewodnikiem. Znajduje **zastosowanie w elektronice**.
- **Tlenek krzemu(IV)** jest substancją stałą, krystaliczną, nie rozpuszcza się w wodzie. Związek ten nie reaguje z wodą ani z kwasem solnym, nawet po ogrzaniu. Jest tlenkiem kwasowym o małej aktywności chemicznej.

ZADANIA

1. Opisz podobieństwa i różnice we właściwościach diamentu i grafitu. Wyjaśnij, z czego one wynikają.
2. W jakich warunkach spalania węgla można otrzymać CO_2 , a w jakich CO ?
3. Przedstaw równania reakcji ilustrujące trzy różne metody otrzymywania tlenku węgla(IV).
4. Określ charakter chemiczny tlenku krzemu(IV) oraz dokończ w zeszycie podane schematy równań reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	c) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
b) $\text{SiO}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{temp.}}$	d) $\text{SiO}_2 + \text{HF}_{(\text{aq})} \longrightarrow$



26. Związki tworzące skorupę ziemską

- Skąły wapienne i ich rodzaje
- Właściwości skał wapiennych
- Kwarc i jego odmiany
- Zastosowania piasku kwarcowego

➔ **Przypomnij sobie**, co wiesz o właściwościach i zastosowaniach tlenku krzemu(IV).

Których związków chemicznych w skorupie ziemskiej jest najwięcej?

Większość substancji występujących w przyrodzie ma złożoną budowę. Do związków chemicznych o największym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej należą: tlenek krzemu(IV) – SiO_2 – nazywany **krzemionką**, oraz węglan wapnia – CaCO_3 . Wchodzą one w skład licznych skał i minerałów, a ponadto stanowią cenne surowce mineralne, które od niepamiętnych czasów wykorzystuje człowiek.

W jakiej postaci węglan wapnia występuje w przyrodzie?

Głównym składnikiem pospolitych skał wapiennych litosfery jest węglan wapnia, występujący w przyrodzie jako minerał o nazwie **kalcyt**. Do skał wapiennych zalicza się **wapienie** i **krede**, które są skałami osadowymi, oraz **marmur**, będący skałą metamorficzną (przeobrażoną).



Rodzaje skał wapiennych

■ **Wapień** bez domieszek innych substancji ma białą barwę, jest łatwym w obróbce i niezastąpionym surowcem mineralnym, wykorzystywanym w branży materiałów budowlanych m.in. jako kamień budowlany, do wytwarzania zaprawy wapiennej, do produkcji cementu. Używa się go również do produkcji nawozów mineralnych, szkła, sody, preparatów do zmniejszania kwasowości gleby, w hutnictwie żelaza.

■ **Kreda** to skała wapienna o porowatej strukturze. Jest miękka, ma małą gęstość, najczęściej białą barwę. Jest stosowana m.in. jako składnik białych farb, substancja ścierna w proszkach i pastach do zębów, kreda szkolna, substancja do wapnowania gleb.



■ **Marmur** jako skała metamorficzna, powstająca w warunkach wysokiej temperatury oraz ciśnienia wywieranego przez inne skały, ma budowę krystaliczną i dużą twardość. Może mieć różne barwy. Marmur od starożytności jest stosowany jako cenny materiał budowlany, rzeźbiarski oraz architektoniczny.



Czy można wykryć skały wapienne wśród innych skał i minerałów?

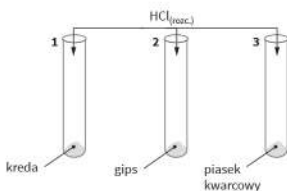
Węglan wapnia (CaCO_3), czyli główny składnik skał wapiennych, jest solą słabego i nie-trwałego kwasu węglowego (H_2CO_3). Węglały poddane działaniu wysokiej temperatury oraz kwasów o większej mocy niż kwas węglowy ulegają reakcjom chemicznym z wydzieleniem produktu gazowego – tlenku węgla(IV). Inne skały i minerały, które nie zawierają w swym składzie węglanów, w tych samych warunkach nie ulegają widocznym zmianom. Można się o tym przekonać dzięki przeprowadzeniu prostego doświadczenia, w którym wapień, gips i piasek kwarcowy potraktuje się kwasem solnym.



HCl

DOŚWIADCZENIE 1. Identyfikacja skał wapiennych

Opis: Przygotujcie trzy probówki. Do pierwszej (1) wrzućcie kawałek kredy, do drugiej (2) – kawałek gipsu krystalicznego, a do trzeciej (3) wsypcie niewielką ilość piasku kwarcowego. Do każdej probówki dodajcie po 2–3 cm^3 rozcieńzonego kwasu solnego. Obserwujcie zachodzące zmiany.

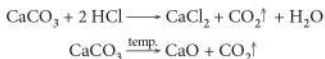


Obserwacje: Zawartość probówki 1 intensywnie się pienia – wydzielą się w niej bezbarwny i bezwonny gaz, natomiast w probówkach 2 i 3 nie zaszły żadne zmiany.

Wnioski: Tylko kreda zawiera w swym składzie węglan wapnia, który reaguje z kwasem solnym z wydzieleniem produktu gazowego – tlenku węgla(IV) oraz utworzeniem innej, rozpuszczalnej w wodzie soli. Reakcję tę opisuje równanie:



■ Węglany (sole kwasu węglowego) reagują z mocnymi kwasami, a w podwyższonej temperaturze ulegają rozkładowi. Obydwa typy reakcji zachodzą z wydzielaniem tlenu węgla(IV):



Rozkład termiczny węglanu wapnia jest przemysłowym sposobem otrzymywania tlenu wapnia (CaO), zwanego **wapnem palonym**. Substancja ta jest **higroskopijna** – pochłania parę wodną z otoczenia.

Inne węglany pod wpływem kwasów i podwyższonej temperatury wykazują podobne właściwości, które zadecydowały o ich zastosowaniu, np. węglan sodu – Na_2CO_3 (**soda**) – znajduje zastosowanie w produkcji szkła, mydła, proszków do prania oraz jako środek zmiękczejący wodę.

■ Zdolność węglanu wapnia do neutralizacji kwasów wykorzystuje się w rolnictwie do podwyższania pH zakwaszonych gleb, jednak nie w każdej sytuacji ta reaktywność jest pożądana: tynki budynków, marmurowe rzeźby, pomniki i inne obiekty wykonane ze skał wapiennych pod wpływem kwaśnych opadów ulegają stopniowemu niszczeniu.

Jakie odmiany tlenu krzemu(IV) można spotkać w przyrodzie?

Najczęstszą postacią tlenu krzemu(IV) występującą w przyrodzie jest minerał o nazwie **kwarc**. Ma on różne odmiany, zarówno **krystaliczne** (np. ametyst, kryształ górski, cytryn), jak i **bezpostaciowe** (np. opal, agat, krzemień). Odmiany kwarcu stosuje się w jubilerstwie jako cenne kamienie półszlachetne.

Bezpostaciową odmianą tlenu krzemu(IV) jest również ziemia okrzemkowa, stanowiąca składnik dynamitu, który stabilizuje podatną na wybuchy nitroglicerynę.



▲ Krystaliczne odmiany kwarcu

Wyroby jubilerskie z bezpostaciowych odmian kwarcu



opal



agat

krzemień
pasiasty

Co wspólnego mają kwarc i diament?

Chociaż kwarc i diament są różnymi substancjami, obydwa tworzą makrocząsteczki, w których atomy są połączone ze sobą za pomocą silnych wiązań kowalencyjnych. Oba mają **budowę krystaliczną**. Są minerałami twardymi¹, ale kruchymi.

Tlenek krzemu(IV) oraz diament tworzą kryształy kowalencyjne o podobnych strukturach krystalicznych.



▲ Modele fragmentów struktur krystalicznych: a) kwarcu (tlenek krzemu(IV), SiO_2), b) diamentu (węgiel, C)

Jakie zastosowania ma piasek kwarcowy?

Tlenek krzemu(IV) w dużych ilościach występuje w litosferze jako piasek, wchodzi w skład licznych krzemianów i glinokrzemianów, a także wielu skał, m.in. granitu, piaskowca, bazaltu. Duże ilości SiO_2 zawierają również produkty reakcji, jakim ulegają skały pod wpływem obecnego w wilgotnym powietrzu tlenku węgla(IV) oraz tlenu.

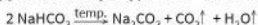
Piasek kwarcowy jest podstawowym surowcem stosowanym **do produkcji szkła**. Jest on również tanim źródłem cennego pierwiastkowego krzemu (rozdz. 25).

WARTO WIEDZIEĆ

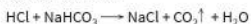
¹ W 10-stopniowej skali twardości minerałów Mohsa kwarc ma stopień twardości 7, a diament – 10.

■ **Perty, muszle oraz szkielety koralowców** (w tym koralowca szlachetnego – szczególnie cenionego w przemyśle artystycznym) również zawierają w swoim składzie węgiel wapnia.

■ Najczęściej spotykanym składnikiem proszku do pieczenia jest **wodorowęglan sodu (soda oczyszczona) o wzorze NaHCO_3** , który w temperaturze powyżej 60°C ulega dość szybkiemu rozkładowi z wydzieleniem produktów gazowych: tlenku węgla(IV) i pary wodnej, które powodują, że ciasto staje się pulchne – „rośnie”.



■ Jako substancję czynną w składzie **leków neutralizujących nadmiar kwasów w żołądku** (tzw. zgagę) stosuje się m.in. wodorotlenek glinu – $\text{Al}(\text{OH})_3$, wodorotlenek magnezu – $\text{Mg}(\text{OH})_2$, wodorowęglan sodu – NaHCO_3 . Reakcję zobojętniania soku żołądkowego przez sodę oczyszczoną opisuje równanie:



PODSUMOWANIE

- **Wapienie, kreda i marmur** to skały wapienne, których głównym składnikiem jest minerał o nazwie **kalcyt** – CaCO_3 .
- Gazowym produktem prażenia skał wapiennych oraz ich reakcji z kwasami jest **tlenek węgla(IV)**.
- **Wapień** to surowiec mineralny używany m.in. do produkcji szkła, zaprawy wapiennej, do wytopu żelaza w procesie wielkopiecowym, do różnych zastosowań w przemyśle budowlanym.
- **Tlenek krzemu(IV)** – SiO_2 – zwany **krzemionką** występuje w przyrodzie jako minerał o nazwie **kwarc**. Tworzy odmiany **krystaliczne** (np. kryształ górski, cytryn, ametyst) oraz **bezpostaciowe** (np. opał, agat, krzemień, ziemia okrzemkowa).
- **Kwarc** nie jest zbudowany z cząsteczek, tworzy kryształ kowalencyjny.
- Tlenek krzemu(IV) w postaci **piasku kwarcowego** jest podstawowym surowcem stosowanym do produkcji szkła oraz otrzymywania pierwiastkowego krzemu.

ZADANIA

1. Wymień rodzaje skał wapiennych oraz podaj po dwa zastosowania każdej z tych skał.
2. Oceń prawdziwość zdania:
Cząsteczka kwarcu o wzorze SiO_2 jest zbudowana z jednego atomu krzemu oraz dwóch atomów tlenu.
Odpowiedź uzasadnij.
3. Zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli wykazać, że jedna spośród badanych skał – gips, kwarc, marmur, granit – zawiera w swym składzie kalcyt (CaCO_3).



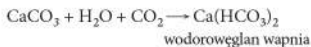
27. Reakcje chemiczne zachodzące w skorupie ziemskiej

- Zjawiska krasowe ✂
- Twardość wody
- Gleba i jej właściwości
- Fitoindykatory ✂
- Nawozy naturalne i mineralne
- Zanieczyszczenia gleb
- Rekultywacja obszarów rolnych

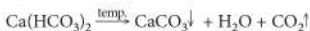
➔ **Przypomnij sobie**, co wiesz o rodzajach odczynu roztworu oraz w jaki sposób można określić jego pH.

Co to są zjawiska krasowe i jak powstają?

Krążące w przyrodzie wody, zawierające rozpuszczony tlenek węgla(IV), powodują roztworzenie CaCO_3 – głównego składnika skał wapiennych:



Powstający w tej reakcji rozpuszczalny w wodzie wodorowęglan wapnia w odpowiednich warunkach z powrotem przekształca się w trudno rozpuszczalny węglan – zachodzi wówczas powolna krystalizacja węglanu wapnia:



Efektom reakcji, jakim ulegają w przyrodzie skały wapienne, są tzw. **zjawiska krasowe**. Spośród podziemnych form krasowych najbardziej charakterystyczne są jaskinie z ogromną różnorodnością malowniczych form naciekowych: stalaktytów, stalagmitów, stalagnatów, draperii, pereł jaskiniowych czy mis martwicowych.

Zwisające stalaktyty, sterczące w górę stalagmity oraz utworzone w wyniku ich zróżnicowania stalagnaty są prawdziwymi cudami przyrody



Dlaczego woda bywa twarda i jaki jest jej skład chemiczny?

Oprócz kalcytu minerałem o dużym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej jest **dołomit** o wzorze $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Pod wpływem wilgotnego powietrza, zawierającego tlenek węgla(IV), również dołomit ulega reakcjom chemicznym:

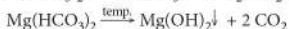


Powstałe ze skał wapiennych i dołomitów wodorowęglany przechodzą do wód gruntowych i wpływają m.in. na ich **twardość**. Woda o dużej zawartości rozpuszczonych soli wapnia i magnezu to tzw. **woda twarda**. Jej przeciwieństwem jest zawierająca małe ilości takich soli **woda miękka**.

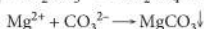
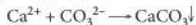


Użytkowanie wody twardej jest uciążliwe, a czasami, w procesach przemysłowych, może być nawet niebezpieczne. Korzystanie z wody twardej powoduje osadzanie się tzw. **kamienia kotłowego**, np. w kotłach parowych i czajnikach albo na elementach grzewczych pralek.

■ **Twardość przemijającą (wodorowęglanową)** wody można usunąć m.in. przez jej zagotowanie:



■ **Twardość trwałą** wody można usunąć przez dodanie substancji zmiękczających, np. węglanu sodu (sody) – Na_2CO_3 :



◀ Używanie wody twardej powoduje skrócenie czasu eksploatacji urządzeń w wyniku szybszego zużywania się ich elementów

Co to jest gleba i jak powstaje?

➔ **Gleba** – biologicznie czynna, uformowana przez przyrodę zewnętrzna warstwa litosfery, która jest podstawą wszelkich form życia na Ziemi.

Skąły pod wpływem mikroorganizmów, wody, powietrza i wahań temperatury w sposób ciągły ulegają przemianom. Gleba powstaje w wyniku długotrwałego i powolnego **procesu wietrzenia**:

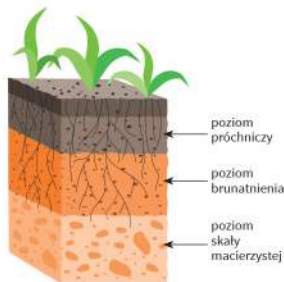
- **fizycznego** – kruszenia skał na skutek działania wody i wiatru oraz zmian temperatury;
- **chemicznego** – reakcji chemicznych składników skał z wodą, tlenem i tlenkiem węgla(IV), w których wyniku powstaje materia o zmienionym składzie;
- **biologicznego** – przemian materii z udziałem mikroorganizmów, prowadzących do utworzenia próchnicy (substancji organicznej powstającej w wyniku rozkładu obumarłych roślin i zwierząt).

Pod warstwą gleby znajduje się skaliste podłoże, zbudowane np. z granitów, wapieni, piaskowców lub ilów, zwane **skalą macierzystą**.

W zależności od składu chemicznego gleba stanowi materię o różnej grubości (miąższości), stopniu rozdrobnienia cząstek oraz barwie: jasnobrunatnej, ciemnobrązowej lub czarnej.

W glebie można wyróżnić **trzy fazy**: stałą (materia organiczna i mineralna), ciekłą (woda glebowa) i gazową

(powietrze glebowe). Skład chemiczny gleby jest zależny od rodzaju skały macierzystej, z której w wyniku wietrzenia powstaje dana gleba. Gleba zawiera makro- i mikroelementy – całe bogactwo występujących na Ziemi pierwiastków chemicznych. Do najważniejszych pierwiastków glebotwórczych należą: K, Na, Ca, Mg, Al, Fe, C, Si, N, P, O, S, H, Cl. W wyniku rozkładu substancji organicznych (obumarłych roślin, zwierząt i mikroorganizmów) w glebie są uwalniane niezbędne mineralne składniki pokarmowe, które mogą być ponownie pobierane przez rośliny.



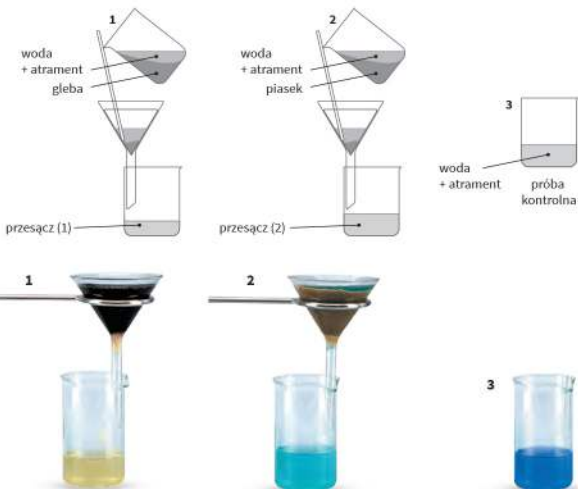
▲ Gleba składa się z warstw zwanych poziomami

Na czym polegają sorpcyjne właściwości gleby?

Ważnymi wskaźnikami jakości gleby są tzw. **pojemność wodna** (chłonność wodna) – zdolność gleby do zatrzymywania znacznej ilości wody, oraz **sorpcja** – zdolność do pochłaniania różnych substancji z cieczy lub gazu. Gleba stanowi doraźne źródło wody dla zagrożonych suszą roślin oraz magazyn składników pokarmowych dla ich wzrostu.

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie sorpcyjnych właściwości gleby i piasku

Opis: Przygotujcie trzy zlewki oraz dwa zestawy do sączenia. Do pierwszej zlewki (1) wsypcie niewielką ilość gleby (ok. 10 cm^3), a do drugiej (2) – tyle samo piasku. W trzeciej zlewce (3) przygotujcie ok. 150 cm^3 wody zabarwionej kilkoma kroplami atramentu. Około 50 cm^3 mieszaniny ze zlewki 3 wlejcie do każdej ze zlewek zawierających glebę (1) i piasek (2). Pozostałość w zlewce 3 posłuży jako próba kontrolna. Zawartości zlewek 1 i 2 wymieszajcie pręcikiem, a następnie wprowadźcie na sączki w przygotowanych zestawach do sączenia. Porównajcie barwy otrzymanych przesączów oraz ich objętości.



Obserwacje: Próbka gleby spowodowała całkowite, a próbka piasku – tylko częściowe odbarwienie wody zmieszanej z niebieskim atramentem.

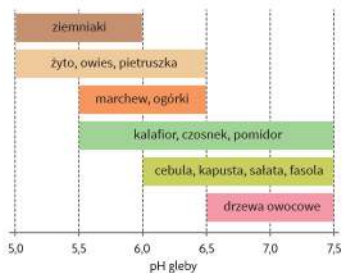
Objętość przesączu w zestawie 1 była mniejsza niż w zestawie 2.

Wnioski: Gleba wykazuje silniejsze właściwości sorpcyjne niż piasek. Piasek wiąże tylko część cząsteczek niebieskiego barwnika atramentu z roztworu, a gleba – wszystkie. Gleba ma większą niż piasek pojemność wodną, czyli zdolność do magazynowania wody.

Gleba pochłania wiele związków toksycznych, które wywołują jej skażenie.

Jaki odczyn ma gleba i jak można określić jej wartość pH?

Odczyn gleby jest bardzo ważną cechą, która ma wpływ na wzrost i plonowanie roślin. Rodzaj skały macierzystej, procesy glebotwórcze oraz działalność człowieka to czynniki mające wpływ na pH danej gleby. Najlepsze dla upraw są gleby o odczynie bliskim obojętnemu (pH od 6,5 do 7,5) lub lekko kwasowym (pH od 5,6 do 6,5).



▲ Zalecane wartości pH gleby pod uprawę wybranych roślin

▲ Optymalne pH gleby pod uprawę pomidorów to 5,5–7,5

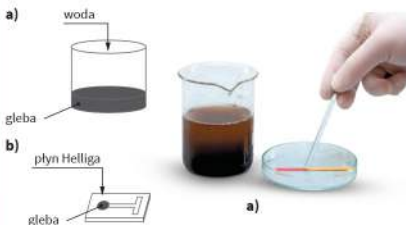
Odczyn gleby można określić np. za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych, kwasomierza glebowego Helliga, pehametru.



DOŚWIADCZENIE 2. Badanie odczynu gleby

Opis:

Sposób I (a): Do zlewki wprowadźcie ok. 50 cm³ gleby i tyle samo wody destylowanej. Wymieszajcie składniki mieszanki i odczekajcie kilka minut, aż faza stała gleby opadnie na dno naczynia. Za pomocą przecika przeniesiecie kroplę roztworu na uniwersalny papierek wskaźnikowy. Skorzystajcie z barwnej skali i odczytajcie wartość pH gleby oraz określcie jej odczyn.



Sposób II (b): Do wgłębienia w płytce ceramicznej kwasomierza Helliga wprowadźcie próbkę badanej gleby, a następnie dodajcie kilka kropli załączonego do zestawu płynu Helliga. Odczekajcie chwilę i przechylcie płytkę kwasomierza w taki sposób, aby płyn przemieścił się do bocznego kanalik. Porównajcie barwę otrzymanego roztworu z barwną skalą i na tej podstawie określcie pH oraz odczyn badanej gleby.

Obserwacje: Uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił zabarwienie na czerwone. Płyn w bocznym kanaliku kwasomierza Helliga również zabarwił się na kolor czerwony.

Wnioski: Odczyn badanej gleby, określony dwoma różnymi sposobami, jest kwasowy.

Co to są fitoindykatory?

➔ **Fitoindykatory** – roślinne wskaźniki jakości gleby.



◀ Wskaźnikiem gleby ubogiej w wapń jest chaber

Rośliny rosnące na danej glebie wskazują m.in. na rodzaj podłoża, odczyn gleby, stężenie soli mineralnych, wilgotność. Obserwacje świata roślinnego pozwalają wnioskować o właściwościach gleby. Wrzos pospolity upodobał sobie gleby kwaśne i suche w lasach, pokrzywa zwyczajna występuje na glebach zasadowych bogatych w azot, a mak polny, sasanka pospolita czy osiet srebrzysty znakomicie rozwijają się na bogatych w wapń glebach suchych. Gleba ma główny wpływ na rozmieszczenie roślinności i gruntów na kuli ziemskiej. Stanowi treść map glebowych.

Co kryje się pod pojęciem żyzności i urodzajności gleby?

➔ **Żyzność gleby** – naturalna lub sztucznie nabyta zdolność gleby do zaspokajania potrzeb żywieniowych roślin, tzn. do przekazywania roślinom składników pokarmowych, wody, ciepła i powietrza glebowego.

Potrzebne makroelementy (N, P, K, Ca, Mg, S) muszą się znaleźć w glebie w postaci łatwo przyswajalnej przez rośliny, co jest związane z odpowiednim odczynem gleby oraz aktywnością drobnoustrojów glebowych. Nie tylko niedobór makroelementów, ale także brak **mikroelementów** (m.in. B, Cu, Fe, Mo, Mn, Zn) może być przyczyną chorób roślin lub obniżenia plonów. Żyzność gleby można zwiększyć przez odpowiednio zorganizowaną uprawę, m.in. orkę i inne działania agrotechniczne, nawożenie, nawadnianie, stosowanie płodozmianu. Żyzność gleby ma wpływ na jej **urodzajność**.

➔ **Urodzajność gleby** – zasobność gleby w składniki pokarmowe oraz jej zdolność do równomiernego zaopatrywania roślin w wodę, tlen i składniki mineralne.

O urodzajności gleby decyduje zawartość substancji mineralnych, materii organicznej, wody, powietrza oraz obecność mikroorganizmów. Miarą urodzajności gleby są wysokie plony. **Czarnoziemy** to bardzo żyzne gleby o głębokim poziomie próchnicznym, powstałe ze skał bogatych w węglan wapnia, natomiast **gleby bielcowe** tworzą się najczęściej z piasków wydmych, powstałych z ubogich skał macierzystych, np. granitów.

Co to są nawozy oraz kiedy należy je stosować?

Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje stan małej żyzności lub małej urodzajności gleby, wywołany wyczerpaniem składników odżywczych, tzw. **wyjałowieniem gleby**. Stosowanie nawozów jest podstawowym sposobem na uzyskanie szybkiej poprawy jakości gleby. Nawozy, zarówno naturalne, jak i mineralne (sztuczne), odpowiednio użyte dostarczają roślinom składników niezbędnych do ich wzrostu.

Nawozy naturalne zawierają produkty rozkładu związków organicznych, np. obornik (pochodzenia zwierzęcego) i kompost (pochodzenia roślinnego).

→ **Nawozy mineralne (sztuczne)** to substancje mineralne występujące w skorupie ziemskiej (np. saletra chilijska, węglan wapnia) lub wytworzone przez przemysł chemiczny (np. nawozy amonowe: NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, potasowe: KCl , KNO_3 , K_2SO_4 , saletry: NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, superfosfat: mieszanina $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ i CaSO_4 , mocznik: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$).

■ Stosowanie nawozów może również wpływać na kwasowość gleby. Nawozy amonowe (np. saletra amonowa – NH_4NO_3) powodują obniżenie pH gleby, a nawozy fosforowe (np. superfosfat) oraz tzw. wapnowanie gleb (za pomocą CaCO_3 , CaO lub $\text{Ca}(\text{OH})_2$) podwyższają pH zakwaszonych gleb.

Zarówno niedobór składników pokarmowych w glebie, jak i ich nadmiar są szkodliwe, dlatego należy stosować nawozy rozważnie, aby nie dopuścić do przენawożenia gleby.

Nawozy NPK – wieloskładnikowe nawozy mineralne, zawierające najważniejsze makroelementy: azot (N), fosfor (P) i potas (K) w postaci przyswajalnej przez rośliny



Czym jest degradacja gleb i jakie czynniki ją wywołują?

→ **Degradacja gleb** – naturalny lub sztuczny, istotny dla roślin proces pogorszenia się właściwości fizycznych, chemicznych lub biologicznych gleb, wpływający negatywnie na ich żyzność.

Jakość gleb może ulegać **pogorszeniu** w wyniku działania różnorodnych czynników: zasklepienia ich asfaltem, betonem i smołą, wylewania ścieków komunalnych zawierających detergenty, składowania stałych odpadów komunalnych, pogłębiającej się erozji pod wpływem wody i wiatru, szkód wyrządzonych przez posypywanie dróg solą (zabezpieczanie dróg przed gołoledzią), skażeń chemicznych wywołanych stosowaniem środków ochrony roślin i nawozów mineralnych, przenikania do gleby przemysłowych i „cywilizacyjnych” zanieczyszczeń powietrza. Kwaśne opady zakwaszają glebę i wywołują m.in. zubożenie gatunków (zaburzenie bioróżnorodności biologicznej). Gazy i pyły przemysłowe, a także środki ochrony roślin, zawierają toksyczne metale ciężkie. **Gleba jest potężnym zbiornikiem, naturalnym filtrem magazynującym zanieczyszczenia.**

Czy zdewastowanej glebie można przywrócić jej wcześniejsze walory użytkowe?

Zdewastowanej glebie można przywrócić żyzność w procesie zwanym **rekultywacją gleby**. Ten proces ma na celu usunięcie przyczyn jej zanieczyszczenia. Zakwaszone gleby poddaje się wapnowaniu. Metale ciężkie usuwa się za pomocą odpowiednio dobranych substancji. Na przenawożonej glebie stosuje się płodozmian, oszczędne i dostosowane do potrzeb nawożenie oraz racjonalne używanie środków ochrony roślin. Oprócz tego ważne jest ograniczanie przemysłowych źródeł zanieczyszczenia gleb przez stosowanie nowoczesnych technologii, przyjaznych środowisku, oraz przez właściwą gospodarkę odpadami poprodukcyjnymi. Czasami, aby przyspieszyć proces usuwania substancji toksycznych z gleby, czyli jej rekultywację, miesza się glebę skażoną z glebą biologicznie czynną lub z próchnicą, zaś nieużytki poddaje się zalesieniu.

Wiedza o glebach pozwala w sposób racjonalny korzystać z ich zasobów oraz rozwiązywać pojawiające się problemy.



WARTO WIEDZIEĆ

Fosfor jest makroelementem stanowiącym ważny składnik odżywczy roślin. Duże skupiska fosforanów powstały w odległych epokach geologicznych ze szkieletów zwierzęcych. Związki te są stosowane jako nawozy fosforowe. W Peru i Chile występują pokłady fosforanów utworzone z odchodów ptasich (głównie kormoranich), zwanych guanem.

Guano to jeden z najlepszych nawozów naturalnych. Zawiera mnóstwo azotu, fosforu, wapnia i potasu. Przed zastosowaniem należy je znacznie rozcieńczyć, by nie przenawozić gleby. Skład gوانa, a także wartość pH (od 5 do 8) zależy od pochodzenia (od tego, czy jest to guano ptaków, nieptopery, ryb). Ptasie guano ma odczyn zasadowy.



▲ Ponieważ jeden kormoran wytwarza ok. 16 kg guanę rocznie, w Peru ptaki te objęto ochroną, a w Polsce – częściową ochroną

PODSUMOWANIE

- Efektem chemicznego wietrzenia skał wapiennych są **zjawiska krasowe**.
- Woda o dużej zawartości rozpuszczonych soli wapnia i magnezu to tzw. **woda twarda**.
- **Twardość przemijającą** (wodorowęglanową) wody można usunąć przez jej zagotowanie, a **twardość trwałą**, wywołaną obecnością innych rozpuszczalnych w wodzie soli wapnia i magnezu, przez dodanie substancji zmiękczających wodę, np. sody – Na_2CO_3 .
- Gleba powstaje w wyniku **wietrzenia** (fizycznego, chemicznego i biologicznego) **minerałów** stanowiących skałę macierzystą będącą jej podłożem.
- Gleba ma silne **właściwości sorpcyjne**, czyli zdolność do pochłaniania różnych substancji z cieczy lub gazu.
- Większość roślin najlepiej rozwija się na glebie o **odczynie obojętnym lub lekko kwasowym**.
- **Żyzność gleby** jest wynikiem procesów glebotwórczych i zależy od zawartości m.in. związków mineralnych, próchnicy i drobnoustrojów.
- Do najważniejszych **makroelementów** glebowych należą: azot, fosfor, potas, wapń, magnez i siarka; a do **mikroelementów** niezbędnych roślinom do prawidłowego wzrostu: bor, miedź, żelazo, molibden, mangan, cynk.
- Niewłaściwa uprawa roślin powoduje, że w glebie wyczerpują się składniki odżywcze i następuje jej **wyjałowienie**.
- **Nawozy** są stosowane w celu uzupełnienia niedoboru składników pokarmowych; mogą także regulować odczyn gleby.
- **Degradacja gleb** to naturalny lub sztuczny proces pogorszenia się właściwości gleb, wpływający ujemnie na ich żyzność. Degradacja może być wywołana przez różne czynniki, takie jak zakwaszenie, wyjałowienie, przenawożenie, zasolenie, kumulacja metali ciężkich.
- **Rekultywacja gleby** to proces przywrócenia żyzności zdewastowanej glebie.

ZADANIA

1. Jaki wpływ na tworzenie gleb mają procesy wietrzenia fizycznego, chemicznego i biologicznego skał?
2. Na czym polegają sorpcyjne właściwości gleb?
3. Zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli określić odczyn gleby.
4. Na podstawie obliczeń wskaż wzór nawozu, w którym jest największa procentowa zawartość (% masowy) azotu.
A. NH_4NO_3 B. KNO_3 C. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
5. Czy azotan(V) amonu – NH_4NO_3 – stosowany jako nawóz mineralny może wpłynąć na zmianę pH gleby? Odpowiedź uzasadnij za pomocą odpowiednich równań reakcji w formach cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej.

Wszechobecne niemetale

Chociaż przeważającą większość pierwiastków w tablicy Mendelejewa stanowią metale, to nie one są podstawowymi składnikami tworzącymi hydrosferę, atmosferę, biosferę, a także litosferę. Wszystkie sfery naszej planety są zbudowane głównie z niemetali.

Atmosferę ziemską tworzą
niemetale, głównie
azot i tlen.

Najbardziej rozpowszechnionymi
pierwiastkami w skorupie ziem-
skiej, które tworzą wiele różno-
rodnych związków, są niemetal-
e – **tlen i krzem.**

Hydrosferę tworzy woda
– związek chemiczny
wodoru i tlenu.

Solarne lampy uliczne, których elementem konstrukcyjnym jest **krzem**, stają się powszechnym elementem miejskiego krajobrazu.

Okolo 96 % masy organizmu człowieka stanowią niemetale: **tlen, węgiel, wodór i azot**. Są one składnikami wody, białek, tłuszczów i cukrów.

Fontanna z **chlora-**
waną wodą stanowi atrakcyjny i zarazem bezpieczny obiekt zagospodarowanej przestrzeni.



Malownicze i wypielęgnowane – m.in. dzięki nawozom mineralnym (związkom **azotu i fosforu**) oraz środkom ochronnym roślin – place zieleni, klomby, kwietniki i oczka wodne uprzyjemniają życie mieszkańcom miast.

Montowane w sprężynie rekreacyjno-sportowym opony wytwarza się z gumy, która jest produktem reakcji kauczuku z **siarką**. Zapewniają one dzieciom dobrą i bezpieczną zabawę.

Niemetale, podobnie jak metale, dzięki różnorodnym właściwościom znalazły wiele zastosowań w codziennym życiu. Są one składnikami obiektów architektonicznych, wykonanych z betonu, cegły, zaprawy wapiennej i gipsowej czy różnych rodzajów szkła.



28. Tworzywa pochodzenia mineralnego

- Zaprawa wapienna
- Zaprawa gipsowa
- Cement i beton
- Szkło i jego rodzaje

➔ **Przypomnij sobie**, jakie zastosowania mają węglany oraz siarczany(VI).

Do czego służy zaprawa wapienna i jak ją otrzymać?

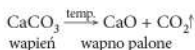
Zaprawa wapienna to powszechnie używany w budownictwie rodzaj zaprawy murarskiej, stosowanej jako materiał wiążący cegły lub inne tworzywa budowlane oraz jako tynk.

➔ **Zaprawa wapienna** jest mieszaniną wapna gaszonego ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), piasku (SiO_2) i wody wymieszanych w odpowiednich proporcjach.

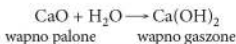
Składniki zaprawy wapiennej pełnią różne funkcje:

- **wapno gaszone** – materiał wiążący,
- **piasek** – kruszywo,
- **woda** – składnik pozwalający uzyskać masę o odpowiedniej konsystencji.

Z wapieni, w które obfituje skorupa ziemska, otrzymuje się podstawowy surowiec do produkcji zaprawy wapiennej, czyli **wapno palone** (CaO). Związek ten powstaje podczas **prażenia wapieni** w temperaturze 900–1000 °C:



Reakcja prażenia wapieni jest procesem **endotermicznym** – wymaga doprowadzenia energii na sposób ciepła do reagującego układu. **Wapno gaszone** otrzymuje się w wyniku reakcji wapna palonego z wodą. Proces ten jest nazywany **gaszeniem wapna**:



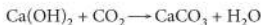
Wapno palone jest **silnie higroskopijne** i reakcji tej towarzyszy **efekt egzotermiczny** (wydziela się podczas niej energia na sposób ciepła). Dodawana porcjami woda gwałtownie paruje i daje wrażenie gaszenia ognia.



▲ Gaszenie wapna to proces egzotermiczny

Dlaczego zaprawa wapienna twardnieje?

Twardnienie zaprawy wapiennej (zwanej **zaprawą powietrzną**) polega na wiązaniu tlenku węgla(IV) z powietrza przez wodorotlenek wapnia i tworzeniu węglanu wapnia (CaCO_3), który jest ciałem stałym o dużej wytrzymałości mechanicznej. Reakcję wodorotlenku wapnia (wapna gaszonego), związku o charakterze zasadowym, z kwasowym tlenkiem węgla(IV) opisuje równanie:



Podczas twardnienia zaprawy wapiennej zachodzi także reakcja między wodorotlenkiem wapnia i tlenkiem krzemu(IV) o właściwościach kwasowych zgodnie z równaniem:



Powstająca sól przyczynia się do zwiększenia twardości i wytrzymałości mechanicznej tej zaprawy.

Co to są hydraty?

Niektóre związki chemiczne zawierają w swoim składzie wodę zwaną **wodą krystalizacyjną**. Noszą one nazwę **hydratów**. Do tej grupy związków należą m.in. sole, np. **gips krystaliczny** o wzorze $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ i nazwie systematycznej: siarczan(VI) wapnia—woda (1/2) lub dihydrat siarczanu(VI) wapnia. Innym przykładem uwodnionej soli jest siarczan(VI) miedzi(II)—woda (1/5) o wzorze $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.



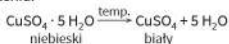
$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

DOŚWIADCZENIE 1. Prażenie siarczanu(VI) miedzi(II)—woda (1/5)

Opis: Do suchej probówki wprowadźcie niewielką porcję kryształów siarczanu(VI) miedzi(II)—woda (1/5). Ogrzewajcie delikatnie probówkę w płomieniu palnika. Obserwujcie zawartość probówki.

Obserwacje: Niebieskie kryształy siarczanu(VI) miedzi(II)—woda (1/5) podczas ogrzewania zmieniają barwę na białą. Na ściankach probówki pojawiają się kropelki bezbarwnej cieczy.

Wnioski: Uwodniony siarczan(VI) miedzi(II) podczas ogrzewania przekształcił się w sól bezwodną o białej barwie, a wydzielająca się w postaci pary woda krystalizacyjna (hydratacyjna) uległa skropleniu:



Białe kryształy bezwodnego CuSO_4 pozostawione na powietrzu powoli zmieniają barwę na niebieską – pochłaniają parę wodną i przekształcają się z powrotem w sól uwodnioną.

Całkowicie lub częściowo odwodnione hydraty są substancjami **higroskopijnymi**.


 $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

 CaSO_4

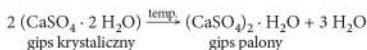
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

 CuSO_4

▲ Przykłady soli uwodnionych (hydratów) i otrzymanych z nich soli bezwodnych

Jak otrzymać zaprawę gipsową i na czym polega jej twardnienie?

Gips krystaliczny jest surowcem mineralnym stosowanym do otrzymywania **zaprawy gipsowej**. Podczas prażenia w temperaturze ok. 100 °C w wyniku utraty części wody krystalizacyjnej przechodzi w tzw. **gips palony** o wzorze $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i nazwie systematycznej **siarczan(VI) wapnia—woda (2/1)**.



Gips palony jest substancją **higroskopijną**. Po wymieszaniu z wodą tworzy zaprawę gipsową.

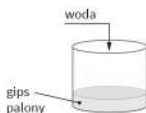
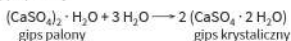
➔ **Zaprawa gipsowa** jest mieszaniną gipsu palonego – $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – i wody wymieszanych w odpowiednich proporcjach.

DOŚWIADCZENIE 2. Sporządzenie zaprawy gipsowej i wykonanie odlewu gipsowego

Opis: Do zlewki wsypie niewielką ilość gipsu palonego, a następnie stopniowo dodawajcie wodę, mieszając zawartość naczynia pręcikiem, aż otrzymacie jednorodną mieszaninę o gęstej konsystencji. Otrzymaną zaprawą gipsową wypełnijcie przygotowaną formę (a). Obserwujcie zachodzące zmiany. Po pewnym czasie dotknijcie powierzchni otrzymanego odlewu (b).

Obserwacje: Wytworzona zaprawa gipsowa szybko stwardniała, a twardniejąca masa zwiększała swoją objętość i ogrzewała się. Wykonany odlew gipsowy był twardy.

Wnioski: Zaprawa gipsowa po pewnym czasie twardnieje w wyniku zachodzącej reakcji wiązania wody przez gips palony:



Zaprawa gipsowa (zwana **zaprawą hydrauliczną**) twardnieje w wyniku wiązania wody przez gips palony. Twardnienie zaprawy gipsowej jest procesem **egzotermicznym**.

Wiążące właściwości gipsu palonego wykorzystuje się m.in. w chirurgii do unieruchamiania złamanych kończyn. Wykonuje się z niego również posągi oraz ozdobne detale architektoniczne. Gips jest powszechnie stosowany w budownictwie.

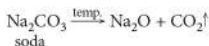
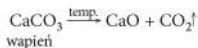
Czym jest cement i w jaki sposób się go wytwarza?

Cement to materiał budowlany pochodzenia mineralnego. Podstawowe surowce: wapień, glinę i margle miesza się, suszy, a następnie wypala w piecach kulowych w temperaturze ok. 1450 °C. Otrzymany w ten sposób klinkier po schłodzeniu do temperatury ok. 100° C jest mieszany z gipsem ($\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$) lub anhydrytem (CaSO_4) i mielony. Produkt końcowy to tzw. **cement portlandzki**. Jest to powszechnie stosowane w budownictwie spoiwo hydrauliczne, którego proces twardnienia może zachodzić nawet pod wodą. Cement zmieszany w odpowiednich proporcjach z kruszywem (piaskiem lub żwirem) oraz wodą tworzy twardniejący w wyniku hydratacji cementu materiał budowlany, zwany **betonem**. Jest to bardzo twarde i wytrzymałe tworzywo o właściwościach porównywalnych z naturalnymi skałami.

Jak powstaje szkło?

Najstarsze przedmioty ze **szkła** datowane są mniej więcej na 3500 r. p.n.e. Podstawowym surowcem mineralnym do jego produkcji jest **piasek**, a jego głównym składnikiem jest **kwarc** – SiO_2 .

Piasek (SiO_2) stanowiący **składnik szkło-**
twórczy jest mieszany z **wapniem**
(CaCO_3), **sodą** (Na_2CO_3) oraz innymi
dodatkami, które zależą od rodzaju i prze-
znaczenia szkła. Surowcem szklarskim
jest także **stłuczka szklana**, powstająca
jako odpadowy materiał produkcyjny.
Pozyskuje się ją również m.in. w wyniku
zbiórki zużytych opakowań szklanych.
Dodatek stłuczki obniża koszty produkcji,
przyspiesza topnienie surowców, a także
przyczynia się do ochrony środowiska.
Zestaw szklarski (piasek, wapień, sodę,
stłuczkę szklaną) topi się w temperaturze
900–1200 °C. Wapień i soda w tych wa-
runkach ulegają rozkładowi termicznemu:



▲ Gorąca masa szklana jest plastyczna i dzięki temu można ją dowolnie formować

Powstałe w wyniku rozkładu węglanów zasadowe tlenki wapnia i sodu reagują z obecnym w stopionej masie kwasowym tlenkiem krzemu(IV) i tworzą sole – krzemiany, np.

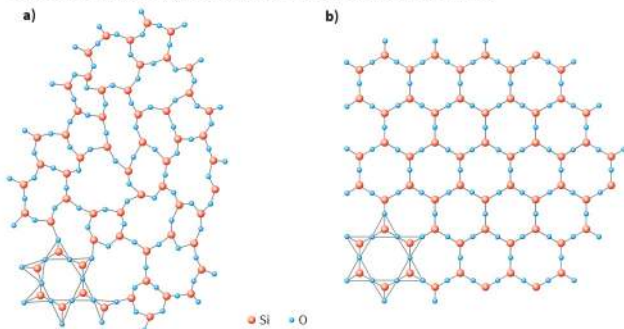


Gorącą masę szklaną poddaje się procesowi formowania i nadaje wyrobom szklanym pożądane kształty przez odlewanie, prasowanie lub wydmuchiwanie.

Szkoło kwarcowe to tworzywo uzyskane przez stopienie drobnoziarnistego piasku kwarcowego lub kwarcu. Charakteryzuje się wysoką temperaturą mięknięcia, dużą przezroczystością, małym współczynnikiem rozszerzalności cieplnej, odpornością na działanie wody i kwasów (z wyjątkiem kwasu fluorowodorowego), przepuszczalnością promieni ultrafioletowych (UV). Materiał ten znajduje zastosowanie m.in. przy wyrobie przyrządów optycznych, aparatury laboratoryjnej, lamp kwarcowych, światłowodów.

Czy szkło jest związkiem chemicznym?

Szkoło nie jest związkiem chemicznym. Nie ma określonej temperatury topnienia. Ogrzewane szkło mięknie, staje się plastyczne, a następnie przechodzi w stan ciekły – topi się w pewnym zakresie temperatury. Szkło to twarda, przezroczysta masa, której głównym składnikiem jest tlenek krzemu(IV). Stan szklisty nie ma uporządkowanej struktury wewnętrznej jak kwarc. Szkło jest ciałem bezpostaciowym.



▲ Modele fragmentów struktur: a) szkła, b) kwarcu

Co decyduje o właściwościach szkła?

Szkoło wykazuje dużą odporność na ściskanie, lecz ma niewielką wytrzymałość na rozciąganie, zginanie i uderzanie, pęka poddane wahaniom temperatury. Jest izolatorem elektrycznym oraz źle przewodzi ciepło. Jest tworzywem odpornym na działanie wody, wodorotlenków i kwasów. Reaguje natomiast z kwasem fluorowodorowym oraz roztworami mocnych zasad, które powodują tzw. **trawienie szkła**.

O właściwościach szkła decyduje jego skład chemiczny oraz sposób wytwarzania. Dobranie odpowiednich surowców oraz warunków przebiegu procesu technologicznego pozwala otrzymać szkło o pożądanych, zgodnych z jego przeznaczeniem właściwościach. Poza podstawowymi surowcami podczas produkcji szkła w procesie technologicznym dodaje się różne substancje, które wpływają na jego barwę, właściwości optyczne, odporność termiczną, wytrzymałość mechaniczną, odporność na substancje chemiczne.



Szkło zazwyczaj jest bezbarwne i przezroczyste. Barwne szkło otrzymuje się przez dodanie do stopionej masy szklanej surowców barwiących, głównie tlenków metali. Związki żelaza i chromu barwią szkło na kolor zielony, dodatek selenu, miedzi i złota lub ich związków zabarwi szkło na kolor czerwony, a tzw. mleczne szkło (nieprzezroczyste) powstaje po dodaniu związków fluoru.

**WARTO WIEDZIEĆ**

- **Szkoło ołowiowe** jest podobne do kryształu górskiego, być może dlatego nazywa się je **szkłem kryształowym**. Zawiera ono dużą ilość tlenków ołowiu – PbO i PbO_2 . Ma dużą gęstość. Wyróżnia się wysokim współczynnikiem załamania światła. Daje się łatwo szlifować i rzeźbić. Przy uderzeniu wydaje metaliczny dźwięk. Ze szkła kryształowego produkuje się m.in. wytworne szkło stołowe, wazony, patery, abażury dające niepowtarzalne efekty optyczne.
- **Szkoło ceramiczne** zapewnia nagrzewanie się blatu kuchenki ponad elementami grzewczymi, przy jednoczesnym izolowaniu od ciepła ich najbliższego sąsiedztwa. Jest to uwarunkowane bardzo niskim współczynnikiem przewodności cieplnej tego rodzaju szkła. Tworzywo szklano-ceramiczne charakteryzuje się dużą wytrzymałością mechaniczną i odpornością na powtarzające się zmiany temperatury rzędu 800–1000 °C.

PODSUMOWANIE

- **Wapień** stosuje się m.in. do produkcji zaprawy wapiennej i szkła.
- **Prażenie wapienia** prowadzi do otrzymania **wapna palonego** (CaO), które w reakcji z wodą daje **wapno gaszone** (Ca(OH)_2), stanowiące składnik zaprawy murarskiej.
- **Twardnienie zaprawy murarskiej** polega na wiązaniu CO_2 z powietrza przez wapno gaszone (**zaprawa powietrzna**), w wyniku czego powstaje węglan wapnia.
- **Prażenie gipsu krystalicznego** w temperaturze ok. 100 °C powoduje jego częściowe odwodnienie; wówczas powstaje tzw. **gips palony** o właściwościach higroskopijnych.
- Zaprawa otrzymana po zmieszaniu gipsu palonego z wodą twardnieje w wyniku przyłączenia wody (**zaprawa hydrauliczna**).
- **Cement i beton** to powszechnie stosowane materiały budowlane.
- Podstawowymi surowcami do **produkcji szkła** są: piasek, wapień i soda.
- **Właściwości szkła** zależą od jego składu chemicznego.

**ZADANIA**

1. Opisz, czym się różni zaprawa powietrzna od zaprawy hydraulicznej.
2. Jaką rolę odgrywa stłuczka szklana w procesie produkcji szkła?
3. Stosowane w budownictwie wapno palone musi być zapakowane w szczelne worki, ponieważ reaguje z gazami obecnymi w powietrzu – parą wodną i tlenkiem węgla(IV). Odpowiedz, jakie właściwości wapna palonego decydują o tym, że wchodzi ono w reakcje z H_2O i CO_2 . Przedstaw równania tych reakcji.
4. Oblicz procentową zawartość wody krystalizacyjnej w gipsie krystalicznym i gipsie palonym.
5. Na podstawie dostępnych źródeł informacji wyjaśnij, co to jest lustro weneckie i jakie jest jego zastosowanie.



29. Azot i fosfor

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Najważniejsze związki chemiczne
- Odmiany alotropowe fosforu
- Zastosowania związków azotu i fosforu

→ **Przypomnij sobie**, co wiesz o właściwościach i zastosowaniach kwasów azotowego(V) i fosforowego(V).

Co wiemy o azocie i fosforze?

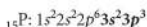
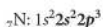
Azot i fosfor to pierwiastki należące do 15. grupy układu okresowego; azot znajduje się w 2. okresie, a fosfor – w 3.

■ **Azot** występuje w powietrzu atmosferycznym w stanie wolnym (stanowi 4/5 jego objętości). Najważniejszym związkiem azotu występującym w skropie ziemskiej jest **azotan(V) sodu**, zwany **saletrą chilijską**.

■ Źródłem **fosforu** są występujące w przyrodzie **fosforyty** i **apatyty**. Związki fosforu stanowią ważny składnik organizmów, m.in. białka roślinnego i zwierzęcego, krwi, kości i zębów.

Azot i fosfor są składnikami kwasów nukleinowych. Kwasy te są substancjami wielkocząsteczkowymi i nośnikami informacji genetycznej, sterującej biosyntezą białek i podziałem komórek w organizmach.

■ Atomy azotu i fosforu mają pięć elektronów walencyjnych:



5	N	azot
2		
3	P	fosfor
4	As	arsen
5	Sb	antymon
6	Bi	bismut
7	Mc	moscow

Azot tworzy związki chemiczne, w których może mieć stopień utlenienia od –III do V. Fosfor tworzy związki chemiczne, w których ma głównie stopień utlenienia III lub V (rzadziej –III).

Jakie właściwości ma azot i jakie tworzy związki chemiczne?

Azot jest bezbarwnym, bezwonny i niepalnym gazem¹, tworzącym dwuatomowe cząsteczki N_2 . Bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie. W temperaturze ok. 20 °C jest mało aktywny chemicznie. **Aktywność azotu rośnie po ogrzaniu.**

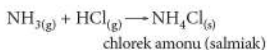
¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

■ W podwyższonej temperaturze i pod wysokim ciśnieniem oraz z udziałem odpowiednich katalizatorów azot reaguje z wodorem i tworzy amoniak:

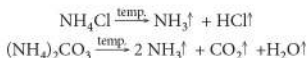


Amoniak jest bezbarwnym, **toksycznym** gazem o charakterystycznej woni. Dobrze rozpuszcza się w wodzie i tworzy **wodę amoniakalną**. Zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy umieszczony nad butelką z wodą amoniakalną szybko barwi się na kolor zielononiebieski.

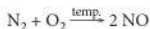
Gdy do wylotu butelki z wodą amoniakalną zbliży się wylot butelki ze stężonym kwasem solnym, pojawia się gęsty, biały dym. Zachodzi wówczas reakcja opisana równaniem:



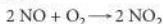
Sole amonu są nietrwałe, w wyniku ogrzewania ulegają rozkładowi. Reakcje termicznego rozkładu chlorku amonu i węglanu amonu opisują równania:



■ W wysokiej temperaturze azot reaguje również z tlenem i tworzy tlenek azotu(II):



który w dalszej reakcji z tlenem przechodzi w gazowy produkt o brunatnej barwie – tlenek azotu(IV):



Dwie cząsteczki **tlenku azotu(IV)** – NO_2 – łączą się ze sobą i tworzą bezbarwny gazowy tlenek o wzorze N_2O_4 . Jest to dimer nazywany **tetratlenkiem diazotu**.

Oba tlenki – NO_2 oraz N_2O_4 – są tlenkami o **charakterze kwasowym**. W wyniku ich reakcji z wodą powstaje mieszanina kwasów azotowego(III) i azotowego(V):



Inne tlenki **kwasowe** azotu to N_2O_3 i N_2O_5 . Tlenki **obojętne** azotu to N_2O i NO .

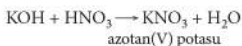
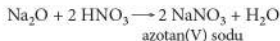


▲ Zielononiebieskie zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o zasadowym charakterze amoniaku



▲ Amoniak reaguje z chlorowodorem i tworzy drobne, rozproszone w powietrzu kryształki NH_4Cl

■ **Kwas azotowy(V)** (HNO_3) jest bezbarwną cieczą o gęstości większej od gęstości wody. Jest żrący, niszczy tkaniny i papier, powoduje ścinanie się białka. Ma silne właściwości utleniające. Roztwarza większość metali – reakcje te mogą prowadzić do powstawania różnych produktów (rozdz. 20, 22); ale nie roztwarza złota (rozdz. 22). Reaguje też z tlenkami metali oraz wodorotlenkami. Produktami tych reakcji są sole – **azotany(V)**:



Sole te są cennymi nawozami mineralnymi, zwyczajowo nazywa się je **saletrami**.



HNO_3

DOŚWIADCZENIE 1. Wykrywanie białek

Opis: Na szalkach Petriego umieścić próbki produktów spożywczych, np. jaja, mięsa i twarogu, oraz pióro. Bardzo ostrożnie nanieść na nie po kilka kropli stężonego kwasu azotowego(V). Obserwujcie zachodzące zmiany.



Obserwacje: Zwilżone stężonym kwasem azotowym(V) próbki produktów spożywczych oraz pióro zabarwiły się na kolor żółty.

Wniosek: Stężony kwas azotowy(V) pozwala wykrywać białka, gdyż pod jego działaniem barwią się one na charakterystyczny żółty kolor.



Reakcja ksantoproteinowa – reakcja stężonego kwasu azotowego(V) z preparatem zawierającym białka, podczas której pojawia się żółta barwa. Reakcja ta służy do wykrywania białek.

Skóra ludzka również żółknie pod wpływem przypadkowego kontaktu z kwasem azotowym(V) wskutek zachodzącej reakcji ksantoproteinowej.

Jakie zastosowania mają związki azotu?

Kwas azotowy(V) jest ważnym surowcem chemicznym. Produkuje się z niego nawozy mineralne, włókna sztuczne, materiały wybuchowe (trotyl, nitroglicerynę), barwniki, lekarstwa. Stosuje się go także jako utleniacz w raketowych materiałach napędowych.

Azotan(V) srebra(I) jest używany w stomatologii jako środek hamujący rozwój próchnicy w zębach mlecznych – powoduje mineralizację tkanek objętych próchnicą oraz działa bakteriobójczo.

Co ciekawego kryje w sobie fosfor?

Fosfor tworzy kilka odmian alotropowych: fosfor biały, czerwony, czarny i fioletowy.

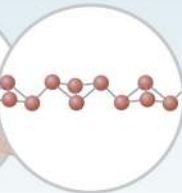
Najważniejsze odmiany alotropowe fosforu



FOSFOR BIAŁY

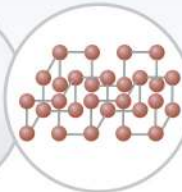
Jest miękkim, białym ciałem stałym. Bardzo łatwo reaguje z tlenem atmosferycznym (silnie rozdrobniony zapala się samorzutnie już w 20 °C), dlatego przechowuje się go w wodzie. By uniknąć samozapłonu, kroi się go również w wodzie.

Jest silnie toksyczny. Powolnemu utlenianiu fosforu białego towarzyszy **chemiluminescencja** – emisja słabego światła.



FOSFOR CZERWONY

Jest to ciemnoczerwony proszek, mniej aktywny chemicznie niż fosfor biały.

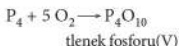


FOSFOR CZARNY

Jest to najbardziej trwała, chociaż mało znana odmiana alotropowa fosforu. To szare ciało stałe o metalicznym połysku. Dobrze przewodzi prąd elektryczny.

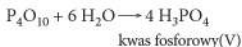
Jakie związki chemiczne tworzy fosfor?

■ Podczas spalania fosforu w powietrzu powstaje **tlenek fosforu(V)**:



Jest to białe ciało stałe, które ze względu na właściwości **higroskopijne** – zdolność wiązania pary wodnej z otoczenia – stosuje się jako środek suszący.

■ Produktem reakcji tlenku fosforu(V) z wodą jest kwas ortofosforowy(V), zwany zazwyczaj **kwasem fosforowym(V)**:



Kwas fosforowy(V) jest **silnie higroskopijnym** ciałem stałym.

W doświadczeniu 2. można sprawdzić, jak metale aktywne zachowują się wobec roztworu tego kwasu.



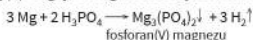
H_3PO_4

DOŚWIADCZENIE 2. Reakcja magnezu z kwasem fosforowym(V)

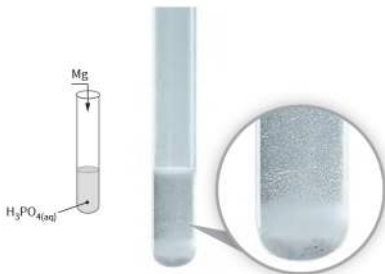
Opis: Do probówki wlecie 2–3 cm³ roztworu kwasu fosforowego(V), a następnie wrzucie kawałek wstążki magnezowej. Obserwujcie zachodzące zmiany. Sprawdźcie palność wydzielającego się gazu.

Obserwacje: Wstążka magnezowa znikła w roztworze H_3PO_4 i wydzielł się bezbarwny gaz. W mieszaninie poreakcyjnej pojawił się biały osad. Podczas próby palności słychać było charakterystyczny dźwięk.

Wnioski: Kwas fosforowy(V) reaguje z magnezem z wydzielaniem wodoru:



Powstały w tej reakcji osad to trudno rozpuszczalna w wodzie sól – fosforan(V) magnezu.



Kwas fosforowy(V) reaguje również z innymi aktywnymi metalami – tworzy odpowiednie sole i wodór. Większość fosforanów(V) nie rozpuszcza się w wodzie.

Jakie zastosowania ma kwas fosforowy(V)?

Kwasu fosforowego(V) używa się głównie do produkcji nawozów mineralnych. Produkuje się z niego także środki piorące, preparaty farmaceutyczne, środki usuwające kamień i rdzę. Niewielkie ilości tego kwasu zawierają niektóre napoje, np. typu cola.

WARTO WIEDZIEĆ

- Gazem, który wypełnia samochodowe poduszki powietrzne (bezpieczeństwa), jest najczęściej **azot**. Źródłem azotu jest azyd sodu – NaN_3 . Iskra elektryczna inicjuje rozkład azydu sodu, w którego wyniku powstają azot i sód. Sód reaguje z pozostałymi składnikami mieszaniny reakcyjnej i tworzy bezpieczne związki chemiczne.
- Do produkcji pudełek zapalnek wykorzystuje się **fosfor czerwony**. Aby zapalić zapalniczkę, należy potrząsnąć jej główką, pokrytą palną masą, o tzw. draszkę, w której skład wchodzi: fosfor czerwony, mielone szkło i spoiwo.



▲ W jednym aucie może być nawet kilkanaście poduszek powietrznych

PODSUMOWANIE

- **Azot** to bezbarwny gaz, który tworzy dwuatomowe cząsteczki N_2 .
- Niektóre **tlenki azotu**: NO_2 , N_2O_4 , N_2O_3 , N_2O_5 są tlenkami kwasowymi i w reakcji z wodą tworzą kwasy. **Kwas azotowy(V)** jest ważnym surowcem chemicznym.
- **Azotany(V)**, zwane **saletrami**, są stosowane m.in. jako azotowe nawozy mineralne.
- **Fosfor** jest substancją o stałym stanie skupienia. Występuje w kilku **odmianach alotropowych**, z których najważniejszymi są fosfor biały, czerwony i czarny.
- **Tlenek fosforu(V)** – P_4O_{10} – jest tlenkiem kwasowym i w reakcji z wodą tworzy kwas fosforowy(V) – H_3PO_4 .
- **Kwas fosforowy(V)** służy m.in. do produkcji nawozów mineralnych.

ZADANIA

1. Porównaj właściwości fosforu białego i czerwonego.
2. Zaprojektuj doświadczenie, którego przebieg wykaże, że wełna owcza oraz jedwab naturalny zawierają białka. Uzasadnij swoją propozycję.
3. Przedstaw równania reakcji na podstawie podanych schematów (pamiętaj o współczynnikach stechiometrycznych i warunkach reakcji) lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow$	c) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
b) $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	d) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
4. Oblicz, jaką objętość zajmuje azot, a jaką tlen w sali lekcyjnej o wymiarach: $5\text{ m} \times 8\text{ m} \times 3\text{ m}$.
5. Określ rodzaje wiązań chemicznych w związku o wzorze $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.



30. Tlen i siarka

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości, odmiany alotropowe
- Otrzymywanie i zastosowania tlenu
- Zastosowania siarki
- Zagrożenia środowiska przyrodniczego

→ **Przypomnij sobie**, co wiesz o właściwościach i zastosowaniach tlenu oraz siarki.

Co wiemy o tlenie i siarce?

Tlen jest produktem fotosyntezy i stanowi niezbędny substrat w procesie oddychania tlenowego.

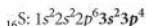
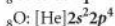
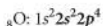
Siarka była jednym z pierwszych minerałów wykorzystywanych przez człowieka. Używano jej (a także jej związków) m.in. do bieleńcia skóry, garbowania skór, produkcji czarnego prochu strzelniczego, leczenia chorób skórnych. **Siarkę nazywano żółtym złotem.**

Tlen i siarka są pierwiastkami należącymi do 16. grupy układu okresowego. Tlen znajduje się w 2. okresie, a siarka – w 3.

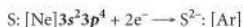
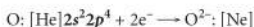
■ **Tlen** to pierwiastek o największym rozpowszechnieniu w przyrodzie. Jest składnikiem licznych minerałów tworzących litosferę. W stanie wolnym jest obecny w powietrzu atmosferycznym. Wchodzi również w skład hydrosfery.

■ **Siarka** występuje w skorupie ziemskiej w postaci wielu minerałów, głównie siarczków i siarczanów(VI), oraz w stanie wolnym – tworzy rozległe złoża **siarki rodzimej**.

■ Atomy tlenu i siarki mają sześć elektronów walencyjnych:



W reakcjach chemicznych atomy tlenu i siarki mogą przyjąć dwa elektrony i utworzyć dwuujemne aniony o konfiguracji elektronowej najbliższego helowca:



Tlen w związkach chemicznych ma przeważnie stopień utlenienia –II, ale w połączeniach z fluorem (we fluorkach) ma dodatnie stopnie utlenienia.

Siarka tworzy związki, w których ma stopień utlenienia –II, IV lub VI.

16	
2	8 O tlen
3	16 S siarka
4	34 Se selen
5	52 Te tellur
6	84 Po polon
7	116 Lv livermor

Jakie właściwości ma tlen?

Tlen występuje w dwóch odmianach alotropowych różniących się liczbą atomów w cząsteczce. Pierwsza to **ditlen** (O_2), a druga to **tritlen** (O_3) nazywany **ozonem**.

■ Odmiany alotropowe tlenu

ditlen – O_2 , tlen



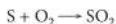
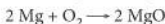
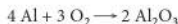
Jest to gaz bezbarwny, bezwonny, słabo rozpuszczalny w wodzie. Ma gęstość większą od gęstości powietrza.

tritlen – O_3 , ozon

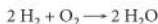


Jest to jasnoniebieski gaz o charakterystycznej woni. Lepiej rozpuszcza się w wodzie i jest bardziej aktywny chemicznie niż ditlen.

Tlen reaguje z większością pierwiastków – tworzy głównie tlenki, np.



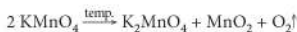
Najbardziej znanym tlenkiem jest woda. Związek ten powstaje w reakcji spalania wodoru, która jest silnie egzotermiczna:



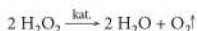
W jaki sposób otrzymuje się tlen?

W laboratorium tlen można otrzymać w wyniku rozkładu jego związków, np.

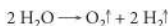
- manganianu(VII) potasu:



- nadtlenu wodoru (podręcznik do kl. 1, rozdz. 17):



- wody (w procesie elektrolizy):



Jakie zastosowania ma tlen?

Duże ilości tlenu są zużywane do wytwarzania wysokiej temperatury w palnikach do spawania, cięcia i topienia trudno topliwych metali (palniki acetylenowo-tlenowe, palniki tlenowodorowe Daniella), w medycynie i przemyśle, m.in. do otrzymywania stali z roztopionej surówki (utlenianie węgla i innych domieszek). Pierwiastek ten uczestniczy w procesach spalania. **Tlen jest niezbędny do podtrzymywania procesów życiowych.**

Jakie właściwości fizyczne ma siarka?

Siarka to niemetal, który jest kruchym ciałem stałym o żółtej barwie. Nie rozpuszcza się w wodzie, nie przewodzi ciepła ani prądu elektrycznego. Kryształy siarki są zbudowane z ośmioatomowych cząsteczek S_8 . Pierścienie siarki S_8 mogą być ułożone w sieci krystalicznej w dwojaki sposób. Siarka tworzy zatem dwie odmiany krystaliczne: **siarkę rombowa** i **siarkę jednoskośną**. W przyrodzie siarka występuje jako siarka rombowa. Siarka topi się w temperaturze ok. 119 °C. Podczas powolnego ogrzewania powyżej 96 °C siarka rombowa nie topi się, lecz przechodzi w siarkę jednoskośną.

■ Odmiany alotropowe siarki

siarka rombowa



model kryształu siarki
rombowej



model cząsteczki S_8

siarka jednoskośna

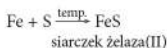


model kryształu siarki
jednoskośnej

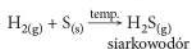
Jakie właściwości chemiczne ma siarka?

Siarka jest mniej aktywna chemicznie niż tlen.

■ W temperaturze 20 °C reaguje powoli z niektórymi metalami, natomiast w podwyższonej temperaturze reaguje z **wieloma metalami** i tworzy siarczki, np.



■ Siarka reaguje również z **niemetalami**. W reakcji z wodorem tworzy siarkowodor:



Siarkowodor to bezbarwny gaz o zapachu zepsutych jaj. Dobrze rozpuszcza się w wodzie i tworzy słaby kwas beztlenowy, tj. kwas siarkowodorowy – $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$.

Siarkowódór występuje w niektórych wodach mineralnych, wyziewach wulkanicznych, powstaje podczas rozkładu niektórych białek, skąd pochodzi nieprzyjemny zapach towarzyszący temu procesowi. **Siarkowódór jest substancją silnie toksyczną.**



S

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie wpływu produktu spalania siarki na barwniki roślin

Opis: Do kolby wprowadzamy zapaloną siarkę na tyżce do spalenia osadzonej w korku. Zamykamy szczelnie kolbę i obserwujemy palącą się siarkę (a). Po zakończeniu spalania wyjmujemy tyżkę i umieszczamy w kolbie barwny kwiat. Obserwujemy wygląd płatków (b).

Uwaga! Doświadczenie należy przeprowadzać pod sprawnie działającym wyciągiem. Gazowy produkt spalania siarki silnie drażni błony śluzowe.

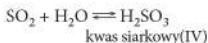


Obserwacje: Siarka spalała się w powietrzu niebieskim płomieniem. Barwne płatki kwiatu pod wpływem wydzielającego się gazu wyblakły.

Wnioski: Produktem spalania siarki jest bezbarwny gaz – tlenek siarki(IV) – o właściwościach wybielających.



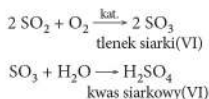
Tlenek siarki(IV) jest związkem toksycznym. W reakcji z wodą tworzy słaby i nietrwały kwas siarkowy(IV):



Reakcja ta zachodzi także w atmosferze i jest główną przyczyną powstawania kwaśnych opadów. Tlenek siarki(IV) dostaje się do atmosfery m.in. w wyniku spalania paliw oraz erupcji wulkanów.

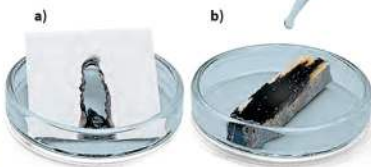
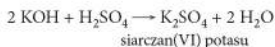
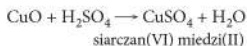
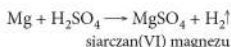
Kwaśny opad to efekt zanieczyszczenia powietrza substancjami gazowymi (głównie SO_2 i tlenkami azotu – NO_x), które w wyniku reakcji z parą wodną i wodą z opadów atmosferycznych tworzą kwasy. **Kwaśne opady działają niszcząco na budowle wzniesione ze skał wapiennych i metalowe konstrukcje, a także na rośliny, zwierzęta i ludzi.**

Produktem katalitycznego utlenienia tlenku SO_2 jest tlenek siarki(VI), który reaguje z wodą i tworzy kwas siarkowy(VI):



Kwas siarkowy(VI) jest bezbarwną cieczą o gęstości znacznie większej od gęstości wody. Bardzo łatwo pochłania wilgoć – jest **higroskopijny**. Podczas jego rozcieńczania wydzielają się duże ilości ciepła, dlatego w celu rozcieńczenia stężonego kwasu siarkowego(VI) należy ostrożnie wlewać go do wody, a nie odwrotnie, gdyż groziłoby to rozprysnięciem kwasu. Stężony kwas siarkowy(VI) jest **silnie żrący**.

Kwas siarkowy(VI) reaguje z wieloma metalami, tlenkami metali oraz wodorotlenkami i tworzy sole – siarczany(VI), np.



▲ Stężony kwas siarkowy(VI) powoduje zwęglenie papieru (a) i drewna (b)



WARTO WIEDZIEĆ

W górnych warstwach atmosfery Ziemi cząsteczki tlenu rozpadają się pod wpływem promieniowania słonecznego:



a utworzone atomy tlenu reagują z innymi cząsteczkami O_2 i tworzą ozon:



W stratosferze ozon tworzy tzw. **warstwę ozonową**. Zanieczyszczenie atmosfery spowodowane przez freony (fluorowcopochodne metanu i etanu, np. CCl_2F_2 , $\text{C}_2\text{Cl}_2\text{F}_4$), stosowane m.in. do produkcji aerozoli, było przyczyną spadku stężenia ozonu w stratosferze. Zjawisko to jest nazywane **dziurą ozonową**. Zniszczenie warstwy ozonowej oznacza wzrost ilości promieniowania ultrafioletowego docierającego do powierzchni Ziemi.



Warstwa ozonowa jest naturalnym filtrem chroniącym organizmy przed docierającym na Ziemię szkodliwym promieniowaniem ultrafioletowym



▲ Siarka jest składnikiem palnej masy główki zapalnika

Jakie zastosowania ma siarka?

Z siarki produkuje się głównie kwas siarkowy(VI). Duże ilości tego pierwiastka są wykorzystywane przy produkcji nawozów mineralnych i w procesie wulkanizacji kauczuku, prowadzącym do otrzymania gumy. Kwas H_2SO_4 jest elektrolitem w akumulatorach ołowiowych, służy też do produkcji leków, barwników, pestycydów i papieru.



WARTO WIEDZIEĆ

Związkiem tlenu z wodorem jest też **nadtlenek wodoru** o wzorze H_2O_2 . Związek ten, w postaci wodnego roztworu o stężeniu 3 %, zwanego **wodą utlenioną**, stosuje się jako środek dezynfekcyjny. Nadtlenku wodoru używa się także do rozjaśniania włosów, bielenia słomy, wełny, bawełny, mas papierniczych. Dostępne w sprzedaży odplamiacze zawierające nadtlenek wodoru skutecznie usuwają plamy z różnego rodzaju tkanin. Bardzo stężone roztwory nadtlenku wodoru (powyżej 80 %) są używane w technice raketowej oraz do napędu torped.

PODSUMOWANIE

- **Tlen** jest bezbarwnym, bezwonym, słabo rozpuszczalnym w wodzie gazem.
- **Siarka** to kruche, nierozpuszczalne w wodzie żółte ciało stałe.
- Tlen i siarka występują w kilku **odmianach alotropowych**. Odmianami alotropowymi tlenu są ditlen (O_2) i tritlen (O_3) – ozon. W przyrodzie trwałą odmianą siarki jest siarka rombowa.
- Tlen wykazuje większą aktywność chemiczną niż siarka.
- Najważniejszym związkiem chemicznym tlenu jest **woda**, a najważniejszym związkiem chemicznym siarki – **kwas siarkowy(VI)**.

ZADANIA

1. Opisz różnice w budowie i właściwościach odmian alotropowych tlenu.
2. Porównaj aktywność chemiczną siarki i tlenu.
3. Wyjaśnij, co to jest higroskopijność. Wymień poznane substancje o tej właściwości.
4. Przedstaw równania reakcji, w których z siarki można otrzymać kwas siarkowy(VI).
5. Określ stopnie utlenienia tlenu w następujących związkach chemicznych:
 - a) tlenek potasu – K_2O ,
 - b) nadtlenek potasu – K_2O_2 ,
 - c) ponadtlenek potasu – KO_2 .
6. W dwóch nieoznakowanych probówkach znajdują się bezbarwne roztwory Na_2SO_4 i Na_2SO_3 . Zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli zidentyfikować zawartości obu probówek. Sformułuj obserwacje oraz wnioski.



31. Chlor i brom

- Występowanie w przyrodzie
- Budowa atomów
- Właściwości fizyczne
- Aktywność chemiczna fluorowców
- Najważniejsze związki chemiczne
- Zastosowania

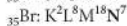
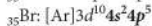
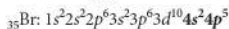
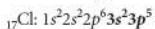
→ **Przypomnij sobie**, w jaki sposób atomy niemetalu uzyskują trwałą konfigurację walencyjną najbliższego helowca.

Co wiemy o chlorze i bromie?

W czasie pierwszej wojny światowej, w 1915 r. pod Langemark [lanemark] Niemcy po raz pierwszy zastosowali gazy bojowe (ciekły chlor). W 1917 r. pod Ypres [ipr] po raz kolejny użyto broni chemicznej. Wykorzystano wówczas związek chloru, który od nazwy miasta nazwano iperytem.

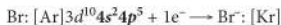
■ Chlor i brom to pierwiastki należące do 17. grupy układu okresowego, czyli do **fluorowców**. Występują one w przyrodzie wyłącznie w związkach chemicznych. Najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem 17. grupy jest chlor. Chlor w postaci **chlorku sodu** (NaCl) tworzy liczne i rozległe złoża, jest też obecny w wodzie morskiej. **Związki chloru pełnią ważne funkcje biologiczne w organizmie człowieka**. **Kwas solny** (kwas chlorowodorowy) jest składnikiem soku żołądkowego, **chlorek sodu** występuje w płynach pozakomórkowych, a **chlorek potasu** – wewnątrz komórek.

■ Atomy fluorowców mają siedem elektronów walencyjnych:



1	F fluor
2	
3	Cl chlor
4	Br brom
5	I jod
6	At astat
7	Ts tenes

W reakcjach chemicznych atomy chloru i bromu przyjmują jeden elektron i tworzą jednoujemne aniony o konfiguracji elektronowej najbliższego helowca:



Fluorowce (z wyjątkiem fluoru) w związkach chemicznych poza stopniem utlenienia –I mogą także przyjmować dodatnie stopnie utlenienia aż do VII.

Jakie są właściwości fizyczne chloru i bromu?

Chlor i brom są niemetalami tworzącymi dwuatomowe cząsteczki Cl_2 i Br_2 . Chlor jest gazem o zielonożółtej barwie, a brom – czerwonobrunatną cieczą¹.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

Chlor i brom mają ostry zapach i drażnią błony śluzowe. Są **toksyczne**. Dość dobrze rozpuszczają się w wodzie i tworzą roztwory zwane **wodą chlorową** i **wodą bromową**.

Który fluorowec jest bardziej aktywny chemicznie – chlor czy brom?

Aby odpowiedzieć na to pytanie, warto przeprowadzić doświadczenie z użyciem tetrachlorku węgla (CCl_4). Jest to rozpuszczalnik organiczny o gęstości większej od gęstości wody, w którym lepiej niż w wodzie rozpuszczają się: chlor, brom oraz jod. Pierwiastki te zabarwiają go odpowiednio na jasnozielono, pomarańczowo i fioletowo. Niepolarne cząsteczki fluorowców lepiej rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych niż w wodzie.



▲ Woda chlorowa i woda bromowa są stosowane jako środki utleniające



CCl_4



KBr

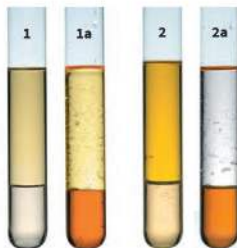
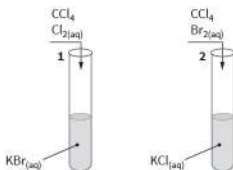
$\text{Br}_{2(aq)}$

$\text{Cl}_{2(aq)}$

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie aktywności chemicznej chloru i bromu

Opis: Przygotowujemy dwie probówki. Do pierwszej wlewamy 2 cm^3 wodnego roztworu bromku potasu (1), a do drugiej – 2 cm^3 wodnego roztworu chlorku potasu (2). Do obu probówek dodajemy po 2 cm^3 tetrachlorku węgla, a następnie do pierwszej wlewamy niewielką ilość wody chlorowej (1), a do drugiej – taką samą ilość wody bromowej (2). Zamykamy probówki korkami i wytrząsamy. Obserwujemy zachodzące zmiany (1a i 2a).

Uwaga! Doświadczenie bezwzględnie należy wykonywać pod sprawnie działającym wyciągiem. Tetrachlorek węgla oraz chlor i brom są substancjami toksycznymi i szkodliwymi dla zdrowia!



Obserwacje: Dolna warstwa tetrachlorku węgla w obu probówkach zabarwiła się na kolor pomarańczowy, co świadczy o obecności w nich rozpuszczonego bromu.

Wnioski: Pomarańczowy kolor warstwy tetrachlorku węgla w probówce 1a wskazuje, że chlor wyparł brom z roztworu jego soli – chlor reaguje z bromkiem potasu:



W probówce 2a brom zabarwił warstwę tetrachlorku węgla na pomarańczowo, gdyż nie wyparł chloru z roztworu jego soli – brom nie reaguje z chlorkiem potasu:



Chlor jest bardziej aktywny chemicznie niż brom, gdyż wyparł go z bromku potasu.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej fluorowców przybywa powłok elektronowych, a zatem rosną ich promienie atomowe. W tym samym kierunku zmniejsza się siła przyciągania dodatkowego elektronu przez jądro fluorowca. Najsilniej dodatkowy elektron jest przyciągany przez jądro fluoru, następnie chloru, bromu, a najsłabiej – przez jądro jodu.

Fluor to najbardziej aktywny fluorowiec. Jest on również najbardziej aktywnym pierwiastkiem chemicznym wśród wszystkich niemetałów.

Aktywność chemiczna fluorowców maleje wraz ze wzrostem ich liczby atomowej.

	9
2	9F fluor
3	17Cl chlor
4	35Br brom
5	53I jod
6	85At astat
7	117Ts tenes

Maleje aktywność chemiczna

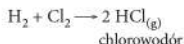
Jakie związki chemiczne tworzą chlor i brom?

Chlor jest pierwiastkiem o bardzo dużej, ale mniejszej niż fluor aktywności chemicznej. W podwyższonej temperaturze łączy się z wieloma pierwiastkami.

■ Chlor w reakcjach z metalami tworzy **chlorki**, np.



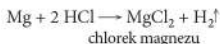
■ Chlor łączy się z wodorem i tworzy chlorowodor:



Chlorowódor jest gazem bezbarwnym, dobrze rozpuszczalnym w wodzie. Wodny roztwór chlorowodoru – $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ – to **kwasek chlorowodorowy**, o zwyczajowej nazwie **kwasek solny**. Kwasek chlorowodorowy to substancja **silnie żrąca**. Stężony HCl jest bezbarwną cieczą, a wydzielający się z niego chlorowódor tworzy mgłę z wodą zawartą w powietrzu. Umieszczony nad wylotem butelki z kwasem solnym zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na kolor czerwony.

■ Po rozpuszczeniu w wodzie gazowego produktu reakcji bromu z wodorem powstaje **kwasek bromowodorowy** – $\text{HBr}_{(\text{aq})}$ – jest to kwas beztlenowy, o mocy większej niż kwas solny.

■ Metale aktywne reagują z kwasem solnym z wydzielaniem wodoru:

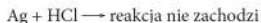


▲ Brunatny dym to rozproszone w kolbie kryształki tworzącego się produktu reakcji miedzi z chlorem – CuCl_2



◀ Czerwona barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o kwasowym charakterze chlorowodoru

Metale szlachetne nie ulegają działaniu kwasu solnego, np.



Jakie zastosowania mają chlor i brom?

■ **Chlor** jest stosowany jako wybielacz oraz środek do dezynfekcji wody pitnej i wody w basenach. Wiele zastosowań mają też związki organiczne zawierające chlor. Są to m.in. rozpuszczalniki do prania „na sucho”, środki znieczulające, herbicydy (środki do niszczenia chwastów), a także insektycydy (środki owadobójcze).

■ **Bromu** używa się w przemyśle chemicznym, do produkcji leków, barwników, materiałów fotograficznych. Woda bromowa jest używana do wykrywania nienasyconych związków organicznych, ponieważ związki, których cząsteczki zawierają jedno wiązanie wielokrotne lub więcej takich wiązań, powodują jej odbarwienie.

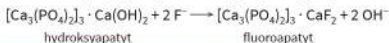
 WARTO WIEDZIEĆ

■ **Chlor** do celów laboratoryjnych można otrzymać w reakcji manganianu(VII) potasu ze stężonym kwasem solnym:



■ **Jod** jest **toksyczną** substancją stałą, której kryształy mają szaroczną barwę o metalicznym połysku. W sieci krystalicznej jodu występują dwuatomowe cząsteczki I_2 . Jod bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie, a dobrze w rozpuszczalnikach organicznych. Kryształy jodu podczas ogrzewania nie topią się, lecz przechodzą w ciemnofioletowe pary – ulegają **sublimacji**. Jod ma działanie bakteriobójcze.

- **Fluor** w odpowiednich ilościach jest pierwiastkiem niezbędnym do prawidłowego rozwoju kości i zębów. Może on przekształcać hydroksyapatyty, z których składa się szkliwo zębów, we fluoroapatyty w wyniku reakcji wymiany grup wodorotlenowych:



▲ Sublimacja oraz resublimacja jodu

Profilaktyka fluorkowa
zapewnia skuteczną
ochronę szkliwa zębów
przed próchnicą

Szklivo zawierające fluoroapatyty ma lepszą strukturę krystaliczną, jest wzmocnione (twardsze) oraz bardziej odporne na działanie kwasów wytwarzanych przez bakterie próchnicotwórcze, obecne w płytce nazębnej (słabiej „rozpuszcza się” w kwasach), niż naturalnie występujące w szklivi hydroksyapatyty.



32. Ważne produkty przemysłu chemicznego

- Zielona chemia
- Otrzymywanie wybranych niemetałów
- Amoniak i kwas azotowy(V)
- Kwas siarkowy(VI)
- Chlorowodór i kwas solny

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości i wynikające z nich zastosowania mają kwasy siarkowy(VI) i solny.

Jaki model rozwoju chemii propaguje zielona chemia?

Chemia jest wszechobecna, stykamy się z nią na co dzień i na każdym kroku. Pamiętać jednak należy o tym, że projektowanie i przeprowadzanie procesów chemicznych powinno się odbywać w taki sposób, aby ograniczyć zużycie surowców oraz powstawanie szkodliwych produktów ubocznych, zgodnie z propagowaną od 1991 r. koncepcją tzw. **zielonej chemii**.

Ważne jest, aby podczas syntez chemicznych wykorzystywać surowce pochodzące ze źródeł odnawialnych, kontrolować przebieg procesów, w których mogą powstawać substancje niebezpieczne i szkodliwe, projektować produkty w taki sposób, aby po okresie ich wykorzystywania rozkładały się na substancje bezpieczne.

Ważne jest też zapewnienie ekonomicznych warunków przeprowadzania procesów (ciśnienie, temperatura, katalizatory selektywne) oraz przestrzeganie obowiązujących zasad bhp.

Z jakich surowców i w jaki sposób otrzymuje się metale?

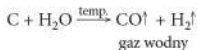
■ Metale, takie jak tlen, wodór czy chlor, można otrzymywać metodą **elektrolizy**, czyli rozkładu odpowiednich substancji za pomocą prądu elektrycznego. Elektroliza wody prowadzi do otrzymania **tłenu** i **wodoru**. Należy jednak zaznaczyć, że czysta woda jest w zbyt małym stopniu zdysocjowana na jony, dlatego w praktyce prowadzi się elektrolizę wodnych roztworów substancji, których jony przewodzą prąd, ale nie ulegają reakcjom na elektrodach. Wówczas rozkładowi ulega woda:



Elektroliza wodnego roztworu NaCl pozwala otrzymać **wodór** i **chlor**.

■ **Azot i tlen** w przemyśle uzyskuje się metodą **destylacji** skroplonego powietrza. Skroplenie powietrza, tlenu i azotu stało się możliwe w 1883 r. dzięki przełomowemu osiągnięciu dwóch polskich uczonych, profesorów Uniwersytetu Jagiellońskiego – chemika **Karola Olszewskiego** i fizyka **Zygmunta Wróblewskiego**.

■ Do celów przemysłowych **wodór** otrzymuje się m.in. z **gazu wodnego**, stanowiącego mieszaninę CO i H₂. Gaz wodny można otrzymać w reakcji pary wodnej z rozżarzonym koksem:



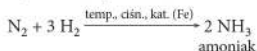
■ Wolny **krzem**, stosowany do wyrobu elementów elektronicznych, można otrzymać z piasku poddanego reakcji z magnezem:



Jak otrzymuje się amoniak i jakie jest jego zastosowanie?

Jednym z najważniejszych surowców przemysłu chemicznego jest **amoniak**. Stosuje się go do produkcji kwasu azotowego(V), nawozów mineralnych (ok. 80 % produkcji), włókien i tworzyw sztucznych oraz materiałów wybuchowych. Do najważniejszych nawozów mineralnych otrzymywanych z amoniaku należą: mocznik (CO(NH₂)₂), saletra amonowa (NH₄NO₃), saletra chilijska (NaNO₃) i fosforan(V) amonu ((NH₄)₃PO₄).

Amoniak na skalę przemysłową produkuje się **metodą Fritza Habera** [frica habera] i **Carla Boscha** [karla bosza] z azotu (z powietrza) i wodoru:



Synteza amoniaku przebiega w temperaturze 770–820 K (500–550 °C), pod wysokim ciśnieniem (30–35 MPa) oraz w obecności katalizatora, którym jest żelazo.

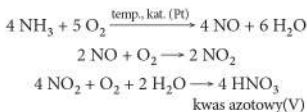


▲ Nawozy mineralne dostarczają roślinom składniki pokarmowe w postaci jonów



▲ Lekkie i nietłukące naczynia z tworzywa otrzymanego m.in. z amoniaku

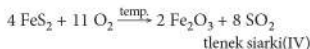
■ Amoniak reagujący z tlenem zawartym w powietrzu w obecności katalizatora platynowego daje tlenek azotu(II) (NO), który łatwo się utlenia do reagującego z wodą tlenku azotu(IV) (NO₂), w wyniku czego w obecności tlenu powstaje **kwas azotowy(V)**:



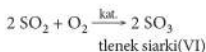
W jaki sposób otrzymuje się kwas siarkowy(VI) i dlaczego nazywa się go krwią przemysłu chemicznego?

Kwas siarkowy(VI) jest stosowany w tak wielu procesach przemysłowych, że uważa się go za najważniejszy z kwasów, stąd określenie **krew przemysłu chemicznego**. Używa się go do produkcji innych kwasów, nawozów mineralnych, barwników, detergentów, leków. Kwas ten stanowi elektrolit w akumulatorach ołowiowych, jest stosowany przy produkcji materiałów wybuchowych, w garbarstwie, w przemyśle spożywczym, włókienniczym i papierniczym.

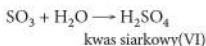
■ Pierwszym etapem **produkcji kwasu siarkowego(VI)** jest spalanie siarki lub prażenie siarczków występujących w postaci minerałów w celu otrzymania tlenku siarki(IV). Przykładem może być reakcja prażenia pirytu, opisana równaniem:



Następnie tlenek siarki(IV) jest utleniany w obecności odpowiednich katalizatorów do tlenku siarki(VI):



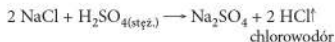
Tlenek siarki(VI) w reakcji z wodą tworzy kwas siarkowy(VI):



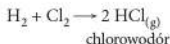
Jak otrzymuje się kwas solny i jakie jest jego zastosowanie?

Ważnym surowcem chemicznym jest również **kwas chlorowodorowy**, zwany **kwasem solnym**, który otrzymuje się przez rozpuszczenie chlorowodoru w wodzie.

Jedną z pierwszych metod otrzymywania chlorowodoru było działanie stężonym kwasem siarkowym(VI) na sól kamienną (chlorek sodu):



Chlorowódor otrzymuje się także w reakcji wodoru z chlorem:



Wodór i chlor, wykorzystywane w tym procesie, są otrzymywane podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu.

■ Kwas solny stosuje się do trawienia metali, wyprawiania skór, w przemyśle tworzyw sztucznych, w metalurgii do ekstrakcji rud metali, w przemyśle spożywczym do otrzymywania syropu ziemniaczanego i żelatyny, a także przy produkcji leków i barwników.



WARTO WIEDZIEĆ

■ „Rozmrażające” działanie soli polega na obniżaniu temperatury zamarzania wody. Jest ono tym skuteczniejsze, im większe jest stężenie soli w roztworze. Wodny roztwór soli kuchennej o stężeniu ok. 20 % zamarza nie w temp. 0 °C, lecz w temp. ok. -13,2 °C i przy ujemnej temperaturze otoczenia ok. -10 °C woda z solą pozostaje ciekła. Z tego powodu łatwo dostępna i tania sól kamienna jest powszechnie stosowana do posypywania ulic, chodników, parkingów, szlaków komunikacyjnych, aby zapobiec gołoledzi. Stosowanie soli na drogach ma jednak skutki uboczne. **Aerozol solny** powoduje, że pąki liściowe i najmłodsze pędy roślin są uszkodzane przez chlorek sodu. Z kolei **sól przedostająca się do gleby** utrudnia roślinom pobieranie wody (zjawisko tzw. suszy fizjologicznej). W efekcie występują stopniowe objawy zasychania blaszek liściowych, a początkowe szkody w liściu przenoszą się w głąb koron drzew. W obu przypadkach drzewa powoli usychają. Stosowanie soli na drogach w okresie zimowym szkodzi także samochodom (korozja), ulicom, drogom, mostom (powstawanie dziur w nawierzchniach). **Rozwiązaniem** jest stosowanie materiałów alternatywnych, np. piasku i żwiru. Przy drogach coraz częściej pojawiają się maty ochronne dla zieleni niskiej, a także maty dla młodych drzew, chroniące przed działaniem aerozolu solnego.

Jednostronnie obumarta korona drzewa, z postępującym zamieraniem całego drzewa – skutek stosowania m.in. soli drogowej



■ Po odkryciu w 1953 r. bogatych **złóż siarki w okolicy Tarnobrzega** Polska znalazła się w czołówce producentów tego surowca na świecie (po Meksyku i Stanach Zjednoczonych). Jednak w późniejszych latach czynniki ekonomiczne, w tym niższe koszty otrzymywania siarki z odzysku (m.in. z oczyszczania gazu ziemnego i ropy naftowej), przyczyniły się do ostrego kryzysu, a zarazem zmierzchu przemysłu siarkowego w Tarnobrzesckim Zagłębiu Siarkowym. Potężne wyrobisko górnicze o powierzchni 455 ha i głębokości do 42 m zalano wodą z pobliskiej Wisły. Na terenie nieczynnej kopalni siarki w wyniku trwającej kilkanaście lat (1994–2009) rekultywacji powstało **Jezioro Tarnobrzesckie**. Ok. 90 % wpuszczanej do jeziora wody z Wisły ma I klasę czystości.

Jezioro Tarnobrzesckie jest uważane za polski cud ekologii, inżynierii, rekreacji i architektury krajobrazu



PROJEKT

Na podstawie piktogramów ostrzegawczych widniejących na etykietach środków czyszczących posegreguj je według przeznaczenia, rodzaju oraz stopnia zagrożenia dla zdrowia człowieka i środowiska. Dane przedstaw w formie katalogu.

Chemiczne środki czyszczące w domu

Środki czyszczące, m.in. detergenty, wybielacze, płyny do mycia podłóg, szkła, toalet i środki do drażnienia rur, mogą zawierać niebezpieczne dla zdrowia substancje, dlatego etykiety na ich opakowaniach są opatrzone piktogramami ostrzegawczymi, np. takimi jak pokazano obok.



Przygotuj: zestaw stosowanych w domu środków czyszczących.

Wykonaj:

- Zachowując ostrożność, zapoznaj się z treścią etykiet środków czyszczących.
- Zwróć uwagę na piktogramy ostrzegawcze, informujące o rodzaju zagrożenia.
- Wykonaj katalog stosowanych w domu środków czyszczących oraz spróbuj znaleźć w dostępnych źródłach informacji tzw. ekologiczne zamienniki preparatów stanowiących największe zagrożenie – aby dom był czysty i jednocześnie bezpieczny.

PODSUMOWANIE

- Nietale, takie jak tlen, wodór czy chlor, można otrzymywać metodą **elektrolizy**, czyli rozkładu odpowiednich substancji za pomocą prądu elektrycznego.
- Azot i tlen otrzymuje się w wyniku **destylacji** skroplonego powietrza.
- **Amoniak** otrzymuje się w reakcji azotu z wodorem, prowadzonej w odpowiednich warunkach temperatury i ciśnienia oraz w obecności katalizatora.
- Produktem reakcji amoniaku z tlenem jest tlenek azotu(II), utleniany do tlenku azotu(IV). W reakcji tlenku azotu(IV) z tlenem i wodą powstaje **kwaz azotowy(V)**.
- Spalanie siarki lub prażenie siarczków prowadzi do otrzymania tlenku siarki(IV), który poddaje się katalitycznemu utlenieniu do tlenku siarki(VI). Tlenek siarki(VI) reaguje z wodą i tworzy **kwaz siarkowy(VI)**.
- Gazowy produkt reakcji syntezy wodoru i chloru – chlorowódor ($\text{HCl}_{(g)}$) – po rozpuszczeniu w wodzie tworzy **kwaz solny** – $\text{HCl}_{(aq)}$.

ZADANIA

1. Opisz sposób otrzymywania chlorowodoru w reakcji soli kamiennej ze stężonym kwasem siarkowym(VI).
2. Wymień trzy nawozy mineralne otrzymywane z amoniaku.
3. Oblicz, ile m^3 tlenu, odmierzonych w warunkach normalnych, otrzyma się w wyniku elektrolitycznego rozkładu 36 kg wody.
4. Reakcji z chlorem poddano 6 g wodoru. Otrzymany chlorowódor rozpuszczono w wodzie. Powstały 4 dm^3 roztworu. Oblicz stężenie molowe uzyskanego kwasu solnego.
5. Oblicz stężenie molowe kwasu siarkowego(VI) ($d = 1,84 \text{ g/cm}^3$) o stężeniu 96 %.

WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNE NIEMETALI

Niemetale w $T = 298 \text{ K}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$ oprócz ciekłego bromu są substancjami o stałym lub gazowym stanie skupienia. Przeważnie źle przewodzą prąd elektryczny (wyjątki: węgiel w postaci grafitu i grafenu oraz fosfor czarny). Nietetale mają na ogół małe gęstości oraz niskie wartości temperatury topnienia.



ALOTROPIA to zjawisko występowania tego samego pierwiastka w co najmniej dwóch odmianach, różniących się strukturą wewnętrzną kryształów lub liczbą atomów w cząsteczce, a w konsekwencji właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

ODMIANY ALOTROPOWE

węgiel				
grafit	diament	fulereny	grafen	cyklokarbon
tlenu		siarki		
ditlen O_2	triliten O_3	rombowa	jednoskośna	

Rośnie aktywność chemiczna

17
2
9 F fluor
3
17 Cl chlor
4
35 Br brom
5
53 I jod

AKTYWNOŚĆ CHEMICZNA NIEMETALI

Aktywność chemiczna fluorowców maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej. Spośród wszystkich niemetałów największą aktywność chemiczną wykazuje fluor.

ROZPOWSZECZENIE I WYSTĘPOWANIE NIEMETALI W PRZYRODZIE



Ametyst

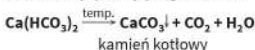


Wapień

- Niemetale są podstawowymi składnikami tworzącymi wszystkie sfery naszej planety (litosferę, hydrosferę, atmosferę i biosferę).
- Do związków chemicznych o największym rozpowszechnieniu w skorupie ziemskiej należą: **tlenek krzemu(IV)** – SiO_2 – oraz **węglan wapnia** – CaCO_3 .
- SiO_2 występuje w przyrodzie najczęściej jako minerał – **kwarc** – który tworzy odmiany krystaliczne (np. kryształ górski, cytryn, ametyst) i bezpostaciowe (np. opal, agat).
- Do **skał wapiennych**, których głównym składnikiem jest minerał **kalcyt** (CaCO_3), zalicza się wapienie, kredę oraz marmur.
- Małownicze w formie i kształcie nacieki (formy krasowe) w postaci stalaktitów, stalagmitów oraz stalagnatów są efektem **zjawisk krasowych**, jakim ulegają wapienie pod wpływem wód powierzchniowych i podziemnych zawierających rozpuszczony CO_2 .

TWARDOŚĆ WODY

Rozpuszczone w wodzie wodorowęglany wapnia i magnezu wywołują tzw. **przemijającą twardość wody**, którą można usunąć przez jej zagotowanie:



GLEBA to biologicznie czynna, zewnętrzna warstwa litosfery, która tworzy się w wyniku procesu wietrzenia (fizycznego, chemicznego i biologicznego) minerałów oraz skał.

Gleba ma **właściwości sorpcyjne** – zdolność do pochłaniania różnych substancji z cieczy lub gazu.

Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje wyczerpanie składników odżywczych niezbędnych dla wzrostu roślin, tzw. **wyjałowienie gleby**.

Stosowanie nawozów (naturalnych i mineralnych) jest podstawowym sposobem na szybkie uzupełnienie niedoboru składników mineralnych w glebie.

ZIELONA CHEMIA

Przeprowadzanie procesów chemicznych powinno się odbywać w taki sposób, aby ograniczyć zużycie naturalnych surowców oraz powstawanie szkodliwych produktów ubocznych.



HYDRATY to związki chemiczne zawierające cząsteczki wody wbudowane w ich sieć krystaliczną, np. **gips krystaliczny** – $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ (siarczan(VI) wapnia—woda (1/2)).



Zaprawę gipsową otrzymuje się z gipsu palonego i wody



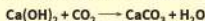
Gips palony wykorzystuje się m.in. w chirurgii do unieruchamiania złamanych kończyn

Prażenie gipsu krystalicznego w temp. ok. 100°C powoduje jego częściowe odwodnienie i powstanie tzw. **gipsu palonego** ($(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), który ma właściwości **higroskopijne**.

Zaprawa gipsowa otrzymana po zmieszaniu w odpowiednich proporcjach gipsu palonego z wodą twardnieje w wyniku wiązania wody (**zaprawa hydrauliczna**).
 $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 (\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O})$

ZASTOSOWANIA NIEMETALI

- **Szkło** nie jest związkiem chemicznym, jest ciałem bezpostaciowym. Podstawowymi surowcami do produkcji szkła są: piasek (SiO_2), wapień (CaCO_3) oraz soda (Na_2CO_3). W zależności od przeznaczenia szkła jako tworzywa można tak dobrać skład surowcowy oraz warunki prowadzenia procesu technologicznego, aby otrzymać szkło o pożądanych właściwościach.
- **Zaprawa wapienna** to mieszanina wapna gaszonego ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), piasku (SiO_2) i wody, która twardnieje w wyniku wiązania CO_2 z powietrza (**zaprawa powietrzna**).



- **Ważne produkty przemysłu chemicznego:** np. amoniak – NH_3 , kwas siarkowy(VI) – H_2SO_4 , kwas azotowy(V) – HNO_3 , kwas solny – HCl .
- **Źródłem tlenu i azotu** dla celów przemysłowych jest powietrze atmosferyczne, a **wodoru** – gaz syntezowy (mieszanina CO i H_2).

WYBRANE ZASTOSOWANIA WAPIENI



1. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Diament nie przewodzi prądu elektrycznego, a grafit jest dobrym przewodnikiem elektrycznym.
- B. Substancje o wzorach P_4O_{10} i H_2SO_4 (stęż.) mają silne właściwości higroskopijne.
- C. Piasek kwarcowy, wapień i soda to podstawowe surowce do produkcji szkła.
- D. Reakcja ksantoproteinowa to reakcja charakterystyczna białek, w której stężony HNO_3 barwi białka na kolor fioletowy.

2. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Tlenku węgla(IV) nie można otrzymać w reakcji

- A. prażenia węglanów.
- B. spalania grafitu przy ograniczonym dostępie powietrza.
- C. spalania diamentu przy nieograniczonym dostępie powietrza.
- D. działania kwasów – np. solnego, siarkowego(VI) – na węglany.

3. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Występującymi w przyrodzie odmianami tlenku krzemu(IV) są

- A. agat, kryształ górski, ametyst.
- B. kryształ górski, kreda, piasek kwarcowy.
- C. gips krystaliczny, piasek kwarcowy, opał.
- D. wapień, kryształ górski, marmur.

4. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Stałym produktem prażenia wapieni w wapiennikach jest wapno palone.
- B. Wapno gaszone powstaje w egzotermicznej reakcji wapna palonego z wodą.
- C. Zaprawa wapienna jest tzw. zaprawą hydrauliczną, gdyż twardnieje w wyniku wiązania wody.
- D. Gips palony i woda, zmieszane w odpowiednich proporcjach, to składniki zaprawy gipsowej.

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Do makroelementów glebowych należą

- A. azot, fosfor, potas.
- B. miedź, cynk, bor.
- C. siarka, miedź, żelazo.
- D. wapń, mangan, molibden.

6. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Aktywność chemiczna fluorowców

- A. rośnie wraz ze wzrostem promienia atomowego.
- B. rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej.
- C. maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej.
- D. maleje wraz ze wzrostem elektroujemności.

7. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Wodór w przemyśle spożywczym jest stosowany do utwardzania tłuszczów ciekłych.
- B. Ciekły azot służy w laboratorium do uzyskiwania wysokich wartości temperatury.
- C. Krzem to półprzewodnik wykorzystywany w układach scalonych.
- D. W celu dezynfekcji wody w basenach kąpielowych stosuje się jej chlorowanie lub ozonowanie.

8. Tlen w celach technicznych otrzymuje się ze skroplonego powietrza, natomiast w celach laboratoryjnych – przez rozkład niektórych związków „bogatych” w tlen.
Dobierz współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji o podanym schemacie. Zastosuj bilans elektronowy.



9. Oblicz gęstość neonu, chloru, tlenu i azotu w warunkach normalnych, a następnie uszereguj te gazy według malejącej gęstości.
10. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

W celu usunięcia związków siarki ($\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$) oraz $\text{SO}_{2(\text{g})}$ z gazu ziemnego należy przepuścić tzw. zasiarzony gaz przez płuczkę zawierającą

- A. $\text{KOH}_{(\text{aq})}$ B. $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ C. $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ D. H_2SO_4

11. Wskaż wzory tych substancji spośród podanych, które przyczyniają się do powstawania kwaśnych opadów.



12. Masa cząsteczkowa cyklokarbonu wynosi 216 u.
Ustal wzór cząsteczki tej alotropowej odmiany węgla.

13. Wybierz jedno właściwe określenie, spośród podanych w każdym nawiasie, tak aby zdania były prawdziwe.

Tlenek węgla(IV) to (bezbardwy / barwny) gaz, który (rozpuszcza się / nie rozpuszcza się) w wodzie. Ma gęstość (mniejszą / większą) od gęstości powietrza. Ta substancja jest (niepalna / palna) i (podtrzymuje palenie / nie podtrzymuje palenia). Związek ten ma charakter (zasadowy / kwasowy / obojętny / amfoteryczny). Tlenek węgla(IV) wchodzi w skład (lodu / napojów gazowanych).



14. Wyjaśnij pojęcia: suchy lód, zjawiska krasowe, woda twarda, kamień kotłowy.

15. Wymień i scharakteryzuj rodzaje wietrzenia skał, które zachodzą podczas procesów glebotwórczych.



16. Podaj wzory chemiczne oraz nazwy systematyczne substancji o podanych nazwach zwyczajowych.

- | | | |
|------------------|----------------------|----------------------|
| a) wapno palone | c) gips krystaliczny | e) saletra chilijska |
| b) wapno gaszone | d) gips palony | f) saletra indyjska |

17. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. Szkło krystaliczne zawiera w swym składzie tlenki ołowiu.
B. Szkło jest związkiem chemicznym.
C. Szkło reaguje z kwasem fluorowodorowym oraz ze stężonymi roztworami wodorotlenków.
D. Szkło jest izolatorem elektrycznym.

18. Przedstaw wzory wszystkich drobin (jonów i cząsteczek) obecnych w roztworze kwasu siarkowodorowego – $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$.

- 19. Zakwalifikuj podane reakcje chemiczne do procesów egzotermicznych lub endotermicznych.**
- prażenie wapieni w wapiennikach
 - gaszenie wapna
 - prażenie gipsu krystalicznego
 - wiązanie (twardnienie) zaprawy gipsowej
- 20. W trzech naczyniach znajdują się bezbarwne i bezwonne gazy: azot, tlen i wodór. Zaprojektuj sposób identyfikacji tych gazów.**
- 21. Uzupełnij w zeszyte równania reakcji o podanych schematach. Wpisz wzory lub symbole brakujących reagentów oraz współczynniki stechiometryczne.**
- $\text{SiO}_2 + \square \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$
 - $\text{SiO}_2 + \square \rightarrow \text{CaSiO}_3$
 - $\text{SiO}_2 + \square \rightarrow \text{SiF}_4 + \square$
 - $\text{SiO}_2 + \square \rightarrow \text{Si} + \square$
- 22. Do pięciu probówek (I–V) z wodą destylowaną z dodatkiem oranżu metylowego wprowadzono: do I – Na_2O , do II – NH_4Cl , do III – MgO , do IV – P_4O_{10} , do V – N_2O_5 . Wskaż numery probówek, w których oranż zabarwił się na kolor czerwony.**
- 23. Wiadomo, że $5,6 \text{ dm}^3$ pewnego pierwiastka o gazowym stanie skupienia odmierzonego w warunkach normalnych ma masę 10 g. Ustal nazwę, symbol chemiczny oraz pochodzenie nazwy tego pierwiastka.**
- 24. Stosunek masowy wodoru do tlenu w H_2O wynosi 1 : 8. Oblicz, ile gramów wodoru i ile gramów tlenu można otrzymać w wyniku elektrolitycznego rozkładu 7,2 g wody.**
- 25. W wyniku termicznego rozkładu 1,92 g proszku do pieczenia, przebiegającego zgodnie z równaniem: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_{3(s)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$, otrzymano 0,36 g H_2O , 0,88 g tlenku węgla(IV) oraz amoniak. Oblicz, ile gramów amoniaku powstało w tej reakcji oraz jaką objętość w przeliczeniu na warunki normalne zajęły łącznie wydzielone w tej reakcji gazy.**
- 26. Tlenek fosforu(V) to substancja o silnych właściwościach higroskopijnych. W reakcji tego związku z wodą powstaje kwas fosforowy(V). Oblicz, ile cm^3 wody potrzeba do zajścia reakcji, w której wyniku z 7,1 g P_4O_{10} powstanie H_3PO_4 .**
- 27. Skala zawiera 80 % masowych pirytu o wzorze FeS_2 . Oblicz, jaki procent masowy siarki zawiera ta skala.**
- 28. W celu wydzielienia miedzi z jej tlenków poddano redukcji wodorem takie same ilości tlenku miedzi(I) i tlenku miedzi(II). Na podstawie obliczeń ustal, do redukcji którego tlenku miedzi użyto (w przeliczeniu na warunki normalne) większej ilości wodoru.**
- 29. Oblicz, ile kilogramów tlenku siarki(IV) zostanie wyemitowane do atmosfery w wyniku spalania w piecu gospodarstwa domowego 10 kg węgla kamiennego zawierającego 0,2 % masowych siarki.**

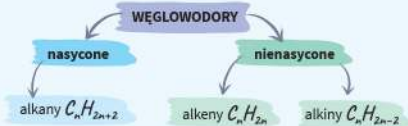


BUDOWA ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH. WĘGLOWODORY

- Budowa związków organicznych
- Budowa i nazewnictwo alkanów
- Właściwości alkanów
- Węglowodory nienasycone – alkeny
- Węglowodory nienasycone – alkiny
- Węglowodory aromatyczne
- Ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny

Podział węglowodorów

WĘGLOWODORY to związki chemiczne węgla z wodorem, w których każdy atom węgla tworzy zawsze cztery wiązania.



Szereg homologiczny alkanów

Wzór sumaryczny	Nazwa	Wzór półstrukturalny
CH ₄	metan	–
C ₂ H ₆	etan	CH ₃ –CH ₃
C ₃ H ₈	propan	CH ₃ –CH ₂ –CH ₃
C ₄ H ₁₀	butan	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃
C ₅ H ₁₂	pentan	CH ₃ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₂ –CH ₃

SZEREK HOMOLOGICZNY to zbiór związków organicznych, które różnią się grupą –CH₂– i mają podobną budowę oraz podobne właściwości chemiczne.

ALKANY (WĘGLOWODORY NASYCONY) to węglowodory, w których cząsteczkach między atomami węgla są **wiązania pojedyncze**.

Wzory strukturalne i modele cząsteczek początkowych alkanów

$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$  metan	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}- & \text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$  etan	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}- & \text{C}- & \text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$  propan
--	---	---

Szeregi homologiczne alkenów i alkinów

	Wzór sumaryczny	Nazwa
Alkeny	C ₂ H ₄	eten, etylen
	C ₃ H ₆	propen
	C ₄ H ₈	but-1-en
	C ₅ H ₁₀	pent-1-en
Alkiny	C ₂ H ₂	etyń, acetylen
	C ₃ H ₄	propyn
	C ₄ H ₆	but-1-yn
	C ₅ H ₈	pent-1-yn

ALKENY to węglowodory nienasycone, w których cząsteczkach między atomami węgla znajduje się **jedno wiązanie podwójne**.

ALKINY to węglowodory nienasycone, w których cząsteczkach między atomami węgla znajduje się **jedno wiązanie potrójne**.

Wzory półstrukturalne i strukturalne wybranych węglowodorów nienasyconych

eten $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ↑ wzór półstrukturalny $\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$ ↑ wzór strukturalny	etyń $\text{CH}\equiv\text{CH}$ ↑ wzór półstrukturalny $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ ↑ wzór strukturalny
--	---

Właściwości fizyczne węglowodorów

- Wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce rosną **gęstość i temperatura wrzenia** alkanów, alkenów i alkinów.
- Węglowodory nie rozpuszczają się w wodzie**, ale rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych, np. w alkoholu, benzynie, acetonie.

Stan skupienia alkanów (25 °C, 1013 hPa)

zależy od liczby atomów węgla w cząsteczce.

gazy

$C_1 - C_4$

ciecze

$C_5 - C_{17}$

ciała stałe

od C_{18}

Właściwości chemiczne węglowodorów

Węglowodory nasycone – alkanany

- mało aktywne chemicznie
- palne

SPALANIE CAŁKOWITE METANU:



SPALANIE NIECAŁKOWITE METANU:



Produktami spalania

mogą być:
tlenek węgla(IV),
tlenek węgla(II) (czad)
lub węgiel (sadza)
oraz woda.

Węglowodory nienasycone – alkeny i alkiny

- aktywne chemicznie, ulegające reakcjom:
 - przylączenia np. bromu (powodują odbarwienie wody bromowej)
np. $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$
 $CH\equiv CH + 2 Br_2 \rightarrow CHBr_2-CHBr_2$
 - polimeryzacji
np. $n CH_2=CH_2 \xrightarrow[\text{etylen}]{\text{temp., ciśn.}} \text{[} CH_2-CH_2 \text{]}_n$
polietylen
- palne

Reakcja addycji bromu

pozwała odróżnić węglowodory nienasycone od węglowodorów nasyconych.

Z polietylenu wyrabia się m.in.

folie (worki, torby), rury, pojemniki (butelki, kanistry), zbiorniki, opakowania, zakrętki do butelek.

Źródła węglowodorów i produkty destylacji ropy naftowej

ŹRÓDŁA WĘGLOWODORÓW

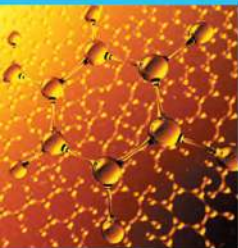
gaz ziemny

ropa naftowa

węgle kopalne

Produkty destylacji ropy naftowej i ich przykładowe zastosowanie





33. Budowa związków organicznych

- Skład pierwiastkowy związków organicznych
- Teoria strukturalna związków organicznych
- Sposoby przedstawiania budowy związków organicznych

➔ **Przypomnij sobie**, z których pierwiastków są zbudowane związki organiczne.

Które pierwiastki wchodzą w skład związków organicznych?

Poprzednie działy podręcznika dotyczyły związków nieorganicznych. Przyszedł czas na naukę o związkach organicznych. Warto je poznać z wielu powodów. Do początku XIX w. uważano, że związki organiczne są wytwarzane wyłącznie przez organizmy roślinne i zwierzęce w wyniku działania tzw. siły życiowej (łac. *vis vitalis*); stąd wzięła się ich nazwa. Dopiero gdy w 1828 r. niemiecki uczoney **Friedrich Wöhler [fridrich weler] zsyntetyzował mocznik**, do tej pory uważany za związek organiczny stanowiący produkt przemiany materii, nastąpiła weryfikacja poglądów w kwestii otrzymywania takich związków.



▲ Friedrich Wöhler
(1800–1882)

Obecnie znanych jest kilkanaście milionów związków organicznych – i ta liczba stale wzrasta. Naukowcy wciąż wyodrębniają nowe związki z najróżniejszych organizmów, a poza tym co roku syntetyzują setki tysięcy nowych związków organicznych.

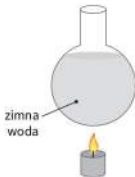
■ Aby się przekonać, które pierwiastki wchodzą w skład związków organicznych, warto przeprowadzić kilka doświadczeń.

DOŚWIADCZENIE 1. Wykrywanie węgla i wodoru w parafinie

Opis: Zapalcie świeczkę i bezpośrednio nad jej płomieniem umieśćcie wcześniej przygotowaną kolbkę z dużą ilością zimnej wody. Obserwujcie powierzchnię naczynia.

Obserwacje: Spód kolbki ogrzewanej płomieniem świeczki pokrył się czarnym nalotem, a na górnej, zimnej powierzchni naczynia pojawiły się krople bezbarwnej cieczy.

Wnioski: W trakcie spalania świecy z płomienia wydzielą się sadza, czyli węgiel, a na zimnych ściankach kolbki skrapla się para wodna.





Skroplona para wodna jako
główny produkt spalania
paliwa do samochodów

Doświadczenie 1. wykazało, że w skład substancji, z których jest wykonana świeca, wchodzi **węgiel** oraz **wodór**. Wodór połączył się z tlenem z powietrza i powstała woda. Podobne wnioski można wyciągnąć z obserwacji wylotu spalin z rury wydechowej. W zimne dni widać wydobywającą się z niej skroploną parę wodną, a w wypadku źle wyregulowanych silników na olej napędowy – również sadzę.

DOŚWIADCZENIE 2. Wykrywanie tlenu w cukrze

Opis: Do długiej probówki wsypie ok. 2 g cukru i zamknijcie ją korkiem z umieszczoną w nim cienką rurką, aby utrudnić dostęp powietrza. Probówkę ostrożnie ogrzewajcie w płomieniu palnika. Obserwujcie zawartość probówki oraz jej ścianki.



Obserwacje: Podczas ogrzewania cukier najpierw się stopił, a powstająca początkowo bezbarwna ciecz zmieniała zabarwienie od jasnożółtego do ciemno-brązowego. Na koniec na dnie probówki pozostała czarna substancja, a na ściankach osadziły się kropelki bezbarwnej cieczy.



Wnioski: W wyniku ogrzewania cukier ulega rozkładowi na węgiel i wodę.

Cząsteczki wody powstające w wyniku reakcji składają się z atomów **wodoru i tlenu**. Ponieważ dostęp tlenu do ogrzewanego cukru był ograniczony, atomy tlenu musiały wchodzić w skład jego cząsteczek. Inaczej było w doświadczeniu 1., w którym powstawanie wody nie świadczyło o obecności tlenu w badanych związkach, gdyż w przeprowadzanej reakcji spalania uczestniczył tlen z powietrza. W doświadczeniu 2. następował wyłącznie termiczny rozkład cukru, czyli wszystkie produkty powstawały tylko z pierwiastków wchodzących w jego skład.

■ W skład związków organicznych mogą wchodzić także inne pierwiastki. Aby to wykazać, można przeprowadzić doświadczenie z wykorzystaniem białka jaja kurzego.



NaOH

DOŚWIADCZENIE 3. Wykrywanie azotu w białku jaja kurzego

Opis: Do probówki z białkiem jaja kurzego dodajcie stężony roztwór wodorotlenku sodu. Całość ogrzewajcie w płomieniu palnika i doprowadźcie do wrzenia. U wylotu probówki umieśćcie zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Uwaga! Zawartość probówki zachowajcie do następnego doświadczenia.

Obserwacje: Ogrzewana mieszanina spieniła się. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zwilżony wodą zabarwił się na niebiesko.

Wnioski: W wyniku reakcji powstał gaz. Niebieskie zabarwienie papierka wskazuje, że ten gaz tworzy z wodą produkt o odczynie zasadowym. Gazem o takich właściwościach jest amoniak (NH_3), co potwierdza, że w skład białka wchodzi azot.

NaOH
 CH_3COOH  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ **DOŚWIADCZENIE 4. Wykrywanie siarki w białku jaja kurzego**

Opis: Do zawartości probówki z poprzedniego doświadczenia dodajcie trochę kwasu octowego w celu zobojętnienia roztworu. Następnie wprowadźcie kilka kropli roztworu azotanu(V) ołowiu(II). Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: W probówce po dodaniu roztworu azotanu(V) ołowiu(II) strącił się czarny osad.

Wnioski: Czarny osad tworzą jony ołowiu(II) z jonami siarczkowymi (PbS). Częsteczki białka uległy rozkładowi z utworzeniem jonów siarczkowych. W skład białka wchodzi siarka.



Podstawowym pierwiastkiem, którego atomy tworzą cząsteczki wszystkich związków organicznych, jest **węgiel**. Cząsteczki takich związków zawierają najczęściej atomy **wodoru**, ale mogą w nich występować również atomy m.in. **tłenu, azotu i siarki**.

■ Powyższe doświadczenia pozwoliły na wykrycie pierwiastków, których atomy tworzą cząsteczki badanych związków chemicznych, czyli stwierdzenie, jaki jest **skład jakościowy** tych związków. Aby ustalić budowę cząsteczki badanego związku chemicznego, należy jeszcze określić jego **skład ilościowy**. Dzięki temu jest możliwe obliczenie liczby atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce danego związku i ustalenie jego **wzoru sumarycznego**.

■ Wzór sumaryczny związków organicznych nie wystarcza, aby w sposób jednoznaczny określić budowę cząsteczki. Konieczne jest określenie, w jaki sposób poszczególne atomy są ze sobą połączone. Na przykład na podstawie wzoru sumarycznego $C_2H_4O_2$ trudno rozpoznać, czy chodzi o kwas octowy. Częściej stosuje się zapis CH_3COOH , z którego wynika, że tylko jeden z czterech atomów wodoru w cząsteczce tego kwasu jest połączony z atomem tlenu. Takich informacji nie zawierają wzory sumaryczne i dlatego w chemii organicznej ich znaczenie jest niewielkie.

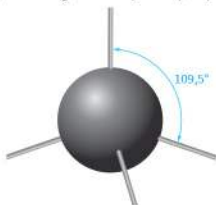
W jaki sposób ustala się budowę cząsteczek związków organicznych?

Istotnym osiągnięciem w rozwoju chemii organicznej było sformułowanie w drugiej połowie XIX w. założeń **teorii strukturalnej związków organicznych**. Pozwalają one ustalić budowę cząsteczek związków organicznych oraz zrozumieć, skąd bierze się tak wielka liczba związków organicznych, tworzonych przecież zaledwie przez kilka pierwiastków. W uproszczeniu założenia te przedstawiają się tak, jak opisano niżej.

W cząsteczkach związków organicznych:

- atomy węgla tworzą zawsze cztery wiązania i mogą łączyć się ze sobą w dowolnej długości łańcuchy proste lub rozgałęzione, a także w pierścienie;
- wiązania, którymi nie są połączone ze sobą atomy węgla, są wykorzystywane do łączenia z atomami innych pierwiastków;
- wiązania łączące atomy węgla ze sobą lub z atomami innych pierwiastków mogą być pojedyncze, podwójne lub potrójne.

Założenia te można wyjaśnić na podstawie wiedzy o budowie materii. To, że atomy węgla tworzą zawsze cztery wiązania, wynika z ich struktury elektronowej, gdyż mają one po cztery elektrony walencyjne. Możliwość łączenia się ze sobą w dłuższe łańcuchy mają atomy nielicznych pierwiastków, wśród których szczególne miejsce zajmuje węgiel. Pierwiastki te są położone w środkowych grupach układu okresowego i mają pośrednie wartości elektroujemności. Możliwość tworzenia wiązań wielokrotnych (wiązań σ i π) wyjaśnia kwantowo-mechaniczny model atomu. Jeśli atom węgla tworzy cztery wiązania pojedyncze, ważne są ich ukierunkowania przestrzenne. Odpychanie się par elektronowych tworzących te wiązania powoduje, że są one usytuowane względem siebie pod kątem $109,5^\circ$. Z tego powodu łańcuch atomów węgla połączonych takim wiązaniem nie jest liniowy, choć często tak to wygląda w zapisie niektórych wzorów.



▲ Ułożenie przestrzenne wiązań pojedynczych utworzonych przez atom węgla

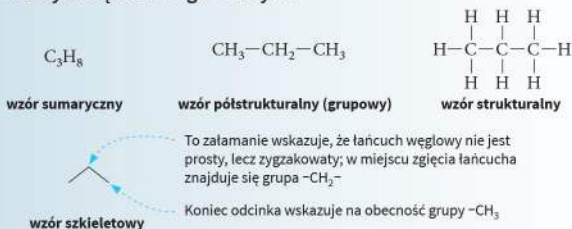
■ Wzory sumaryczne są mało przydatne w chemii organicznej także i z tego powodu, że istnieją związki o takim samym wzorze sumarycznym, różniące się budową cząsteczki.

Związki takie są względem siebie **izomerami**. Możliwość tworzenia izomerów to kolejny czynnik, który zwiększa liczbę związków organicznych. O różnych rodzajach izomerii będzie mowa w kolejnych rozdziałach.

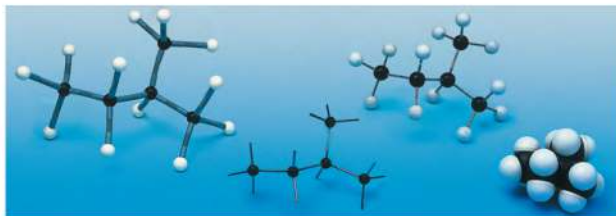
W jaki sposób przedstawia się budowę związków organicznych?

W chemii organicznej budowę cząsteczek przedstawia się na wiele sposobów. Wzory takie jak $\text{CH}_3\text{-COOH}$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$, $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_2\text{-CH}_3$ nazywamy wzorami półstrukturalnymi lub grupowymi. **Wzór półstrukturalny (grupowy)** pokazuje **najistotniejsze fragmenty cząsteczki**, więc jest bardzo często stosowany – zarówno podczas omawiania właściwości substancji, jak i w zapisie równań reakcji. **Wzór strukturalny** przedstawia sposób połączenia wszystkich atomów w cząsteczce. Jeszcze innym sposobem zapisu struktury związku organicznego jest **wzór szkieletowy**.

Wzory związków organicznych



Budowa cząsteczek związków organicznych bywa też przedstawiana za pomocą modeli. **Modele** mogą być różne, np. kulkowe (czaszowe), kulkowo-pręcikowe i wytworzone przez programy komputerowe. Ma to na celu lepszą wizualizację struktury danego związku chemicznego.



▲ Różne rodzaje modeli służących do przedstawiania budowy cząsteczek związków organicznych

**WARTO WIEDZIEĆ**

Klasyczne metody analizy substancji (opisane w tym rozdziale) są dziś rzadko wykorzystywane. W laboratoriach badawczych analizę wykonuje się za pomocą wyspecjalizowanych urządzeń, np. **chromatografów** czy **spektrometrów**. Urządzenia te pozwalają określić skład jakościowy i ilościowy badanej substancji w bardzo krótkim czasie. Na podstawie uzyskanych danych i obliczeń przeprowadzonych z zastosowaniem technik komputerowych można modelować struktury przestrzenne badanych związków. Dzięki temu jest możliwe również projektowanie struktury jeszcze nieistniejących związków chemicznych, np. nowych leków.



▲ Analiza substancji za pomocą spektrometru

PODSUMOWANIE

- W skład cząsteczek związków organicznych zawsze wchodzi atomy **węgla** i często **wodoru**. W takich związkach mogą pojawiać się także atomy innych pierwiastków, np. **tłenu, azotu i siarki**.
- Zbadanie składu ilościowego związku pozwala na ustalenie jego **wzoru sumarycznego**.
- **Teoria strukturalna związków organicznych** pozwala na ustalenie budowy ich cząsteczek. Założenia tej teorii można wyjaśnić na podstawie wiedzy o budowie materii.
- Strukturę związków organicznych można przedstawić za pomocą **wzorów strukturalnych, półstrukturalnych (grupowych) i szkieletowych**.

**ZADANIA**

1. Wskaż poprawne dokończenie zdania.
Wysuszone białko jaja kurzego prażono bez dostępu powietrza. Przeprowadzone w taki sposób doświadczenie pozwala na stwierdzenie, że w skład białka wchodzi pierwiastki takie jak:
A. węgiel i tlen.
B. węgiel i wodór.
C. węgiel, wodór i tlen.
D. węgiel, wodór i azot.
2. Przedstaw wzór strukturalny związku chemicznego o wzorze sumarycznym CH_2O_2 .
3. Przedstaw wzory sumaryczne dwu związków organicznych: kwasu propanowego o uproszczonym wzorze półstrukturalnym $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ i octanu metylu o wzorze $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$.
Na podstawie tych wzorów określ, jaką zależnością są powiązane te dwa związki.
4. Wyjaśnij, czym jest spowodowane istnienie tak dużej liczby związków organicznych.



34. Budowa i nazewnictwo alkanów

- Budowa cząsteczek alkanów
- Szereg homologiczny alkanów
- Izomeria alkanów
- Zasady nazewnictwa alkanów

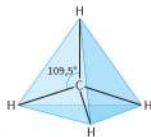
➔ **Przypomnij sobie**, co wiesz o węglowodorach nasyconych oraz co to jest szereg homologiczny.

Jaką budowę mają cząsteczki alkanów?

Wśród związków organicznych liczną grupę stanowią związki zbudowane z atomów węgla i wodoru. Najprostszym związkiem z tej grupy jest **metan** – przedstawiciel **węglowodorów nasyconych**, czyli **alkanów**.

Cząsteczka metanu jest zbudowana z jednego atomu węgla i czterech atomów wodoru.

Taka budowa zapewnia atomowi węgla osiągnięcie oktetu elektronowego, a atomom wodoru – osiągnięcie dubletu. Między atomem węgla a atomami wodoru powstają cztery wiązania kowalencyjne typu σ . Rozmieszczenie tych wiązań w przestrzeni jest symetryczne, ponieważ taki ich układ zapewnia najmniejsze odpychanie między wiążącymi parami elektronowymi, między którymi jest kąt $109,5^\circ$. Jeżeli połączymy ze sobą w wyobraźni środki atomów wodoru, to utworzą one czworościan foremny – tetraedr.



▲ Cząsteczka metanu ma kształt tetraedru

■ Metan (CH_4) – wzory i modele



wzór
elektronowy



wzór
sumaryczny



wzór
strukturalny



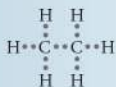
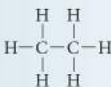
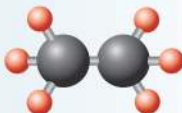
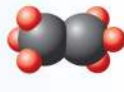
model
kulkowo-pręcikowy



model kulkowy
(czaszowy)

■ Cząsteczka kolejnego węglowodoru nasyconego – **etanu** – zawiera dwa atomy węgla połączone ze sobą wiązaniem pojedynczym (C-C) i sześć atomów wodoru. Cząsteczka ta ma wzór sumaryczny C_2H_6 .

■ Etan (C₂H₆) – wzory i modele

wzór
elektronowywzór
półstrukturalnywzór
strukturalnymodel
kulkowo-pręcikowymodel kulkowy
(czaszowy)

Podczas analizy modeli kolejnych cząsteczek alkanów można zauważyć, że wydłużenie łańcucha węglowego powoduje zwiększenie liczby atomów wodoru o dwa na każdy atom węgla w cząsteczce.



Związki chemiczne mające podobną budowę (np. takie, w których między atomami węgla występują tylko wiązania pojedyncze) i dające się uporządkować w szereg kolejnych związków różniących się o pewną grupę atomów, np. o grupę $-\text{CH}_2-$, nazywa się **szeregiem homologicznym**, a poszczególne jego związki – **homologami**.

Czym się charakteryzuje szereg homologiczny alkanów?

Nazwy czterech początkowych alkanów – metan, etan, propan i butan – są nazwami **zwyczajowymi**. Nazwy kolejnych węglowodorów z tego szeregu wywodzą się od greckich lub łacińskich liczebników odnoszących się do liczby atomów węgla w cząsteczce. Przyrostek **-an** występujący w nazwie węglowodoru wskazuje na obecność **wiązań pojedynczych** między atomami węgla w jego cząsteczce.

Wzory i nazwy dziesięciu początkowych alkanów

Liczba atomów węgla	Wzór alkanu	Nazwa alkanu
1	CH ₄	metan
2	C ₂ H ₆	etan
3	C ₃ H ₈	propan
4	C ₄ H ₁₀	butan
5	C ₅ H ₁₂	pentan
6	C ₆ H ₁₄	heksan
7	C ₇ H ₁₆	heptan
8	C ₈ H ₁₈	oktan
9	C ₉ H ₂₀	nonan
10	C ₁₀ H ₂₂	dekan

Liczebniki greckie i łacińskie

Liczba	Rdzeń	
	grecki	łaciński
1	mono-	uni-
2	di-	bi-
3	tri-	tri-, ter-
4	tetra-	quater-
5	penta-	quinque-
6	heksa-	sexi-
7	hepta-	septi-
8	okta-	octo-
9	ennea-	nona-
10	deka-	-

■ Nazwy alkanów przyjęto za podstawę nazewnictwa innych węglowodorów i ich pochodnych. Warto więc zapamiętać nazwy dziesięciu początkowych alkanów. W cząsteczkach tych związków liczba atomów wodoru jest związana prostą zależnością z liczbą atomów węgla. Łańcuch alkanu jest zbudowany z grup $-\text{CH}_2-$, czyli zawiera dwa razy więcej atomów wodoru niż atomów węgla, a na jego obu końcach dodatkowo znajduje się po jednym atomie wodoru (końcowe grupy $-\text{CH}_3$). Można zatem zależność liczby atomów wodoru od liczby atomów węgla wyrazić **wzorem ogólnym**.

Wzór ogólny szeregu homologicznego alkanów (węglowodorów nasyconych)



gdzie: n – liczba atomów węgla;

$2n+2$ – liczba atomów wodoru w danej cząsteczce alkanu.

Na podstawie wzoru ogólnego można łatwo określić skład cząsteczki dowolnego alkanu. Na przykład dziewiętnasty związek w szeregu homologicznym alkanów ma wzór sumaryczny: $\text{C}_{19}\text{H}_{40}$, ponieważ liczba atomów wodoru w jego cząsteczce wynosi $2n + 2 = 2 \cdot 19 + 2 = 40$.

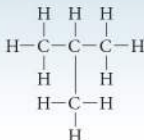
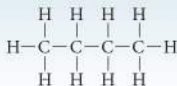
■ Podobny skład i struktura związków należących do tego samego szeregu homologicznego sprawiają, że ich właściwości chemiczne są takie same lub bardzo podobne. Natomiast wzrost długości łańcucha powoduje stopniową zmianę właściwości fizycznych (rozdz. 35).

Czy cząsteczki o tym samym składzie mogą różnić się budową?

Budowa cząsteczek trzech początkowych alkanów – metanu, etanu i propanu – jest jednoznaczna. Natomiast cząsteczki kolejnych homologów alkanów mogą mieć różną budowę. Cztery atomy węgla w cząsteczce butanu mogą utworzyć łańcuch węglowy prosty lub rozgałęziony. Oznacza to, że istnieją dwa różne związki o identycznym wzorze sumarycznym, ale różnej budowie, czyli **różnych wzorach strukturalnych (półstrukturalnych)**. Związki te są względem siebie **izomerami**. Izomery mogą różnić się między sobą właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

■ **Izomery butanu (C_4H_{10})**

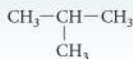
wzory strukturalne



wzory półstrukturalne



butan



2-metylopropan

Im jest większa liczba atomów węgla w cząsteczce węglowodoru, tym jest więcej możliwości tworzenia różnych struktur, np. pentan ma 3 izomery, oktan – 18, a dekan aż 75.

Izomeria – występowanie związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, ale różnej budowie (strukturze) cząsteczek.

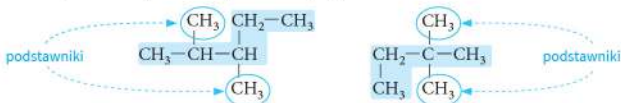
Izomeria szkieletowa (łańcuchowa) – polega na różnej budowie łańcucha węglowego cząsteczki.

Izomeria szkieletowa, charakterystyczna dla alkanów, jest jednym z rodzajów **izomerii konstytucyjnej (strukturalnej)**.

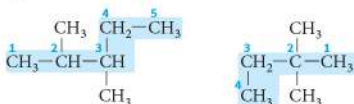
Jak tworzy się nazwy rozgałęzionych alkanów?

W celu utworzenia nazwy rozgałęzionego alkanu zgodnej z zaleceniami IUPAC¹ należy postępować w następujący sposób:

1. Wyróżnić w cząsteczce łańcuch główny (najdłuższy łańcuch węglowy) i podstawniki stanowiące łańcuchy boczne. Są nimi tzw. **grupy alkilowe**.



2. Atomy węgla w łańcuchu głównym ponumerować kolejno – od tego końca, bliżej którego znajduje się podstawnik (lub podstawniki).



3. Do nazwy alkanu odpowiadającego łańcuchowi głównemu (np. **pentan**, **butan**) dodać przedrostki opisujące podstawniki. Nazwy podstawników, czyli grup alkilowych, podano w tabeli niżej.

Wzory i nazwy grup alkilowych utworzone od wzorów i nazw alkanów

Wzór alkanu	Nazwa alkanu	Wzór grupy alkilowej	Nazwa grupy alkilowej
CH_4	metan	$-\text{CH}_3$	metyl (grupa metylowa)
C_2H_6	etan	$-\text{C}_2\text{H}_5$	etyl (grupa etylowa)
C_3H_8	propan	$-\text{C}_3\text{H}_7$	propyl (grupa propylowa)
C_4H_{10}	butan	$-\text{C}_4\text{H}_9$	butyl (grupa butylowa)

¹ IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) – Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej ustaliła ogólnoświatowe zasady nomenklatury związków chemicznych.

Łącznikiem między przedrostkiem a rdzeniem nazwy jest litera **o** (np. metylopentan, metylobutan).

4. Jeżeli przy łańcuchu głównym podstawniki są:

- takie same, to określa się je w zależności od liczebności przedrostkiem wywodzącym się z liczebników greckich, tj. 2 – **di**, 3 – **tri**, 4 – **tetra** (np. **dimetylopentan**, **dimetylobutan**);
- różne, to wymienia się je w kolejności alfabetycznej.

5. Przed nazwami podstawników (dla każdego z nich osobno) należy podać numery atomów węgla głównego łańcucha, do których te podstawniki są przyłączone. Sąsiadujące ze sobą cyfry rozdziela się przecinkiem, a cyfry i litery dywizem (krótką kreską), np. **2,3-** i **2,2-**.

Poprawne nazwy węglowodorów o przedstawionych wyżej wzorach półstrukturalnych to: **2,3-dimetylopentan** i **2,2-dimetylobutan**.

■ Zastosowania alkanów

BUTAN

gaz pędny, jeden ze składników paliwa do samochodów (LPG), gaz do zapalniczek, czynnik chłodniczy R600



Tankowanie samochodu gazem LPG



▲ Pojemniki z butanem

METAN

przemysł energetyczny, paliwo do silników (LNG), substrat syntez chemicznych

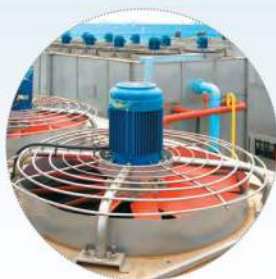
ETAN

czynnik chłodniczy R170, substrat syntez chemicznych (np. produkcja etenu), obróbka cieplna metali

PROPAN

składnik paliwa do samochodów (LPG), czynnik chłodniczy R290, propelent w aerozolach

◀ Propan jako składnik dezodorantów



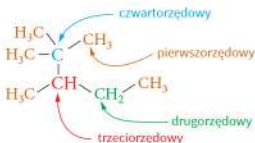
▲ Instalacja chłodnicza



WARTO WIEDZIEĆ

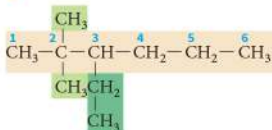
W celu określenia rodzaju otoczenia atomu węgla w cząsteczce węglowodoru podaje się jego **rzędowość**. Jest ona określana na podstawie liczby atomów węgla, z którymi jest połączony dany atom węgla. Atomy węgla mogą być pierwszo-, drugo-, trzecio- lub czwartorzędowe.

Atomy wodoru znajdujące się przy atomach węgla o różnej rzędowości nie są równocenne. Oznacza to, że różnią się między sobą reaktywnością.



PODSUMOWANIE

- **Alkany** to związki węgla i wodoru, w których cząsteczkach atomy węgla są połączone ze sobą za pomocą **wiązań pojedynczych**. Tworzą one szereg homologiczny o wzorze ogólnym C_nH_{2n+2} .
- **Izomeria** to występowanie związków chemicznych o tym samym składzie, ale różniących się budową cząsteczek. Dla alkanów charakterystyczna jest **izomeria szkieletowa (łańcuchowa)** występująca w cząsteczkach zbudowanych z czterech i większej liczby atomów węgla.
- Nazwy poszczególnych homologów alkanów mają charakterystyczny dla tej grupy związków przyrostek **-an**. Dla związków z łańcuchem rozgałęzionym stosuje się nazwę zgodną z zaleceniami IUPAC.
- **Reguły ustalania nazw alkanów**



nazwa najdłuższego łańcucha
 nazwa grup alkilowych według alfabetu
 liczba grup alkilowych
 położenie grup alkilowych
 3-etylo-2,2-dimetyloheksan

ZADANIA

1. Przedstaw wzór sumaryczny pentanu oraz wzory strukturalne i półstrukturalne jego izomerów wraz z ich nazwami.
2. Każdy związek chemiczny ma ściśle określony skład. Czy można również stwierdzić, że ściśle określone mu składowi odpowiada tylko jeden związek chemiczny? Odpowiedź uzasadnij przykładami.
3. Przedstaw wzory półstrukturalne węglowodorów o następujących nazwach:
 - a) 2-metylopentan;
 - b) 3,3-dimetyloheptan;
 - c) 3-etylopentan;
 - d) 2,2,3,3-tetrametylobutan.
4. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, czym są cykloalkany.





35. Właściwości alkanów

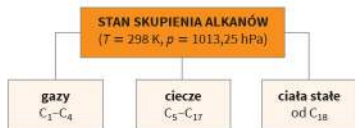
- Właściwości fizyczne alkanów
- Właściwości chemiczne alkanów

→ **Przypomnij sobie**, jaka jest zależność między budową cząsteczki związku chemicznego a jego właściwościami.

Jakie są właściwości fizyczne alkanów?

W warunkach $T = 298 \text{ K}$ (25°C) i $p = 1013,25 \text{ hPa}$ cztery początkowe alkan – metan, etan, propan i butan – są bezbarwnymi gazami, a kolejne – bezbarwnymi cieczami. Alkany, w których cząsteczkach liczba atomów węgla przekracza 17, są białymi ciałami stałymi.

Metan – przedstawiciel alkanów – nie ma zapachu, a jego gęstość jest mniejsza od gęstości powietrza.



► W warunkach $t = 25^\circ\text{C}$ i $p = 1013,25 \text{ hPa}$ heptadekan ($\text{C}_{17}\text{H}_{36}$) jest cieczą ($t_f = 22^\circ\text{C}$), a oktaidekan ($\text{C}_{18}\text{H}_{38}$) – ciałem stałym ($t_f = 28^\circ\text{C}$)



Wartości temperatury wrzenia i gęstości początkowych dziesięciu alkanów o prostym łańcuchu węglowym ($T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$)

Nazwa alkanu	Wzór alkanu	Temperatura wrzenia, $^\circ\text{C}$	Gęstość ciekłych alkanów, g/cm^3
metan	CH_4	-161	–
etan	CH_3CH_3	-89	–
propan	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	-42	–
butan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_2\text{CH}_3$	0	–
pentan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_3\text{CH}_3$	36	0,621
heksan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_4\text{CH}_3$	69	0,655
heptan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_5\text{CH}_3$	98	0,680
oktan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_6\text{CH}_3$	126	0,699
nonan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_7\text{CH}_3$	151	0,714
dekan	$\text{CH}_3[\text{CH}_2]_8\text{CH}_3$	174	0,726

W wypadku izomerów niektóre z ich właściwości fizycznych są bardzo zróżnicowane.

Wartości temperatury wrzenia i gęstości izomerów pentanu ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)

Nazwa związku chemicznego	Wzór związku chemicznego	Temperatura wrzenia, °C	Gęstość, g/cm ³
pentan	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	36,0	0,621
2-metylobutan	$ \begin{array}{ccccccc} & 1 & & 2 & & 3 & & 4 \\ & \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & \\ & & & \text{CH}_3 & & & & \end{array} $	28,0	0,614
2,2-dimetylopropan	$ \begin{array}{ccccc} & & \text{CH}_3 & & \\ & 1 & & 2 & & 3 \\ & \text{CH}_3 & - & \text{C} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & \\ & & & \text{CH}_3 & & \end{array} $	9,4	0,585

Alkany nie rozpuszczają się w wodzie (rozpuszczalniku polarnym), tylko w rozpuszczalnikach niepolarnych, a ich gęstość jest mniejsza od gęstości wody.

Z czego wynikają właściwości fizyczne alkanów?

Mała różnica elektroujemności węgla (2,6) i wodoru (2,2) sprawia, że węglowodory są substancjami kowalencyjnymi o niepolarnych cząsteczkach. W związku z tym właściwości fizyczne węglowodórów są uzależnione od masy cząsteczkowej, kształtu (struktury) cząsteczek i oddziaływań międzycząsteczkowych (zależnych od powierzchni cząsteczek). Dlatego obserwuje się stopniową zmianę stanu skupienia nierozgałęzionych alkanów, wzrost wartości ich temperatury wrzenia (a także temperatury topnienia) oraz gęstości.

■ Rozgałęzione cząsteczki alkanów oddziałują na siebie z mniejszą siłą niż cząsteczki o prostych łańcuchach. Dlatego wartości ich temperatury wrzenia są niższe niż alkanów nierozgałęzionych o tej samej liczbie atomów węgla.

■ Obecność w cząsteczkach alkanów wiązań kowalencyjnych powoduje, że jako cząsteczki niepolarne nie mogą się rozpuszczać w rozpuszczalnikach polarnych (np. w wodzie), tylko w niepolarnych – w myśl reguły „podobne rozpuszcza podobne”.

➔ **Stopniowa zmiana właściwości fizycznych homologów wraz ze wzrostem długości ich łańcucha węglowego jest typową cechą szeregów homologicznych.**

Jakie są najważniejsze właściwości chemiczne alkanów?

Alkany oraz ich mieszaniny (gaz ziemny, benzyna, parafina) są **palne**. W celu zapoczątkowania reakcji spalania trzeba dostarczyć energię z zewnątrz (np. za pomocą płomienia lub iskry elektrycznej). Energia, która wydzielą się podczas tej reakcji, podtrzymuje dalszy jej przebieg.



Uwaga! Węglowodory w stanie gazowym tworzą z powietrzem mieszaninę wybuchową.



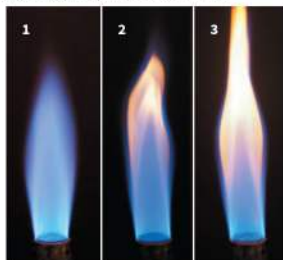
CH₄

DOŚWIADCZENIE 1. Spalanie gazu ziemnego przy różnym dopływie powietrza

Opis: Zapalacie palnik gazowy i obserwujcie, jak będzie zmieniał się wygląd płomienia w czasie, gdy będziecie zmniejszali dopływ powietrza do palnika.

Obserwacje: Przy nieograniczonym dostępie powietrza do palnika płomień był jasnoniebieski (1). Gdy dostęp powietrza został ograniczony, początkowo płomień stał się dość dobrze widoczny (2), a w końcu zrobił się bardzo jasny i świecący (3).

Wnioski: Wygląd płomienia jest uzależniony od ilości tlenu dostarczanego do palnika. Tlen bierze udział w spalaniu.



■ Spalanie metanu przebiegające przy nieograniczonym dostępie tlenu prowadzi do powstania tlenku węgla(IV) i wody. Ta reakcja jest nazywana **spalaniem całkowitym** lub **pełnym**, a jej przebieg opisuje równanie:



Podczas tej reakcji wydzielą się bardzo dużo energii na sposób ciepła (reakcja egzotermiczna), dlatego **metan jest bardzo ważnym surowcem energetycznym**.

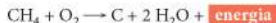
■ Ograniczenie ilości tlenu w trakcie spalania metanu powoduje, że związek ten ulega **niecałkowitemu (niepełnemu) spalaniu**, co prowadzi do wydzielania się tlenku węgla(II) i wody:



CO

Taki przebieg reakcji jest niekorzystny, gdyż uwalnia się w niej znacznie mniej energii niż podczas spalania pełnego, a ponadto powstaje **tlenek węgla(II)** – związek nazywany **czadem**, który jest **silnie toksyczny**. **Zatrucia czadem są bardzo niebezpieczne, a czasem bywają tragiczne w skutkach.**

■ Produktem reakcji spalania metanu przebiegającej przy minimalnej ilości tlenu jest – oprócz wody – **węgiel** w postaci sadzy. Obecność węgla powoduje, że płomień jest świecący.



Proces spalania węglowodorów może mieć różny przebieg w zależności od ilości tlenu biorącego udział w reakcji.

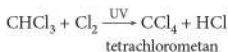
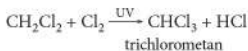
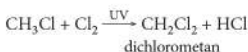
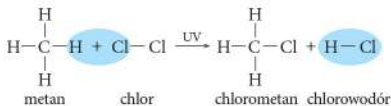
Uwaga! Aby kuchenka gazowa działała sprawnie i efektywnie oraz była bezpieczna dla użytkownika, w jej palnikach musi być zamontowana odpowiednia dysza. Spalanie gazu ziemnego, którego głównym składnikiem jest metan, wymaga mniejszej ilości tlenu niż spalanie mieszaniny propanu i butanu. Dlatego należy wymieniać dysze w kuchenkach, jeśli kuchenki przeznaczonej do spalania jednego z tych gazów chcemy użyć do spalania drugiego.



▲ W palnikach kuchenek gazowych najczęściej są spalane węglowodory mające od jednego do czterech atomów węgla w cząsteczce

Jakie inne właściwości chemiczne mają alkanry?

W odpowiednich warunkach alkanry reagują z bardzo reaktywnymi fluorowcami, np. chlorem i bromem. Jeżeli mieszanina metanu z chlorem będzie naświetlana światłem słonecznym (promieniowaniem ultrafioletowym – UV), atomy wodoru będą zastępowane atomami chloru i powstanie wówczas mieszanina różnych produktów, co opisują następujące równania reakcji.



W tych reakcjach atomy wodoru są podstawiane przez atomy chloru, stąd nazwa tego procesu – **podstawienie** lub **substytucja** (łac. *substituere* – podstawić).

Charakterystyczne dla takiej reakcji chemicznej jest tworzenie się produktu ubocznego, tutaj – chlorowodoru.



Substytucja (podstawienie) – reakcja polegająca na zastąpieniu atomu (lub grupy atomów) w cząsteczce związku innym atomem (lub grupą atomów).

**WARTO WIEDZIEĆ**

- Powszechnie używane paliwa w kuchenkach i piecykach gazowych to węglowodory, które z powietrzem tworzą mieszaniny **wybuchowe**. W celu uniknięcia nieszczęśliwych wypadków do paliw gazowych dodaje się substancje o silnym zapachu. Jeśli zapach gazu jest wyczuwalny w zamkniętym pomieszczeniu, należy zachować wszelkie środki ostrożności:
 - **nie włączać światła i nie używać żadnego źródła ognia** (iskry);
 - przewietrzyć pomieszczenie;
 - sprawdzić, czy wszystkie kurki gazowe są zamknięte.

Uwaga! Nie należy dokonywać we własnym zakresie żadnych napraw instalacji i urządzeń gazowych.

- Obecność metanu lub mieszaniny propanu i butanu w powietrzu można wykryć za pomocą specjalnych **czujników**. Czujnik taki ostrzega użytkownika o obecności wybuchowej mieszanki gazów. Inny rodzaj czujników pozwala na stwierdzenie obecności tlenu węgla(II) (czadu) w danym pomieszczeniu, co pozwala zapobiegać zatruciom tym związkiem, które często mają tragiczne konsekwencje.

**PODSUMOWANIE**

- **Właściwości fizyczne alkanów zmieniają się stopniowo** wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w łańcuchu.
- W warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,15\text{ hPa}$ alkany zawierające od jednego do czterech atomów węgla w cząsteczce (C_1-C_4) są **gazami**, kolejne do C_{17} – **cieczami**, a następne – **ciałami stałymi**.
- **Wartości temperatury wrzenia i topnienia oraz gęstości alkanów rosną** wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w łańcuchu.
- **Gęstość alkanów** jest mniejsza od gęstości wody.
- Węglowodory mają **charakter niepolarny**, dlatego nie rozpuszczają się w wodzie, natomiast rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych (niepolarnych).
- Węglowodory są nośnikami energii. Ulegają reakcjom spalania do CO_2 (**spalanie całkowite**) albo do CO lub C (**spalanie niecałkowite**).
- Charakterystyczną reakcją alkanów jest **substytucja (podstawienie)**:

**ZADANIA**

1. Wykonaj wykres ilustrujący zmiany temperatury wrzenia początkowych dziesięciu alkanów w zależności od liczby atomów węgla w cząsteczce (w warunkach $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$).
2. Oblicz (w przeliczeniu na warunki normalne), ile dm^3 tlenu potrzeba do całkowitego spalania 1 dm^3 metanu, a ile do całkowitego spalania 1 dm^3 propanu. Ile powietrza potrzeba do spalania każdego z tych gazów?



36. Węglowodory nienasycone – alkeny

- Budowa i nazewnictwo alkenów
- Właściwości fizyczne alkenów
- Właściwości chemiczne alkenów
- Reakcje addycji i polimeryzacji
- Zastosowania etenu

→ **Przypomnij sobie**, co to jest wiązanie kowalencyjne typu σ oraz typu π .

Jaki element budowy cząsteczek odróżnia alkeny od alkanów?

Omawiane dotychczas węglowodory – alkanany – charakteryzowały się obecnością w ich cząsteczkach wiązań pojedynczych węgiel–węgiel. Wśród ogromnej liczby węglowodórów są również takie, których cząsteczki mogą zawierać wiązanie wielokrotne między atomami węgla. Do takich związków należą m.in. **alkeny**.

■ Przedstawicielem alkenów jest **eten**, nazywany zwyczajowo **etylenem**. (IUPAC zaleca używanie nazwy eten). Badania składu jakościowego i ilościowego tego związku wskazują, że ma on wzór sumaryczny C_2H_4 . Wiadomo, że **atom węgla tworzy zawsze cztery wiązania, a atom wodoru jedno**. Wobec tego atomy węgla w cząsteczce etenu muszą być połączone wiązaniem podwójnym, a do każdego z nich są przyłączone po dwa atomy wodoru.

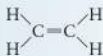
■ Eten (C_2H_4) – wzory i modele



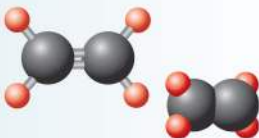
wzór
elektronowy



wzór
półstrukturalny



wzór
strukturalny

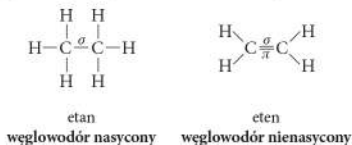


modele

Wiązanie podwójne między atomami węgla składa się z wiązania kowalencyjnego typu σ i typu π .

■ Dzięki porównaniu budowy etanu i etenu można łatwo wyjaśnić przymiotniki **nasycony** i **nienasycony**, którymi określa się te węglowodory. W cząsteczkach alkanów występują tylko mocne wiązania kowalencyjne typu σ , a w cząsteczkach alkenów można

wskazać również słabe wiązanie typu π , które w trakcie reakcji może zostać rozerwane. W jego miejsce mogą zostać przyłączone dodatkowe atomy, niekoniecznie wodoru.



Wiązanie podwójne jest charakterystycznym elementem budowy cząsteczek węglowodorów **nienasyconych – alkenów**.

Jakie wzory i nazwy mają alkeny?

Eten jest pierwszym związkiem w szeregu homologicznym **alkenów**. Kolejne związki tego szeregu różnią się od siebie o grupę $-\text{CH}_2-$ i mają w swych cząsteczkach tylko **jedno wiązanie podwójne** między atomami węgla.

Wzór ogólny szeregu homologicznego alkenów (węglowodorów nienasyconych)



gdzie: n – liczba atomów węgla;

$2n$ – liczba atomów wodoru w danej cząsteczce alkeny.

Wzory i nazwy przykładowych alkanów i alkenów

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Alkany		Alkeny	
	wzór	nazwa	wzór	nazwa
2	C_2H_6	etan	C_2H_4	eten
3	C_3H_8	propan	C_3H_6	propen
4	C_4H_{10}	butan	C_4H_8	buten
5	C_5H_{12}	pentan	C_5H_{10}	penten

■ Nazwy związków szeregu homologicznego alkenów wywodzą się od nazw węglowodorów nasyconych, zawierających taką samą liczbę atomów węgla w cząsteczce. Przyrostek **-an** charakterystyczny dla **alkanów** zamienia się na przyrostek **-en**, charakterystyczny dla **alkenów**. Przyrostek **-en** występujący w nazwie węglowodoru wskazuje na obecność **wiązania podwójnego** między atomami węgla w jego cząsteczce.

■ Podczas rysowania wzorów strukturalnych lub półstrukturalnych butenu i pentenu można zauważyć, że w ich cząsteczkach wiązanie podwójne nie musi znajdować się koniecznie między 1. i 2. atomem węgla. Jest to kolejny rodzaj izomerii – **izomeria położenia wiązania wielokrotnego** – charakterystyczny m.in. dla alkenów.

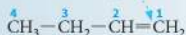
■ Izomery butenu (C_4H_8) i pentenu (C_5H_{10}) (cząsteczek z jednym wiązaniem podwójnym)



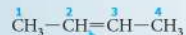
but-1-en



pent-1-en



pent-2-en



but-2-en



Przy tworzeniu nazw takich izomerów należy przed przyrostkiem **-en** wstawić numer atomu węgla, przy którym występuje wiązanie podwójne. Atomy węgla numeruje się od tego końca, bliżej którego znajduje się wiązanie podwójne.

Jak zmieniają się właściwości fizyczne alkenów w szeregu homologicznym?

Właściwości fizyczne alkenów (podobnie jak alkanów) zależą od liczby atomów węgla w cząsteczce. W warunkach $T = 298 \text{ K}$ i $p = 1013,25 \text{ hPa}$ eten, propen i buten są gazami, alkeny o większej liczbie atomów węgla w cząsteczce są cieczami, natomiast alkeny od 19 atomów węgla w cząsteczce są ciałami stałymi. Ponieważ cząsteczki alkenów są niepolarne, węglowodory te nie rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych (np. w wodzie). Wszystkie są bezbarwne i mają intensywny zapach.

Wartości temperatury topnienia i wrzenia czterech początkowych alkenów (298 K, 1013,25 hPa)

Nazwa alkenu	Wzór alkenu	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C
eten	C_2H_4	-169	-104
propen	C_3H_6	-185	-48
but-1-en	C_4H_8	-186	-6
pent-1-en	C_5H_{10}	-165	30

► Barwa butli gazowych informuje o ich zawartości



Jakie są właściwości chemiczne alkenów?

Zbadajmy właściwości chemiczne przedstawiciela alkenów – etenu.


 C_2H_4

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie właściwości etenu

Opis: W probówce umieśćcie kilka gramów polietylenu, a następnie zamknijcie ją korkiem z rurką odprowadzającą i ogrzewajcie jej zawartość. Rurkę odprowadzającą połączcie z probówkami zawierającymi wodę bromową (1) i roztwór manganianu(VII) potasu (2). Obserwujcie zachodzące zmiany. Po paru minutach sprawdźcie palność powstającej substancji.

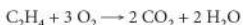
Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać pod sprawnie działającym wyciągiem.



Obserwacje: Wytworzony gaz odbarwił wodę bromową i roztwór manganianu(VII) potasu. W probówce, w której znajdował się roztwór $KMnO_4$, strącił się ponadto brunatny osad. Otrzymany gaz spalał się jasnym płomieniem. Podczas spalania czuć było delikatny, lekko słodkawy zapach.

Wnioski: Eten jest gazem bezbarwnym, o gęstości zbliżonej do gęstości powietrza. Wchodzi w reakcję z wodą bromową, roztworem $KMnO_4$ oraz tlenem (jest palny).

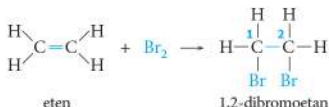
■ Alkeny (podobnie jak alkany) w zależności od ilości tlenu mogą **spalać** się do różnych produktów: CO_2 , CO lub C oraz H_2O .



Uwaga! Eten z powietrzem może tworzyć mieszaninę wybuchową.

■ Aktywność chemiczna alkenów wynika z obecności w ich cząsteczkach wiązania podwójnego. Wiązanie π , które jest znacznie słabsze od wiązania σ , pęka i możliwe jest wówczas **przyłączenie** (addycja, łac. *additio* – dodawanie) różnych atomów (lub fragmentów cząsteczek) do atomów węgla – w efekcie powstaje związek nasycony.

W doświadczeniu 1. doszło do odbarwienia wody bromowej. Proces ten w uproszczeniu można traktować jako **przyłączenie** atomów bromu do cząsteczki etenu, co da się opisać następującym równaniem:



Addycja (przyłączenie) – reakcja polegająca na przyłączeniu się cząsteczki związku chemicznego lub cząsteczki pierwiastka do cząsteczki zawierającej wiązanie wielokrotne.

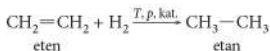
Reakcja manganianu(VII) potasu z etenem jest bardziej złożona. W uproszczeniu można przyjąć, że odbarwienie roztworu manganianu(VII) potasu jest spowodowane utlenieniem alkenu do alkoholu dihydroksylowego o wzorze $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ i redukcją jonów MnO_4^- do brunatnego tlenku MnO_2 .

■ Reakcja addycji jest charakterystyczna dla węglowodorów nienasyconych. Alkany – węglowodory nasycone – mają wiązanie pojedyncze między atomami węgla, dlatego nie reagują z wodą bromową i roztworem manganianu(VII) potasu. **Próby z wodą bromową i roztworem KMnO_4 pozwalają na odróżnienie węglowodorów nienasyconych od nasyconych.**

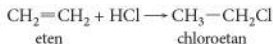
Jakim reakcjom mogą jeszcze ulegać alkeny?

Do innych ważnych reakcji addycji (przyłączenia) należą:

- **uwodornienie (hydrogenacja, addycja wodoru)** – przyłączenie wodoru przebiega w podwyższonej temperaturze, pod zwiększonym ciśnieniem i w obecności katalizatorów

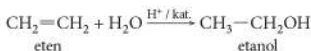


- **addycja fluorowcowodorów** – przyłączenie np. chlorowodoru

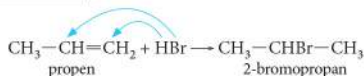


(produkt tej reakcji jest wykorzystywany do otrzymywania innych związków organicznych, np. etanolu lub kwasu octowego);

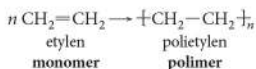
- **addycja wody** – przyłączenie wody przebiega w obecności kwasu siarkowego(VI) lub innych katalizatorów



Podczas addycji cząsteczek typu H-X (np. H_2O , HBr) do alkenów niesymetrycznych wodór przyłącza się do atomu węgla związanego z większą liczbą atomów wodoru (tzw. **reguła Markownikowa**):



■ Bardzo ważną cechą alkenów jest również zdolność ich cząsteczek do łączenia się w długie łańcuchy. Jest to możliwe dzięki obecności wiązania wielokrotnego w cząsteczkach substratu (monomeru). Reakcję taką nazywamy **polimeryzacją**, a jej produkt – **polimerem**. Polimeryzację etenu (etylenu) opisuje równanie:



W tym procesie etylen jest **monomerem** (gr. *mono* – jedno, *meros* – część), a polietylen – **polimerem** (gr. *poly* – wiele).

➔ **Polimeryzacja** – reakcja polegająca na łączeniu się wielu cząsteczek (tzw. monomerów) w związek wielkocząsteczkowy (tzw. polimer).

■ Zastosowania etenu

Eten jest cennym surowcem, używanym głównie do produkcji tworzyw sztucznych (m.in. polietylenu – PE), alkoholu etylowego, glikolu etylenowego, rozpuszczalników do żywic i tłuszczów oraz środków piorących.





WARTO WIEDZIEĆ

■ **Eten** to fitohormon odpowiedzialny za dojrzewanie owoców i warzyw. W celu przyspieszenia tego procesu umieszcza się je dodatkowo w jego atmosferze.



◀ Banany dojrzewające w etenie



■ **Tworzywa sztuczne**, np. z polietylenu i polipropylenu, rozkładają się zazwyczaj setki lat. Dlatego należy je poddawać recyklingowi, aby nie zanieczyszczać Ziemi.

◀ Butelki PET (wykonane z poli(tereftalanu etylenu)) pozbawione etykiet do recyklingu

PODSUMOWANIE

- Węglowodory, które mają w cząsteczkach **jedno wiązanie podwójne** między atomami węgla, to **alkeny**. Są to węglowodory **nienasycone**.
- Wzór ogólny szeregu homologicznego alkenów to C_nH_{2n} .
- Nazwy systematyczne alkenów tworzy się na podstawie nazw alkanów o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce – przez wymianę zakończenia **-an** na **-en**.
- Alkeny **utleniają się** w zależności od warunków do różnych produktów: CO_2 , CO , C lub alkoholu dihydroksylowego.
- Charakterystycznymi reakcjami alkenów są **addycja** (przyłączanie innych związków, np. H_2 , Br_2 , HCl , H_2O) oraz **polimeryzacja** (łączenie się wielu cząsteczek w związek wielkocząsteczkowy).

ZADANIA

1. Wskaż równanie reakcji, które poprawnie opisuje reakcję addycji.
 - A. $C_2H_4 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_2Cl_2 + H_2$
 - B. $C_2H_4 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_4Cl_2$
 - C. $C_2H_6 + Br_2 \longrightarrow C_2H_5Br + HBr$
 - D. $C_2H_5Br + Br_2 \longrightarrow C_2H_4Br_2 + HBr$
2. Wyjaśnij, co wspólnego ma kauczuk syntetyczny z węglowodorami, w których cząsteczkach występuje wiązanie podwójne między atomami węgla.
3. Przedstaw fragment struktury polipropylenu, w którym będą widoczne atomy węgla pochodzące od trzech cząsteczek propenu (propylenu).
4. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, co oznaczają skróty: PE, HDPE, LDPE, PP.



37. Węglowodory nienasycone – alkiны

- Budowa i nazewnictwo alkinów
- Otrzymywanie acetylenu
- Właściwości fizyczne i chemiczne alkinów
- Zastosowania acetylenu

➔ **Przypomnij sobie**, jak jest zbudowane wiązanie potrójne.

Jak są zbudowane cząsteczki alkinów?

Najprostszym alkinem jest **etyн**, zwyczajowo nazywany **acetylenem** (tę nazwę zaleca IUPAC), o wzorze sumarycznym C_2H_2 . Podczas analizy wzoru etynu można wyciągnąć wniosek, że skoro każdy atom węgla tworzy cztery wiązania, a tylko jedno z nich służy do przyłączenia wodoru, między atomami węgla musi występować wiązanie potrójne. **Wiązanie to tworzą jedno wiązanie typu σ i dwa wiązania typu π** . Etyн należy zatem – podobnie jak eten – do węglowodorów **nienasyconych**.

■ Etyн (C_2H_2) – wzory i modele



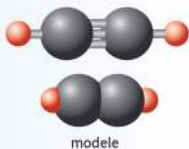
wzór
elektronowy



wzór
półstrukturalny
(grupowy)



wzór
strukturalny



modele

Węglowodory mające **jedno wiązanie potrójne** między atomami węgla w cząsteczce tworzą **szereg homologiczny alkinów**.

Jakie wzory i nazwy mają alkiны?

Jeśli porówna się wzory najprostszych węglowodorów nienasyconych – etenu ($CH_2=CH_2$) i etynu ($CH \equiv CH$) – można zauważyć, że alkin zawiera w cząsteczce o dwa atomy wodoru mniej niż odpowiadający mu alken.

Wzór ogólny szeregu homologicznego alkinów (węglowodorów nienasyconych)



gdzie: n – liczba atomów węgla;

$2n-2$ – liczba atomów wodoru w danej cząsteczce alkinu.

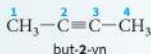
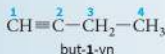
Wzory i nazwy systematyczne przykładowych alkanów i alkinów

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Alkany		Alkiny	
	wzór	nazwa	wzór	nazwa
2	C_2H_6	etan	C_2H_2	etyń
3	C_3H_8	propan	C_3H_4	propyn
4	C_4H_{10}	butan	C_4H_6	butyn
5	C_5H_{12}	pentan	C_5H_8	pentyn

■ Nazwy systematyczne alkinów tworzy się przez zastąpienie przyrostka **-an** odpowiedniego alkanu przyrostkiem **-yn**.

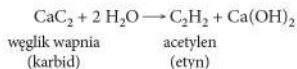
Zarówno w nazwach alkenów, jak i alkinów o dłuższych łańcuchach jest konieczne wskazanie, w którym miejscu cząsteczki znajduje się wiązanie wielokrotne. Na przykład butyn występuje w postaci dwóch izomerów.

■ Izomery butynu (C_4H_6) (cząsteczek z jednym wiązaniem potrójnym)



Jak można otrzymać acetylen?

Na skalę przemysłową acetylen otrzymuje się w wyniku przerobu metanu. W laboratoriach związek ten powstaje w reakcji **węgliku wapnia** (karbidu) z wodą.



Karbid, z którego w tej reakcji otrzymuje się etyn, jest zanieczyszczony związkami fosforu i siarki. Powstające przy okazji PH_3 i H_2S nadają etynowi nieprzyjemny zapach.

Jakie są właściwości fizyczne i chemiczne alkinów?

Alkiny są związkami niepolarnymi i dlatego pod względem właściwości fizycznych przypominają alkanany i alkeny. W warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,25\text{ hPa}$ etyn i propyn są gazami, butyn i kolejne alkiny do C_{15} są cieczami, a alkiny od C_{16} są ciałami stałymi. Wartości temperatury wrzenia i topnienia są na ogół wyższe niż te u analogicznych alkenów. Alkiny bardzo słabo rozpuszczają się w wodzie, a bardzo dobrze w rozpuszczalnikach niepolarnych.

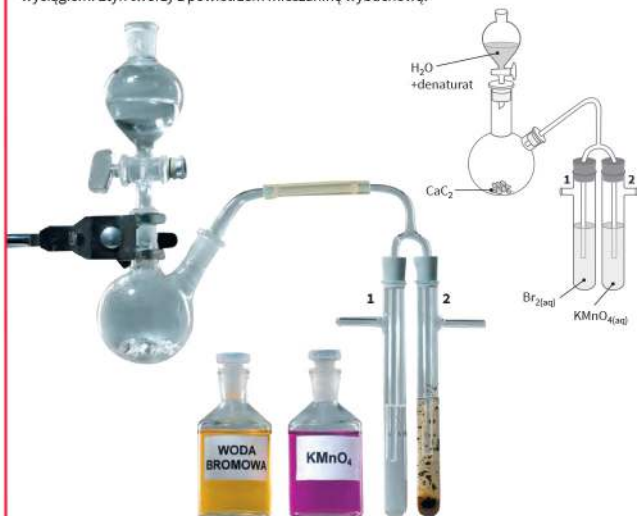
CaC₂
denaturat

denaturat

DOŚWIADCZENIE 1. Otrzymywanie i badanie właściwości etynu (acetylenu)

Opis: W kolbie z boczną rurką umieśćcie niewielką ilość karbidu. Zamknijcie kolbę korkiem z wkraplaczem, a rurkę boczną kolby połączcie z probówkami, w których znajdują się woda bromowa (1) i roztwór manganianu(VII) potasu (2). Wkraplacz napełnijcie wodą z denaturatem w stosunku objętościowym 1 : 1 (reakcja będzie miała spokojniejszy przebieg), a następnie wkraplajcie ją do kolby. Obserwujcie zachodzące zmiany. Po paru minutach sprawdźcie palność powstającej substancji.

Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać z dużą ostrożnością pod sprawnie działającym wyciągiem. Etyn tworzy z powietrzem mieszaninę wybuchową.



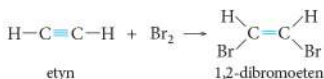
Obserwacje: Wytworzony gaz odbarwił wodę bromową i roztwór manganianu(VII) potasu. W probówce, w której znajdował się roztwór KMnO₄, strącił się brunatny osad. Otrzymany gaz spalał się bardzo jasnym i silnie kopącym płomieniem.

Wnioski: Etyn jest związkiem nienasyconym, o czym świadczy odbarwienie wody bromowej i roztworu KMnO₄. Produktem spalania etynu w powietrzu jest sadza, czyli czysty węgiel.

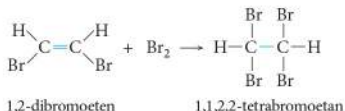
Etyn jest bezbarwnym gazem o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. W stanie czystym jest bezwonny, słabo rozpuszcza się w wodzie i alkoholu, a dobrze w acetonie. Dzięki rozpuszczalności w acetonie etyn może być przechowywany pod ciśnieniem w postaci takiego roztworu w stalowych butlach (koloru kasztanowoczerwonego). Sprężanie etynu bez acetonu powoduje jego wybuchowy rozkład.

■ Odbarwienie wody bromowej można w uproszczeniu traktować jako stopniowe **przyłączanie (addycję)** czterech atomów bromu do cząsteczki etynu:

Etap I:



Etap II:



Reakcja etynu z wodą bromową oraz redukcja jonów MnO_4^- do MnO_2 potwierdzają jego nienasycony charakter, czyli obecność wiązania wielokrotnego.

■ Etyn, jak większość związków organicznych, jest substancją palną. Jego **spalanie** w powietrzu można opisać równaniem:



Węglowodory o dużej zawartości węgla (zawartość węgla w etynie wynosi 92,3 %) spalają się z wydzielaniem sadzy. Energia wydzielająca się podczas tej reakcji powoduje rozżarzanie się cząstek sadzy, przez co płomień silnie świeci.

Jeżeli etyn jest spalany w atmosferze czystego tlenu, powstaje tlenek węgla(IV):



▲ Wygląd płomienia spalanego acetylenu: a) podczas odpalania palnika (tworzy się sadza); b) w gotowym do pracy palniku (tworzy się CO_2)

Płomień etynu spalanego w tych warunkach jest bezbarwny i ma temperaturę ok. 3100 °C, która jest wystarczająca do cięcia i spawania metali.



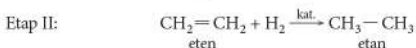
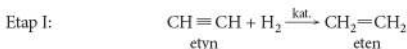
Uwaga! Etyn tworzy z powietrzem mieszaninę wybuchową.



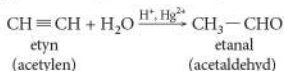
Cięcie stali palnikiem acetylenowo-tlenowym

Jakim innym reakcjom ulega etyn?

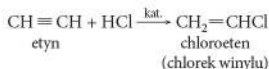
- **Uwodornienie** (addycja wodoru) etynu przebiega dwuetapowo, podobnie jak przyłączanie bromu.



- **Addycja wody** do etynu zachodzi w obecności soli rtęci(II) w środowisku kwasu siarkowego(VI), a jej produktem jest etanal (aldehid octowy), tj. acetaldehyd.

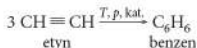


- **Addycja chlorowodoru** do etynu prowadzi do otrzymania chloroetenu, potocznie zwanego chlorkiem winylu.



Produkt tej reakcji, dzięki obecności wiązania podwójnego, ulega **polimeryzacji** do poli(chloroku winylu) – PVC (ang. *poly(vinyl chloride)*) – polimeru o bardzo szerokim zastosowaniu.

- Ciekawą właściwością etynu jest to, że w odpowiednich warunkach temperatury i ciśnienia oraz w obecności katalizatora jego cząsteczki ulegają **trimeryzacji**. Produktem tej reakcji jest najprostszy węglowodór aromatyczny – benzen.



Jakie są zastosowania acetylenu?

Acetylen ma różnorodne zastosowania praktyczne. Proces jego spalania może posłużyć do wyrobu sadzy oraz wytworzenia wysokiej temperatury potrzebnej do cięcia i spawania metali (palniki acetylenowo-tlenowe). Ponadto etyn może być surowcem do produkcji: aldehydu octowego (CH_3CHO), alkoholu etylowego ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$), acetonu ($(\text{CH}_3)_2\text{CO}$), kwasu octowego (CH_3COOH), chloruku winylu (CH_2CHCl), benzenu (C_6H_6) oraz tworzyw sztucznych.

◀ Zestaw butli z palnikiem do spawania acetylenowo-tlenowego



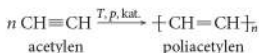


WARTO WIEDZIEĆ

■ W 1862 r. niemiecki fizyk Friedrich Wöhler odkrył węgiel wapnia (karbid). To odkrycie było pierwszym krokiem do skonstruowania lampy acetylenowej, popularnie zwanej **karbidówką**. Lampa ta poprawiła warunki pracy górników, należała też do podstawowego wyposażenia kolejarzy. Karbidówki stosowano również w dorożkach oraz lampach rowerowych, motocyklowych i samochodowych do czasu rozpowszechnienia się oświetlenia elektrycznego. Źródłem światła w tych lampach był żarzący się węgiel powstający w reakcji:



■ W odpowiednich warunkach acetylen może również ulegać **polimeryzacji** z utworzeniem poliacetyleny.



Poliacetylen jest przykładem polimeru przewodzącego prąd elektryczny.



▲ Lampa acetylenowa

PODSUMOWANIE

- Węglowodory, które mają w cząsteczkach **jedno wiązanie potrójne** między atomami węgla, to **alkiiny**. Są to węglowodory **nienasycone**.
- Wzór ogólny szeregu homologicznego alkinów to $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.
- Nazwy systematyczne alkinów tworzy się na podstawie nazw alkanów o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce – przez wymianę zakończenia **-an** na **-yn**.
- Najważniejszym przedstawicielem grupy alkinów jest **acetylen (etyń)**.
- Alkiiny ulegają reakcjom **spalania**, **addycji (przyłączenia)** innych pierwiastków i związków, np. H_2 , Br_2 , HCl , H_2O , **polimeryzacji**.

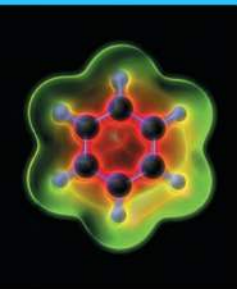
ZADANIA

1. Pogrupuj podane wzory węglowodorów w odpowiednie szeregi homologiczne.



Podaj wzory ogólne reprezentowanych szeregów oraz charakterystyczną cechę budowy ich cząsteczek.

2. Zaprojektuj doświadczenie, dzięki któremu udowodnisz, że badany węglowódor jest związkiem nienasyconym.
3. Oblicz, jaką gęstość w warunkach normalnych mają: etan, eten i etyn. Który z tych gazów ma gęstość większą od gęstości powietrza?



38. Węglowodory aromatyczne

- Benzen – przedstawiciel węglowodorów aromatycznych
- Właściwości fizyczne benzenu
- Budowa cząsteczki benzenu
- Właściwości chemiczne benzenu
- Otrzymywanie węglowodorów aromatycznych

→ **Przypomnij sobie**, jakie węglowodory ulegają substytucji, a jakie – addycji.

Co to są węglowodory aromatyczne?

Przymiotnik „aromatyczny” ma w chemii inne znaczenie niż w języku potocznym. Wprawdzie takie określenie nadano tej grupie węglowodorów ze względu na ich charakterystyczne zapachy, ale obecnie przez „aromatyczność” rozumie się pewną cechę budowy tych związków i wynikające z niej właściwości chemiczne.

Przedstawicielem **węglowodorów aromatycznych**, zwanych **arenami**, jest **benzen** o wzorze sumarycznym C_6H_6 .

Jakie właściwości fizyczne ma benzen?

Benzen jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu (stąd nazwa: węglodór aromatyczny) i stosunkowo niskiej temperaturze wrzenia. Ma gęstość mniejszą od gęstości wody. Benzen to substancja niepolarna, dlatego jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie, natomiast dobrze rozpuszcza się w alkoholu etylowym i acetonie. Sam jest też dobrym rozpuszczalnikiem tłuszczów, smarów, wosków, farb i lakierów.



Uwaga! Benzen jest silną trucizną.

To substancja wysoce łatwopalna, drażniąca i rakotwórcza.

Jak jest zbudowana cząsteczka benzenu?

Stosunek liczby atomów węgla do liczby atomów wodoru w cząsteczce benzenu (C_6H_6) sugeruje, że ten związek powinien wykazywać silnie nienasycony charakter wynikający z obecności wiązań wielokrotnych, czyli powinien ulegać reakcjom charakterystycznym dla alkenów i alkinów.

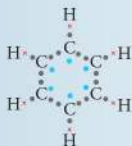
Taka struktura nie daje się jednak pogodzić z właściwościami benzenu, gdyż związek ten **nie odbarwia roztworu manganianu(VII) potasu i wody bromowej**, czyli nie wykazuje typowych właściwości węglowodorów nienasyconych.

To nietypowe zachowanie benzenu wynika z budowy jego cząsteczki. Atomy węgla tworzące cząsteczkę benzenu są rozmieszczone w narożach sześciokąta foremnego. Każdy z atomów angażuje swoje trzy elektrony walencyjne w łączenie się z sąsiadującymi atomami węgla i atomem wodoru wiązaniami typu σ . Czwarty elektron jest wykorzystany do utworzenia wiązania typu π między parami atomów węgla. W efekcie poza wiązaniami pojedynczymi w cząsteczce występują również wiązania podwójne, które mogą się przemieszczać w obrębie cząsteczki. **Możliwość przemieszczania się wiązań podwójnych w pierścieniu powoduje, że żadne wiązanie między atomami węgla nie jest pojedyncze ani podwójne, lecz każde ma charakter pośredni. Jest to tzw. wiązanie zdelokalizowane.** Można to zilustrować dwoma wzorami i strzałką $\longleftrightarrow$ między nimi bądź uproszczonym wzorem cząsteczki benzenu: w postaci okręgu wpisywanego w sześciokąt foremny¹. Obecność wiązania zdelokalizowanego powoduje wysoką stabilność i trwałość cząsteczki, dlatego reakcje arenów zachodzą przede wszystkim bez naruszania tego układu.

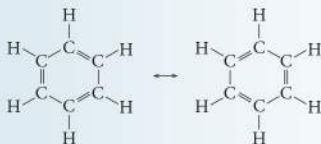


▲ Brak objawów reakcji benzenu z $\text{Br}_{2(\text{aq})}$ (a) i $\text{KMnO}_{4(\text{aq})}$ (b). Brom przechodzi do substancji organicznej – górna warstwa cieczy (a), ale z nią nie reaguje

■ Benzen (C_6H_6) – wzory i modele



wzór elektronowy



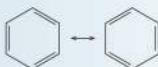
wzory strukturalne



model

Obie struktury są równorzędne
(brak określonej lokalizacji wiązań podwójnych)

Tak wyglądają uproszczone zapisy obu form strukturalnych



wzory szkieletowe

Można niekiedy przedstawić je jednym wzorem¹



wzór uproszczony

¹ Zgodnie z zaleceniami IUPAC zapisu z okręgiem w sześciokącie nie powinno się stosować.

■ W 1866 r. niemiecki chemik Friedrich August Kekulé von Stradonitz [fridrich august kekule fon sztrado-nic] przedstawił propozycję budowy benzenu jako zamkniętego łańcucha węglowego i klasyczną jego formę w postaci sześciokąta foremego.

Obecność wiązań pośrednich między pojedynczymi a podwójnymi jest typową cechą budowy związków aromatycznych (zalicza się do nich nie tylko węglowodory).



▲ Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829–1896)

Czy węglowodory aromatyczne tworzą szereg homologiczny?

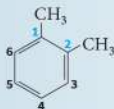
Węglowodory aromatyczne (areny) również mają swój szereg homologiczny. **Benzen** jest pierwszym związkiem tego szeregu. Kolejnym związkiem jest **metrylobenzen** – $C_6H_5CH_3$, nazywany **toluenem** (tę nazwę zaleca IUPAC). Wzór toluenu wskazuje, że jest to pochodna benzenu, w której jeden atom wodoru został zastąpiony grupą metylową ($-CH_3$).



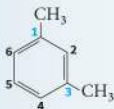
toluen

Innym homologiem benzenu jest **dimetrylobenzen (ksylen)** – nazwa zalecana) występujący w postaci trzech izomerów. W cząsteczkach ksylenów grupy metylowe mogą być przyłączone do sąsiednich atomów węgla pierścienia lub atomów bardziej oddalonych od siebie.

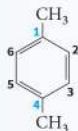
■ Izomery ksyleny



1,2-ksylen
1,2-dimetrylobenzen
o-ksylen



1,3-ksylen
1,3-dimetrylobenzen
m-ksylen



1,4-ksylen
1,4-dimetrylobenzen
p-ksylen

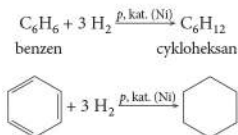
Przedrostki: *o*-, *m*-, *p*- [orto, meta, para] w nazwach tych izomerów określają, jak względem siebie są ułożone dwa podstawniki w pierścieniu.

■ Toluen i ksyleny, podobnie jak benzen, w warunkach $T = 298\text{ K}$ i $p = 1013,25\text{ hPa}$ są ciekawymi. Wartości temperatury wrzenia tych związków są wyższe niż benzenu i uzależnione od ich masy cząsteczkowej. Jako związki niepolarne nie rozpuszczają się one w wodzie, lecz w rozpuszczalnikach niepolarnych.

Jakie właściwości chemiczne mają węglowodory aromatyczne?

Węglowodory aromatyczne wykazują pewne cechy związków nienasyconych, ale nie ulegają reakcjom służącym do wykrywania alkenów czy alkinów.

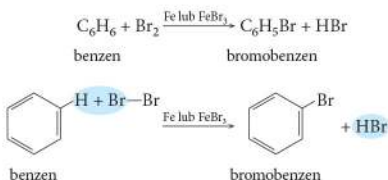
■ Nienasycony charakter benzenu przejawia się m.in. w reakcji **uwodornienia (addycji wodoru)**, która przebiega w odpowiednich warunkach (wysokie ciśnienie, katalizator) i jej produktem jest cykloheksan:



■ Znacznie bardziej typowe dla benzenu i jego pochodnych są reakcje **substytucji (podstawienia)**.

■ Substytucja atomu wodoru w cząsteczce benzenu (lub innego arenu) **atomem chloru lub bromu**

W odróżnieniu od alkanów, które ulegają reakcji z chlorem i bromem pod wpływem światła, benzen reaguje z tymi pierwiastkami w obecności odpowiedniego katalizatora.



■ Substytucja atomu wodoru w cząsteczce benzenu (lub innego arenu) **grupą nitrową -NO₂**, tzw. **nitrowanie**

Do tej reakcji stosuje się tzw. **mieszaninę nitrującą**, czyli mieszaninę stężonych kwasów azotowego(V) i siarkowego(VI). Z tą mieszaniną nie reagują węglowodory nasycone.



Jak otrzymuje się węglowodory aromatyczne?

Podstawową metodą otrzymywania benzenu i innych węglowodorów aromatycznych jest **destylacja smoły węglowej** uzyskiwanej w wyniku suchej destylacji (pirolizy) węgla kamiennego w koksowniach. W czasie tego procesu otrzymuje się frakcje zawierające różne węglowodory aromatyczne. Ponadto duże ilości tych węglowodorów powstają w wyniku **przeróbki ropy naftowej** (rozdz. 39).

■ Benzen można również otrzymywać syntetycznie. Podczas ogrzewania etynu (acetyleny) w temperaturze ok. 400 °C, pod zwiększonym ciśnieniem oraz w obecności katalizatora następuje jego **trimeryzacja**, czyli łączenie się ze sobą trzech cząsteczek etynu w jedną cząsteczkę benzenu.



WARTO WIEDZIEĆ

■ **Benzen** jest stosowany do produkcji m.in. barwników, leków, materiałów wybuchowych, środków piorących, fenolu i polistyrenu. Jest on również bardzo dobrym rozpuszczalnikiem związków organicznych oraz składnikiem mieszanek pędnych do silników spalinowych.

■ Do początku XX w. ważnym składnikiem **gazu miejskiego** (świetlnego) był benzen, który podczas spalania rozjaśniał płomień, co było ważne przy wykorzystywaniu tego gazu do oświetlania pomieszczeń i ulic.

■ **Toluen i ksyleny** stosuje się jako rozpuszczalniki tłuszczów i lakierów. Służą one również do otrzymywania środków wybuchowych oraz półproduktów do produkcji barwników.

■ Węglowodorami aromatycznymi niebędącymi homologami benzenu są **naftalen** i **antracen**. Związki te mają skondensowane ze sobą pierścienie benzenowe. Naftalen ma dwa, a antracen aż trzy skondensowane pierścienie.



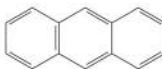
▲ Benzen jest stosowany do produkcji leków



▲ Gazowa latarnia uliczna



naftalen – C₁₀H₈



antracen – C₁₄H₁₀



PROJEKT

Przeprowadź doświadczenie (samodzielnie lub w grupie). Zarejestruj jego przebieg na smartfonie i przedstaw na lekcji wraz z komentarzem wyjaśniającym oraz sformułowanymi obserwacjami i wnioskami.

Wpływ rodzaju surowca użytego do produkcji świec na sposób i czas ich spalania

Przygotuj: trzy świece o podobnej masie wykonane z parafiny, stearyny i wosku pszczelego, środki przeciwpożarowe, zapalarkę lub zapalnik, smartfon.

Wykonaj:

- W tym samym czasie zapal świece wykonane z różnych surowców.
- Nagraj smartfonem płomienie palących się świec oraz zmierz czas ich spalania.
- W dostępnych źródłach informacji sprawdź, czym są stearyna oraz wosk pszczele.
- Przedstaw równania reakcji całkowitego spalania heksadekanu oraz kwasu palmitynowego.
- W dostępnych źródłach informacji sprawdź, jakie produkty powstają podczas spalania świec wykonanych z parafiny, stearyny i wosku pszczelego.

PODSUMOWANIE

- Węglowodory o budowie pierścieniowej, w których cząsteczkach między atomami węgla występują **wiązania zdekalizowane**, to **węglowodory aromatyczne**, zwane **arenami**.
- **Benzen** jest przedstawicielem węglowodorów aromatycznych.
- Benzen i jego pochodne łatwo ulegają reakcjom **substytucji**, zwłaszcza **nitrowaniu**. Reakcja ta pozwala odróżnić areny od pozostałych węglowodorów.
- Benzen ulega także **uwodornieniu (addycji wodoru)**.
- Benzen jest substancją **toksyczną i rakotwórczą**.

ZADANIA

1. Wskaż błądą informację o benzenie.
 - A. Benzen ma budowę pierścieniową.
 - B. Benzen jest substancją palną.
 - C. Proces całkowitego spalania benzenu przebiega zgodnie z równaniem reakcji:

$$2 \text{C}_6\text{H}_6 + 15 \text{O}_2 \longrightarrow 12 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$$
 - D. Reakcja benzenu z roztworem manganianu(VII) potasu jest dowodem na to, że węglowódor ten ma charakter nienasycony.
 - E. Benzen wykazuje właściwości charakterystyczne dla węglowodorów nasyconych oraz nienasyconych.
2. Zaproponuj sposób odróżnienia od siebie ciekłych węglowodorów: heksanu, heks-1-enu i benzenu.
3. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, czym jest benzo[a]piren i dlaczego jego poziom określa jakość powietrza.

Węglowodory i węgiel kopalny w Polsce



TERMINAL SKROPLONEGO GAZU
ZIEMNEGO ŚWINOUJŚCIE



WYDOBYCIE ROPY NAFTOWEJ I GAZU
ZIEMNEGO NA BAŁTYKU



ROPA NAFTOWA I GAZ ZIEMNY
W WOJ. LUBUSKIM I WIELKOPOLSKIM



PODZIEMNY MAGAZYN
GAZU WIERZCHOWICE



KOPALNIA WĘGLA BRUNATNEGO TURÓW



GÓRNOŚLĄSKIE ZAGŁĘBIE WĘGLOWE



Rosnące zapotrzebowanie na energię sprzyja rozwojowi przemysłu paliwowego, powstawaniu nowoczesnej infrastruktury i poszukiwaniu nowych miejsc wydobywania krajowych zasobów energetycznych.



RAFINERIA GDAŃSKA



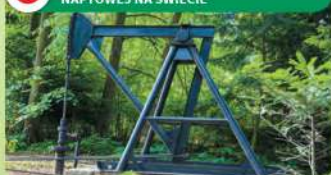
GAZOCIĄG JAMAŁ-EUROPA



RAFINERIA I PETROCHEMIA PŁOCK



**KOPALNIA WĘGLA KAMIENNEGO
BOGDANKA W ZAGŁĘBIU LUBELSKIM**



**BÓBRKA - PIERWSZA KOPALNIA ROPY
NAFTOWEJ NA ŚWIECIE**



KONIŃSKIE ZAGŁĘBIE WĘGLOWE



39. Ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny

- Pochodzenie ropy naftowej
- Wydobycie i przeróbka ropy naftowej
- Kraking, reforming, liczba oktanowa
- Gaz ziemny
- Węgiel kamienny

➔ **Przypomnij sobie**, jakie są naturalne źródła węglowodorów.

Co to jest ropa naftowa?

➔ **Ropa naftowa** – kopalina składająca się z mieszaniny węglowodorów oraz innych związków organicznych i nieorganicznych, których cząsteczki zawierają również atomy siarki, azotu i tlenu.

Zawartość poszczególnych związków w ropie naftowej zależy od miejsca jej występowania. Do dziś zidentyfikowano kilkanaście tysięcy związków chemicznych wchodzących w skład ropy naftowej, dlatego jest ona bardzo cennym surowcem.

Mimo że ropa naftowa jest znana ludzkości od tysięcy lat, zaczęto ją wykorzystywać dopiero w połowie XIX w., m.in. w celach oświetleniowych. Wynalazcą lampy naftowej (1853 r.) był polski farmaceuta **Ignacy Łukasiewicz**. Największa w Europie kolekcja lamp naftowych znajduje się w Muzeum Podkarpackim w Krośnie. Łukasiewicz był też współzałożycielem pierwszej kopalni ropy naftowej na świecie w Bóbrce koło Krosna.



▲ Ignacy Łukasiewicz
(1822–1882)

■ Istnieje wiele teorii dotyczących procesu powstawania ropy naftowej. Jedną z najbardziej prawdopodobnych jest teoria organiczna. Zakłada ona powstanie ropy naftowej (i gazu ziemnego) z substancji organicznych pochodzenia roślinnego i zwierzęcego. W wyniku licznych procesów chemicznych, zachodzących pod wpływem podwyższonej temperatury i wysokiego ciśnienia w obecności bakterii, bez dostępu powietrza, różne złożone związki organiczne ulegały przemianom w węglowodory.

W jaki sposób wydobywa się ropę naftową?

Ropa naftowa jest wydobywana z tzw. odwiertów. Towarzyszy jej gaz ziemny, który rozpręża się i wypycha ropę z otworu wiertniczego. Po spadku ciśnienia w złożu do jednego z otworów wtłacza się wodę, która wypycha drugim otworem ropę naftową.



▲ Wydobycie ropy naftowej może odbywać się na morzu (a) i na lądzie (b)

Jest tu wykorzystywana różnica gęstości wody i ropy naftowej (gęstość ropy naftowej wynosi $0,8\text{--}0,9\text{ g/cm}^3$).

■ Ropa naftowa tuż po wydobyciu nie nadaje się do zastosowania. Jest zanieczyszczona ziemią, wodą (wraz z rozpuszczonymi w niej solami), a także związkami organicznymi, których cząsteczki zawierają atomy siarki, azotu i tlenu. W związku z tym wstępnie poddaje się ją procesom **sedymantacji i filtracji** w celu usunięcia zanieczyszczeń stałych.

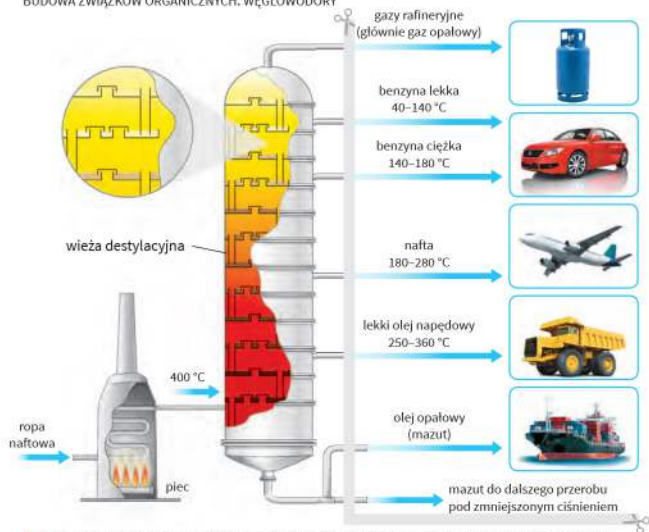
Jak przebiega proces destylacji ropy naftowej?

Destylacja ropy naftowej na skalę przemysłową jest przeprowadzana w wysokich wieżach, zwanych kolumnami destylacyjnymi. Na początku ropa naftowa jest poddawana **destylacji atmosferycznej** prowadzonej pod ciśnieniem zbliżonym do ciśnienia atmosferycznego. Poszczególne składniki mieszaniny odparowują, a następnie są skraplane na odpowiednich poziomach kolumny w tzw. frakcje. W wyniku tego procesu otrzymuje się z ropy naftowej m.in. **gazy rafineryjne, benzyny, naftę i olej napędowy**.

■ Część ropy naftowej, której nie można dalej oddestylować pod ciśnieniem atmosferycznym, to **mazut**. Mazut jest kierowany do kolumny pracującej pod zmniejszonym ciśnieniem, gdzie odbywa się proces **destylacji próżniowej**. W wyniku tego procesu otrzymuje się m.in. olej opałowy, oleje smarowe, parafiny i pozostałość po destylacji próżniowej – asfalt.



▲ Rafineria ropy naftowej



▲ Wieża do destylacji ropy naftowej pod ciśnieniem atmosferycznym i produkty otrzymywane z przerobu ropy naftowej

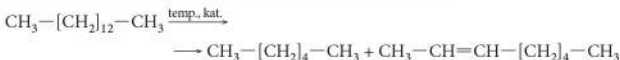
Fracje ropy naftowej (z destylacji atmosferycznej)

- **Gazy rafineryjne** stanowią mieszaninę głównie metanu, etanu, propanu, 2-metylopropanu i butanu.
- **Benzyzny** to mieszanina węglowodorów, których cząsteczki mają 5–12 atomów węgla. Frakcja benzynowa uzyskana w procesie destylacji musi być uszlachetniona, zanim stanie się paliwem do silników spalinowych o zapłonie iskrowym. W tym celu poddaje się ją tzw. procesowi reformingu i stosuje dodatki poprawiające jej właściwości użytkowe.
- **Nafta** jest mieszaniną węglowodorów, których cząsteczki mają 9–16 atomów węgla. Dawniej była powszechnie używana do celów oświetleniowych. Obecnie stosuje się ją jako paliwo do lotniczych silników odrzutowych oraz w przemyśle farmaceutycznym.
- **Olej napędowy** stanowi mieszaninę węglowodorów, których cząsteczki mają 15–20 atomów węgla. Jest on stosowany jako paliwo do wysokoprężnych silników spalinowych (diesla) oraz jako surowiec do otrzymywania benzyn krakingowych.

Otrzymane z ropy naftowej frakcje składające się z węglowodorów o długich łańcuchach nie stanowią jeszcze wyrobów użytkowych, dlatego są poddawane dalszej obróbce. Kolejne jej etapy to procesy **krakingu** i **reformingu**.

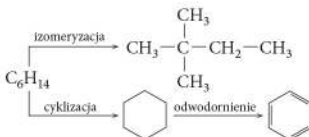
Na czym polegają procesy krakingu i reformingu?

■ Pozostałość po destylacji atmosferycznej stanowi mieszaninę węglowodorów o długich łańcuchach węglowych, mało użytecznych jako paliwo do samochodów. W procesie **krakingu** (ang. *crack* – pękać, łamać) poddaje się je działaniu wysokiej temperatury i katalizatorów, w wyniku czego następuje **rozrywanie łańcuchów węglowych**. Przykładową reakcję zachodzącą podczas krakingu opisuje równanie:



W wyniku tego procesu z destylatów próżniowych otrzymuje się komponenty o krótszych łańcuchach węglowych, które są dodawane do benzyn, nafty i oleju napędowego.

■ Frakcje paliwowe poddaje się z kolei procesowi **reformingu** (ang. *reform* – przekształcić). Polega on na zmianie struktury molekularnej tych węglowodorów występujących w benzynach, które źle spalałyby się w silnikach samochodowych. W wyniku reformingu zmieniają się ich właściwości i podnosi się ich jakość, co zapewnia optymalną pracę silnika.



Podczas procesu reformingu przebiegają jednocześnie reakcje **izomeryzacji, cyklizacji i odwodornienia**. Produkt cyklizacji i odwodornienia heksanu to benzen – związek należący do węglowodorów aromatycznych. Obecność takich związków w paliwie podwyższa jego liczbę oktanową.

Czym jest liczba oktanowa?

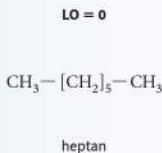
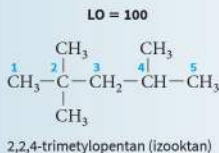
Parametrem określającym jakość benzyny jest **liczba oktanowa (LO)**. Wyznacza się ją przez porównanie właściwości benzyny z właściwościami **paliwa wzorcowego**. Na stacji benzynowej na dystrybutorach znajdują się oznaczenia benzyny 95 lub 98. Na przykład benzyna o LO = 98 oznacza, że ma ona identyczne właściwości jak paliwo wzorcowe składające się z 98 % izooktanu (tj. 2,2,4-trimetylopentanu) i 2 % heptanu.

■ O tym, jakie paliwo powinno się zatankować do samochodu, decyduje jego silnik. Producenci jasno określają, jaki rodzaj paliwa zagwarantuje silnikowi prawidłowe działanie i sugerowane osiągi.



▲ Dystrybutor paliw

■ Paliwo wzorcowe (skład)



Od początku użytkowania auta należy zadbać o stosowanie odpowiedniego rodzaju paliwa, spełniającego wymagania jakościowe, oraz zapewnić czystość elementów silnika.



▲ Kopalnia gazu ziemnego

Co to jest gaz ziemny i jakie ma zastosowanie?

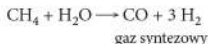
Głównym składnikiem gazu ziemnego jest **metan**, którego zawartość może wynosić nawet 99 %. Resztę stanowią niewielkie ilości różnych innych węglowodorów, domieszki tlenu węgla(II), azotu, gazów szlachetnych i związków siarki. Skład chemiczny gazu ziemnego zależy od miejsca jego występowania. Pokłady tego gazu mogą występować samodzielnie lub towarzyszyć złożom ropy naftowej i węgla kamiennego. Gaz ziemny wydostaje się ze złoża na skutek rozprężenia w momencie wykonania odwiertu. Jest on poddawany licznym procesom oczyszczania, polegającym m.in. na usunięciu wody, związków siarki i węglowodorów o długich łańcuchach węglowych.



Uwaga! Gaz ziemny jest skrajnie łatwopalny, z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchową.

Oczyszczony gaz ziemny wykorzystuje się jako paliwo ciepłownicze i do samochodów (CNG) lub jako surowiec do syntez chemicznych.

■ Jeśli gaz ziemny podda się tzw. **konwersji** (reakcji z parą wodną), powstaje **gaz syntezowy** – mieszanina tlenu węgla(II) i wodoru.



Gaz syntezowy znajduje szerokie zastosowanie w syntezie związków organicznych i amoniaku, które stanowią surowce do produkcji nawozów sztucznych, tworzyw sztucznych, kosmetyków, farmaceutyków, farb, lakierów, artykułów chemii gospodarczej itd.



Na czym polega przeróbka węgla kamiennego?

Węgiel kamienny to kopalne paliwo stałe, będące produktem rozkładu szczątków roślinnych. Można go spalać albo poddawać różnym procesom, aby otrzymać cenne surowce dla przemysłu chemicznego. **Piroliza (koksowanie)** jest najważniejszym procesem przeróbki węgla kamiennego. Polega ona na **ogrzewaniu węgla kamiennego do temperatury ok. 1000 °C bez dostępu powietrza**. W wyniku tego procesu otrzymuje się koks, gaz koksowniczy, wodę pogazową i smołę węglową.



▲ Rozładunek baterii koksowniczej

■ Produkty pirolizy (koksowania) węgla kamiennego

- **Koks** – praktycznie czysty węgiel; paliwo i reduktor w procesie wielopieczowym; opał do pieców przemysłowych, paliwo do kotłów grzewczych.
- **Gaz koksowniczy** – mieszanina zawierająca głównie: wodór, metan, azot i tlenek węgla(II). Jest cennym surowcem do syntez chemicznych.
- **Woda pogazowa** (nazywana też wodą amoniakalną) – zawiera wodę, amoniak i sole amonowe. Uzyskany z niej amoniak jest stosowany do produkcji nawozów.
- **Smoła węglowa** – mieszanina kilkuset związków organicznych; jest ważnym źródłem surowców dla przemysłu chemicznego.

WARTO WIEDZIEĆ

■ W Bóbrce w gminie Chorkówka koło Krosna znajduje się **pierwsza na świecie kopalnia**, w której od 1854 r. wydobywa się ropę naftową z szybów zwanych kopankami (m.in. „Franek” i „Janina”). Kopalnię założyli Ignacy Łukasiewicz, Tytus Trzeciecki i Karol Klobassa-Zrencki.

■ **Klatrat (hydrat) metanu** to biała, bezwonna substancja, wizualnie bardzo podobna do lodu. Występuje licznie na szelfach kontynentalnych i w wiecznej zmarzlinie. W związku z ociepleniem klimatu może być potencjalnym zagrożeniem, gdyż zwiększa efekt cieplarniany. Klatraty metanu mogą być w przyszłości wykorzystywane do celów energetycznych.

► Klatrat metanu na dnie morza, z uwalniającym się metanem



▲ Kopanka „Franek”



PODSUMOWANIE

- **Ropa naftowa** to kopalina składająca się z mieszaniny węglowodorów oraz innych związków organicznych i nieorganicznych, których cząsteczki zawierają również atomy siarki, azotu i tlenu.
- Ropę naftową rozdziela się na **frazcje** (mieszaniny o mniejszej liczbie składników) w procesach **destylacji**.
- W procesie **destylacji atmosferycznej** otrzymuje się m.in. gazy rafineryjne, benzyny, naftę, olej napędowy i mazut. Natomiast w procesie **destylacji próżniowej** z mazutu otrzymuje się m.in. oleje, parafiny i asfalt.
- **Kraking** to proces, który polega na rozpadzie długich łańcuchów węglowych na krótsze. Jest prowadzony w celu uzyskania dodatkowych ilości benzyn.
- **Liczba oktanowa** to parametr określający jakość paliwa.
- **Reforming** to proces przekształcania węglowodorów o prostych łańcuchach węglowych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub węglowodory pierścieniowe w celu podwyższenia liczby oktanowej benzyny.
- Głównym składnikiem **gazu ziemnego** jest metan. Gaz ziemny z powietrzem tworzy **mieszaninę wybuchową**.
- **Węgiel kamienny** przerabia się w procesie **pirolizy (koksowania)**.

ZADANIA

1. Podaj argumenty uzasadniające, dlaczego dziś konieczne jest bardzo racjonalne wykorzystywanie ropy naftowej i gazu ziemnego.
2. Wyjaśnij, dlaczego płonącej benzyny lub nafty nie wolno gasić wodą.
3. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, jakie produkty powstają w trakcie wylęwania (pirolizy) drewna.

BUDOWA ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH

W chemii organicznej budowę cząsteczek przedstawia się za pomocą różnych wzorów chemicznych.



IZOMERIA to występowanie cząsteczek o tym samym składzie atomowym, różniących się sposobem lub kolejnością powiązania atomów (**izomeria konstytucyjna**) albo rozmieszczeniem atomów w przestrzeni (**stereoizomeria**).

IZOMERY mają różne właściwości fizyczne, a podobne – chemiczne.



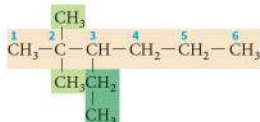
WĘGLOWODORAMI nazywamy związki dwóch pierwiastków – węgla i wodoru.



CHARAKTERYSTYKA WĘGLOWODORÓW

Grupa węglowodorów	Wzór ogólny	Przedstawiciel szeregu homologicznego		Charakter chemiczny	Zachowanie wobec roztworów KMnO_4 i Br_2	Charakterystyczny typ reakcji
		wzór, nazwa, model	wiązanie między atomami węgla			
alkany	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	C_2H_6 etan 	jedno pojedyncze $\begin{array}{c} & \\ -\text{C} & - & \text{C}- \\ & \end{array}$	nasycony	brak reakcji	substytucja
alkeny	C_nH_{2n}	C_2H_4 eten, etylen 	jedno podwójne $\begin{array}{c} \diagup & \diagdown \\ \text{C} & = & \text{C} \\ \diagdown & \diagup \end{array}$	nienasycony	reakcja	addycja, polimeryzacja
alkiny	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	C_2H_2 etyń, acetylen 	jedno potrójne $-\text{C} \equiv \text{C}-$			
areny	-	C_6H_6 – benzen 	zdelokalizowane 	aromatyczny	brak reakcji	substytucja (np. nitrowanie)

REGUŁY USTALANIA NAZW ALKANÓW



nazwa najdłuższego łańcucha

nazwa grup alkilowych według alfabetu

liczba grup alkilowych

położenie grup alkilowych

3-etylo-2,2-dimetyloheksan

REAKCJA CHARAKTERYSTYCZNA WĘGLOWODORÓW NASYCONYCH – alkanów

Substytucja (podstawienie): reakcja z bromem lub chlorem

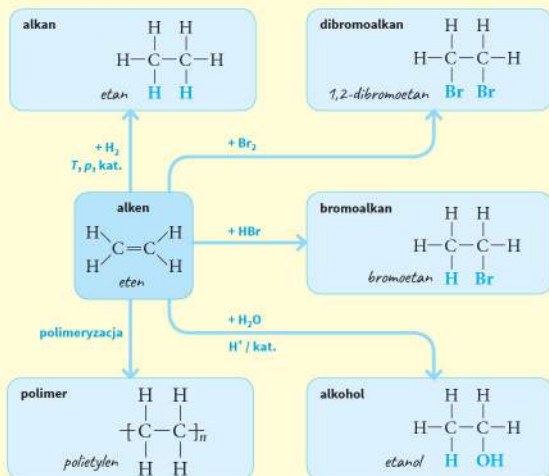
Przykład:



REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WĘGLOWODORÓW NIENASYCONYCH – alkenów i alkinów

Addycja (przyłączenie): reakcje z wodorem, bromem lub chlorem, bromowodorem lub chlorowodorem, wodą; **polimeryzacja**

Przykładowe reakcje alkenów:



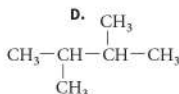
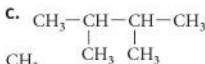
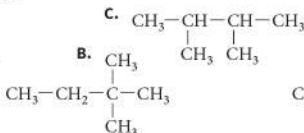
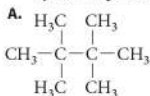
PROCESY SPALANIA WĘGLOWODORÓW (alkanów, alkenów, alkinów)



1. Wskaż informację, która nie dotyczy węglowodorów nasyconych.

- A. Są związkami mało aktywnymi.
- B. W ich cząsteczkach atomy węgla są połączone wiązaniami potrójnymi.
- C. Gdy mają od 1 do 4 atomów węgla w cząsteczce, w 25 °C są gazami.
- D. Nie rozpuszczają się w wodzie.

2. Wśród podanych wzorów półstrukturalnych wskaż związek chemiczny o nazwie 2,2-dimetylobutan.



3. Wskaż poprawne dokończenie zdania. Spośród podanych równań

- I. $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{UV}} \text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl}$ III. $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{C}_2\text{H}_5\text{Br} + \text{HBr}$
 II. $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{kat.}} \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$

- A. reakcję substytucji przedstawiają wszystkie.
- B. reakcję substytucji przedstawia tylko równanie I.
- C. reakcję substytucji przedstawiają tylko równania II i III.
- D. reakcji substytucji nie przedstawia żadne.

4. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Reakcja łączenia się cząsteczek związku nienasyconego w łańcuchy to

- A. substytucja.
- B. addycja.
- C. hydratacja.
- D. polimeryzacja.

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Węglowodory nienasycone ulegają addycji ze względu na

- A. obecność wiązania kowalencyjnego między atomami węgla w cząsteczce.
- B. obecność wiązań pojedynczych między atomami węgla w cząsteczce.
- C. obecność wiązania wielokrotnego między atomami węgla w cząsteczce.
- D. niewielką liczbę atomów wodoru w cząsteczce.

6. Mieszaninę gazowych węglowodorów o nieznanym składzie przepuszczano przez roztwór KMnO_4 i zaobserwowano zanikanie zabarwienia roztworu.

Wskaż prawdziwy wniosek.

- A. W skład mieszaniny wchodzi na pewno węglowodory nienasycone, ale mogą znajdować się tam również węglowodory nasycone.
- B. W skład mieszaniny wchodzi tylko alkeny i alkiny.
- C. Mieszanina składa się wyłącznie z alkenów.
- D. Mieszanina składa się wyłącznie z alkinów.

7. Wskaż zdanie fałszywe.

- A. W wyniku katalitycznego uwodornienia benzenu powstaje cykloheksan.
- B. Naftalen, antracen i benzen są homologami.
- C. Reakcja nitrowania jest reakcją charakterystyczną związków aromatycznych.
- D. Benzen jest produktem trimeryzacji acetylenu.



8. Określ, jakie swoiste cechy można przypisać związkom organicznym w porównaniu z nieorganicznymi.
9. Wyjaśnij, co to jest izomeria. Jaki typ izomerii jest charakterystyczny dla alkanów?
10. Podaj nazwy systematyczne węglowodorów nasyconych, odpowiadających podanym łańcuchom węglowodorowym.
- a) $\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$ e) $\begin{array}{c} \text{C} \\ | \\ \text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \\ \text{C} \end{array}$ g) $\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \quad | \\ \text{C} \quad \text{C} \end{array}$
- b) $\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$ $\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \\ \text{C} \end{array}$
- c) $\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}$ f) $\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \\ \text{C} \end{array}$ h) $\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \quad | \quad | \\ \text{C} \quad \text{C} \quad \text{C} \end{array}$
- d) $\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \quad \quad | \\ \text{C} \quad \quad \text{C} \end{array}$
11. Przedstaw wzory półstrukturalne możliwych izomerów heptanu (C_7H_{16}) i podaj nazwę każdego z nich. Ile izomerów zawiera po trzy grupy metylowe?
12. Wyjaśnij, jak zmieniają się właściwości fizyczne węglowodorów tworzących jeden szereg homologiczny.
13. Jakim charakterystycznym reakcjom ulegają węglowodory nasycone?
14. Uzupełnij w zeszyte równania reakcji o podanych schematach. Wpisz wzory brakujących reagentów oraz współczynniki stechiometryczne.
- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 + \square \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ c) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 + \square \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Cl} + \square$
- b) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C} + \square$
15. Wskaż informację, która nie dotyczy alkanów.
- A. Właściwości fizyczne zmieniają się ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce.
 B. Właściwości chemiczne zmieniają się bardzo wyraźnie ze zmianą długości łańcucha.
 C. Cząsteczki zawierające od 1 do 4 atomów węgla są gazami.
 D. Cząsteczki zawierające ponad 17 atomów węgla są substancjami stałymi.
 E. Mogą ulegać substytucji (podstawieniu).
16. Jakim reakcjom ulegają alkeny?
17. Przedstaw równania reakcji addycji wodoru, bromowodoru, chloru i wody do następujących węglowodorów nienasyconych – alkenów: etenu, propenu oraz izomerów C_4H_8 . Posłuż się wyłącznie wzorami półstrukturalnymi.
18. Wyjaśnij, na czym polega reakcja polimeryzacji. Jakie związki jej ulegają oraz jakie ma ona praktyczne zastosowanie? Podaj odpowiednie przykłady.
19. Zaproponuj, jak uwolnić znajdujący się w zbiorniku metan od domieszek etenu.
20. Podaj przykłady reakcji charakteryzujących właściwości chemiczne acetyleny.
21. Wyjaśnij, dlaczego acetylen znajdujący się w butlach jest rozpuszczony w acetonie. Dlaczego do cięcia i spawania metali stosuje się etyn, a nie etan lub eten?

22. Metan spala się prawie bezbarwnym płomieniem, a acetylen – mocno kopczącym. Wytłumacz to zjawisko.
23. Oblicz, ile gramów węgliku wapnia potrzeba do otrzymania 8 dm^3 acetylenu w warunkach normalnych.
24. Jakie związki organiczne nazywamy aromatycznymi?
25. Na podstawie wzoru elektronowego benzenu wykaż, na czym polega aromatyczny charakter związku.
26. Wymień najbardziej typowe właściwości fizyczne i chemiczne benzenu.
27. Wskaż poprawne dokończenie zdania.
Podczas reakcji nitrowania arenów stosuje się mieszaninę roztworów
A. H_2SO_4 i HNO_3 C. H_2SO_4 i $\text{HNO}_{3(\text{stęż.})}$
B. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})}$ i $\text{HNO}_{3(\text{stęż.})}$ D. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})}$ i HNO_3
28. Wskaż literę oznaczającą wiersz z właściwymi wzorami określającymi stechiometrię węglowodorów należących do podanych szeregów homologicznych.

	alkany	alkeny	alkiny
A	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	C_nH_{2n}	C_nH_{n-2}
B	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$	C_nH_n	$\text{C}_n\text{H}_{2n-1}$
C	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	C_nH_{2n}	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
D	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	C_nH_{2n}	$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

29. Podaj, w czym są podobne, a czym zasadniczo się różnią związki należące do jednego szeregu homologicznego.
30. Wyjaśnij, na czym polegają zasadnicze różnice w budowie i właściwościach węglowodorów aromatycznych i alifatycznych (nasyconych i nienasyconych).
31. Uzupełnij w zeszyte równania reakcji o podanych schematach. Określ warunki ich przebiegu oraz podaj wzory półstrukturalne i nazwy produktów reakcji.
a) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{Br}_2 \longrightarrow$ c) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow$
b) $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$ d) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow$
32. Oblicz skład procentowy etanu, etenu, etynu i benzenu. Następnie określ, który z tych węglowodorów powinien się palić najbardziej kopczącym płomieniem.
Wskazówka: Węglowodory, w których stosunek mas węgla do wodoru jest przesunięty na korzyść węgla, spalają się z wydzielaniem sadzy.
33. Wymień najważniejsze źródła pozyskiwania poszczególnych grup węglowodorów.
34. Wymień podstawowe frakcje, na które rozdziela się ropę naftową. Jak nazywa się ten proces technologiczny?
35. Wyjaśnij, na czym polega krawing produktów destylacji ropy naftowej. W jakim celu ten proces jest prowadzony?



POCHODNE WĘGLOWODORÓW

- Fluorowcopochodne węglowodorów
- Aminy
- Alkohole monohydroksylowe
- Alkohole polihydroksylowe
- Fenole
- Aldehydy
- Ketony
- Kwasy karboksylowe
- Hydroksykwasy i amidy
- Estry



Podział alkoholi



Alkohole monohydroksylowe

Wzór ogólny **ROH**
R – grupa węglowodorowa
-OH – grupa hydroksylowa



Przykłady:

Wzór	Nazwa
CH ₃ OH	metanol
C ₂ H ₅ OH	etanol
C ₃ H ₇ OH	propan-1-ol
C ₄ H ₉ OH	butan-1-ol
C ₅ H ₁₁ OH	pentan-1-ol

Właściwości metanolu i etanolu (w 25 °C)

- bezbarwne ciecze
- bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie
- charakterystyczny zapach
- palne
- odczyn obojętny
- ulegające reakcji estyfikacji
- metanol – silna trucizna
- etanol – toksyczny; przy dużych dawkach – trujący

REAKCJE SPALANIA

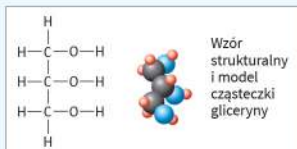
- metanolu:



- etanolu:



Gliceryna – alkohol polihydroksylowy



Właściwości fizyczne (w 25 °C)

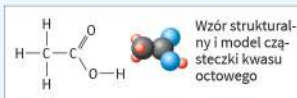
- bezbarwna ciecz
- rozpuszczalna w wodzie
- higroskopijna
- gęstość większa od gęstości wody

Właściwości chemiczne

- bez zapachu
- słodki smak
- odczyn obojętny
- palna

Kwasy karboksylowe

Wzór ogólny **$RCOOH$**
 $R-$ – grupa węglowodorowa
 $-COOH$ – grupa karboksylowa



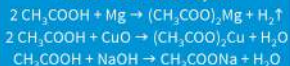
Przykłady:

Wzór	Nazwa
$HCOOH$	kwas mrówkowy
CH_3COOH	kwas octowy
$C_{15}H_{31}COOH$	kwas palmitynowy
$C_{17}H_{35}COOH$	kwas stearynowy
$C_{17}H_{33}COOH$	kwas oleinowy

Właściwości kwasu octowego (w 25 °C)

- bezbarwna, palna ciecz
- dobrze rozpuszczalny w wodzie
- charakterystyczny ostry zapach i kwaśny smak
- dysocjujący, o odczynie kwasowym
- reagujący z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami i alkoholami

RÓWNANIA REAKCJI Z UDZIAŁEM KWASU OCTOWEGO, NP.



Właściwości poznanych wyższych kwasów karboksylowych (w 25 °C)

Kwasy palmitynowy i stearynowy są białymi ciałami stałymi o delikatnym zapachu; to kwasy nasycone – nie odbarwiają wody bromowej.

Kwas oleinowy jest lekko żółtą cieczą o nieprzyjemnym zapachu; to kwas nienasycony – odbarwia wodę bromową.

Cechy wspólne tych kwasów: nierozpuszczalne w wodzie, ale dobrze rozpuszczalne w benzynie; palne; nie dysocjują; mają odczyn obojętny; reagują z metalami, tlenkami, wodorotlenkami i alkoholami.

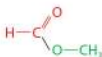
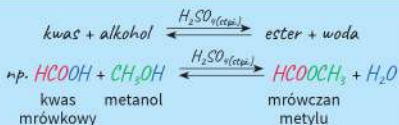
Estry

Wzór ogólny **$RCOOR'$**
 $R-$, $-R'$ – grupy węglowodorowe
 $-COO-$ – grupa estrowa

ESTRYFIKACJA to odwracalna reakcja kwasu z alkoholem w obecności stężonego kwasu siarkowego(VI).

Właściwości estrów niższych kwasów karboksylowych (w 25 °C)

- ciecze
- trudno rozpuszczalne w wodzie
- o intensywnym i dość przyjemnym zapachu



Wzór półstrukturalny i model cząsteczki mrowczanu metylu



40. Fluorowcopochodne węglowodorów

- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne
- Właściwości chemiczne
- Zastosowania

→ **Przypomnij sobie**, jakie związki chemiczne są produktami reakcji węglowodorów z fluorowcami.

Co to są pochodne węglowodorów?

Węglowodory mogą tworzyć różnorodne grupy pochodnych. Częsteczki tych pochodnych są zbudowane z **grupy węglowodorowej** (alkilowej, czyli alifatycznej)¹, lub **arylowej**, czyli aromatycznej) i określonego podstawnika, nazywanego **grupą funkcyjną**.

→ **Grupa funkcyjna** – atom lub grupa atomów, których obecność w cząsteczce nadaje związkowi charakterystyczne właściwości chemiczne i fizyczne.

Jedną z tych grup pochodnych są fluorowcopochodne węglowodorów (fluorowcowęglowodory). Z tymi związkami łatwo zetknąć się w życiu codziennym. Używa się ich m.in. jako czynnika chłodzącego w lodówkach i klimatyzatorach, a także jako składnika preparatów leczniczych i powłok zmniejszających tarcie (teflon).

Co to są fluorowcopochodne węglowodorów?

Węglowodory mogą reagować z fluorowcami. Produkty tych reakcji mają takie same szkielety węglowe jak substraty węglowodorowe, ale oprócz atomów wodoru zawierają w swoich cząsteczkach również atomy odpowiednich fluorowców.

→ **Fluorowcopochodne węglowodorów** – pochodne węglowodorów, w których cząsteczkach atom lub atomy wodoru zostały podstawione atomami fluorowca (lub różnych fluorowców).

Fluorowcopochodne węglowodorów mogą zawierać różną liczbę atomów fluorowca w cząsteczce. Na przykład w wyniku reakcji metanu z chlorem powstaje mieszanina, w której skład wchodzi m.in. następujące związki:

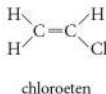
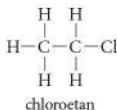


¹ Węglowódor alifatyczny to węglowódor, w którym atomy węgla tworzą łańcuch prosty lub rozgałęziony.

Chloro- i bromopochodne węglowodorów ze względu na łatwość ich otrzymywania są najliczniejszą grupą związków wśród fluorowcowęglowodorów. Znane są również pochodne zawierające w cząsteczkach atomy fluoru lub jodu albo występujące obok siebie atomy różnych fluorowców, np.

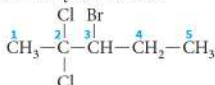


Fluorowcowęglowodory mogą mieć charakter nasycony, jak chloroetan, lub nienasycony, jak chloroeten (zwyczajowo nazywany chlorkiem winylu).



Jak tworzy się nazwy fluorowcopochodnych węglowodorów?

Nazwy fluorowcopochodnych węglowodorów tworzy się na tej samej zasadzie co nazwy alkanów o rozgałęzionych łańcuchach węglowych. Podstawnikami w cząsteczkach fluorowcowęglowodorów są atomy fluorowców oraz grupy węglowodorowe w związkach o rozgałęzionych łańcuchach węglowych. Podczas tworzenia nazw tych związków podstawniki są wymieniane w kolejności alfabetycznej, a numeracja atomów węgla w łańcuchu głównym zaczyna się od końca, bliżej którego znajduje się więcej podstawników. Zgodnie z tymi regułami związek o wzorze:

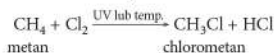


ma następującą nazwę: 3-bromo-2,2-dichloropentan.

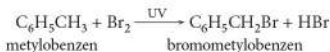
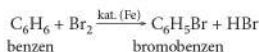
Jak otrzymuje się fluorowcopochodne węglowodorów?

Związki należące do fluorowcowęglowodorów można otrzymać m.in. w reakcjach:

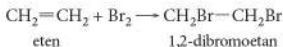
- substytucji fluorowców w alkanach, np.



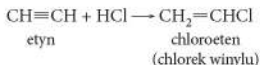
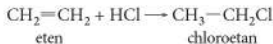
- substytucji fluorowców w węglowodorach aromatycznych, np.



- addycji fluorowców do węglowodorów nienasyconych, np.



- addycji fluorowcowodorów do węglowodorów nienasyconych, np.

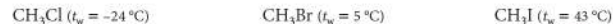


Jakie właściwości mają fluorowcopochodne węglowodorów?

Fluorowcoalkany są najczęściej cieczami¹ o charakterystycznym zapachu. Wartości temperatury wrzenia tych związków zależą nie tylko od długości łańcucha węglowego, ale również od wielkości atomu fluorowca. Im dłuższy łańcuch i im większy promień atomu fluorowca (czyli cięższy fluorowiec), tym związek ma wyższą temperaturę wrzenia i jest mniej lotny.



Wartości temperatury wrzenia rosną wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce chloroalkanu



Wartości temperatury wrzenia rosną wraz ze wzrostem promienia atomu fluorowca, czyli jego masy

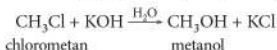
Fluorowcoalkany nie rozpuszczają się w wodzie, natomiast rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach organicznych, same zaś są dobrymi rozpuszczalnikami np. tłuszczów.

¹ W warunkach: $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.

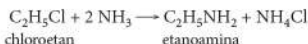
Jakim reakcjom ulegają fluorowcopochodne węglowodorów?

Najważniejszą cechą fluorowcoalkanów jest **zdolność do wymiany atomów fluorowca na inną grupę funkcyjną, czyli substytucja**.

- W reakcji fluorowcoalkanów z mocną zasadą w środowisku wodnym następuje wymiana atomu fluorowca na grupę $-OH$ i powstaje wtedy alkohol:



- W reakcji fluorowcoalkanów z amoniakiem następuje wymiana atomu fluorowca na grupę $-NH_2$ i powstaje wtedy amina:



Jakie zastosowania mają fluorowcopochodne węglowodorów?

- Łatwość wymiany atomów fluorowca na różne grupy funkcyjne powoduje, że fluorowcowęglowodory są ważnymi **substratami w syntezie organicznej** np. alkoholi i amin. Można z nich otrzymać również węglowodory nasycone i nienasycone, a także polimery (np. teflon otrzymywany z tetrafluoroetenu i PVC – z chloroetenu).

- Ich indywidualne właściwości wykorzystuje się m.in. w **medycynie** (środki znieczulające, np. chloroetan, środki odkażające, leki do znieczulenia ogólnego) i w **rolnictwie** (np. fungicydy, tj. środki grzybobójcze, i insektycydy, tj. środki owadobójcze).

- Dzięki temu, że wiele różnych związków organicznych doskonale rozpuszcza się we fluorowcowęglowodorach, ciecze te są powszechnie stosowanymi **rozpuszczalnikami** (np. dichlorometan, bromobenzen).

- Ze względu na lotność oraz duże ciepło parowania są stosowane w **urządzeniach chłodniczych i klimatyzacyjnych** (np. trifluorometan) oraz **gaśniczych** (np. 1,1,1,2,3,3,3-heptafluoropropan).

Obecnie nie używa się już wielu dawniej stosowanych fluorowcopochodnych, ponieważ okazały się one bardzo szkodliwe dla środowiska i warstwy ozonowej (np. freony).

Niektóre fluorowcowęglowodory są stosowane jako leki do znieczulenia ogólnego, np. 2-bromo-2-chloro-1,1,1-trifluoroetan (CF_3CHBrCl , halotan)



**WARTO WIEDZIEĆ**

Chlorofluoropochodne metanu i etanu, nazywane **freonami** i oznaczane symbolami CFC lub FCKW, są m.in. odpowiedzialne za spadek stężenia ozonu w górnych warstwach atmosfery (dziuża ozonowa). Związki te były kiedyś stosowane w kosmetykach jako gaz nośny (dezodoranty). W Polsce od 1991 r. obowiązuje całkowity zakaz używania freonów.



▲ Dla podkreślenia, że współczesne kosmetyki nie zawierają freonów, umieszcza się na ich opakowaniach różne znaki graficzne

PODSUMOWANIE

- **Fluorowcopochodne węglowodorów** to związki o strukturze węglowodorów, w których cząsteczkach atom lub atomy wodoru zostały podstawione atomami fluorowca (lub różnych fluorowców).
- Chlora- i bromopochodne węglowodorów można otrzymać w reakcjach **substytucji** atomu wodoru w cząsteczce alkanu atomem chloru lub bromu. Fluorowcopochodne alifatycznych węglowodorów są również produktami **addycji** fluorowców i fluorowcowodorów do alkenów i alkinów.
- Fluorowcowęglowodory są najczęściej cieczami (w 298 K, 1013 hPa) o charakterystycznym zapachu. Nie rozpuszczają się w wodzie, ale dobrze rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach organicznych. Łatwo parują i pochłaniają przy tym dużo ciepła.
- Atomy fluorowców w cząsteczkach fluorowcoalkanów ulegają łatwej wymianie np. na grupy $-OH$ lub $-NH_2$ (**substytucja**); powstają wówczas **alkohole** lub **aminy**.
- Fluorowcowęglowodory znajdują wiele zastosowań praktycznych, np. jako rozpuszczalniki, leki oraz substancje stosowane w rolnictwie.

ZADANIA

1. Przedstaw wzory półstrukturalne i nazwy izomerów chloropropanu, a także równania reakcji tych izomerów z wodnym roztworem wodorotlenku sodu.
2. W dostępnych źródłach informacji sprawdź, na czym polega synteza Würtza. Podaj przykład takiej reakcji oraz wyjaśnij jej praktyczne zastosowanie.
3. W dostępnych źródłach informacji odszukaj wiadomości na temat otrzymywania, właściwości i zastosowań politetrafluoroetyleny (teflonu). Przedstaw krótką charakterystykę tego tworzywa.
4. W dostępnych źródłach informacji sprawdź, co oznacza kod odpadu 16 02 11.

41. Aminy

- Budowa i nazewnictwo
- Właściwości fizyczne
- Właściwości chemiczne

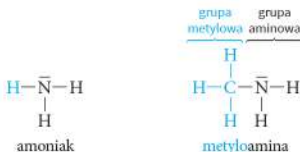
→ **Przypomnij sobie**, jak jest zbudowana cząsteczka amoniaku i jakie są jego właściwości chemiczne.

Co to są aminy i jak rozpoznać ich rzędowość?



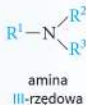
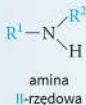
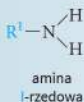
Aminy – organiczne pochodne amoniaku, w którego cząsteczce jeden, dwa lub trzy atomy wodoru zostały zastąpione grupą węglowodorową.

Wzór strukturalny (lub półstrukturalny) najprostszej aminy można utworzyć przez zastąpienie we wzorze amoniaku jednego atomu wodoru grupą metylową (CH_3-). Pozostały fragment wzoru amoniaku ($-\text{NH}_2$) stanowi grupę funkcyjną, zwaną **grupą aminową**. Aminy zawierające grupę $-\text{NH}_2$ to aminy pierwszorzędowe.



Jeśli kolejne atomy wodoru we wzorze zostaną zastąpione grupami węglowodorowymi, to powstaną aminy drugo- i trzeciorzędowe.

■ Wzory ogólne amin o różnej rzędowości



$\text{R}^1, \text{R}^2, \text{R}^3$ – grupy węglowodorowe (alkilowe lub aryłowe), które mogą być jednakowe lub różne.

Związki te mają bardzo duże znaczenie w wyjaśnianiu właściwości aminokwasów i białek, o których będzie mowa w klasie 3.

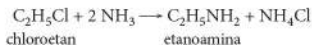
Jak tworzy się nazwa amin?

Nazwy amin tworzy się od nazw odpowiednich grup węglowodorowych przez dodanie do nich przyrostka **-amina** połączonego literą **o**.

Grupa węglowodorowa		Przykłady amin I-rzędowych		
		nazwy	wzory	model
alkilowa	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}- \\ \\ \text{H} \end{array}$ metyl (grupa metylowa)	metryloamina (metanoamina – zalecana)	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{N}-\text{H} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ CH_3-NH_2	
arylowa	 fenyl (grupa fenylowa)	fenyloamina (anilina – zalecana)	 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{NH}_2$	

W nazwach amin II- i III-rzędowych, zawierających jednakowe grupy węglowodorowe, dodaje się przedrostek **di-** lub **tri-**, wskazujący liczbę tych grup, np. **dietyloamina** (tj. dietanoamina), **trimetyloamina** (tj. trimetanoamina).

■ **Aminy można otrzymać w reakcji fluorowcoalkanów z amoniakiem**, podczas której następuje wymiana atomu fluorowca na grupę $-\text{NH}_2$, np.



Jakie właściwości mają aminy?

Dwa początkowe homologe I-rzędowych amin alifatycznych (metanoamina i etanoamina) są gazami, kolejne (tzw. wyższe) – cieczami, a te, w których cząsteczkach jest więcej niż 11 atomów węgla – ciałami stałymi¹. Zapach prostszych (tzw. niższych) amin jest zbliżony do zapachu amoniaku, zaś przykra woń wyższych przypomina zapach zepsutych ryb. Rozpuszczalność amin w wodzie jest na ogół dobra; rozpuszczają się one także w innych polarnych rozpuszczalnikach.

■ Najprostsza amina aromatyczna – **anilina** – jest bezbarwną, oleistą cieczą, która na powietrzu brunatnieje. Ma słaby, ale charakterystyczny, mdły zapach. Słabo rozpuszcza się w wodzie, natomiast bez ograniczeń w etanolu.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

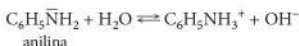
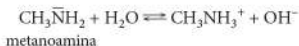
Jakim reakcjom chemicznym ulegają aminy?

Obecność grupy aminowej ($-\text{NH}_2$) w cząsteczkach amin powoduje, że związki te ulegają podobnym reakcjom jak amoniak.

■ Amoniak w roztworze wodnym występuje w postaci uwodnionej, co zapisuje się jako $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Część jego cząsteczek reaguje jednak z wodą (rozdz. 2) według równania:

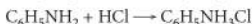
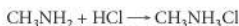


Analogiczny przebieg mają reakcje amin z wodą, np.

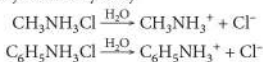


Atom azotu dzięki wolnej parze elektronowej może przyłączyć jon H^+ , wskutek czego w roztworze po reakcji są obecne jony OH^- . Powoduje to, że wodne roztwory amin (tak jak amoniaku) mają **odczyn zasadowy**.

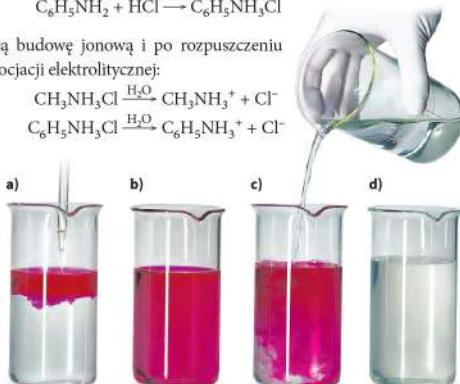
■ Tak jak amoniak reaguje z kwasami i tworzy rozpuszczalne w wodzie sole amonowe, tak aminy również reagują z **kwasami**, np. kwasem solnym:



Otrzymane sole mają budowę jonową i po rozpuszczeniu w wodzie ulegają dysocjacji elektrolitycznej:



► Fenoloftaleina w wodnym roztworze aminy alifatycznej przyjmuje barwę malinową (a, b). Dodanie kwasu (c) powoduje odbarwienie roztworu (d)



Zdolność amin do tworzenia roztworów o odczynie zasadowym oraz do reagowania z kwasami wskazuje na **charakter zasadowy** tych związków. Aminy zaliczamy zatem do **zasad organicznych**.



WARTO WIEDZIEĆ



▲ Jednym z głównych zastosowań aniliny jest produkcja barwników

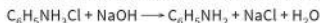
Anilina – najprostsza amina aromatyczna – jest jednym z ważnych półproduktów w przemyśle chemicznym. Jest stosowana do produkcji barwników (np. **czerni anilinowej** do barwienia tkanin), antyutleniaczy, przyspieszaczy wulkanizatorów i aktywatorów w przemyśle gumowym. Anilina i jej pochodne są wykorzystywane do produkcji sztywnych pianek poliuretanowych i elastomerów, herbicydów, leków (sulfonamidów) oraz odczynników fotograficznych.

PODSUMOWANIE

- **Aminy** to związki organiczne, pochodne amoniaku. Częsteczki amin I-rzędowych są zbudowane z grupy węglowodorowej **R-** (alkilowej lub arylowej) i grupy aminowej **-NH₂**, która nadaje tym związkom charakterystyczne właściwości.
- **Właściwości** I-rzędowych amin alifatycznych są uzależnione od liczby atomów węgla w grupie węglowodorowej. Aminy o małej masie cząsteczkowej są gazami lub cieczami (w 298 K, 1013 hPa) rozpuszczalnymi w wodzie. Wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej maleje ich rozpuszczalność w wodzie. Mają charakterystyczny, nieprzyjemny zapach.
- Aminy to **zasady organiczne**. Ich wodne roztwory mają odczyn zasadowy. Aminy z kwasami tworzą sole.

ZADANIA

1. Przedstaw równania reakcji etyloaminy z wodą i z kwasem azotowym(V).
2. Wyjaśnij, jaki rodzaj wiązania chemicznego powstaje między atomem azotu a kationem wodoru w reakcji kwasów z aminami.
3. Po analizie przedstawionego równania reakcji wyciągnięto kilka wniosków.



Wskaż błędny wniosek.

- A. Anilina jest aminą, która w reakcji z kwasami tworzy sole.
 - B. Anilina jest słabą zasadą.
 - C. Związek o wzorze $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ jest zasadą.
 - D. Związek $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$ jest nietrwały w środowisku zasadowym.
4. Na podstawie dostępnych źródeł informacji wykaż, jaki związek mają aminy z aminoplastami.



42. Alkohole monohydrosylowe

- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne
- Właściwości chemiczne
- Zastosowania

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości mają metanol i etanol oraz co to jest wiązanie wodorowe.

Jak są zbudowane cząsteczki alkoholi monohydrosylowych?

→ **Alkohole** – pochodne nasyconych węglowodorów alifatycznych, w których cząsteczkach atom (lub atomy) wodoru są zastąpione grupą funkcyjną $-OH$, czyli grupą hydroksylową.

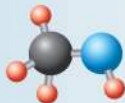
■ Wzór ogólny nasyconych alkoholi monohydrosylowych



n – liczba atomów węgla; $2n+1$ – liczba atomów wodoru w grupie alkilowej;

R – alifatyczna grupa węglowodorowa (grupa alkilowa)

■ Budowa cząsteczek alkoholi monohydrosylowych



metanol

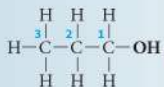


etanol

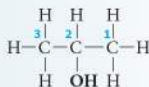
Metanol (CH_3OH) i etanol (C_2H_5OH) są najprostszymi nasyconymi alkoholami monohydrosylowymi (zawierającymi w cząsteczce jedną grupę $-OH$). Ich cząsteczki są zbudowane z grup alkilowych (metylowej i etylowej) oraz grupy $-OH$.

■ We wzorach strukturalnych kolejnych homologów tych alkoholi da się zauważyć, że już w propanolu grupa $-OH$ może mieć dwa różne położenia: przy jednym ze skrajnych atomów węgla lub przy środkowym.

Izomery propanolu (C_3H_7OH)

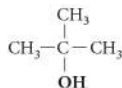


propan-1-ol
alkohol I-rzędowy



propan-2-ol
alkohol II-rzędowy

Ten rodzaj izomerii – **izomeria położenia podstawnika** – jest bardzo ważny w alkoholach, gdyż od niego zależy przebieg niektórych reakcji. Skrajny atom węgla, który jest połączony tylko z jednym innym atomem węgla, nazywa się I-rzędowym, a jeżeli to właśnie przy nim występuje grupa $-\text{OH}$, taki **alkohol** również jest **I-rzędowy**. Środkowy atom węgla w cząsteczce propanu jest II-rzędowy (bo łączy się z dwoma innymi atomami węgla), więc jeżeli grupa $-\text{OH}$ jest przyłączona właśnie do niego, jest to **alkohol II-rzędowy**. Oczywiście istnieją też **alkohole III-rzędowe**, o rozgałęzionych łańcuchach węglowych, w których grupa $-\text{OH}$ występuje przy atomie węgla połączonym z trzema innymi atomami węgla.



alkohol III-rzędowy

Jak tworzy się nazwy alkoholi monohydroksylowych?

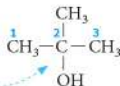
Nazwy **systematyczne** alkoholi zgodne z konwencją IUPAC tworzy się w ten sposób, że do nazwy **alkanu** mającego tyle samo atomów węgla co cząsteczka danego alkoholu dodaje się przyrostek **-ol**. Dlatego ogólna nazwa systematyczna nasyconych alkoholi monohydroksylowych (hydroksylowych pochodnych alkanów) to **alkanole**.

Oprócz nazw systematycznych alkoholi stosuje się także ich **nazwy zwyczajowe**, które składają się ze słowa „alkohol” i przymiotnika pochodzącego najczęściej od nazwy grupy alkilowej połączonej z grupą hydroksylową.

Wzory i nazwy pięciu początkowych alkanów oraz odpowiednich alkanoli

Alkany		Alkohole monohydroksylowe		
wzór	nazwa	wzór	nazwa systematyczna	nazwa zwyczajowa
CH_4	metan	CH_3OH	metanol	alkohol metylowy
C_2H_6	etan	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	etanol	alkohol etylowy
C_3H_8	propan	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	propan-1-ol	alkohol propylowy
C_4H_{10}	butan	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	butan-1-ol	alkohol butylowy
C_5H_{12}	pentan	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	pentan-1-ol	alkohol amylowy
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	alkan	$\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$	alkanol	–

■ Ze względu na możliwość tworzenia izomerów różniących się położeniem grupy $-OH$ konieczne jest podawanie numeru atomu węgla, do którego jest przyłączona ta grupa (od propanolu wzwyż). Ponieważ o obecności grupy $-OH$ mówi przyrostek $-ol$, liczbę oznaczającą numer atomu węgla umieszcza się przed tym przyrostkiem. Na przykład izomery propanolu mają nazwy: propan-1-ol (alkohol I-rzędowy) i propan-2-ol (alkohol II-rzędowy), a alkohol III-rzędowy o podanym obok wzorze to 2-metylopropan-2-ol.



Jak otrzymuje się alkohole monohydrosylowe?

- Uniwersalną metodą otrzymywania alkoholi jest reakcja fluorowcoalkanów z mocną zasadą w środowisku wodnym (rozdz. 40).
- Alkohole można otrzymać również w reakcji addycji wody do alkenów (hydratacji alkenów), przebiegającej w obecności mocnego kwasu (rozdz. 36). Jeżeli tej reakcji podda się alken o dłuższym łańcuchu, produktem będzie alkohol II-rzędowy.
- Znane są także metody, które służą do otrzymywania konkretnych alkoholi, np. etanol otrzymuje się w wyniku fermentacji alkoholowej cukrów prostych, uzyskanych podczas hydrolizy wielocukrów zawartych w ziemniakach, ziarnie zbóż, melasie. Proces ten zachodzi w warunkach beztlenowych, przy udziale enzymu zymazy produkowanego przez drożdże.

Jakie są właściwości fizyczne alkoholi i od czego zależą?

Podstawowe właściwości fizyczne najważniejszych alkoholi przedstawiono w tabeli.

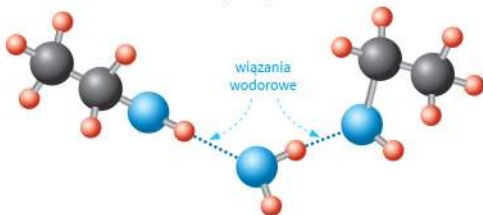
Właściwości fizyczne wybranych alkoholi monohydrosylowych ($T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$)

Nazwa	Wzór	m, u	$t_f, ^\circ\text{C}$	$t_w, ^\circ\text{C}$	$d, \text{g/cm}^3$	$R, \text{g / 100 g H}_2\text{O}$
metanol	CH_3OH	32	-98	65	0,787	∞
etanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	46	-114	78	0,785	∞
propan-1-ol	$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	60	-126	97	0,800	∞
butan-1-ol	$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	74	-89	118	0,806	7,9
pentan-1-ol	$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	88	-78	138	0,811	2,4

Z informacji zawartych w tabeli wynika, że:

- alkohole o małej masie cząsteczkowej są cieczami o stopniowo rosnących wartościach temperatury wrzenia;
- gęstość alkoholi jest mniejsza od gęstości wody;
- początkowe trzy alkohole z szeregu homologicznego mieszają się z wodą bez ograniczeń, kolejne rozpuszczają się w wodzie coraz słabiej.

■ Na właściwości fizyczne alkoholi w dużym stopniu wpływa obecność w ich cząsteczkach dwóch grup: silnie polarnej grupy hydroksylowej ($-OH$) oraz niepolarnej grupy alkilowej ($R-$). **Cząsteczki alkoholi oddziałują ze sobą za pomocą wiązań wodorowych** (dzięki obecności grup $-OH$) i dlatego nawet metanol jest cieczą, a nie gazem, pomimo małej masy cząsteczkowej. Grupy $-OH$ alkoholi tworzą również wiązania wodorowe z cząsteczkami wody, co ułatwia ich rozpuszczanie w wodzie. Wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego rozpuszczalność alkoholi w wodzie maleje, natomiast rośnie rozpuszczalność alkoholi w cieczach niepolarnych.



▲ Modelowy schemat oddziaływania między cząsteczkami wody i alkoholu o krótkim łańcuchu węglowym

Jakie są najważniejsze właściwości chemiczne alkoholi monohydroksylowych?

■ Odczyn roztworów alkoholi

Podczas omawiania zagadnień z chemii nieorganicznej była mowa o związkach zawierających w swoich cząsteczkach grupy $-OH$. Były to zarówno wodorotlenki, jak i kwasy tlenowe. Związki te ulegają dysocjacji w roztworze wodnym i nadają mu określony odczyn. A jak zachowują się w wodzie rozpuszczone alkohole?



C_2H_5OH

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie odczynu wodnego roztworu etanolu

Opis: Do probówki wleć ok. 3 cm^3 wodnego roztworu etanolu i zanurzyć w nim uniwersalny papierek wskaźnikowy (a). Dla porównania przygotujcie papierki zwilżone wodnymi roztworami dowolnej zasady oraz dowolnego kwasu tlenowego (b).



a)



b)



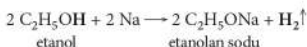
Obserwacje: Zanurzony w roztworze etanolu uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienił zabarwienia.

Wniosek: Etanol ma odczyn obojętny.

Mimo że w cząsteczkach alkoholu występuje grupa $-OH$, **odczyn roztworu alkoholu jest obojętny**. Można zatem wyciągnąć wniosek, że **cząsteczki alkoholi w roztworach wodnych nie ulegają dysocjacji**. Wynika to z dużej trwałości wiązań $C-O$ i $O-H$, które nie ulegają dalszej polaryzacji pod wpływem cząsteczek wody.

■ Reakcje alkoholi z aktywnymi metalami

Alkohole reagują z aktywnymi metalami, np. litowcami. Metale te wypierają **wodór** z alkoholi, podobnie jak z wody i z kwasów. Reakcję etanolu z sodem opisuje następujące równanie.



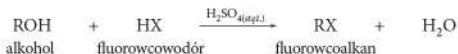
W tej reakcji poza wodorem powstaje **alkoholan**, związek jonowy o budowie podobnej do budowy soli. Alkoholany w roztworze wodnym ulegają hydrolizie. Efektem jest zasadowy odczyn ich roztworu. Hydrolizę etanolanu sodu można opisać następującym równaniem.



Podobnej reakcji ulegają sole słabych kwasów i mocnych zasad. Podobieństwo tych reakcji pozwala na wyciągnięcie wniosku, że **alkohole wykazują słabe właściwości kwasowe**.

■ Reakcje alkoholi z fluorowcowodorami

Działanie chlorowodemem lub bromowodemem na alkohol w warunkach bezwodnych prowadzi do wymiany grupy $-OH$ na atom chloru lub bromu. Ogólne równanie tej reakcji ma postać (R – grupa alkilowa, $X = Cl$ lub Br):



Jest to proces odwrrotny do otrzymywania alkoholi z fluorowcopochodnej węglowodoru.

■ Odwodnienie alkoholi

Pod wpływem silnych środków odwadniających alkohole ulegają **dehydratacji**. Ten typ reakcji w chemii organicznej nosi nazwę **eliminacji**. Proces odwodnienia alkoholu można przeprowadzić np. przez przepuszczenie par alkoholu nad ogrzanym tlenkiem glinu. Głównym produktem eliminacji alkoholu będzie wówczas alken.

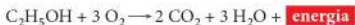


Jest to reakcja odwrrotna do hydratacji alkenów, będącej jednym ze sposobów otrzymywania alkoholi.

■ Utlenianie alkoholi

Ważną grupą reakcji, jakim ulegają alkohole, są **reakcje utleniania**. Mogą one przebiegać różnie, w zależności od struktury cząsteczki alkoholu i sposobu przeprowadzania procesu.

■ **Wszystkie alkohole są palne.** W wyniku gwałtownego utleniania (czyli spalania) alkoholi w powietrzu powstają tlenek węgla(IV) oraz woda. Temu procesowi towarzyszy wydzielanie energii na sposób ciepła. Reakcję spalania etanolu opisuje równanie:

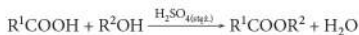


■ Podczas łagodniejszego utleniania łańcuch węglowy alkoholu nie jest niszczone, a rodzaj powstającego produktu zależy od jego budowy:

- alkohole I-rzędowe utleniają się do **aldehidów** ($\text{R}-\text{CHO}$) lub **kwasów karboksylowych** ($\text{R}-\text{COOH}$);
 - alkohole II-rzędowe utleniają się do **ketonów** ($\text{R}-\text{CO}-\text{R}'$);
 - alkohole III-rzędowe nie ulegają utlenieniu pod wpływem słabych utleniaczy.
- Odpowiednie doświadczenia ilustrujące te procesy opisano w rozdziałach 45, 46 i 47.

■ Reakcje alkoholi z kwasami

Miedzy alkoholami a kwasami organicznymi (lub tlenowymi nieorganicznymi) zachodzi reakcja nazywana **estryfikacją**, ponieważ jej produktami są **estry** (rozdz. 49). Katalizatorem takiej reakcji jest stężony kwas siarkowy(VI). Ogólny zapis przebiegu reakcji kwasów organicznych z alkoholami ma postać:



■ Zapach

Każdy alkohol ma charakterystyczny dla siebie zapach. Jednak rozpoznawanie ich po zapachu może być bardzo mylące, ponieważ np. **metanolu i etanolu nie można odróżnić po zapachu**.

Jakie zastosowania mają alkohole monohydroksylowe?

Alkohole są uważane za jedną z najbardziej użytecznych grup związków. Wykorzystywane są w wielu gałęziach gospodarki do różnych celów.

- Alkohole są stosowane jako surowce do produkcji innych związków organicznych.
- Wykorzystuje się je przy produkcji środków farmaceutycznych, barwników, kosmetyków, substancji zapachowych i środków piorących.
- Denaturujące właściwości alkoholi stosuje się do celów dezynfekcyjnych. Właściwości takie mają m.in. 70 % roztwór wodny etanolu i 30 % roztwór wodny propan-1-olu.
- Alkohole ze względu na zdolność rozpuszczania związków organicznych są stosowane jako rozpuszczalniki: farb, lakierów, politur i tłuszczów.



▲ Ogrzany roztwór etanolu powyżej 40 % uwalnia łatwopalny etanol

WARTO WIEDZIEĆ

- **Uwaga! Metanol jest silną trucizną.** Spożycie 12 g tej substancji powoduje ślepotę. Dawka śmiertelna **metanolu** jest osobniczo zmienna i wynosi 0,3–1,0 g / kg masy ciała. Natomiast dawka śmiertelna **etanolu** to 5–10 g / kg masy ciała.



- Odwodnienie etanolu za pomocą stężonego kwasu siarkowego(VI) w temperaturze ok. 20 °C może prowadzić do otrzymania **eteru**, który jest produktem częściowej dehydratacji tego alkoholu (jedna cząsteczka wody jest odłączona od dwóch cząsteczek alkoholu):



Eter dietylowy jest skrajnie łatwopalnym rozpuszczalnikiem. Dawniej stosowano go jako środek znieczulający i usypiający.



PODSUMOWANIE

- Alkohole monohydroksylowe (alkanole) to pochodne alkanów o wzorze ogólnym $C_nH_{2n+1}OH$.
- Nazwy systematyczne alkoholi alifatycznych tworzy się od nazw węglowodorów przez dodanie przyrostka **-ol**. W razie potrzeby przyrostek poprzedza się numerem atomu węgla, przy którym znajduje się grupa **-OH**.
- Alkohole monohydroksylowe o niedużej masie cząsteczkowej w 25 °C są **cieczkami**.
- Wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego alkoholi ich **temperatura wrzenia** stopniowo rośnie, a **rozpuszczalność** w wodzie maleje. Najprostsze alkan-1-ole (do C_7) rozpuszczają się w wodzie bez ograniczeń. Alkohole są **palne**.
- Wodne roztwory alkoholi mają **odczyn obojętny**.
- Alkohole reagują z:
 - aktywnymi metalami (np. sodem, potasem) z wydzieleniem wodoru;
 - fluorowcowodorami (następuje wymiana grupy **-OH** na atom fluorowca);
 - utleniaczami (dają różne produkty, w zależności od rzędowości alkoholu);
 - kwasami organicznymi oraz tlenowymi kwasami nieorganicznymi (tworzą estry).
- Alkohole pod wpływem substancji odwadniających ulegają reakcji **eliminacji**, w wyniku czego powstają np. alkeny.

ZADANIA

1. Przedstaw wzory półstrukturalne izomerów butanolu i określ ich rzędowność.
2. W dostępnych źródłach informacji znajdź odpowiedź na pytanie: „Czy alkohole mogą służyć do zasilania silników spalinowych?”.
3. Oblicz objętość tlenu (w warunkach normalnych) potrzebną do całkowitego spalania 23 g etanolu. Wynik podaj w dm^3 z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.



43. Alkohole polihydroksylowe

- Budowa i nazewnictwo
- Właściwości fizyczne glikolu etylenowego i glicerolu
- Właściwości chemiczne alkoholi polihydroksylowych
- Odróżnianie alkoholi polihydroksylowych od alkoholi monohydroksylowych
- Zastosowania glikolu etylenowego i glicerolu

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości mają alkohole monohydroksylowe.

Jak są zbudowane najważniejsze alkohole polihydroksylowe?

Poza alkoholami monohydroksylowymi zawierającymi w swoich cząsteczkach jedną grupę $-OH$ istnieją również alkohole, których cząsteczki zawierają więcej grup hydroksylowych. Są to alkohole polihydroksylowe. Najważniejszymi przedstawicielami tej grupy związków są glikol etylenowy i glicerol.

- **Glikol etylenowy**, tj. **etano-1,2-diol**, jest przedstawicielem alkanodioli, czyli alkoholi zawierających w cząsteczkach dwie grupy hydroksylowe.
- **Glicerol**, tj. **propano-1,2,3-triol**, jest przedstawicielem alkanotrioli, czyli alkoholi zawierających w cząsteczce trzy grupy hydroksylowe.

Budowa cząsteczek i nazwy przedstawicieli alkoholi polihydroksylowych

Nazwy zwyczajowe	glikol etylenowy, glikol	glicerol, gliceryna
Nazwa systematyczna (zalecana przez IUPAC)	etano-1,2-diol	propano-1,2,3-triol
Wzór półstrukturalny	$\begin{array}{c} \overset{1}{CH_2} - \overset{2}{CH_2} \\ \quad \quad \\ OH \quad \quad OH \end{array}$	$\begin{array}{c} \overset{1}{CH_2} - \overset{2}{CH} - \overset{3}{CH_2} \\ \quad \quad \quad \quad \\ OH \quad \quad OH \quad \quad OH \end{array}$
Model		

Jakie właściwości fizyczne mają glikol etylenowy i glicerol?

Glikol etylenowy i glicerol to bezbarwne, bezwonne ciecze (w 298 K, 1013 hPa) o dużej lepkości, bardzo dobrze rozpuszczające się w wodzie (oba związki są higroskopijne).

Gęstość obu substancji jest większa od gęstości wody. Mają bardzo wysoką temperaturę wrzenia, co oznacza, że alkohole polihydroksylowe są **trudno lotne**.

Właściwości fizyczne glikolu etylenowego i glicerolu ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)

Nazwa	Wzór	m, u	$t_b, ^\circ\text{C}$	$t_w, ^\circ\text{C}$	$d, \text{g/cm}^3$	$R, \text{g / 100 g H}_2\text{O}$
etano-1,2-diol	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$	62	-12	197	1,110	∞
propano-1,2,3-triol	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	92	18	290	1,258	∞

Właściwości te są skutkiem powstawania wielu **wiązań wodorowych** między grupami hydroksylowymi sąsiadujących ze sobą cząsteczek. Wiązania te są również odpowiedzialne za dużą lepkość tych alkoholi.

Jakie właściwości chemiczne mają alkohole polihydroksylowe?

■ Alkohole polihydroksylowe, glikol i gliceryna, są **słodkie** – stąd pochodzi nazwa tych związków (grec. *glykys* – słodki). **Nie wolno sprawdzać smaku alkoholi polihydroksylowych, ponieważ są trujące**. Wyjątkiem jest gliceryna.

■ Alkohole polihydroksylowe ulegają podobnym reakcjom jak alkohole monohydroksylowe – reagują z aktywnymi metalami, ulegają reakcjom utleniania i odwadniania, wchodzi w reakcje z kwasami (estryfikacja). W reakcji glicerolu z kwasem azotowym(V) (czyli z kwasem tlenowym) powstaje triazotan(V) propano-1,2,3-triolu, tzw. nitrogliceryna (silny środek wybuchowy). W reakcji glicerolu z wyższymi kwasami karboksylowymi (kwasami tłuszczowymi) powstają triacyloglicerole – inaczej lipidy; glicerydy, czyli tłuszcze (więcej informacji na ten temat w podręczniku do kl. 3).

Jak odróżnić alkohol polihydroksylowy od monohydroksylowego?

Charakterystyczną próbą służącą do wykrywania alkoholi polihydroksylowych jest ich **reakcja ze świeżo strąconym wodorotlenkiem miedzi(II)**, w której powstaje roztwór o szafirowym zabarwieniu. Alkohole monohydroksylowe nie ulegają takiej reakcji.

Jakie zastosowania mają glikol etylenowy i glicerol?

■ **Glikol etylenowy (etano-1,2-diol)** służy do produkcji włókien i żywic poliestrowych, płynów do chłodnic silników oraz płynów hamulcowych, rozpuszczalników i innych związków organicznych.

■ **Glicerol (propano-1,2,3-triol)** jest stosowany w produkcji: kosmetyków, leków i niektórych artykułów spożywczych, a także tworzyw sztucznych, barwników i materiałów wybuchowych.



▲ W reakcji wodorotlenku miedzi(II) (a) z glicerolem osad $\text{Cu}(\text{OH})_2$ znika i powstaje roztwór o szafirowym zabarwieniu (b)



WARTO WIEDZIEĆ



▲ Dihydroksyaceton (DHA) jest składnikiem kosmetyków samoopalających

■ **Uwaga! Glikol etylenowy jest silną trucizną.**

Dawka 15–100 g tego związku może być śmiertelna. Jednym z powstających produktów przemiany glikolu w organizmie jest kwas szczawiowy, który niszczy nerki. W mniejszych dawkach glikol drażni błony śluzowe, oczy i skórę.

■ W wyniku odwodnienia glicerolu powstaje **akroleina** – toksyczna substancja o przykrym zapachu. Powstaje ona także podczas smażenia potraw na maśle.

■ Z glicerolu w wyniku jego utlenienia otrzymuje się **dihydroksyaceton (DHA)** – związek będący składnikiem kosmetyków samoopalających.

PODSUMOWANIE

- Przedstawicielami alkoholi polihydroksylowych są **etano-1,2-diol (glikol etylenowy, glikol)** oraz **propano-1,2,3-triol (glicerol, gliceryna)**.
- Związki te są lepкими cieczami o wysokich wartościach temperatury wrzenia oraz nieograniczonej rozpuszczalności w wodzie.
- Alkohole polihydroksylowe ulegają takim samym reakcjom jak alkohole monohydroksylowe.
- **Charakterystyczną próbą**, służącą do wykrywania alkoholi polihydroksylowych, jest **reakcja z osadem $\text{Cu}(\text{OH})_2$** , w której wyniku powstaje szafirowy roztwór.

ZADANIA

1. Wymień fizyczne i chemiczne właściwości mogące stanowić podstawę odróżnienia alkoholi polihydroksylowych od niższych alkoholi monohydroksylowych. Odpowiedź poprzyj odpowiednimi przykładami.
2. Wskaż informację błędnie opisującą właściwości glikolu etylenowego.
 - A. Jest to ciecz bezbarwna i bezwonna.
 - B. Ma dużą lepkość.
 - C. Jest to substancja silnie toksyczna.
 - D. Jest nierozpuszczalny w wodzie.
3. Wskaż informację błędnie opisującą właściwości glicerolu.
 - A. Jest to ciecz bezbarwna, bezwonna, o dużej lepkości.
 - B. Miesza się z wodą w dowolnej proporcji.
 - C. Jest to substancja silnie toksyczna.
 - D. Ma właściwości higroskopijne.



44. Fenole

- Budowa i nazewnictwo fenoli
- Właściwości fizyczne fenolu
- Właściwości chemiczne fenolu
- Zastosowania fenoli

→ **Przypomnij sobie**, jak zbudowane są cząsteczki benzenu i toluenu.

Jakie związki należą do grupy fenoli?

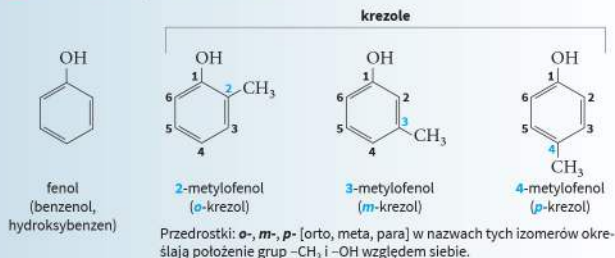
→ **Fenole** – pochodne węglowodorów aromatycznych, których cząsteczki zawierają grupę hydroksylową ($-\text{OH}$) związaną z atomem węgla pierścienia aromatycznego (np. benzenowego).

■ Wzór ogólny fenoli



Ar – aromatyczna grupa węglowodorowa (grupa arylowa), np. grupa fenylowa C_6H_5-

■ Budowa cząsteczek fenoli



Najprostszym przedstawicielem fenoli jest **benzenol** (hydroksybenzen) o wzorze $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$; jego preferowana nazwa to po prostu **fenol**.

Krezole można traktować jako metylowe ($-\text{CH}_3$) pochodne fenolu ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$) lub jako monohydroksylowe ($-\text{OH}$) pochodne toluenu ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$).

Jakie właściwości ma fenol?

Benzenol, podobnie jak inne fenole, na skalę przemysłową wydziela się ze smoły węglowej otrzymywanej w procesie pirolizy węgla kamiennego.

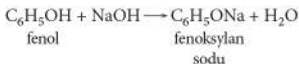
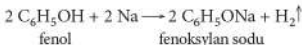
Czysty fenol jest krystaliczną, bezbarwną substancją (w 298 K, 1013 hPa) o charakterystycznym ostrym zapachu. Słabo rozpuszcza się w zimnej wodzie, ale bardzo dobrze w gorącej (powyżej 70 °C) i rozpuszczalnikach organicznych.



Fenol jest silną trucizną i wykazuje właściwości żrące – w kontakcie z nim i jego roztworami na skórze mogą powstać trudno gojące się rany. Jest rakotwórczy i niebezpieczny dla środowiska. Ze względu na bakteriobójcze właściwości fenolu jego 5-procentowego roztworu wodnego (tzw. karbolu) używano do dezynfekcji pomieszczeń i przedmiotów.

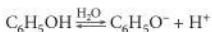
Jakim reakcją chemiczną ulega fenol?

■ Fenol reaguje z bardzo aktywnymi metalami (litowcami) oraz ich wodorotlenkami (zasadami) i tworzy sole nazywane **fenoksylanami** lub **fenolanami**. Przebieg reakcji fenolu z metalicznym sodem oraz wodorotlenkiem sodu można opisać równaniami:

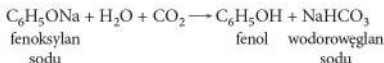


W obu tych przemianach fenol zachowuje się jak kwas – inaczej niż alkohole, które reagują z metalicznym sodem, ale nie reagują z wodorotlenkiem sodu.

Nieco silniejszy kwasowy charakter fenoli w porównaniu z alkoholami jest wynikiem wpływu pierścienia benzenowego na właściwości grupy $-OH$. W cząsteczce fenolu następuje przesunięcie niewiążących par elektronowych atomu tlenu w kierunku pierścienia, przez co wiązanie między atomem tlenu a atomem wodoru słabnie. Konsekwencją tego jest łatwiejsze odszczepienie jonu H^+ i zachodząca w niewielkim stopniu w roztworze wodnym **dysojacja** fenolu:



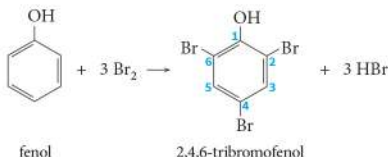
■ Fenol jest bardzo słabym kwasem; nawet kwas węglowy wypiera go z jego soli.



▲ Bezbarwne kryształy fenolu (a) pod wpływem tlenu z powietrza zmieniają kolor – stają się różowe (b)

■ Oddziaływanie grupy $-OH$ na pierścień benzenowy w cząsteczce fenolu powoduje, że cząsteczka ta bardzo łatwo ulega **substytucji (podstawieniu)**, np.

- **bromowaniu** – w wyniku tej reakcji powstaje szereg kolejnych bromopochodnych, a końcowym produktem tej reakcji jest 2,4,6-tribromofenol (związki te są bardzo przydatne w syntezie organicznej);

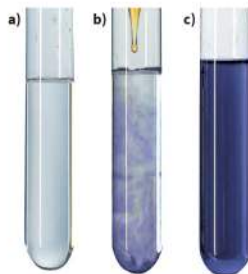


- **nitrowaniu** – w wyniku tej reakcji powstaje kilka pochodnych fenolu, a ostatecznym produktem jest 2,4,6-trinitrofenol zwyczajowo nazywany kwasem pikrynowym (związek ten jest środkiem do barwienia wełny i jedwabiu, materiałem wybuchowym oraz preparatem bakteriobójczym).



■ Do identyfikacji wodnych roztworów fenoli można użyć roztworu chlorku żelaza(III) – FeCl₃. W obecności tego związku bezbarwne roztwory fenoli przyjmują charakterystyczne fioletowoniebieskie zabarwienie.

- Po dodaniu do roztworu fenolu (a) kilku kropli nasyconego roztworu FeCl₃ (b) powstaje związek o fioletowoniebieskiej barwie (c)



Do czego mogą służyć fenole?

Fenole służą do produkcji leków (np. aspiryny), środków dezynfekujących, barwników, tworzyw sztucznych, materiałów wybuchowych.

Jak odróżnić fenole od alkoholi?

Porównanie właściwości fenoli i alkoholi

Grupa związków		Fenole	Alkohole	
			monohydroksylowe	polihydroksylowe
Wzór i nazwa przedstawiciela		C_6H_5OH fenol	CH_3OH metanol	$C_2H_4(OH)_2$ etano-1,2-diol
Stan skupienia		ciało stałe	ciecz	ciecz
Odczyn roztworu wodnego		kwasowy	obojętny	obojętny
Reakcja z	Na	tak	tak	tak
	NaOH	tak	nie	nie
	$Cu(OH)_2$	nie	nie	tak

WARTO WIEDZIEĆ

Wędzenie, obok solenia i suszenia, jest jedną z najstarszych metod utrwalania żywności.

Dzięki obecności w dymie wędzarniczym m.in.

fenoli o działaniu bakteriobójczym produkty żywnościowe są zabezpieczone przed zepsuciem.

► Konserwowanie żywności za pomocą dymu



PODSUMOWANIE

- **Fenol (benzenol, hydroksybenzen)** o wzorze C_6H_5OH jest substancją krystaliczną, o ostrym zapachu. Słabo rozpuszcza się w zimnej wodzie, a bardzo dobrze w gorącej.
- Fenol w roztworze wodnym ulega **dysocjacji** i daje roztwór o odczynie słabo kwasowym. **Jest kwasem słabszym** od kwasu węglowego.
- Fenol ulega reakcjom charakterystycznym dla słabych kwasów oraz dla związków aromatycznych. **Substytucja** w pierścieniu aromatycznym fenolu zachodzi łatwiej niż w benzenie.

ZADANIA

1. Wykaż podstawowe podobieństwa i różnice w budowie cząsteczek oraz we właściwościach chemicznych etanolu i fenolu.
2. Na podstawie podanych opisów doświadczeń przyporządkuj literom A, B, C następujące związki: propano-1,2,3-triol, fenol, metanol.
 - a) Po dodaniu sodu do substancji A – cieczy o małej lepkości i charakterystycznym zapachu – wydzielł się wodór.
 - b) Dodanie roztworu $FeCl_3$ do wodnego roztworu substancji B spowodowało zabarwienie mieszaniny na kolor fioletowoniebieski.
 - c) W obecności $Cu(OH)_2$ roztwór substancji C przyjął szafirowe zabarwienie.



45. Aldehydy

- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości
- Najważniejsze reakcje chemiczne
- Zastosowania

→ **Przypomnij sobie**, jaka jest różnica w budowie cząsteczek alkoholi I- i II-rzędowych.

Jak są zbudowane cząsteczki aldehydów?

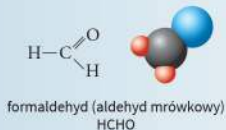


Aldehydy – pochodne węglowodorów, których cząsteczki zawierają grupę funkcyjną -CHO , czyli grupę aldehydową.

■ Wzory ogólne aldehydów



■ Budowa cząsteczek aldehydów



W cząsteczce najprostszego aldehydu alifatycznego – **formaldehydu** – z grupą aldehydową jest połączony tylko atom wodoru: HCHO . Drugim homologiem aldehydów alifatycznych jest **acetaldehyd** o wzorze CH_3CHO .

Najprostszym aldehydem aromatycznym jest **benzaldehyd** o wzorze $\text{C}_6\text{H}_5\text{CHO}$, w którego cząsteczce grupa aldehydowa jest połączona bezpośrednio z atomem węgla pierścienia benzenowego.

Jak tworzy się nazwy aldehydów?

Nazwy systematyczne prostych aldehydów tworzy się w ten sposób, że do rdzenia, którym jest nazwa alkanu o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce, dodaje się przyrostek **-al**. Jeżeli na przykład cząsteczka aldehydu jest zbudowana z czterech atomów węgla (trzy atomy węgla w grupie alkilowej i jeden w grupie funkcyjnej), to do słowa „butan” dodaje się przyrostek **-al**, czyli **butanal**.

W związku z tym, że grupa aldehydowa znajduje się zawsze przy końcowym atomie węgla łańcucha węglowego, nie podaje się w nazwie aldehydu jej położenia.

Wzory i nazwy pięciu początkowych alkanów oraz odpowiednich aldehydów alifatycznych

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Alkany		Aldehydy		
	wzór	nazwa	wzór	nazwa systematyczna	nazwa zwyczajowa
1	CH ₄	metan	HCHO	metanal	aldehyd mrówkowy
2	C ₂ H ₆	etan	CH ₃ CHO	etanal	aldehyd octowy
3	C ₃ H ₈	propan	C ₂ H ₅ CHO	propanal	aldehyd propionowy
4	C ₄ H ₁₀	butan	C ₃ H ₇ CHO	butanal	aldehyd masłowy
5	C ₅ H ₁₂	pentan	C ₄ H ₉ CHO	pentanal	aldehyd walerianowy
<i>n</i>	C _n H _{2n+2}	alkan	C _n H _{2n+1} CHO*	alkanal	–

* Dla metanolu $n = 0$.

Zwyczajowe nazwy aldehydów pochodzą od nazw kwasów karboksylowych.

Preferowane przez IUPAC nazwy dwóch najprostszych aldehydów alifatycznych i najprostszego aldehydu aromatycznego to: **formaldehid**, **acetaldehyd** i **benzaldehyd**.

Jak otrzymuje się aldehydy?



C₂H₅OH

DOŚWIADCZENIE 1. Otrzymywanie etanolu

Opis: Przygotujcie zlewkę z etanolem (ok. 1/3 pojemności naczynia). Blaszkę miedzianą ogrzewajcie w płomieniu palnika tak długo, aby pokryła się czarnym nalotem. Rozżarzoną, pokrytą nalotem blaszkę umieśćcie w zlewce z etanolem. Czynność powtórzcie kilka razy. Ostrożnie zbadajcie zapach produktu reakcji i porównajcie go z zapachem etanolu.

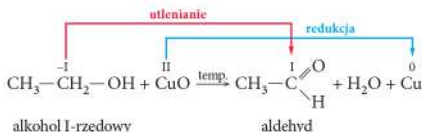
Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.

Obserwacje: Po umieszczeniu w etanolu rozżarzonej blaszki miedzianej czarny nalot zniknął z jej powierzchni. Ponadto zapach zawartości zlewki się zmienił.

Wnioski: Ogrzewanie blaszki miedzianej w płomieniu palnika spowodowało powstanie na jej powierzchni tlenku miedzi(II). Związek ten uległ redukcji do wolnej miedzi i spowodował utlenienie etanolu. Zmiana zapachu zawartości zlewki jest związana z wydzielaniem produktu reakcji – etanolu.



Przebieg procesu zaobserwowanego w doświadczeniu 1. można opisać równaniem:



W trakcie tego procesu atom węgla związany z grupą hydroksylową utlenia się i przechodzi ze stopnia utlenienia –I na stopień utlenienia I w grupie aldehydowej. **Reakcja łagodnego utleniania alkoholi I-rzędowych jest jedną z metod otrzymywania aldehydów.**

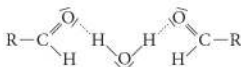
Jakie właściwości mają aldehydy?

Najprostszy aldehyd – metanal – jest gazem, następne homologe są cieczami¹. Wartości temperatury wrzenia aldehydów (patrz tabela niżej) są niższe od wartości temperatury wrzenia alkoholi o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce (patrz tabela w rozdz. 42). Jest to spowodowane tym, że **cząsteczki aldehydów nie mogą tworzyć między sobą wiązań wodorowych**, gdyż zawierają atomy wodoru związane wyłącznie z atomami węgla, a nie tlenu.

Właściwości fizyczne wybranych aldehydów ($T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$)

Nazwa	Wzór	$t_f, ^\circ\text{C}$	$t_w, ^\circ\text{C}$	$R, \text{g} / 100 \text{ g H}_2\text{O}$
metanal	HCHO	–92	–20	∞
etanal	CH ₃ CHO	–123	21	∞
propanal	C ₂ H ₅ CHO	–80	48	20
butanal	C ₃ H ₇ CHO	–96	75	3,7
pentanal	C ₄ H ₉ CHO	–91	103	1,4

Rozpuszczalność niższych aldehydów w wodzie można wytłumaczyć **tworzeniem wiązań wodorowych między atomami tlenu grupy aldehydowej a cząsteczkami wody.**



▲ Schemat tworzenia wiązań wodorowych między cząsteczkami niższego alifatycznego aldehydu i wody

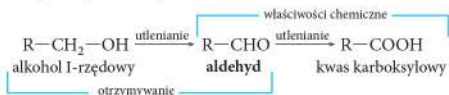
■ Aldehydy mają **charakterystyczny zapach**, co można odczuć podczas otrzymywania etanalu. Początkowe trzy homologe (C₁–C₃) mają nieprzyjemne zapachy, następne cztery (C₄–C₇) mają odrażającą woń, a kolejne (co ciekawe!) mają przyjemny zapach i dlatego są stosowane w przemyśle do produkcji kompozycji zapachowych.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

Jakim reakcjom chemicznym ulegają aldehydy?

Właściwości chemiczne aldehydów wynikają z budowy ich cząsteczek, czyli z obecności grupy aldehydowej.

Aldehydy można łatwo utleniać – mają właściwości redukujące. Produktami utleniania aldehydów są kwasy karboksylowe.

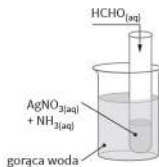
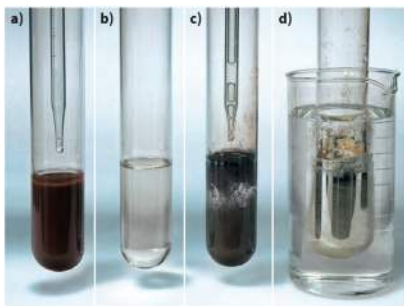


■ Do najbardziej charakterystycznych reakcji tego typu należy tzw. **próba lustra srebrnego** – **próba Tollensa**.

DOŚWIADCZENIE 2. Próba Tollensa

Opis: Do probówki wlecie ok. 5 cm³ wodnego roztworu azotanu(V) srebra(I), następnie dodajcie tyle wody amoniakalnej, aby strącony początkowo osad (a) całkowicie się rozwinął (b). Do tak przygotowanego roztworu dodajcie kilka kropli formaliny (wodnego roztworu metanal) (c) i ogrzejcie zawartość probówki przez wstawienie jej do naczynia z gorącą wodą (d). Obserwujcie zawartość probówki.

Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.



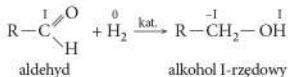
Obserwacje: Po dodaniu aldehydu do probówki jej zawartość ściemniała, a po ogrzaniu na jej ściankach powstało lustro.

Wnioski: Powstały osad, który następnie osadza się na ściankach probówki, to srebro.

Jakie procesy zaszły w trakcie wykonywania doświadczenia? Pod wpływem wodnego roztworu amoniaku z roztworu azotanu(V) srebra(I) strącił się tlenek srebra(I). Tlenek ten w nadmiarze wody amoniakalnej tworzy przezroczysty roztwór nazywany **odczynnikiem Tollensa**. Aldehyd dodany do tego odczynnika spowodował redukcję srebra w tlenku do metalicznego srebra, a sam utlenił się do kwasu karboksylowego. Wydzielone w tej reakcji srebro osadziło się następnie na ściankach probówki i utworzyło lustro.

Grupa funkcyjna aldehydów jest aktywna chemicznie, ponieważ zawiera podwójne wiązanie między atomem węgla a atomem tlenu. Dzięki temu aldehydy ulegają reakcjom **addycji i polimeryzacji**.

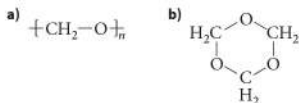
■ Przykładem **reakcji addycji (przyłączenia)** jest reakcja z wodorem, którą można opisać ogólnym równaniem:



W tej reakcji **aldehyd ulega redukcji do alkoholu I-rzędowego**. Redukcja aldehydu wodorem jest reakcją odwrotną do utleniania alkoholi I-rzędowych.

W wyniku addycji wodoru z metanalu można otrzymać metanol, a z etanalu – etanol.

■ O obecności wiązania podwójnego w cząsteczkach aldehydów świadczy zdolność prostych aldehydów do ulegania **polimeryzacji**. Na przykład metanal, tj. formaldehyd, łatwo polimeryzuje i tworzy, w zależności od warunków, **poliformaldehyd** – liniowy polimer – lub 1,3,5-trioksan – cykliczny trimer.



▲ Polimery metanalu: a) poliformaldehyd, b) 1,3,5-trioksan

► Proces polimeryzacji można łatwo zaobserwować w wodnym roztworze metanalu (formalinie). Podczas długiego przechowywania tego roztworu powstaje biały osad 1,3,5-trioksanu



Jakie zastosowania mają aldehydy?

Śród wszystkich aldehydów najwięcej zastosowań praktycznych mają trzy:

- **formaldehyd** – w postaci 40-procentowego roztworu wodnego, zwanego **formaliną**, jest stosowany jako środek odkażający i bakteriobójczy, np. do konserwacji preparatów anatomicznych; metanal służy też do wyrobu tworzyw sztucznych;
- **acetaldehyd** – jest substratem do produkcji kwasu octowego i etanolu; w postaci trimeru jest stosowany jako rozpuszczalnik, a w formie tetrameru jako paliwo w kuchenkach turystycznych lub jako rozpalka do grilla;
- **benzaldehyd** – znajduje zastosowanie w produkcji olejków zapachowych; czysty benzaldehyd jest stosowany w cukiernictwie i ciastkarstwie jako olejek migdałowy; stosuje się go do wyrobu barwników, leków i jako rozpuszczalnik.



WARTO WIEDZIEĆ



▲ Migdały



■ **Benzaldehyd** jest naturalnym produktem enzymatycznej hydrolizy **amigdaliny**. Substancja ta występuje w pestkach migdałów, moreli, brzoskwiń, jabłek i wiśni. Dlatego pestki tych owoców po przegryzieniu mają gorzki smak i migdałowy zapach.

■ **Formaldehyd** reaguje również z fenolem. Głównym produktem polikondensacji tych związków jest żywica fenolowo-formaldehadowa. Żywica ta została wykorzystana do produkcji pierwszego tworzywa sztucznego – **bakelitu**. Obecnie wyroby z bakelitu są rzadko spotykane, ale kiedyś były bardzo powszechne.

◀ Z bakelitu produkowano obudowy do aparatów telefonicznych

PODSUMOWANIE

- **Aldehydy** to pochodne węglowodorów, których cząsteczki zawierają grupę aldehydową $-CHO$. Ich wzór ogólny to $R-CHO$, gdzie: R – grupa alkilowa lub arylowa.
- **Nazwy systematyczne** prostych aldehydów tworzy się od nazw węglowodorów (o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce) przez dodanie przyrostka **-al**.
- Najprostszym aldehydem alifatycznym jest **formaldehyd** o wzorze $HCHO$, zaś najprostszym aldehydem aromatycznym – **benzaldehyd** o wzorze C_6H_5CHO .
- Aldehydy otrzymuje się m.in. w wyniku **łagodnego utleniania** alkoholi 1-rzędowych.
- Metanal (C_1) – pierwszy homolog aldehydów alifatycznych – jest gazem, następne są cieczami¹. Aldehydy C_1-C_3 bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, a pozostałe nie rozpuszczają się. Charakterystyczny nieprzyjemny zapach mają tylko aldehydy C_1-C_7 .
- Aldehydy wykazują **właściwości redukujące**, przy czym same **utleniają się** do kwasów karboksylowych (**próba Tollensa** – próba lustra srebrowego – i **próba Trommera**).
- W wyniku addycji wodoru do aldehydów, czyli ich **redukcji**, otrzymuje się alkohole 1-rzędowe.
- Najprostsze aldehydy wykazują zdolność do **polimeryzacji**.

ZADANIA

1. Zaproponuj sposób otrzymania etanolu z etynu. W tym celu przedstaw równania ciągu przemian ilustrujących tę przemianę. Czy istnieje tylko jeden sposób przeprowadzenia tego procesu?
2. Przedstaw równania reakcji utleniania metanolu, etanolu oraz propan-1-olu oraz podaj nazwy produktów tych reakcji.
3. Przedstaw równania reakcji zachodzących podczas próby Tollensa i próby Trommera, do których został użyty etanal.



¹ W warunkach: $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.



46. Ketony

- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne
- Właściwości chemiczne
- Zastosowania acetonu

→ **Przypomnij sobie**, jaka jest budowa cząsteczki najprostszego alkoholu II-rzędowego.

Jak są zbudowane cząsteczki ketonów?

W rozdziale o alkoholach monohydroksylowych (rozdz. 42) wspomniano o aldehydach i ketonach jako produktach utleniania alkoholi o różnej rzędowości.

Jaka jest różnica w budowie cząsteczek aldehydów i ketonów? Wynika ona z budowy ich grup funkcyjnych.

■ Wzór ogólny aldehydów



jedna grupa węglowodorowa grupa funkcyjna – grupa aldehydowa, a w niej grupa karbonylowa

alkilowa lub arylowa, lub atom wodoru

■ Wzór ogólny ketonów



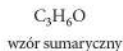
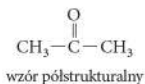
dwie grupy węglowodorowe grupa funkcyjna – grupa karbonylowa (grupa ketonowa)

alkilowe lub arylowe (jednakowe lub różne)

→ **Ketony** – związki organiczne, w których cząsteczkach występuje grupa funkcyjna >C=O , czyli grupa karbonylowa połączona z dwiema grupami węglowodorowymi (alkilowymi lub aryłowymi, jednakowymi lub różnymi).

Grupa funkcyjna ketonów (>C=O) jest najczęściej nazywana **grupą karbonylową**, rzadziej ketonową.

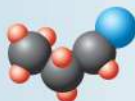
Najprostszy keton można przedstawić za pomocą następujących wzorów:



Taki sam wzór sumaryczny ma aldehyd – propanal.

■ Budowa związków o wzorze C_3H_6O

aldehyd



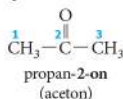
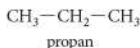
keton



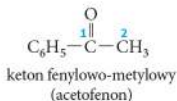
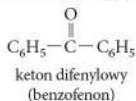
Aldehydy i ketony alifatyczne, zawierające w cząsteczkach taką samą liczbę atomów węgla i wodoru, są **izomerami**. Ten rodzaj izomerii nazywamy **izomerią funkcyjną**.

Jak tworzy się nazwy ketonów?

Nazwy systematyczne ketonów tworzy się podobnie jak nazwy alkoholi, czyli do rdzenia pochodzącego od nazwy alkanu dodaje się przyrostek **-on**, a przed nim podaje się numer atomu węgla, z którym jest związany atom tlenu, np.



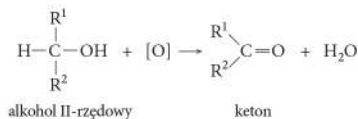
■ Nazwy ketonów zawierających grupy aryłowe zwykle składają się ze słowa „keton” i przymiotnika utworzonego z nazw tych grup, np.



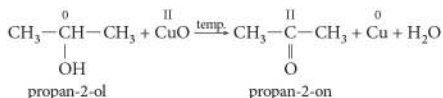
Preferowanymi przez IUPAC nazwami tych ketonów są odpowiednio difenylometanon i 1-fenyleotan-1-on.

W jaki sposób otrzymuje się ketony?

Najprostszą metodą otrzymywania ketonów jest **utlenianie alkoholi II-rzędowych**. Można to opisać uproszczonym równaniem reakcji (gdzie [O] to utleniacz):



Na przykład propan-2-on można otrzymać przez utlenienie propan-2-olu.



Jakie właściwości fizyczne mają ketony?

Niższe ketony alifatyczne (o małej masie cząsteczkowej) są cieciami, a wyższe – ciałami stałymi¹. Wskutek słabszych oddziaływań międzycząsteczkowych (brak możliwości tworzenia wiązań wodorowych) ketony są bardziej lotne niż alkohole. Wartości temperatury wrzenia ketonów rosną wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczkach – w analogiczny sposób jak w innych szeregach homologicznych.

Ketony rozpuszczają się w wodzie i rozpuszczalnikach organicznych w tym samym stopniu co alkohole, a same stanowią doskonałe rozpuszczalniki licznych związków organicznych.

Jakie właściwości chemiczne mają ketony?



aceton

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie właściwości acetonu

Opis: Do porcelanowej parowniczkii nalejcie niewielką ilość acetonu i określcie jego wygląd i zapach. Następnie ostrożnie zbliżajcie do parowniczkii zapalone luczywo.



Uwaga! Doświadczenie należy wykonać w okularach i rękawicach ochronnych, z dala od łatwopalnych materiałów.

Obserwacje: Aceton był bezbarwną, lotną cieczą o charakterystycznym zapachu. Pary acetonu zapaliły się po zbliżeniu do nich palącego się luczywa.

Wnioski: Pary acetonu są wysoce łatwopalne.



■ Próby Tollensa i Trommera przeprowadzone z udziałem ketonów dają negatywne wyniki: nie osadza się lustro srebrne, a zamiast ceglastoczerwonego osadu (Cu_2O) powstaje czarny (CuO).

► Aceton nie reaguje ze świeżo strąconym $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (a). Podczas ogrzewania z $\text{Cu}(\text{OH})_2$ powstaje czarny CuO (b)



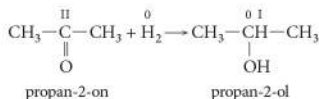
¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.



Ketony nie ulegają działaniu słabych utleniaczy i na tej podstawie odróżnia się te związki od aldehydów.

■ Pod wpływem silnych utleniaczy łańcuch węglowy ketonu ulega rozerwowaniu. Podczas tego procesu tworzy się mieszanina kwasów karboksylowych. W skrajnych wypadkach może dojść do utlenienia ketonu do CO_2 i H_2O .

■ Ketony podobnie jak aldehydy **można redukować wodorem** (w wyniku addycji wodoru). Redukują się one do alkoholi II-rzędowych, a nie – jak aldehydy – do alkoholi I-rzędowych.



Jakie zastosowania ma aceton?

Aceton stosuje się przy produkcji farb i lakierów. Ponadto używa się go jako rozpuszczalnika tłuszczów, żywic, lakierów, polistyrenu (styropianu), związków organicznych oraz jako środka ekstrahującego przy sporządzaniu wyciągów roślinnych w przemyśle farmaceutycznym. Duże ilości acetonu są zużywane do rozpuszczania acetylenu przechowywanego w stalowych butlach.



WARTO WIEDZIEĆ

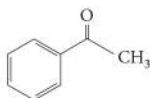
■ **Aceton** występuje w moczu ludzi chorych np. na cukrzycę. Niebieski pierścień został przyjęty na całym świecie jako symbol walki z tą chorobą, a 14 listopada przypada Światowy Dzień Cukrzycy. Jest to dzień urodzin odkrywcy insuliny, laureata Nagrody Nobla, Kanadyjczyka, doktora Fredericka Bantinga.



▲ Symbol walki z cukrzycą



▲ Frederick Banting (1891–1941)



acetofenon

■ **Acetofenon** jest oleistą cieczą o przyjemnym zapachu. Jest używany w przemyśle perfumeryjnym jako środek zapachowy do mydeł, detergentów, kremów, perfum, a także w przemyśle spożywczym jako dodatek do lodów, puddingów, gum do żucia i żelatyny. W przemyśle służy jako katalizator w procesie polimeryzacji węglowodorów nienasyconych, rozpuszczalnik do żywic, estrów celulozy i plastifikatorów. Acetofenon był też stosowany jako środek nasenny (hypnon).



PROJEKT

Przeprowadź doświadczenie. Zarejestruj jego przebieg na smartfonie i przedstaw na lekcji wraz z komentarzem wyjaśniającym oraz sformułowanymi obserwacjami i wnioskami.

Ekstrakcja oliwy z bawełnianej tkaniny

Przygotuj: 4 kawałki bawełnianej tkaniny i bibuły filtracyjnej, oliwę, ocet, spirytus, aceton, zmywacz do paznokci, 4 talerzyki, okulary i rękawice ochronne, smartfon.

Wykonaj (w okularach i rękawicach ochronnych):

- Na talerzykach umieść kawałki bawełnianej tkaniny i nanieś na nie po 5 kropli oliwy. Następnie na każdy kolejny kawałek tkaniny nanieś po 5 ml innej cieczy, tzn. octu, spirytusu, acetonu i zmywacza do paznokci. Po 3 minutach przyciśnij do każdego kawałka tkaniny bibułę filtracyjną i odtóż ją do całkowitego odparowania cieczy.
- Wykonaj smartfonem zdjęcia poszczególnych etapów doświadczenia.
- Podaj, który kawałek bibuły był najbardziej tłusty, a który najmniej.
- Wyjaśnij przyczynę zaobserwowanych zjawisk.

PODSUMOWANIE

- **Ketony** to związki organiczne, w których cząsteczkach występuje grupa funkcyjna >C=O , czyli **grupa karbonylowa** połączona z dwiema grupami węglowodorowymi (alkilowymi lub aryłowymi, jednakowymi lub różnymi).
- **Nazwy systematyczne** ketonów (pochodnych alkanów) mają przyrostek **-on**.
- Najważniejszym alifatycznym ketonem jest **propan-2-on** (aceton) o wzorze $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$.
- Ketony otrzymuje się najczęściej w wyniku **utleniania alkoholi II-rzędowych**.
- Cząsteczki ketonów **nie tworzą wiązań wodorowych**, dlatego mają niższe wartości temperatury wrzenia niż alkohole i są od nich bardziej lotne.
- Ketony **rozpuszczają się w wodzie** w tym samym stopniu co alkohole. Stanowią bardzo dobre rozpuszczalniki innych substancji organicznych.
- Ketony **ulegają redukcji** do alkoholi II-rzędowych, natomiast nie reagują z łagodnymi środkami utleniającymi – nie dają pozytywnych wyników próby Tollensa i Trommera.

ZADANIA

1. Przedstaw wzory półstrukturalne i podaj nazwy wszystkich izomerów (aldehidów i ketonów) o wzorze sumarycznym $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$.
2. Jakie związki powstają podczas reakcji utleniania alkoholi o różnej rzędowości?
3. W czterech probówkach znajdują się: glicerol, etanol, etanal oraz propan-2-on. Ustal, w których probówkach są zawarte poszczególne substancje, na podstawie następujących informacji:
 - związki w probówkach 1 i 2 powstały w wyniku utlenienia odpowiednich alkoholi;
 - związek w probówce 3 w reakcji z $\text{Cu}(\text{OH})_2$ tworzy szafirowy roztwór;
 - związek w probówce 1 daje pozytywny wynik próby Tollensa;
 - związki z probówek 3 i 4 reagują z sodem, a jednym z produktów reakcji jest wodór.



47. Kwasy karboksylowe

- Budowa i nazewnictwo
- Występowanie w przyrodzie
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Zastosowania kwasów mrówkowego i octowego

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości są charakterystyczne dla kwasów nieorganicznych.

Jak są zbudowane cząsteczki kwasów karboksylowych?

→ **Kwasy karboksylowe** – związki organiczne zawierające w swoich cząsteczkach grupę funkcyjną $-\text{COOH}$, czyli grupę karboksylową, połączoną z atomem wodoru lub grupą węglowodorową (alkilową lub arylową).

■ Wzór ogólny kwasów karboksylowych



W zależności od rodzaju grupy węglowodorowej wyróżnia się **kwasy alifatyczne** (RCOOH) – nasycone i nienasycone – oraz **kwasy aromatyczne** (ArCOOH).

Szereg homologiczny nasyconych kwasów karboksylowych, do którego należy kwas octowy (CH_3COOH), można opisać wzorem ogólnym: $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, gdzie n to liczba atomów węgla (dla kwasu mrówkowego $n = 0$).

■ Część alifatycznych kwasów karboksylowych nazywa się **kwasami tłuszczowymi**, ponieważ ich estry wchodziły w skład tłuszczów. Większość spotykanych w przyrodzie kwasów tłuszczowych zawiera w swych cząsteczkach parzystą liczbę atomów węgla (od 4 do 28) i nierozgałęziony łańcuch węglowy. Kwasy tłuszczowe mające nie mniej niż kilkanaście atomów węgla w cząsteczce nazywamy **wyższymi kwasami tłuszczowymi**.

Jak tworzy się nazwy kwasów karboksylowych?

Nazwy systematyczne kwasów karboksylowych są dwuczłonowe: składają się ze słowa „kwas” i przymiotnika, który pochodzi od nazwy odpowiedniego węglowodoru (o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce).

Porównanie wzorów i nazw wybranych kwasów karboksylowych i odpowiadających im węglowodorów

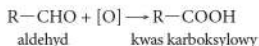
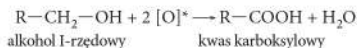
Węglowodory		Kwasy karboksylowe		
wzór	nazwa	wzór	nazwa systematyczna	nazwa zwyczajowa
CH ₄	metan	HCOOH	kwas metanowy	kwas mrówkowy
C ₂ H ₆	etan	CH ₃ COOH	kwas etanowy	kwas octowy
C ₃ H ₈	propan	C ₂ H ₅ COOH	kwas propanowy	kwas propionowy
C ₄ H ₁₀	butan	C ₃ H ₇ COOH	kwas butanowy	kwas masłowy
C ₅ H ₁₂	pentan	C ₄ H ₉ COOH	kwas pentanowy	kwas walerianowy
C ₁₆ H ₃₄	heksadekan	C ₁₅ H ₃₁ COOH	kwas heksadekanowy	kwas palmitynowy
C ₁₈ H ₃₈	oktadekan	C ₁₇ H ₃₅ COOH	kwas oktadekanowy	kwas stearynowy
C ₁₈ H ₃₆	oktadec-9-en	C ₁₇ H ₃₃ COOH	kwas oktadec-9-enowy	kwas oleinowy

■ Choć kwasy karboksylowe mają swoje nazwy systematyczne, często używa się ich **nazw zwyczajowych**. Pochodzą one od nazw surowców roślinnych lub zwierzęcych, z których substancje te zostały wyodrębnione. Na przykład **kwas mrówkowy** występuje m.in. w jadzie mrówek, a **kwas masłowy** powstaje w czasie jęlczenia masła i jest jednym ze składników glicerydów występujących w tym tłuszczu.

Nazwami zalecanymi przez IUPAC są: kwas mrówkowy, kwas octowy, kwas benzoesowy i kwas szczawiowy.

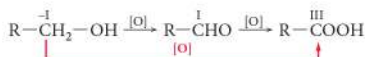
Jak otrzymuje się kwasy karboksylowe?

■ Kwasy karboksylowe otrzymuje się głównie w wyniku **utleniania alkoholi I-rzędowych** lub **aldehidów**.



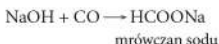
* Symbolem [O] oznacza się czynnik utleniający (utleniacz).

Utlenianie alkoholi do kwasów może przebiegać etapami. Alkohole I-rzędowe można utlenić do aldehydów z zastosowaniem łagodnych utleniaczy (np. CuO). Następnie w reakcji aldehydów z Cu(OH)₂ lub amoniakalnym roztworem Ag₂O otrzymuje się kwasy karboksylowe. W skrócie można te procesy przedstawić za pomocą następującego schematu.



Stopień utlenienia atomu węgla związanego z grupą hydroksylową w cząsteczce alkoholu przechodzi z -I na I w grupie aldehydowej, a następnie na III – w grupie karboksylowej.

■ Najprostszy z kwasów, **kwas mrówkowy**, na skalę przemysłową otrzymuje się z mrowczanu sodu. Sól ta tworzy się w reakcji wodorotlenku sodu z tlenkiem węgla(II) w odpowiednich warunkach ciśnienia i temperatury:



Na tak otrzymaną sól działa się rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI). Kwas mrówkowy ma dużą lotność, więc oddestylowuje się go z mieszaniny reakcyjnej:



■ **Kwas octowy** w postaci rozcieńzonego roztworu zwanego octem otrzymuje się przez utlenienie etanolu tlenem z powietrza w temperaturze ok. 30 °C, w obecności enzymów bakterii octowych (łac. *Bacillus aceti*). Proces ten jest odpowiedzialny m.in. za kwaśnienie wina i nosi nazwę **fermentacji octowej**.

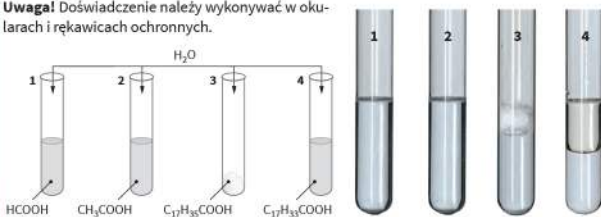
■ Kwasy karboksylowe o większej masie cząsteczkowej, czyli **kwasy tłuszczowe**, otrzymuje się w procesie hydrolizy tłuszczów.

Jakie właściwości mają kwasy karboksylowe?

DOŚWIADCZENIE 1. Badanie właściwości wybranych kwasów karboksylowych

Opis: Do czterech probówek wprowadźcie niewielką ilość kwasów: (1) mrówkowego, (2) octowego, (3) stearynowego i (4) oleinowego. Określcie ich stan skupienia, barwę i zapach. Wlećcie do nich trochę wody i wstrząśnijcie. Obserwujcie zawartość probówek.

Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.



Obserwacje: Kwasy mrówkowy i octowy to bezbarwne ciecze o mocnym, charakterystycznym zapachu, dobrze rozpuszczające się w wodzie.

Kwas stearynowy to białe ciało stałe, a kwas oleinowy – jasnożółta oleista ciecz; żaden nie rozpuścił się w wodzie, oba miały delikatny zapach.

Wnioski: Stan skupienia, zapach i rozpuszczalność w wodzie badanych kwasów są uzależnione od ich masy cząsteczkowej i budowy ich cząsteczek.



■ **Stan skupienia** kwasów karboksylowych¹ zależy od długości łańcucha węglowego cząsteczki: nasycone kwasy od C_1 do C_4 są cieczami, od C_5 do C_9 – cieczami olejnymi, a od C_{10} – ciałami stałymi. **Kwasy nienasycone są cieczami.**

■ **Lotność i zapach** kwasów karboksylowych są związane z ich stanem skupienia. Zapach niższych kwasów (lotnych) zmienia się od ostrego i drażniącego do wyraźnie nieprzyjemnego w wypadku mniej lotnych (C_3 – C_6). Kwasy wyższe ze względu na małą lotność nie mają intensywnego zapachu.

■ **Rozpuszczalność** kwasów karboksylowych w wodzie zmienia się w podobny sposób jak rozpuszczalność alkoholi. Między cząsteczkami tych kwasów a cząsteczkami wody tworzą się liczne **wiązania wodorowe**. Kwasy od C_1 do C_4 mieszają się z wodą bez ograniczeń, od C_5 do C_{10} są trudno rozpuszczalne, a powyżej C_{10} są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Związki te dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych, tj. w alkoholu, benzenie itp.



▲ W wyższej temperaturze kwasy lepiej rozpuszczają się w rozpuszczalnikach

■ **Wartości temperatury wrzenia** kwasów karboksylowych są znacznie wyższe od wartości temperatury wrzenia alkoholi o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce. Wysokie wartości temperatury wrzenia kwasów są konsekwencją skłonności tych kwasów do tworzenia **wiązań wodorowych** między swoimi cząsteczkami – ta skłonność jest znacznie większa niż u alkoholi.

Właściwości fizyczne wybranych kwasów karboksylowych ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)

Nazwa	Wzór	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C	Rozpuszczalność, g / 100 g H_2O
kwas mrówkowy	$HCOOH$	8,3	101	∞
kwas octowy	CH_3COOH	16,6	117,9	∞
kwas propionowy	C_2H_5COOH	-20,7	141,1	∞
kwas masłowy	C_3H_7COOH	-5,7	163,7	∞
kwas walerianowy	C_4H_9COOH	-34,5	186	3,2
kwas palmitynowy	$C_{15}H_{31}COOH$	63,1	351,5	brak
kwas stearynowy	$C_{17}H_{35}COOH$	68,8	383*	brak
kwas oleinowy	$C_{17}H_{33}COOH$	13,4	228**	brak

* $p = 100\text{ hPa}$ ** $p = 20\text{ hPa}$

¹ W warunkach: $T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$.

Jak można zbadać kwasowy charakter kwasów karboksylowych?

O kwasowym charakterze substancji świadczy odczyn jej wodnego roztworu, a także zachowanie wobec metali oraz ich tlenków i wodorotlenków.



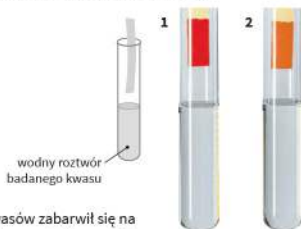
DOŚWIADCZENIE 2. Badanie odczynu kwasów mrówkowego i octowego

Opis: Przygotujcie dwie próbki. Do pierwszej (1) wlećcie 2 cm³ wodnego roztworu kwasu mrówkowego, a do drugiej (2) tyle samo wodnego roztworu kwasu octowego o tym samym stężeniu molowym. Następnie zanurźcie w roztworach kwasów uniwersalny papierek wskaźnikowy w celu zbadania ich odczynu.

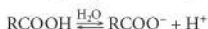
Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.

Obserwacje: Papierek w obu roztworach kwasów zabarwił się na kolor czerwony, ale w roztworze kwasu mrówkowego intensywniej niż w roztworze kwasu octowego.

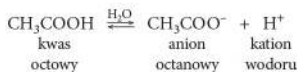
Wnioski: Zabarwienie papierka świadczy o tym, że badane kwasy ulegają dysocjacji elektrolitycznej; silniej zdysocjowany jest kwas mrówkowy.



Przebieg dysocjacji kwasów karboksylowych można zapisać ogólnym równaniem:



Obecne w roztworach kwasów mrówkowego i octowego kationy wodoru nadają tym roztworom odczyn kwasowy. Różnica w intensywności zabarwienia papierka wskazuje na różny stopień zdysocjowania tych związków.



Stopień dysocjacji kwasów karboksylowych w szeregu homologicznym maleje, tak jak ich rozpuszczalność. Kwasy karboksylowe są słabymi elektrolitami.

► Uniwersalny papierek wskaźnikowy można wykorzystać do porównania różnic w stopniu dysocjacji kwasów





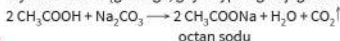
DOŚWIADCZENIE 3. Działanie kwasu octowego na węglan sodu

Opis: Wypicie do butelki niewielką ilość węglanu sodu, a następnie dodajcie z zakraplacza rozcieńczony kwas octowy i szybko zamknijcie ją korkiem. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Uwaga! Podczas wykonywania doświadczenia należy zachować wszelkie środki ostrożności, również ze względu na wypychanie z butelki korka. Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.

Obserwacje: Dodanie kwasu octowego do butelki z Na_2CO_3 spowodowało silne spienienie jej zawartości i wydzielenie bezbarwnego gazu, który wypchnął korek.

Wnioski: W tej reakcji kwas octowy okazał się mocniejszy od kwasu węglowego, gdyż wyparł go z jego soli.



Podobny efekt można uzyskać przy użyciu kwasu mrówkowego, który jest mocniejszy od kwasu octowego.

Zmiana chemicznych właściwości kwasów



Charakter kwasowy **maleje**



DOŚWIADCZENIE 4. Działanie kwasu octowego na magnez, tlenek miedzi(II) i wodorotlenek sodu

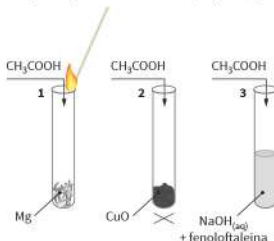
Opis: Przygotujcie trzy probówki. W pierwszej probówce (1) umieśćcie kilka wiórków magnezowych i dodajcie ok. 2 cm³ kwasu octowego; do wylotu probówki zbliżcie palące się łuczyczo.

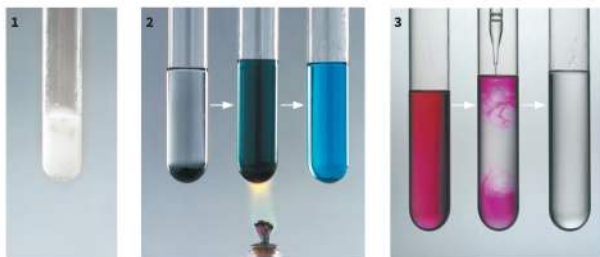
W drugiej probówce (2) umieśćcie niewielką ilość tlenku miedzi(II) i dodajcie ok. 2 cm³ kwasu octowego. Aby przyspieszyć przebieg reakcji, ogrzejcie zawartość naczynia.

Do trzeciej probówki (3) wlećcie ok. 2 cm³ roztworu wodorotlenku sodu z dodatkiem kilku kropel roztworu fenoloftaleiny, a następnie wkraplać kwas octowy.

Obserwujcie zmiany zachodzące w probówkach.

Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać w okularach i rękawicach ochronnych.



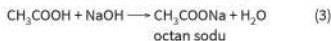
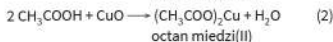
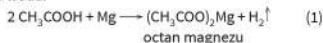


Obserwacje: W pierwszej próbówce (1) nastąpiło silne spienienie zawartości i wydzielanie bezbarwnego gazu. Gaz ten spalał się z charakterystycznym trzaskiem.

W drugiej próbówce (2) objawy reakcji stały się zauważalne dopiero po ogrzaniu jej zawartości; roztwór przyjął niebieskie zabarwienie.

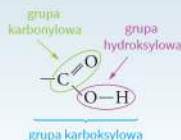
W trzeciej próbówce (3) pod wpływem dodawanego kwasu zabarwiony fenoloftaleina roztwór wodorotlenku sodu uległ odbarwieniu.

Wnioski: Niższe kwasy karboksylowe reagują z aktywnymi metalami, tlenkami metali i wodorotlenkami metali w podobny sposób jak kwasy nieorganiczne. W tych reakcjach powstają sole oraz wodór lub woda.



Dysocjacja oraz reakcje z metalami, tlenkami metali i wodorotlenkami metali świadczą o tym, że w kwasach karboksylowych grupa -OH ma inne właściwości niż w alkoholach. Z uwagi na bezpośrednie sąsiedztwo grupy -OH z grupą >C=O w kwasach karboksylowych jest silniejsza polaryzacja wiązania O-H. Wobec tego trudno byłoby twierdzić, że w kwasach występują dwie grupy funkcyjne – hydroksylowa i karbonylowa. **Stanowczo należy mówić o jednej grupie – karboksylowej – która decyduje o kwasowym charakterze tych związków.** Doświadczenia 2., 3. i 4. pokazują ponadto, że kwasy karboksylowe mają typowe właściwości kwasów nieorganicznych.

Grupa funkcyjna kwasów karboksylowych



W grupie karboksylowej można wyróżnić grupę karbonylową i hydroksylową.

Jakie właściwości chemiczne mają wyższe kwasy tłuszczowe?



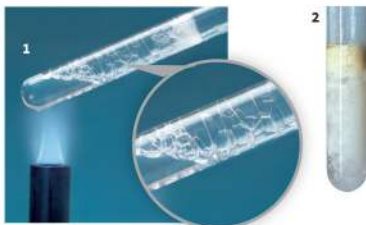
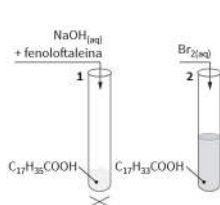
NaOH

DOŚWIADCZENIE 5. Badanie właściwości wyższych kwasów tłuszczowych

Opis: Przygotujcie dwie probówki. Do jednej (1) wsypcie niewielką ilość kwasu stearynowego, dodajcie wodny roztwór wodorotlenku sodu z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny, a następnie wstrząśnijcie i ogrzewajcie.

Do drugiej probówki (2) wlejcie niewielką ilość kwasu oleinowego, dodajcie wodę bromową, a następnie intensywnie wstrząśnijcie.

Obserwujcie zmiany zachodzące w obu probówkach.

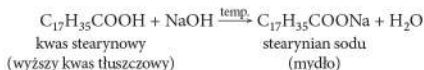


Obserwacje: W pierwszej probówce dopiero po ogrzaniu jej zawartości roztwór odbarwił się i powstała piana. Zawartość drugiej probówki po wstrząśnięciu uległa odbarwieniu.

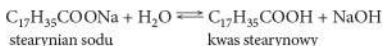
Wnioski: Zmiany zabarwienia zawartości obu probówek świadczą o tym, że kwas stearynowy przereagował z wodorotlenkiem sodu, a kwas oleinowy z bromem.

■ Wyższe kwasy tłuszczowe ulegają reakcjom analogicznym do reakcji charakterystycznych dla kwasów mrówkowego i octowego. Aktywność chemiczna wyższych kwasów tłuszczowych jest jednak dużo mniejsza i dlatego reakcje muszą być przeprowadzane w podwyższonej temperaturze.

W doświadczeniu w pierwszej probówce zaszła reakcja, w wyniku której powstała sól – stearynian sodu.



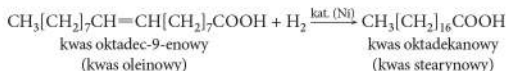
Sole wyższych kwasów tłuszczowych to **mydła**. Do najbardziej znanych mydeł należą **mydła sodowe (twarde)** i **potasowe (maziste)**. Mydła te są **dobrze rozpuszczalne** w wodzie i jako sole mocnych zasad i słabych kwasów w roztworze wodnym ulegają **hydrolizie**:



Odczyn wodnych roztworów mydeł jest zasadowy.

Do mydeł nierozpuszczalnych w wodzie należą mydła wapniowe i magnezowe. Tworzą się one podczas mycia mydlami sodowymi lub potasowymi w tzw. twardej wodzie, zawierającej jony Ca^{2+} i Mg^{2+} . Mydła wapniowe i magnezowe tworzą osady, które utrudniają mycie i pranie. Po ich strąceniu znikają właściwości zwilżające i pieniące roztworu.

■ Odbarwienie wody bromowej w kontakcie z kwasem oleinowym (próbówka 2 w doświadczeniu 5.) potwierdza obecność w cząsteczkach tego kwasu wiązań nienasyconych. Reakcję tę można wykorzystać do odróżniania kwasów nienasyconych od nasyconych. Nienasycone kwasy tłuszczowe, tak jak węglowodory nienasycone, w odpowiednich warunkach ulegają **addycji** nie tylko bromu, ale również wodoru:



▲ Kwas oleinowy (ciecz)

katalityczne
uwodornienie



▲ Kwas stearynowy (ciało stałe)

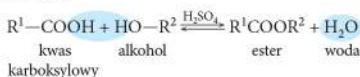
Jakim jeszcze reakcjom ulegają kwasy karboksylowe?

Wszystkie kwasy karboksylowe są **palne**, jednak szczególne znaczenie praktyczne ma reakcja spalania wyższych kwasów tłuszczowych. Mieszaninę kwasów palmitynowego i stearynowego, tzw. **stearynę**, wykorzystuje się do produkcji świec.

Kwasy karboksylowe w odpowiednich warunkach ulegają **redukcji** wodorem do aldehydów lub 1-rzędowych alkoholi. Reagują również z alkoholami – jest to reakcja **estryfikacji**. Przebieg tej reakcji można zapisać ogólnym równaniem:



Proces
spalania
stearyny
zachodzi po
odparowaniu
jej z knota
świecy



Do czego stosuje się kwasy mrówkowy i octowy?

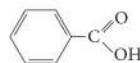
■ **Kwas mrówkowy** jest stosowany w farbiarstwie i garbarstwie. Służy on do wyrobu barwników i odkażania np. beczek w gorzelniach i wytwórniach win. Jest silnym środkiem grzybo- i bakteriobójczym. Używany jest również jako konserwant (E236) żywności i pasz zielonych.

■ **Kwas octowy** jest stosowany w przemyśle spożywczym i gospodarstwie domowym jako środek konserwujący (E260) artykuły żywnościowe. W przemyśle znaczne ilości tego kwasu służą do wytwarzania leków (polopiryny, aspiryny), środków zapachowych, rozpuszczalników do farb i lakierów, barwników itp. Stosuje się go również do wyrobu tworzyw i włókien sztucznych (np. jedwabiu octanowego).

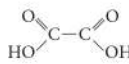
Jakie są inne rodzaje kwasów karboksylowych?

Najprostszym kwasem aromatycznym jest **kwas benzoesowy** (kwas benzenokarboksylowy) o wzorze C_6H_5COOH .

Oprócz kwasów monokarboksylowych, czyli takich, których cząsteczki zawierają jedną grupę $-COOH$, znane są związki zawierające w swoich cząsteczkach kilka tych grup. Są to kwasy polikarboksylowe. Przykładem może być **kwas szczawiowy** (kwas etanodiowy) o wzorze $(COOH)_2$, którego cząsteczka składa się z dwóch grup karboksylowych.



kwas benzoesowy



kwas szczawiowy

WARTO WIEDZIEĆ

Kwas octowy 100-procentowy jest nazywany **lodowatym kwasem octowym**, gdyż w temperaturze poniżej $16^\circ C$ występuje jako ciało stałe, a wyglądem przypomina zamrzniętą wodę, czyli lód.

Związek ten w takiej postaci służy m.in. pszczelarzom do odkażania uli.

Ochłodzenie czystego kwasu octowego poniżej temperatury $16^\circ C$ powoduje jego krystalizację

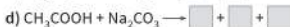
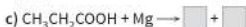
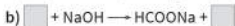
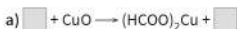


PODSUMOWANIE

- **Kwasy karboksylowe** to związki organiczne zawierające w swoich cząsteczkach grupę karboksylową połączoną z grupą węglowodorową lub z atomem wodoru (HCOOH).
- **Wzór ogólny** alifatycznych nasyconych kwasów karboksylowych to $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, gdzie $n \geq 0$.
- Kwasy te otrzymuje się w wyniku **utleniania** alkoholi 1-rzędowych lub aldehydów.
- Początkowe kwasy szeregu homologicznego są **cieczkami**, a od C_{10} – **ciałami stałymi**¹.
- **Wartości temperatury wrzenia** kwasów są wyższe niż odpowiednich alkoholi.
- Niższe kwasy karboksylowe mają **charakterystyczny zapach**.
- Rozpuszczalne w wodzie niższe kwasy karboksylowe ulegają **dysocjacji** i nadają roztworom **odczyn kwasowy**.
- W reakcjach z metalami, tlenkami metali i wodorotlenkami metali kwasy karboksylowe **tworzą sole**.
- Sole wyższych kwasów tłuszczowych to **mydła**.
- Kwasy nienasycone ulegają **reakcji addycji**.
- Kwasy karboksylowe reagują z alkoholami i tworzą estry w procesie **estryfikacji**.
- Kwasy te można **zredukować** do aldehydów lub 1-rzędowych alkoholi.

ZADANIA

1. Uzupełnij w zeszyte równania reakcji o podanych schematach. Wpisz wzory brakujących reagentów oraz współczynniki stechiometryczne. Podaj nazwy wszystkich związków organicznych biorących udział w tych reakcjach.



2. Scharakteryzuj budowę mydła i wyjaśnij, dlaczego mydło jest zaliczane do środków powierzchniowo czynnych.
3. W wyniku reakcji 11 g kwasu monokarboksylowego z magnezem otrzymano 1,4 dm³ wodoru (warunki normalne). Podaj wzór sumaryczny kwasu.
4. W dostępnych źródłach informacji odszukaj wiadomości na temat występowania i zastosowania kwasów szczawiowego i benzoowego.
5. Oblicz objętość tlenu i powietrza (w warunkach normalnych) potrzebnych do całkowitego spalania 100 g świecy wykonanej z kwasu stearynowego.

¹ W warunkach: $T = 298 \text{ K}$, $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

Gdzie w domu znajdziemy pochodne węglowodorów

Pochodne węglowodorów to grupa związków, z którymi mamy do czynienia na co dzień. Gdy gotujemy, sprzątamy, myjemy się czy też uprawiamy ogród, używamy ich stale, na ogół zupełnie nieświadomie.



Ogród

Nawozy sztuczne: aminy, amidy

Środki ochrony roślin:

fluorowcopochodne

Kwiaty i owoce: estry, aldehydy,
kwasy, hydroksykwasy



Czynniki

chłodnicze

w klimatyzatorach

i lodówkach:

fluorowcopochodne



Warsztat

Rozpuszczalniki:

ketony, estry,
fluorowcopochodne,
alkohole

Paliwo: alkohole

Farby (barwniki): aminy



Kuchnia

Przyprawy:

kwasy, aldehydy

Aromaty: estry,

aldehydy, alkohole

Konserwanty:

hydroksykwas, kwas, alkohole

Łazienka

Detergenty: alkohole, kwasy

Kosmetyki: alkohole, aldehydy,

ketony, kwasy, hydroksykwas, estry

Apteczka

Środki odkażające: alkohole, kwasy, fenole

Preparaty lecznicze: aminy, amidy, kwasy,

fluorowcopochodne





48. Hydroksykwasy i amidy



- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Zastosowania

→ **Przypomnij sobie**, jakie właściwości nadaje cząsteczce obecność grup: hydroksylowej, karboksylowej i aminowej.

Czym jeszcze jest spowodowana różnorodność związków organicznych?

Różnorodność związków organicznych wynika nie tylko z tego, że w ich cząsteczkach występuje określony rodzaj grupy funkcyjnej. Cząsteczki związków organicznych mogą zawierać dwie, a nawet więcej takich samych bądź różnych grup funkcyjnych. Do takich związków należą m.in. **hydroksykwasy i amidy**. Niektóre z tych związków są w produktach spożywczych i kosmetycznych oraz w środkach leczniczych, a inne występują również w organizmach roślinnych i zwierzęcych, skąd mogą być pozyskiwane.

Jak są zbudowane cząsteczki hydroksykwasów?

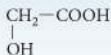
Nazwa **hydroksykwasy** wskazuje, że chodzi o związki o charakterze kwasów, zawierające w cząsteczkach grupy hydroksylowe. Rzeczywiście, są to alifatyczne lub aromatyczne kwasy karboksylowe, których reszty węglowodorowe mają niektóre atomy wodoru podstawione grupami hydroksylowymi.

→ **Hydroksykwasy** – związki organiczne zawierające w cząsteczkach dwie grupy funkcyjne: karboksylową ($-\text{COOH}$) i hydroksylową ($-\text{OH}$).

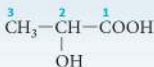
Cząsteczki hydroksykwasów mogą mieć po jednej grupie $-\text{COOH}$ i $-\text{OH}$, ale są też takie, których cząsteczki mają więcej grup karboksylowych i (lub) hydroksylowych.

■ Wzory i nazwy wybranych hydroksykwasów

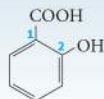
■ Przykłady hydroksykwasów, w których cząsteczkach występuje **jedna grupa karboksylowa i jedna grupa hydroksylowa**



kwasy hydroksyoctowy
(kwas glikolowy)

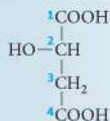


kwasy 2-hydroksypropanowy
(kwas mlekowy)

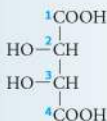


kwasy 2-hydroksybenzoesowy
(kwas salicylowy)

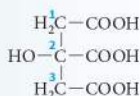
■ Przykłady hydroksykwasów, w których cząsteczkach występuje **kilka grup funkcyjnych (karboksylowych i hydroksylowych)**



kwasy 2-hydroksy-
butanodiowy
(kwas jabłkowy)



kwasy 2,3-dihydroksy-
butanodiowy
(kwas winowy)



kwasy 2-hydroksy-
propano-1,2,3-trikarboksylowy
(kwas cytrynowy)

Nazwy systematyczne hydroksykwasów tworzy się zgodnie z ogólnymi zasadami nomenclatury pochodnych węglowodorów.

Jak otrzymuje się hydroksykwasy?

Większość hydroksykwasów występuje w produktach naturalnych, z których są one pozyskiwane. Wskazują na to nazwy zwyczajowe tych związków (np. kwas jabłkowy). Hydroksykwasy powstają w reakcjach przebiegających w organizmach roślinnych i zwierzęcych, głównie w procesie utleniania komórkowego cukrów. Część z nich może być otrzymywana sztucznie: syntetycznie lub w procesach biochemicznych.

Jakie właściwości mają hydroksykwasy?

■ Hydroksykwasy są przede wszystkim ciałami stałymi (w 298 K, 1013 hPa), dobrze rozpuszczają się w wodzie, a słabo w rozpuszczalnikach organicznych.

■ Ze względu na obecność dwóch grup funkcyjnych – karboksylowej i hydroksylowej – **hydroksykwasy ulegają reakcjom typowym dla kwasów i alkoholi**. Na przykład kwas salicylowy może reagować z:

- metanolem i tworzyć ester – salicylan metylu (estryfikacja grupy $-\text{COOH}$);
- kwasem octowym i tworzyć tzw. kwas acetylosalicylowy, znany jako aspiryna (estryfikacja grupy $-\text{OH}$).

▲ Aspiryna to kwas acetylosalicylowy



■ Obecność grupy hydroksylowej w cząsteczce hydroksykwasy powoduje, że **moc alifatycznych hydroksykwasów jest większa niż alifatycznych kwasów karboksylowych o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce**. Oznacza to, że np. kwas mlekowy ($\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$) jest mocniejszy od kwasu propanowego ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$).

■ Hydroksykwasy mogą ponadto ulegać estryfikacji międzycząsteczkowej i tworzyć m.in. poliestry – ważne tworzywa syntetyczne.

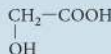
Występowanie i zastosowania hydroksykwasów



trzcina cukrowa

kwask glikolowy

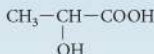
- składnik kosmetyków o działaniu oczyszczającym i nawilżającym skórę
- składnik farb



jogurt

kwask mlekowy

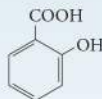
- regulator kwasowości produktów spożywczych (E270)
- składnik zaprawy utrwalającej barwę tkanin przy ich farbowaniu
- w kosmetologii środek antybakteryjny, nawilżający, złuszczeniowy
- polimer do otrzymywania biodegradowalnych tworzyw sztucznych



liście wierzby

kwask salicylowy

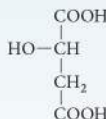
- środek dezynfekujący w postaci spirytusu salicylowego (roztworu alkoholowego)
- substrat w produkcji kwasu acetylosalicylowego (aspiryny)
- składnik kosmetyków o działaniu złuszczeniowym



jabłka

kwask jabłkowy

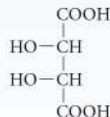
- regulator kwasowości produktów spożywczych (E296)
- substrat w produkcji leków
- w kosmetologii środek złuszczeniowy



winogrona

kwask winowy

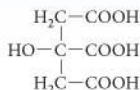
- regulator kwasowości produktów spożywczych (E334)
- składnik proszku do pieczenia
- składnik pasz dla zwierząt



cytryny

kwask cytrynowy

- regulator kwasowości produktów spożywczych (E330)
- przeciwutleniacz
- substrat w produkcji leków (sól sodowa jest stosowana do konserwacji krwi)
- dodatek do tworzyw sztucznych



Jak są zbudowane cząsteczki amidów?

➔ **Amidy** – pochodne kwasów, np. karboksylowych, w których grupa –OH grupy karboksylowej została zastąpiona grupą –NH₂.

Istnieją również amidy kwasów tlenowych. Najpopularniejszym z nich jest **mocznik** – diamid kwasu węglowego.

Wzór ogólny amidów

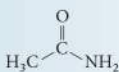


R – grupa węglowodorowa (alkilowa lub aryłowa) lub atom wodoru

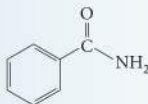
Wzory i nazwy prostych amidów



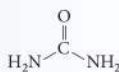
formamid
(metanoamid)



acetamid
(etanoamid)



benzamid
(benzenokarboksamid)

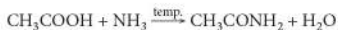


mocznik
(diamid kwasu węglowego)

Poza prostymi amidami istnieją również związki o bardzo złożonej budowie.

Jak otrzymuje się amidy?

Amidy otrzymuje się m.in. w reakcji kwasu organicznego z amoniakiem, np.



a mocznik w reakcji tlenku węgla(IV) z amoniakiem:



Jakie właściwości mają amidy?

Najprostszy amid (formamid) jest cieczą, a pozostałe są ciałami stałymi rozpuszczalnymi w wodzie (w 298 K, 1013 hPa). **Wodne roztwory amidów mają odczyn obojętny, gdyż nie ulegają dysocjacji.** Związki te reagują z kwasami i zasadami.

■ Ciekawą właściwość ma **mocznik**. Podczas ogrzewania rozkłada się z wydzieleniem amoniaku i dimocznika, czyli biuretu. Ważnym elementem struktury biuretu jest wiązanie -CONH- , nazywane amidowym lub peptydowym. Wiązanie takie występuje również w peptydach, polipeptydach i białkach. Związki te z wodorotlenkiem miedzi(II) dają roztwór o fioletowym zabarwieniu w tzw. **reakcji biuretowej**.

- Pozytywny wynik reakcji biuretowej – fioletowa barwa wskazująca na obecność wiązania peptydowego



■ Zastosowania amidów

- **Naturalne amidy** to m.in. białka, antybiotyki, środki przeciwbólowe i uspokajające. Środki owadobójcze i chwastobójcze również zawierają grupy amidowe.



▲ Środek owadobójczy



▲ Nawóz mineralny

- **Mocznik** będący końcowym produktem przemiany białek w organizmach niektórych zwierząt jest z nich wydalany. Mocznik produkowany syntetycznie stosuje się jako nawóz mineralny, surowiec do produkcji leków, tworzyw sztucznych i kosmetyków.



▲ Nici chirurgiczne

- **Poliamidy** to polimery amidów. Znalazły one bardzo dużo zastosowań i towarzyszą nam w życiu pod wieloma postaciami, począwszy od rajstóp (nylon), poprzez nici chirurgiczne, po części maszyn. Poliamidy znalazły tak szerokie zastosowanie ze względu na swoją dużą odporność chemiczną i znakomite właściwości mechaniczne.

**WARTO WIEDZIEĆ**

Kwasy AHA to α -hydroksykwasy (ang. *α -hydroxy acids*) pozyskiwane z trzcin cukrowej (kwas glikolowy), mleka (kwas mlekowy) lub owoców (m.in. kwasy jabłkowy, cytrynowy, winowy), stosowane w kosmetykach nawilżających i złuszczących naskórek. Ich działanie jest uzależnione od stężenia, w jakim występują w kosmetyku.



▲ Owoce – naturalne źródło kwasów AHA

PODSUMOWANIE

- **Hydroksykwasy** to związki organiczne zawierające w cząsteczce **dwie grupy funkcyjne: karboksylową ($-\text{COOH}$) i hydroksylową ($-\text{OH}$)**.
- Naturalne hydroksykwasy występują powszechnie w przyrodzie – np. kwas cytrynowy w soku z cytryn, kwas jabłkowy w jabłkach, a kwas winowy w winogronach.
- Hydroksykwasy są ciałami stałymi, dobrze rozpuszczają się w wodzie i słabo w rozpuszczalnikach organicznych.
- Hydroksykwasy wykazują silniejsze właściwości kwasowe niż analogiczne kwasy karboksylowe. Wchodzą w reakcje typowe dla kwasów i alkoholi.
- **Amidy** to pochodne kwasów organicznych i nieorganicznych zawierające **grupę amidową ($-\text{CONH}_2$)**.
- Amidy reagują z kwasami i zasadami. Organiczne amidy tworzą polimery o wszechstronnym zastosowaniu.

ZADANIA

1. W jednej probówce znajduje się wodny roztwór kwasu salicylowego, a w drugiej – roztwór kwasu mlekowego. Zaprojektuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić oba te roztwory. (Zwróć uwagę na budowę obu kwasów).
2. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, kto powinien zachować szczególną ostrożność przy stosowaniu aspiryny (kwasu acetylosalicylowego).
3. Wyjaśnij na podstawie dostępnych źródeł informacji, czym różni się kwas mlekowy powstający w mięśniach podczas wysiłku od tego, który powstaje podczas kiszenia kapusty.
4. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, jakie zastosowania ma mocznik w kosmetyce.
5. Lidokaina jest amidowym lekiem stosowanym w stomatologii do miejscowego znieczulania. Sprawdź w dostępnych źródłach informacji, jaki jest jej wzór. Czy w lidokainie występuje grupa $-\text{CONH}_2$?



49. Estry

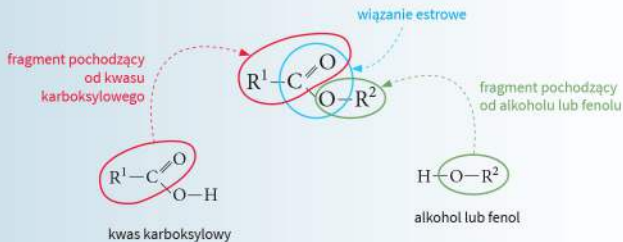
- Budowa i nazewnictwo
- Otrzymywanie
- Właściwości fizyczne i chemiczne
- Występowanie i zastosowanie
- Estry kwasów nieorganicznych

→ **Przypomnij sobie**, jak są zbudowane cząsteczki kwasów karboksylowych, alkoholi i fenoli.

Jak są zbudowane cząsteczki estrów kwasów karboksylowych?

Estry kwasów karboksylowych – pochodne kwasów karboksylowych, w których cząsteczkach grupa $-OH$ została zastąpiona grupą $-OR$ (gdzie: R – grupa alkilowa lub arylowa).
Grupą funkcyjną tych związków jest grupa estrowa ($-COO-$), nazywana również wiązaniem estrowym.

■ Wzór ogólny estrów kwasów karboksylowych



R^1 i R^2 – grupy węglowodorowe (alkilowe lub aryłowe) jednakowe lub różne;
 R^1 może być atomem wodoru

Można też powiedzieć, że estry kwasów karboksylowych są pochodnymi kwasów karboksylowych i alkoholi (lub fenoli).

Jak tworzy się nazwy estrów kwasów karboksylowych?

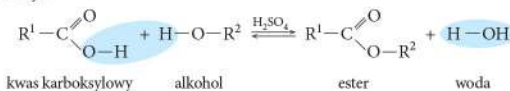
Nazwy estrów kwasów karboksylowych tworzy się od nazw kwasów karboksylowych i alkoholi (lub fenoli), od których pochodzą.

Wzory i nazwy wybranych estrów

Wzór estru	Nazwy
	mrówczan metylu lub metanian metylu nazwa pochodząca od kwasu mrówkowego (kwasu metanowego) i metanolu
	mrówczan etylu lub metanian etylu nazwa pochodząca od kwasu mrówkowego (kwasu metanowego) i etanolu
	octan etylu lub etanian etylu nazwa pochodząca od kwasu octowego (kwasu etanowego) i etanolu
	butanian etylu lub maślan etylu nazwa pochodząca od kwasu butanowego (kwasu masłowego) i etanolu
	octan fenylu lub etanian fenylu nazwa pochodząca od kwasu octowego (kwasu etanowego) i fenolu
	benzoesan metylu nazwa pochodząca od kwasu benzoowego i metanolu
	benzoesan fenylu nazwa pochodząca od kwasu benzoowego i fenolu

Jak otrzymuje się estry kwasów karboksylowych?

Estry kwasów karboksylowych otrzymuje się w reakcji kwasów karboksylowych z alkoholami lub fenolami w obecności katalizatora (najczęściej H_2SO_4). Jest to **reakcja estryfikacji**.



➔ **Estryfikacja** – reakcja kwasów z alkoholami (lub fenolami), której produktami są ester i woda.

Należy zwrócić uwagę na schemat tej reakcji:

- atom tlenu w cząsteczce wody pochodzi od cząsteczki kwasu karboksylowego, a nie od cząsteczki alkoholu;
- w zapisie występują dwie strzałki o przeciwnych zwrotach, co oznacza, że **reakcja jest odwracalna**.

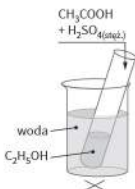
Odwracalność reakcji oznacza, że reakcja przebiega w dwóch przeciwnych kierunkach równocześnie. W miarę zwiększania się stężenia produktów reakcji zaczynają one ze sobą reagować i w efekcie w układzie reakcyjnym wciąż pozostaje pewna ilość substratów i produktów. W rzeczywistości bardzo rzadko mamy do czynienia z reakcjami przebiegającymi w jednym kierunku (np. reakcje spalania).

Reakcja estryfikacji jest procesem odwracalnym.



DOŚWIADCZENIE 1. Otrzymywanie octanu etylu

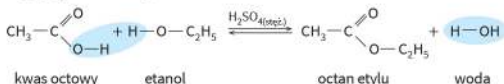
Opis: Do probówki z 3 cm³ bezwodnego etanolu dodajcie tyle samo lodowatego kwasu octowego oraz 2–3 krople stężonego kwasu siarkowego(VI). Probówkę umieśćcie w zlewce z wodą i ogrzewajcie ją przez kilka minut do temperatury ok. 80 °C. Następnie, po ostudzeniu, przelejte mieszaninę poreakcyjną do uprzednio przygotowanej zlewki z wodą. Obserwujcie zachodzące zmiany. Ostrożnie powąchajcie zawartość zlewki.



Uwaga! Doświadczenie należy wykonywać pod sprawnym wyciągiem w rękawicach i okularach ochronnych.

Obserwacje: Po wleciu mieszaniny poreakcyjnej do wody powstały dwie warstwy niemieszających się cieczy. Górną warstwę stanowiła ciecz oleista. Zawartość zlewki miała przyjemny zapach, podobny do zapachu malin.

Wnioski: Reakcja kwasu karboksylowego z alkoholem w obecności stężonego kwasu siarkowego(VI) prowadzi do powstania estru.



Otrzymany ester jest nierozpuszczalny w wodzie. Ester ma gęstość mniejszą od gęstości wody i charakteryzuje się przyjemnym zapachem.



Jakie właściwości mają estry kwasów karboksylowych?

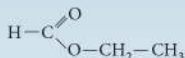
Estry kwasów karboksylowych i alkoholi o krótkich łańcuchach węglowych są cieczami słabo rozpuszczalnymi w wodzie i na ogół bardzo dobrze rozpuszczalnymi w rozpuszczalnikach organicznych (w 298 K, 1013 hPa).

Wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego cząsteczek estrów ich rozpuszczalność w wodzie maleje, a rozpuszczalność w rozpuszczalnikach organicznych rośnie. Ponadto wraz ze wzrostem długości łańcucha zmienia się stan skupienia estrów – od cieczy, przez gęste oleiste ciecze, aż do ciał stałych. **Estry charakteryzują się intensywnym i na ogół dość przyjemnym zapachem owoców, kwiatów i korzeni roślin.**

■ Estry mające zapach owoców



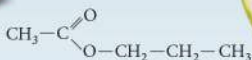
truskawki



mrówczan etylu



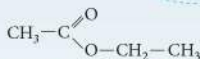
gruszki



octan 1-propylu



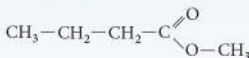
maliny



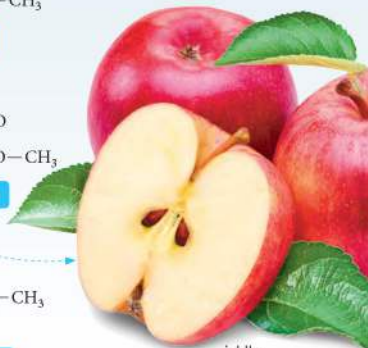
octan etylu



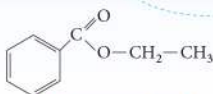
poziomki



butanian metylu



jabłka

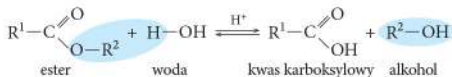


benzoesan etylu

Jakim reakcjom chemicznym ulegają estry kwasów karboksylowych?

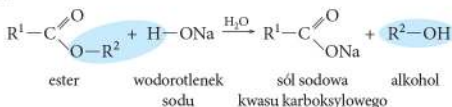
Estry kwasów karboksylowych mogą ulegać **hydrolizie** zarówno w środowisku kwasowym, jak i zasadowym.

■ **W obecności mocnego kwasu** (jako katalizatora) produktami hydrolizy estru są kwas karboksylowy i alkohol (lub fenol). **Jest to reakcja odwrótne do reakcji estryfikacji.**

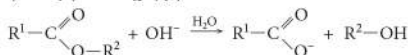


➔ Hydroliza estrów w środowisku kwasowym – **hydroliza kwasowa** – jest procesem **odwracalnym**.

■ **W środowisku zasadowym** produktami hydrolizy estru są sól kwasu karboksylowego i alkohol:



Zapis jonowy tej reakcji jest następujący:



➔ Hydroliza estrów w środowisku zasadowym – **hydroliza zasadowa** – jest procesem **nieodwracalnym**.

W wypadku estrów fenoli produktami reakcji są sól kwasu karboksylowego i fenoksylan.



HCOOC₂H₅



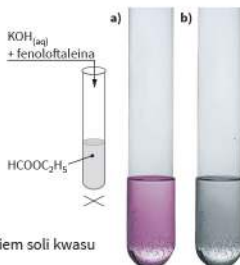
KOH

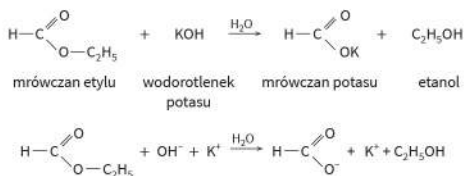
DOŚWIADCZENIE 2. Hydroliza estrów

Opis: Do probówki z mrówczanem etylu dodajcie 2–3 krople 0,5-procentowego wodnego roztworu wodorotlenku potasu i 1 kroplę roztworu fenoloftaleiny (a). Następnie zawartość probówki ogrzewajcie do momentu wrzenia mieszaniny (b), a po pewnym czasie ją powąchajcie. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Obserwacje: Po kilkuminutowym ogrzewaniu malinowy roztwór odbarwił się. Ponadto zanik przyjemny zapach podobny do zapachu truskawek, a wyczuwalny stał się zapach etanolu.

Wnioski: Ester ulega hydrolizie zasadowej z utworzeniem soli kwasu karboksylowego i alkoholu.





Przed rozpoczęciem ogrzewania odczyn mieszaniny był zasadowy, ponieważ w układzie znajdował się wodny roztwór KOH. W wyniku reakcji następowało stopniowe wiązanie jonów OH^- , a w konsekwencji – odbarwienie roztworu.

Gdzie występują estry kwasów karboksylowych w przyrodzie?

Estry kwasów karboksylowych są szeroko rozpowszechnione w przyrodzie jako substancje zapachowe. Odgrywają one bardzo istotną rolę zarówno w przyrodzie, jak i w codziennym życiu. Nasz zmysł powonienia rozróżnia wiele przyjemnych zapachów kwiatów, owoców i korzeni roślin, a także kosmetyków, dodatków do żywności itp.

■ Estry niższych kwasów karboksylowych (C_1 – C_8) oraz niższych alkoholi (C_2 – C_8) noszą nazwę **olejków eterycznych**. Estry wyższych kwasów karboksylowych i wyższych alkoholi noszą nazwę **wosków**. Dzielimy je na woski zwierzęce (wytwarzane przez gruczoły łojowe ssaków i ptaków lub wydzielane przez gruczoły odwłokowe niektórych owadów, np. wosk pszczeli) i roślinne (występujące m.in. na liściach i owocach). Dzięki właściwościom hydrofobowym woski pełnią funkcję ochronną w organizmach zwierzęcych i roślinnych.



▲ Cienka warstwa wosku zapewnia owocom dłuższą jędrność oraz opóźnia procesy gnilne



▲ Wosk służy pszczołom do budowania plastrów w ulu

Woski chronią pióra ptaków przed przemoczeniem, stanowią powłoki ochronne owoców i liści (zabezpieczają je przed szybką utratą wody, a także przed jej nadmiernym wnikaniem do wnętrza rośliny).

■ Inną ważną grupą estrów są estry wyższych kwasów tłuszczowych i glicerolu, czyli **tłuszcze**. Te związki będą omawiane w klasie 3.



▲ Estry służą do aromatyzowania słodczy

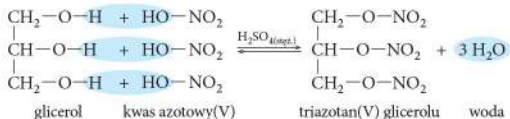
Jak można praktycznie wykorzystać estry kwasów karboksylowych?

Estry kwasów karboksylowych ze względu na ich właściwości stosuje się:

- w przemyśle spożywczym – jako środki zapachowe do aromatyzowania ciast, słodczy, napojów, wódek i likierów oraz jako domieszki do parafin, którymi powlekane są m.in. twarde sery żółte;
- w przemyśle kosmetycznym – jako składniki kremów, deodorantów, mydeł, pomadek;
- w przemyśle farmaceutycznym – jako składniki tabletek, syropów, aerozoli;
- w przemyśle tworzyw sztucznych, farb i lakierów – jako składniki klejów, farb, lakierów, tworzywa sztuczne i włókna syntetyczne (np. elana – włókno poliestrowe);
- w innych gałęziach przemysłu – woski jako składniki do wyrobu świec, past do obuwia i podłóg, a także materiałów biurowych (kalki maszynowe, papier kserograficzny).

Czy tylko kwasy karboksylowe mogą tworzyć estry?

Tlenowe kwasy nieorganiczne, podobnie jak kwasy organiczne, również mogą reagować z alkoholami. Produktami tych reakcji są **estry kwasów nieorganicznych**. Przykładem takiego estru jest **triazotan(V) glicerolu** (dawniej nazywany nitrogliceryną). Jest on stosowany jako lek rozszerzający naczynia krwionośne oraz jako składnik materiałów wybuchowych.



Można łatwo zauważyć, że schemat tej reakcji jest taki sam jak schemat reakcji kwasów organicznych z alkoholami.

W podobny sposób z alkoholami mogą reagować m.in. kwas siarkowy(VI), kwas fosforowy(V) i kwas borowy.



WARTO WIEDZIEĆ

- Niektóre estry pochodzące od kwasów octowego i butanowego są **toksyczne i rakotwórcze**, dlatego nie stosuje się ich w przemyśle spożywczym i kosmetycznym.
- Triazotan(V) glicerolu** po raz pierwszy zsyntetyzował włoski chemik Ascanio Sobrero [askanio sobrero] w 1847 r. Szwedzki inżynier Alfred Nobel opracował sposób bezpiecznego wykorzystania tej substancji jako materiału wybuchowego. W 1867 r. udało mu się opracować **dynamit**, który nie wybucha pod wpływem wstrząsów – dzięki zastosowaniu ziemi okrzemkowej jako składnika mieszaniny.
- Przykładem estru, który znalazł zastosowanie w medycynie, jest **kwas acetylosalicylowy** (aspiryna, polopiryna). Wykazuje on właściwości przeciwbólowe, przeciwgorączkowe, przeciwzapalne i przeciwzakrzepowe.



▲ Model kwasu acetylosalicylowego

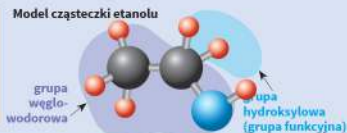
PODSUMOWANIE

- Estry** otrzymuje się z kwasów karboksylowych (lub tlenowych kwasów nieorganicznych) i alkoholi lub fenoli w reakcji **estryfikacji**.
- Grupą funkcyjną estrów jest **grupa estrowa** ($-\text{COO}-$), nazywana **wiązaniem estrowym**.
- Estry ulegają **hydrolizie** w środowisku kwasowym (proces odwracalny) i zasadowym (proces nieodwracalny).
- Estry charakteryzują się na ogół **przyjemnym zapachem**.
- Woski** są estrami wyższych kwasów karboksylowych i wyższych alkoholi.
- Olejki eteryczne** to estry niższych kwasów karboksylowych oraz niższych alkoholi.
- Estry ze względu na swoje właściwości znalazły zastosowanie m.in. w przemyśle: spożywczym, kosmetycznym, farmaceutycznym, tworzyw sztucznych.

ZADANIA

- Przedstaw wzory półstrukturalne i podaj nazwy wszystkich izomerów związków o wzorach: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ i $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$.
- Przedstaw równania reakcji hydrolizy przebiegającej w środowisku kwasowym (w obecności HCl) oraz w środowisku zasadowym (w obecności NaOH) następujących estrów:
 - butanian etylu;
 - propanian metylu;
 - octan fenylu;
 - mrówczan metylu.
- Przedstaw równania reakcji, za pomocą których można przeprowadzić przemiany zilustrowane podanymi schematami.
 - etanol $\rightarrow$ acetaldehyd $\rightarrow$ kwas octowy $\rightarrow$ octan metylu
 - propen $\rightarrow$ propan-2-ol $\rightarrow$ mrówczan 2-propylu
 - metan $\rightarrow$ chlorometan $\rightarrow$ metanol $\rightarrow$ formaldehyd $\rightarrow$ kwas mrówkowy $\rightarrow$ mrówczan etylu

GRUPA FUNKCYJNA – atom lub grupa atomów przyłączona do grupy węglowodorowej w cząsteczce związku organicznego. Nadaje związkowi odpowiednie właściwości chemiczne i fizyczne.



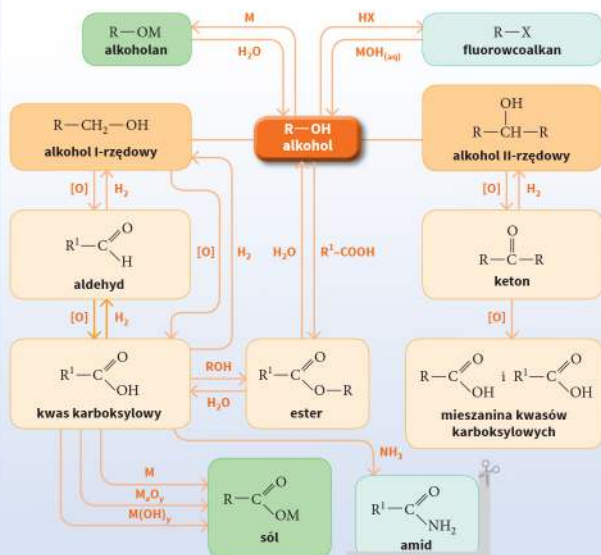
JEDNOFUNKCYJNE POCHODNE WĘGLOWODORÓW

Wzór grupy funkcyjnej	Nazwa grupy funkcyjnej	Nazwa grupy związków	Wzory ogólne*	Przykładowe związki chemiczne
-X	fluorowiec	fluorowco-pochodne węglowodorów	R-X Ar-X	CH ₃ CH ₂ -Cl chloroetan C ₆ H ₅ -Cl chlorobenzen
-NH ₂	aminowa	aminy	R-NH ₂ Ar-NH ₂	CH ₃ -NH ₂ metanoamina C ₆ H ₅ -NH ₂ anilina (fenyloamina)
-OH	hydroksylowa	alkohole	R-OH	CH ₃ CH ₂ -OH etanol
		fenole	Ar-OH	C ₆ H ₅ -OH fenol (benzenol)
 (-CHO)	aldehadowa	aldehidy	R ¹ -CHO Ar-CHO	CH ₃ -CHO acetaldehyd (etanal, aldehyd octowy) C ₆ H ₅ -CHO benzaldehyd (aldehyd benzoesowy)
 (-CO-)	karbonylowa	ketony	R-CO-R R-CO-Ar Ar-CO-Ar	(CH ₃) ₂ CO propan-2-on (aceton) CH ₃ -CO-C ₆ H ₅ 1-fenyletan-1-on (acetofenon) (C ₆ H ₅) ₂ CO difenylometanon (benzofenon)
 (-COOH)	karboksylowa	kwasy karboksylowe	R ¹ -COOH Ar-COOH	CH ₃ -COOH kwas octowy (kwas etanowy) C ₆ H ₅ -COOH kwas benzoesowy

* Oznaczenia we wzorach ogólnych: R – grupa alkilowa (takie same lub różne grupy w danym związku chemicznym); R¹ = R lub H; Ar – grupa arylowa; X = F, Cl, Br lub I.

Wzór grupy funkcyjnej	Nazwa grupy funkcyjnej	Nazwa grupy związków	Wzory ogólne	Przykładowe związki chemiczne
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \\ \\ \text{NH}_2 \\ (-\text{CONH}_2) \end{array}$	amidowa	amidy	$\text{R}^1\text{—CONH}_2$ Ar—CONH_2	H—CONH_2 formamid (metanoamid) $\text{C}_6\text{H}_5\text{—CONH}_2$ benzamid (benzenokarboksyamid)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \\ \\ \text{O—} \\ (-\text{COO—}) \end{array}$	estrowa (wiązanie estrowe)	estry	$\text{R}^1\text{—COO—R}$ $\text{R}^1\text{—COO—Ar}$ Ar—COO—R Ar—COO—Ar	H—COO—CH_3 mrówczan (metanian) metylu $\text{CH}_3\text{—COO—C}_6\text{H}_5$ octan (etanian) fenylu $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COO—CH}_3$ benzoesan metylu $\text{C}_6\text{H}_5\text{—COO—C}_6\text{H}_5$ benzoesan fenylu

REAKCJE JEDNOFUNKCYJNYCH TIENOWYCH POCHODNYCH WĘGLOWODORÓW*



* Oznaczenia we wzorach ogólnych: R – grupa węglowodorowa (takie same lub różne grupy w danym związku chemicznym); $\text{R}^1 = \text{R}$ lub H; X = F, Cl, Br lub I; [O] – czynnik utleniający; M – metal.

FLUOROWCOPOCHODNE WĘGLOWODORÓW

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
substytucja fluorowców w węglowodorach; addycja fluorowców lub fluorowcowodorów do węglowodorów nienasyconych	Najczęściej ciecze o charakterystycznym zapachu. Nie rozpuszczają się w wodzie, rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach organicznych. Łatwo parują i pochłaniają przy tym dużo ciepła. Atomy fluorowców łatwo ulegają podstawieniu innymi grupami atomów. Nienasycone fluorowcowęglowodory – np. chloroeten – polimeryzują

AMINY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
reakcje fluorowcoalkanów z amoniakiem	Stan skupienia alifatycznych amin I-rzędowych zmienia się od gazowego (C_1-C_2), przez ciekły (C_3-C_{11}), do stałego (od C_{12}). Aminy alifatyczne do C_6 dobrze rozpuszczają się w wodzie. Zapach niższych amin jest zbliżony do zapachu amoniaku; wyższe aminy mają zapach zepsutych ryb. Wodne roztwory amin mają odczyn zasadowy; reagują z kwasami i tworzą sole

ALKOHOLE

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
np. z fluorowcoalkanów, alkenów, cukrów prostych	Ciecze lub ciała stałe (powyżej C_{10}). Rozpuszczalność w wodzie i temperatura wrzenia zależą od masy i struktury cząsteczki. W reakcjach chemicznych: - rozrywa się wiązanie RO-H (np. w reakcji z Na, RCOOH) lub R-OH (np. w reakcji z HX); - alkohole I-rzędowe utleniają się do aldehydów lub kwasów karboksylowych, a alkohole II-rzędowe – do ketonów; alkohole III-rzędowe nie utleniają się bez rozszczepienia łańcucha węglowego; - można je odwodnić i otrzymać m.in. alkeny. W odróżnieniu od alkoholi monohydroksylowych alkohole polihydroksylowe mają zdolność do tworzenia szafirowego roztworu ze świeżo strąconym $Cu(OH)_2$

FENOL

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
ze smoły węglowej lub w wyniku reakcji fenosylanów z kwasami	Ciało stałe, słabo rozpuszcza się w zimnej wodzie, lecz dobrze w gorącej i rozpuszczalnikach organicznych. Ma charakterystyczny zapach. W roztworze wodnym dysocjuje i daje roztwór o odczynie kwasowym. Reaguje tak jak kwasy i związki aromatyczne. Jest kwasem słabszym od kwasu węglowego

PORÓWNANIE CHEMICZNYCH WŁAŚCIWOŚCI ALKOHOLI I FENOLI

Reagenty	Na	NaOH	HCl	RCOOH	Dysocjacja
$R-CH_2-OH$	+	-	+	+	Nie zachodzi
C_6H_5-OH	+	+	-	*	Zachodzi z odszczepieniem H^+ od grupy -OH

+ Reakcja zachodzi

- Reakcja nie zachodzi

* Reakcja zachodzi bardzo trudno

ALDEHYDY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
łagodne utlenianie alkoholi I-rzędowych	Formaldehid to gaz, pozostałe aldehydy alifatyczne to ciecze. Aldehydy $C_1 - C_4$ rozpuszczają się w wodzie, a pozostałe nie. Aldehydy $C_1 - C_7$ mają charakterystyczny, nieprzyjemny zapach. Mają właściwości redukujące, utleniają się do kwasów karboksylowych (próby Tollensa i Trommera). W wyniku ich redukcji (np. wodorem) powstają alkohole I-rzędowe. Najprostsze aldehydy mogą polimeryzować

KETONY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
najczęściej utlenianie alkoholi II-rzędowych	Ciecze o niższych wartościach temperatury wrzenia niż odpowiadające im alkohole i bardziej lotne od alkoholi. Rozpuszczają się w wodzie w tym samym stopniu co alkohole, są rozpuszczalnikami związków organicznych. Redukują się do alkoholi II-rzędowych. Utleniają się do mieszaniny kwasów karboksylowych. Ketony nie dają pozytywnego wyniku próby Tollensa i nie ulegają polimeryzacji

KWASY KARBOKSYLOWE

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
utlenianie odpowiednich alkoholi I-rzędowych i aldehydów	Do C_9 ciecze, a kolejne – ciała stałe. Wartości ich temperatury wrzenia są wyższe niż odpowiadających im alkoholi. Mają charakterystyczny zapach. Niższe kwasy karboksylowe rozpuszczają się w wodzie i rozpuszczalnikach organicznych. Rozpuszczone w wodzie ulegają dysocjacji i nadają roztworom odczyn kwasowy. Reagują z metalami, tlenkami metali, zasadami – tworzą sole. W reakcjach z alkoholami tworzą estry. Redukują się do aldehydów i alkoholi

HYDROKSYKWASY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
głównie z roślin – związki rozpowszechnione w przyrodzie	Ciała stałe, dobrze rozpuszczalne w wodzie, a słabo w rozpuszczalnikach organicznych. Mocniejsze od analogicznych kwasów karboksylowych. Wchodzą w reakcje typowe dla kwasów i alkoholi

AMIDY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
np. reakcja kwasu karboksylowego z amoniakiem	Najprostszy amid (formamid) jest cieczą, a pozostałe są ciałami stałymi rozpuszczalnymi w wodzie. Wodne roztwory amidów mają odczyn obojętny, gdyż nie ulegają dysocjacji. Reagują z kwasami i zasadami

ESTRY

Otrzymywanie	Właściwości ($T = 298\text{ K}$, $p = 1013,25\text{ hPa}$)
reakcja kwasów z alkoholami lub fenolami	Estry niższych kwasów karboksylowych to bezbarwne ciecze, trudno rozpuszczalne w wodzie, dobrze rozpuszczalne w rozpuszczalnikach organicznych. Są dobrymi rozpuszczalnikami innych związków organicznych. Mają przyjemny owocowy lub kwiatowy zapach. Ulegają hydrolizie kwasowej i zasadowej (tzw. zmydłaniu)

1. Wskaż rodzaj reakcji przebiegającej wyłącznie z udziałem atomów wodoru w grupie hydroksylowej alkoholi.

A. dehydratacja
 B. utlenianie do aldehydów lub ketonów
 C. reakcja alkoholi z fluorowcowodarami
 D. reakcja alkoholi z aktywnymi metalami oraz z kwasami organicznymi

2. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Alkohole polihydroksylowe można odróżnić od monohydroksylowych za pomocą

A. reakcji z wodorotlenkiem sodu.
 B. próby Trommera – reakcji z tlenkiem miedzi(II).
 C. próby Tollensa – reakcji z tlenkiem srebra(I).
 D. reakcji z wodorotlenkiem miedzi(II).

3. Wskaż zdanie fałszywe.

A. Fenole – podobnie jak alkohole – nie reagują z roztworem NaOH.
 B. Wodny roztwór fenolu ma odczyn kwasowy.
 C. Niższe alkohole dobrze rozpuszczają się w wodzie.
 D. Alkohole mają wzór ogólny R-OH, a fenole Ar-OH.

4. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Aby otrzymać lustro srebrne, należy lekko podgrzać probówkę, w której oprócz aldehydu znajduje się

A. wodny roztwór azotanu(V) srebra(I). C. amoniakalny roztwór tlenku srebra(I).
 B. tlenek srebra(I). D. wodorotlenek srebra(I).

5. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Związki o ogólnym wzorze R-COOH mogą reagować

A. z aktywnymi metalami, np. Mg.
 B. z tlenkami metali, np. CaO.
 C. z alkoholami (w obecności stężonego H_2SO_4).
 D. ze wszystkimi substancjami wymienionymi w punktach A, B i C.

6. Wskaż wiersz tabeli, w którym poprawnie przypisano wzory do odpowiednich grup związków.

	Amina	Amid	Hydroksykwask	Ester
A	$HCOOCH_3$	$CH_3CH(OH)COOH$	$C_2H_5NH_2$	$HCONH_2$
B	$HCONH_2$	$C_2H_5NH_2$	$HCOOCH_3$	$CH_3CH(OH)COOH$
C	$C_2H_5NH_2$	$HCONH_2$	$CH_3CH(OH)COOH$	$HCOOCH_3$
D	$HCOOCH_3$	$HCONH_2$	$CH_3CH(OH)COOH$	$C_2H_5NH_2$

7. Wskaż zdanie błędnie opisujące właściwości estrów.

A. Niektóre estry są substancjami ciekłymi o gęstości mniejszej od gęstości wody, trudno rozpuszczalnymi w wodzie.
 B. Niektóre estry są substancjami oleistymi o przyjemnym zapachu owoców lub kwiatów.
 C. Estry o małej masie cząsteczkowej to dobre rozpuszczalniki farb i lakierów.
 D. Estry o małej masie cząsteczkowej są niepalne i nietoksyczne.

s. 30

3. $\text{pH} = 5$
 4. $[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$
 5. $\text{pH} = 13$
 6. $\text{pH} = 12$

s. 55

20. 100 razy
 21. $\text{pH} = 4$
 22. $[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ mol/dm}^3$
 23. $\text{pH} = 13$

s. 56

40. $c_m = 0,1 \text{ mol/dm}^3$

s. 82

3. a) 2,71 V; b) 0,32 V; c) 1,10 V; d) 1,92 V

s. 98

34. ponad 18 ogniw

s. 109

4. 35 % mas. miedzi w stopie

s. 115

3. $c_p = 2,38 \%$

s. 146

2. $m_{\text{Cu}} = 1,7 \text{ kg}$; $m_{\text{Sn}} = 0,3 \text{ kg}$

s. 151

4. $\text{C} - \text{Fe}_3\text{O}_4$ zawiera 76,36 % mas. żelaza

s. 156

22. $d_{\text{metal}} = 4,506 \text{ g/cm}^3$
 23. $m_{\text{CuO}} = 40 \text{ g}$
 24. $m_{\text{Fe}} = 630 \text{ kg}$
 26. $m_{\text{Cr}} = 369,7 \text{ kg}$
 27. $m_{\text{NaCl}} = 1125 \text{ mg}$
 28. $c_p = 8,6 \%$

s. 164

4. procentowa zawartość wodoru w:
 – H_2O – 11,11 % mas.
 – H_2O_2 – 5,88 % mas.

s. 185

4. $\text{A} - \text{NH}_4\text{NO}_3$ zawiera 35 % mas. azotu

s. 194

4. procentowa zawartość wody krystalizacyjnej w:
 – gipsie krystalicznym – 20,93 % mas.
 – gipsie palonym – 6,21 % mas.

s. 200

4. $V_{\text{azotu}} = 93,6 \text{ m}^3$; $V_{\text{tlenu}} = 25,2 \text{ m}^3$

s. 216

3. $V_{\text{tlenu}} = 22,4 \text{ m}^3$
 4. $c_m(\text{HCl}) = 1,5 \text{ mol/dm}^3$
 5. $c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18 \text{ mol/dm}^3$

s. 221

9. $d_{\text{chloru}} = 3,17 \text{ g/dm}^3 > d_{\text{tlenu}} = 1,43 \text{ g/dm}^3 >$
 $> d_{\text{azotu}} = 1,25 \text{ g/dm}^3 > d_{\text{neonu}} = 0,90 \text{ g/dm}^3$

s. 222

24. $m_{\text{H}_2} = 0,8 \text{ g}$; $m_{\text{O}_2} = 6,4 \text{ g}$
 25. $m_{\text{NH}_3} = 0,68 \text{ g}$; $V_{\text{gazów}} = 1,792 \text{ dm}^3$
 26. $V_{\text{wody}} = 2,7 \text{ cm}^3$
 27. %S = 42,67 %
 28. CuO
 29. $m_{\text{SO}_2} = 0,04 \text{ kg}$

s. 242

2. – spalanie metanu:

$$V_{\text{tlenu}} = 2 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{powietrza}} = 9,5 \text{ dm}^3$$

– spalanie propanu:

$$V_{\text{tlenu}} = 5 \text{ dm}^3$$

$$V_{\text{powietrza}} = 23,8 \text{ dm}^3$$

s. 255

3. $d_{\text{etanu}} = 1,34 \text{ g/dm}^3$
 $d_{\text{etenu}} = 1,25 \text{ g/dm}^3$
 $d_{\text{etynu}} = 1,16 \text{ g/dm}^3$
 Gęstość większą od gęstości powietrza (w warunkach normalnych
 $d_{\text{powietrza}} = 1,293 \text{ g/dm}^3$) ma etan.

s. 276

23. $m_{\text{CaC}_2} = 22,9 \text{ g}$
 32. C_2H_6 : %C = 80,0 %, %H = 20,0 %
 C_2H_4 : %C = 85,7 %, %H = 14,3 %
 C_2H_2 : %C = 92,3 %, %H = 7,7 %
 C_6H_6 : %C = 92,3 %, %H = 7,7 %

s. 295

3. $V_{\text{tlenu}} = 39,2 \text{ dm}^3$

s. 325

3. $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$
 5. $V_{\text{tlenu}} = 205,07 \text{ dm}^3$; $V_{\text{powietrza}} = 976,53 \text{ dm}^3$

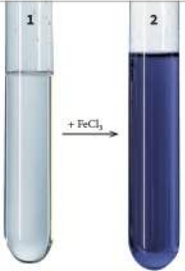
s. 348

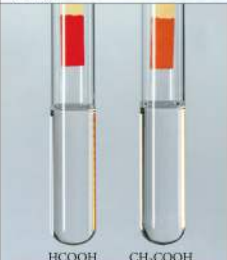
- 27a. $M = 72 \text{ g/mol}$; $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$
 28. 5 atomów C

WYBRANE TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

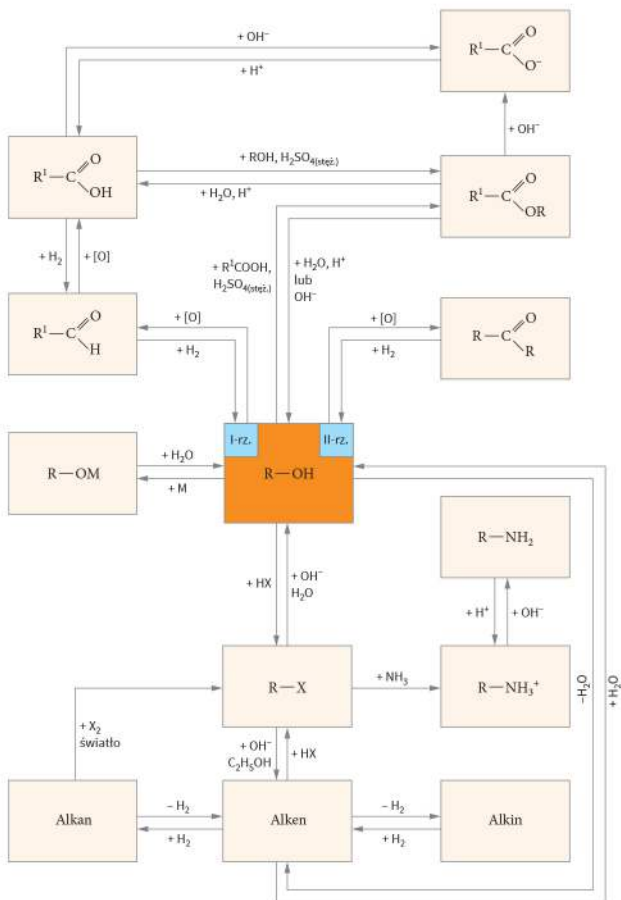
Typ reakcji	Definicja, równania reakcji	Ilustracja
Reakcja jonowa	Reakcja chemiczna, w której biorą udział jony. W roztworze wodnym zachodzi bardzo szybko. $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^{-} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$	
Reakcja zobojętniania	Reakcja chemiczna zachodząca między kwasem a zasadą. $\text{H}^{+} + \text{OH}^{-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	
Reakcja utleniania-redukcji	Reakcja chemiczna, w której następuje zmiana stopni utlenienia pierwiastków na skutek przeniesienia elektronów między utleniaczem a reduktorem. próbówka 1: $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3(\text{rozcz.}) \longrightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} \uparrow + 4 \text{H}_2\text{O}$ próbówka 2: $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3(\text{stęż.}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 \uparrow + 2 \text{H}_2\text{O}$	

REAKCJE CHARAKTERYSTYCZNE WYBRANYCH GRUP ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH

Grupa związków	Odczynnik	Efekt reakcji	Ilustracja
Związki o charakterze nienasyconym, np. alkeny, alkiny, kwas oleinowy	roztwór Br_2 (woda bromowa)	odbarwienie roztworu (1)	
	roztwór KMnO_4	odbarwienie roztworu oraz strącenie brunatnego osadu (2)	
Alkohole polihydroksylowe	świeżo strącony $\text{Cu}(\text{OH})_2$	roztwór barwy szafirowej (2)	 $\text{Cu}(\text{OH})_2$
Fenole	roztwór FeCl_3	roztwór barwy fioletowo-niebieskiej (2)	 fenol

Grupa związków	Odczynnik, warunki reakcji	Efekt reakcji (nazwa reakcji)	Ilustracja
Aldehydy	świeżo strącony $\text{Cu}(\text{OH})_2$, ogrzewanie	ceglastoczerwony osad (3) (próba Trommera)	 1 2 3 + aldehyd temp. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
	Ag_2O w roztworze NH_3 (odczynnik Tollensa), ogrzewanie	lustro srebrne (3) (próba Tollensa)	 1 2 3 + aldehyd temp. odczynnik Tollensa
Kwasy karboksylowe rozpuszczalne w wodzie	wskaźniki kwasowo-zasadowe	zmiana zabarwienia np. uniwersalnego papierka wskaźnikowego na kolor odpowiadający mocy danego kwasu	 HCOOH CH_3COOH
Wyższe kwasy tłuszczowe	roztwór NaOH , wstrząsanie i ogrzewanie	powstawanie piany	

REAKCJE WĘGLOWODORÓW ALIFATYCZNYCH I ICH POCHODNYCH*



* Oznaczenia we wzorach ogólnych: R – grupa węglowodorowa (takie same lub różne grupy w danym związku chemicznym); $R^1 = R$ lub H; X = F, Cl, Br lub I; [O] – czynnik utleniający; M – metal aktywny chemicznie.

A

- acetaldehyd (etanal, aldehyd octowy) [*acetaldehyde (ethanal)*] 304, 308
- aceton [*acetone*] 311–313
- acetylen (etyń) [*acetylene (ethyne)*] 250
- addycja [*addition*] 247, 254, 259, 282, 308, 323
- akumulator [*battery*] 85–86
- aldehydy [*aldehydes*] 303–308
- alkany [*alkanes*] 232–241
- alkeny [*alkenes*] 243–248
- alkiny [*alkynes*] 250–254
- alkohole monohydrosylowe [*monohydric alcohols*] 289–294
- polihydrosylowe [*polyhydric alcohols*] 296–297
- alotropia [*allotropy*] 166–167, 198, 202, 203
- aluminotermia [*aluminothermic process*] 125, 150
- amfoteryczność [*amphoterism*] 17, 18, 124, 136
- amidy [*amides*] 331–332
- aminy [*amines*] 285–287
- amoniak [*ammonia*] 17, 196, 213
- anoda [*anode*] 76
- azot [*nitrogen*] 105, 195, 212, 228

B

- bateria [*cell, battery*] 83–84
- benzaldehyd (aldehyd benzoesowy) [*benzaldehyde*] 303, 308
- benzen [*benzene*] 256–257
- benzenol → fenol
- benzyna [*gasoline, petrol*] 266–267
- brąz [*bronze*] 141, 145, 147
- brom [*bromine*] 207–210

C

- chlor [*chlorine*] 207–210, 212
- chlorowódor [*hydrogen chloride*] 209
- chrom [*chromium*] 108, 128–133
- cyklokarbon [*cyclo[18]carbon*] 167
- cynek [*zinc*] 105, 135–137

D

- degradacja gleb [*soil degradation*] 183–184
- dehydratacja [*dehydration*] 293
- diamant [*diamond*] 167, 168, 175

E

- elektrolit mocny [*strong electrolyte*] 18

- elektrolit słaby [*weak electrolyte*] 18
- elektroliza [*electrolysis*] 149, 212
- eliminacja [*elimination*] 293
- estry [*esters*] 334–340
- estryfikacja [*estification*] 294, 323, 335–336
- etan [*ethane*] 233
- eten (etylen) [*ethene (ethylene)*] 243, 248
- etyń → acetylen

F

- fenol (benzenol) [*phenol (benzenol)*] 299–301
- fenole [*phenols*] 299–301
- fitoindykatory [*indicator plants*] 182
- fluorowcopochodne węglowodorów [*fluorocarbons*] 280–283
- formaldehyd (metanal, aldehyd mrówkowy) [*formaldehyde (methanal)*] 303, 308
- fosfor [*phosphorus*] 195, 199
- fulereny [*fullerenes*] 167, 168

G

- gaz koksowniczy [*coke oven gas*] 269
- syntezowy [*synthesis gas*] 162, 213, 268
- ziemny [*natural gas*] 268
- gazy rafineryjne [*refinery gases*] 266
- szlachetne [*noble gases*] 107
- gips [*gypsum*] 23, 189
- gleba [*soil*] 179–184
- glicerol (gliceryna) [*glycerol (glycerin)*] 296–297
- glikol etylenowy [*ethylene glycol*] 296–297
- glin [*aluminium*] 122–124
- grafen [*graphene*] 167, 168
- grafit [*graphite*] 167, 168
- grupa aldehydowa [*aldehyde group*] 303, 310
- alkilowa [*alkyl group*] 235, 280
- amidowa [*amide group*] 331
- aminowa [*amino group*] 285
- arylowa [*aryl group*] 280
- estrowa [*ester group*] 334
- funkcyjna [*functional group*] 280
- hydroksylowa [*hydroxyl group*] 289, 299, 321, 328
- karboksylowa [*carboxylic group*] 315, 321, 328
- karbonylowa [*carbonyl group*] 310, 321

H

- higroskopijność [*hygroscopicity*] 174, 188, 190, 199, 205

hydraty [hydrates] 23, 189
hydroksosole [hydroxy salts] 23
hydroksykwas [hydroxycarboxylic acids]
328–330
hydroliza [hydrolysis] 44–45, 322, 338

I

izomeria funkcyjna [functional isomerism] 311
– konstytucyjna (strukturalna) [constitutional (structural) isomerism] 235
– położenia [position isomerism] 244
– szkieletowa [skeletal isomerism] 235
izomery [isomers] 230, 234, 239, 245, 251, 258, 290, 311

J

jon wodorotlenkowy [hydroxide ion] 15, 21
– wodoru [hydrogen ion] 15, 21

K

katoda [cathode] 76
ketony [ketones] 310–313
koks [coke] 269
koksowanie [coking] 269
korozja [corrosion] 89–92, 131
– chemiczna [chemical corrosion] 89
– elektrochemiczna [electrochemical corrosion] 89
kraking [cracking] 267
kreda [chalk] 172
krezole [cresols] 299
krzem [silicon] 165, 169–170, 213
ksylen [xylene] 258
kwarc [quartz] 169, 174–175, 191
kwas azotowy(V) [nitric(V) acid] 198, 213
– benzoesowy [benzoic acid] 324
– bromowodorowy [hydrobromic acid] 209
– chlorowodorowy → kwas solny
– fosforowy(V) [phosphoric(V) acid] 199
– mocny [strong acid] 12
– mrówkowy (metanowy) [formic (methanoic) acid] 316–319
– octowy (etanowy) [acetic (ethanoic) acid] 316–320
– oleinowy [oleinic acid] 317, 323
– palmitynowy [palmitic acid] 323
– siarkowy(VI) [sulfuric(VI) acid] 205, 214
– słaby [weak acid] 12

kwas solny [hydrochloric acid] 209, 214
– stearynowy [stearic acid] 317, 322, 323
– szczawiowy [oxalic acid] 324
– węglowy [carbonic acid] 168
kwasy [acids] 10–13
– karboksylowe [carboxylic acids] 315–324
– tłuszczowe [fatty acids] 315
– utleniające [oxidizing acids] 13, 66

L

liczba oktanowa [octane number] 267

M

magnez [magnesium] 116–120
mangan [manganese] 128–133
marmur [marble] 173
metale [metals] 103–108, 147
–, aktywność chemiczna [chemical activity] 112, 119
– szlachetne [noble metals] 141
metan [methane] 232
miedź [copper] 108, 141–145
mieszanina nitrująca [nitrating mixture] 259
– piorunująca [detonating gas] 162
mocznik [urea] 332
monomer [monomer] 248
mosiądz [brass] 137, 145
mydła [soap] 322

N

nafta [kerosene] 266
nawozy [fertilizers] 183
niemetale [non-metals] 103–108
–, aktywność chemiczna [chemical activity] 209
nitrowanie [nitration] 259, 301

O

odczyn kwasowy [acidic reaction] 11, 16
– obojętny [neutral reaction] 11, 16
– zasadowy [basic reaction] 16
odczynnik Tollensa [Tollen's reagent] 306
– Trommera [Trommer's reagent] 307
odmiany alotropowe [allotropic forms] → alotropia
ogniwo Daniella [Daniell cell, battery] 73, 75
– galwaniczne [galvanic cell] 72–73
– nieodwracalne [irreversible cell] 73, 83
– odwracalne [reversible cell] 73, 83, 85

ogniwo paliwowe [*fuel cell*] 87
olej napędowy [*fuel oil, diesel fuel*] 266
ołów [*lead*] 105, 137–139
ozon [*ozone*] 202

P

pasywacja [*passivation*] 123, 124, 129, 132, 136–138
patyna [*patina*] 142
pH 26–29
piroliza → kokсовanie
polimer [*polymer*] 248
polimeryzacja [*polymerization*] 248, 308
półogniwo [*half-cell*] 72
potas [*potassium*] 110–114
potencjał standardowy półogniwa [*standard electrode potential*] 79–81
próba Tollensa [*Tollen's test*] 306
– Trommera [*Trommer's test*] 307

R

reakcja addycji → addycja
– biuretowa [*biuret reaction*] 332
– dehydratacji → dehydratacja
– eliminacji → eliminacja
– estryfikacji → estryfikacja
– ksantoproteinowa [*xanthoprotein reaction*] 197
– polimeryzacji → polimeryzacja
– strąceniowa [*precipitation reaction*] 47–50
– substytucji → substytucja
– utleniania–redukcji [*oxidation-reduction reaction, redox reaction*] 64–67
– zobojętniania [*neutralization*] 20–21, 23
redukcja [*reduction*] 76, 87
reduktor [*reducing agent*] 66
reforming [*reforming*] 267
reguła Markownikowa [*Markovnikov's rule*] 248
ropa naftowa [*petroleum*] 264–266

S

saletry [*saltpetres*] 197
siarka [*sulfur*] 201, 203–206, 228
siarkowódór [*hydrogen sulfide*] 203
siła elektromotoryczna [*electromotive force*] 76
skala pH [*pH scale*] 29
smoła węglowa [*coal tar*] 269
sód [*sodium*] 110–114

sole [*salts*] 22–23
sorpcja [*sorption*] 179–180
spalanie [*combustion*] 240, 246, 253, 294
srebro [*silver*] 141–145
standardowe półogniwo wodorowe [*standard hydrogen electrode*] 79
stopień utlenienia [*oxidation state*] 60–62
substytucja [*substitution*] 241, 259, 281, 283
szereg elektrochemiczny [*electrochemical series*] 80–81
– homologiczny [*homology series*] 233
szkło [*glass*] 191–193

T

tlen [*oxygen*] 105, 201–203, 212, 227
tlenek fosforu(V) [*phosphorus(V) oxide*] 199
– krzemu(IV) [*silicon(IV) oxide*] 169, 172
– węgla(II) [*carbon(II) oxide*] 166
– węgla(IV) [*carbon(IV) oxide*] 168
tlenki [*oxides*] 32–36
– amfoteryczne [*amphoteric oxides*] 34
– kwasowe [*acidic oxides*] 35, 196
– metali [*metal oxides*] 32
– niemetalu [*non-metal oxides*] 32
– obojętne [*neutral oxides*] 35, 196
– zasadowe [*basic oxides*] 33
toluen [*toluene*] 258
triazotan(V) glicerolu [*glycerol trinitrate(V)*] 340
trimeryzacja [*trimerization*] 254, 260
twardość wody [*water hardness*] 178

U

urodzajność [*fertility*] 182
utleniacz [*oxidant*] 66
utlenianie [*oxidation*] 76, 87
– aldehydów [*oxidation of aldehydes*] 305–307, 316
– alkoholi [*oxidation of alcohols*] 293, 316
uwodornienie (hydrogenacja) [*hydrogenation reaction*] 247, 254, 259

W

wapień [*limestone*] 172–174
wapń [*calcium*] 116–120
wapno gaszone [*slaked lime*] 188
– palone [*lime*] 174, 188
węgiel [*carbon*] 165–168, 226
– kamienny [*hard (bituminous) coal*] 269

węglan wapnia [*calcium carbonate*] 172
 węglowodory alifatyczne [*aliphatic hydrocarbons*] 280
 – aromatyczne [*aromatic hydrocarbons*] 256–260
 – nasycone [*saturated hydrocarbons*] 232, 243, 244
 – nienasycone [*unsaturated hydrocarbons*] 243, 244
 wiązanie estrowe [*ester bond*] 334
 – wodorowe [*hydrogen bonding*] 292, 305
 – zdelokalizowane [*delocalized bonding*] 257
 wietrzenie biologiczne [*biological weathering*] 179
 – chemiczne [*chemical weathering*] 179
 – fizyczne [*physical weathering*] 179
 woda amoniakalna [*ammonia water*] 196
 – bromowa [*bromine water*] 208
 – chlorowa [*chlorine water*] 208
 – królewska [*aqua regia, royal water*] 144
 – krystalizacyjna [*water of crystallization*] 189
 – pogazowa [*ammoniacal liquid*] 269
 – wapienna [*lime water*] 120

wodór [*hydrogen*] 105, 160–163, 212, 226
 wodorki [*hydrides*] 38–40
 wodorosole [*acid salts*] 22
 wodorotlenki [*hydroxides*] 15–18
 wskaźniki (indykatory) [*indicators*] 16
 – kwasowo-zasadowe [*acid-base indicators*] 11
 wzór półstrukturalny [*semi-structural formula*] 230
 – strukturalny [*structural formula*] 230
 – szkieletowy [*skeletal formula*] 230, 257

Z
 zaprawa gipsowa [*gypsum mortar*] 190
 – wapienna [*lime mortar*] 188–189
 zasady [*bases*] 10, 15
 – mocne [*strong bases*] 18
 – słabe [*weak bases*] 18
 zjawiska krasowe [*karst phenomena*] 177
 złoto [*gold*] 141–145

Ż
 żelazo [*iron*] 128–133
 żyzność gleby [*soil fertility*] 182

Źródła fotografii i ilustracji

Okładka: (minerały) Catherine Delahaye/Digital Vision/Getty Images

Strony działowe: s. 7 (skrapianie surówki sokiem z limonki) Julia Tarasenko/Shutterstock.com; s. 57 (baterie) Bukhta Yuri/Shutterstock.com; s. 99 (most) chrisshts/Shutterstock.com; s. 157 (układ scalony) Karynaw/Shutterstock.com; s. 223 (parking) tma1/E+/Getty Images; s. 277 (olejki eteryczne) ziausha/Shutterstock.com

Tekst główny: s. 6 (szkło laboratoryjne) pilipphoto/Shutterstock.com, (próbówki – tło) pogonici/Shutterstock.com; s. 9 (9 próbek) L. Opaliński/Zamkor/WSiP; s. 10 (próbówka z czerwoną cieczą) NatalieIme/Shutterstock.com; s. 11 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 12 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 13 (kw. mrówkowy i octowy) New Africa/Shutterstock.com, (kw. stearynowy) EKramier/Shutterstock.com; s. 14 (kolbki z kolorowymi cieczami) Science Photo Library/East News; s. 15 (próbówka z niebieską cieczą) rigsbphoto/Shutterstock.com; s. 16 (4 próbki) W. Wójtowicz/WSiP, (barwy wskaźników – 4 zlewki) TARIK KIZILKAYA/iStockphoto/Getty Images; s. 17 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 18 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 20 (Morze Martwe) vvvita/Shutterstock.com, (dośw. 1) P. Kubat/WSiP; s. 22 (dośw. 2) P. Kubat/WSiP, (halit) jonnysek-jiri/Shutterstock.com; s. 23 ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) Jiri Vacek/Shutterstock.com; s. 24 (2 szalki z CoCl_2) L. Opaliński/Zamkor/WSiP; s. 25 (3 naczynia stojące na blatach) paulista/Shutterstock.com, (blaty) BUNDITINAY/Shutterstock.com, (kupka soli) Ines Behrens-Kunkel/Shutterstock.com, (2 kolby trzymane w dłoniach) Master1305/Shutterstock.com; s. 26 (skala pH) rigsbphoto/Shutterstock.com; s. 28 (2 opakowania papierków) Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk; s. 29 (dośw. 1) P. Kubat/WSiP, (pęchametr) W. Wójtowicz/WSiP; s. 30 (kwasomierz) Robert Wolaski; s. 31 (sok z cytryny) Viktor/Shutterstock.com, (napój typu cola) PrajitBoonpa/Shutterstock.com, (ocet) Daga/Shutterstock.com, (odkamieniacz) Purple Clouds/Shutterstock.com, (jogurt, płyn do udrażniania rur) Africa Studio/Shutterstock.com, (herbata) New Africa/Shutterstock.com, (woda) ILYA AKINSHIN/Shutterstock.com, (kosmetyki) Lifestyle Travel Photo/Shutterstock.com, (mleko) Y Photo Studio/Shutterstock.com, (mydło) Michael Kraus/Shutterstock.com, (płyn do prania) jiangdi/Shutterstock.com, (wybielacz) AlenKadr/Shutterstock.com; s. 32 (plama z KMnO_4) LasColinus/Shutterstock.com, (FeO , Fe_2O_3) Turtle Rock Scientific/AlenPhotoStock/SCIENCE SOURCE/BE&W; s. 33 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP, (dośw. 2) P. Kubat/WSiP; s. 34 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 35 (dziewczyna z kolbą) Michal Ludwiczak/Shutterstock.com, (dośw. 4) W. Wójtowicz/WSiP; s. 36 (las) bluecrayola/Shutterstock.com; s. 38 (Islandia) Simon Dux Media/Shutterstock.com; s. 39 (CdS) liliya Vantsura/Shutterstock.com; s. 41 (góry) ichywang/Shutterstock.com; s. 42 (mycie baterii łazienkowej) Alexander Rath/s

Shutterstock.com, (dośw. 1) P. Kubat/WSiP; s. 43 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 44 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 46 (dżbanek) Ariene Studio/Shutterstock.com, (ziarna jonitu) Nuk2013/Shutterstock.com; s. 47 (klif) Masami/K Shutterstock.com; s. 48 (dośw. 1) P. Kubat/WSiP; s. 49 (dośw. 2) P. Kubat/WSiP; s. 50 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 51 (chemiczny ogród) W. Wójtowicz/WSiP; s. 58 (miedź, ołów, glin, siarka, krzem, fosfor) W. Wójtowicz/WSiP; s. 59 (łańcuch) erkan karaca/Shutterstock.com, (lakierowanie) Aleksandar Malivuk/Shutterstock.com; s. 60 (kolorowe substancje) W. Wójtowicz/WSiP; s. 62 (malowanie) N-sky/Shutterstock.com; s. 64 (Cu + HNO₃) Turtle Rock Scientific/Science Source/East News; s. 65 (ruda żelaza) Levent Konuk/Shutterstock.com; s. 68 (nalewanie wody) Adam Gregor/Shutterstock.com, (piec) Oleksiy Mark/Shutterstock.com; s. 69 (2 kolorowe sfery) Dmitriy Rybin/Shutterstock.com, (zapalka) Sergei Dolgov/Shutterstock.com; s. 70 (ogniwo arbużowe) Charles D. Winters/Science Source/BE&W, (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 75 (mierzenie napięcia) Tricky_Shark/Shutterstock.com; s. 76 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 77 (testowanie akumulatora) Andrey Popov/Shutterstock.com; s. 78 (Volta) Everett Historical/Shutterstock.com; s. 79 (druły) Daniel Turbasa/Shutterstock.com; s. 83 (baterie) mariva2017/Shutterstock.com; s. 84 (6 baterii) Intellson/Shutterstock.com; s. 86 (wiertarki) monticello/Shutterstock.com, (naprawianie laptopa) Alexander Egizarov/Shutterstock.com; s. 87 (baterie do smartfonów) anaken2012/Shutterstock.com; s. 88 (Yoshino, Goodenough i Whittingham) JONAS EKSTROMER/EPA/PAP, (recykling baterii) Artem Oleshko/Shutterstock.com; s. 89 (zardzewiałe śruby) iPhoto-Thailand/Shutterstock.com, (spoina) Simple/Shutterstock.com; s. 90 (rdza) olympuscat/Shutterstock.com; s. 91 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP, (druć kolezasty) Rowan Patrick Photos/Shutterstock.com; s. 92 (ocynkowana blacha) Vladimir Mulder/Shutterstock.com, (lakierowanie) il21/Shutterstock.com; s. 93 (pomnik) lindsay76/Shutterstock.com; s. 95 (baterie) Przemek Klos/Shutterstock.com, (akumulator) Natalia Kokhanova/Shutterstock.com, (ładowanie auta elektrycznego) buffaloboy/Shutterstock.com, (lakierowanie) bogdanhoda/Shutterstock.com; s. 100 (medale) ilbusca/iStockphoto/Getty Images, (miedziany drut) oksana2010/Shutterstock.com, (folia aluminiowa) Pictfive/Shutterstock.com, (pierzwiaki) M. Karelus/Zamkor/WSiP; s. 101 (Na + H₂O na szalce) Turtle Rock Scientific/Science Source/BE&W, (NaOH na szalce) boonchok/Shutterstock.com, (Mg + O₂ w kolbie) W. Wójtowicz/WSiP, (MgO na szkiełku) Turtle Rock Scientific/GiPhotoStock/SCIENCE SOURCE/BE&W, (Na + Cl₂ w kolbie) W. Wójtowicz/WSiP, (NaCl na szkiełku) RHJPhotos/Shutterstock.com, (ołów, rtęć) W. Wójtowicz/WSiP, (rozdzielanie siarki i żelaza magnezem) Ł. Opaliński/Zamkor/WSiP, (słód) Zhukovskaya Olga/Shutterstock.com, (dżban) CDS PHOTOGRAPHY/Shutterstock.com, (sztućce) Mihai Daniel/Shutterstock.com; s. 102 (Ziemia) Triff/Shutterstock.com; s. 103 (miedź) Nebuto/Shutterstock.com, (rtęć) Alexey V Smirnov/Shutterstock.com, (siarka) Sebastian Janicki/Shutterstock.com, (brom, chlor) W. Wójtowicz/WSiP; s. 105 (metale na płycie) P. Kubat/WSiP, (gal na dłoni) Lawrence Migdale/SCIENCE SOURCE/BE&W; s. 106 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 107 (neon) NKTN/Shutterstock.com; s. 108 (żarówka) Somchai Som/Shutterstock.com, (endoproteza) Jochen Tack/Alamy Stock Photo/BE&W, (endoproteza – rys.) Artemida-psy/Shutterstock.com, (moneta) eans/Shutterstock.com, (prysznic) spainstock/Shutterstock.com; s. 109 (detektor Hades akceleratora Fair) Lhosan/GSI Helmholtzzentrum für Schwerionenforschung GmbH; s. 110 (mycie rąk) Summer Photographer/Shutterstock.com; s. 111 (sód i potas w szklach; dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 113 (NaOH na szkiełkach) W. Wójtowicz/WSiP, (3 płomienie) GiPhotoStock Images/BE&W; s. 114 (gaśnica) Gerisima/Shutterstock.com, (szklanka) AKINSHIN/Shutterstock.com, (zeszyty) tkemot/Shutterstock.com, (fajerwerki) Vadim Georgiev/Shutterstock.com, (chipsy) Africa Studio/Shutterstock.com, (szczoteczka z pastą) bergamont/Shutterstock.com; s. 115 (astronauta) HQuality/Shutterstock.com; s. 116 (czekolada) cfafotodigital/iStock/Getty Images Plus, (jaskinia) Santi Rodriguez/Shutterstock.com; s. 117 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 118 (dośw. 2; dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 119 (Mg + O₂; Ca + O₂) W. Wójtowicz/WSiP; s. 120 (zlewka z rurką) W. Wójtowicz/WSiP, (3 płomienie) GiPhotoStock Images/BE&W; s. 121 (struktura kości – 2 fot.) eranicle/Shutterstock.com; s. 122 (samolot) Denis Belitsky/Shutterstock.com; s. 123 (Al + O₂; dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 125 (spawanie) Todor Dobrev/Shutterstock.com; s. 126 (most) Andrew Zarivny/Shutterstock.com, (metalowe elementy) Maxx-Studio/Shutterstock.com, (samolot) gyn9037/Shutterstock.com; s. 127 (silnik) Katrina Brown/Shutterstock.com, (fajerwerki w kółku) mountain beetle/Shutterstock.com, (fajerwerki w telefonie) Mrs_ya/Shutterstock.com, (smartfon w dłoniach) blacksheep/Shutterstock.com, (elektrośmieci) DAMRONG RATTANAPONG/Shutterstock.com; s. 128 (wieża Eiffila) majeczka/Shutterstock.com; s. 129 (ferromagnetyzm) P. Duma/WSiP, (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 130 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 131 (zardzewiałe tryby) Oliver Denker/Shutterstock.com; s. 132 (most) Nick Poon/Shutterstock.com; s. 133 (6 zlewek) Turtle Rock Scientific/GiPhotoStock/SCIENCE SOURCE/BE&W; s. 134 (bransoleta) Silver Spiral Arts/Shutterstock.com, (piły) Nyura/Shutterstock.com; s. 135 (czcionki) dmtriynevsit/Shutterstock.com; s. 136 (dośw. 1) P. Kubat/WSiP; s. 137 (ryna) deepblue4you/iStockphoto/Getty Images, (wiadra) sergeyryzhov/iStockphoto/Getty Images, (foremki) Ilona Nagy/Moment RF/Getty Images, (produkty spożywcze) Evan Lorne/Shutterstock.com; s. 138 (3 tenki ołowiu) W. Wójtowicz/WSiP; s. 139 (prześwietlenie) gordenkoffiStockphoto/Getty Images, (szkło kryształowe) PaulSila/Shutterstock.com, (denaturacja białka) W. Wójtowicz/WSiP; s. 140 (monety) Vladimir Wrangel/Shutterstock.com; s. 141 (smartfony) Maxx-Studio/Shutterstock.com, (miedź) hapelena/Shutterstock.com, (srebro; platyna) Bjørn Wyleich/Shutterstock.com, (złoto) MarcelClemens/Shutterstock.com; s. 142 (patyna na wieży) Istvan Balogh/Shutterstock.com, (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 143 (dośw. 2) P. Kubat/WSiP; s. 144 (sztućce) PhotoHouse/Shutterstock.com; s. 145 (dośw. 3) P. Kubat/WSiP, (trąbka) furtseff/Shutterstock.com, (styki) roundhill/iStockphoto/Getty Images, (moneta) Mennica Gdańska; s. 146 (zaraza cynowa) Alchemist-hp/Wikipedia; s. 147 (spawacz) SvedOliver/Shutterstock.com; s. 148 (boksyt) KrimKate/Shutterstock.com, (chalkopiryt) KrimKate/iStockphoto/Getty Images, (galena, sfaleryt, cynober, kaszyt) Albert Russ/Shutterstock.com, (hematyt) mitsuap/Shutterstock.com, (magnetyt) photominer/Shutterstock.com, (syderyt) Branko

Jovanovic/Shutterstock.com; s. 149 (elektroliza) W. Wójtowicz/WSiP; s. 151 (dymarka) PAP/PIOTR POLAK; s. 152 (piasek) Bidzila/Shutterstock.com, (klif) Glenn V/Shutterstock.com, (statek) Mario Galati/Alamy Photo/BE&W; (cysterna) toxfoto/iStockphoto/Getty Images, (poduszki) Attapon Thana/Shutterstock.com, (baterie słoneczne) manfredy/Shutterstock.com; s. 153 (piec) Shestakov Dmytro/Shutterstock.com, (narzędzia stomatologiczne) Duda/Shutterstock.com, (rzeźba) Stepaniak/Shutterstock.com; s. 158 (tabletki) Mangpor_nk/Shutterstock.com, (kręształy) Jiri Vladeck/Shutterstock.com, (nawóz; woda bromowa) New Africa/Shutterstock.com; s. 159 (Cu + Cl₂; S + O₂; brom w kolbie) W. Wójtowicz/WSiP; (fluor; chlor; jod; krzem; fosfor; siarka) M. Karelus/Zamkor/WSiP; (smóg) M. Kozioł/WSiP; s. 160 (Słońce) Andrey Arnyagov/Shutterstock.com; s. 161 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 163 (Hydrocar Premier) ARTUR BARBAROWSKI/East News; s. 165 (krzem) Joaquin Corbalan P/Shutterstock.com, (moneta) Mennica Polska; s. 167 (diament) supachai sumrubus/Shutterstock.com, (grafit) Linna/Shutterstock.com; s. 168 (olówki) Chizhevskaya Ekaterina/Shutterstock.com; s. 169 (monokrystal krzemu) Peter Sobolev/Shutterstock.com, (dośw. 1) R. Wolski/WSiP; s. 170 (dach z panelami) Alessandrod28/Shutterstock.com; s. 171 (zimny dym) nikkytok/Shutterstock.com; s. 172 (jaskinia) Alberto Loyo/Shutterstock.com, (skały wapienne) Parmna/Shutterstock.com, (wapienie) Aleksandr Pobedimskiy/Shutterstock.com, (klify) Jo Chambers/Shutterstock.com, (kreda) KrimKate/Shutterstock.com; s. 173 (marmur) milart/Shutterstock.com, (marmurowe skały) imageb/Shutterstock.com, (dośw. 1) R. Wolski/WSiP; s. 174 (ametyst) Sebastian Janicki/Shutterstock.com, (krystal górski) kirill_makarov/Shutterstock.com, (cytryn) Photoproject/Shutterstock.com; s. 175 (pierścień z opalem) lynnette/Shutterstock.com, (bransoleta z agatem) Mark Brandon/Shutterstock.com, (krzemień) wiktord/Shutterstock.com, (kwarc) bjphtographs/Shutterstock.com, (diament) possible/Shutterstock.com; s. 177 (nieterope) Martin Janca/Shutterstock.com, (jaskinia) Stanton/Shutterstock.com; s. 178 (grzałka) Fevziie/Shutterstock.com; s. 179 (przekrój gleby) Jacky Co/Shutterstock.com; s. 180 (dośw. 1) Piotr Jagodziński, R. Wolski/WSiP; s. 181 (sadzenie rośliny) hiroshi teshigawara/Shutterstock.com, (dośw. 2) Piotr Jagodziński, R. Wolski/WSiP; s. 182 (chabry) Natikka/Shutterstock.com; s. 183 (nawożenie) igorstevanovic/Shutterstock.com; s. 184 (kormoran) Julian Popov/Shutterstock.com; s. 186 (Ziemia) Balazh/Shutterstock.com; s. 187 (dzieci) Tomsickova Tatyana/Shutterstock.com, (krajobraz miejski) fl1photo/Shutterstock.com, (lampa solarna) MirSiwy/Shutterstock.com; s. 188 (naczynia) Khorunzha/Shutterstock.com, (gaszenie wapnia) W. Wójtowicz/WSiP; s. 189 (dośw. 1) R. Wolski/WSiP; s. 190 (CaSO₄ · 2 H₂O) Russ/Shutterstock.com, (CaSO₄) Ermak Oksana/Shutterstock.com, (CuSO₄ · 5 H₂O) Jiri Vladeck/Shutterstock.com, (CuSO₄) EKramar/Shutterstock.com, (dośw. 2) Piotr Jagodziński, R. Wolski/WSiP; s. 191 (formowanie szkła) Paul Felix Photography/Alamy Photo/BE&W; s. 193 (szkło optyczne) Korovin/Shutterstock.com, (szkło laboratoryjne) Africa Studio/Shutterstock.com, (szkło kryształowe) ervstock/Shutterstock.com, (szkło zbrojone) liviatana/Shutterstock.com, (szkło refleksyjne) hallojuile/Shutterstock.com, (szkło sodowe) Evgeniia Bezuglova/Shutterstock.com, (szkło okienne) pinkeyes/Shutterstock.com, (szkło ceramiczne) Vadashop/Shutterstock.com; s. 195 (świeczące obręcze) Guyot/Shutterstock.com; s. 196 (badanie odczynu NH₃; NH₃ + HCl – 2 butelki) P. Kubat/WSiP; s. 197 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 198 (fosfor biały) Piotr Jagodziński, R. Wolski/WSiP; (fosfor czerwony) Susan E. Degginger/Alamy Photo/BE&W; (fosfor czarny) losmandarinas/Shutterstock.com; s. 199 (dośw. 2) P. Kubat/WSiP; s. 200 (poduszki powietrzne) Thana/Shutterstock.com; s. 201 (siarka) VittoriaChe/Shutterstock.com; s. 204 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 205 (właściwości H₂SO₄ – 2 szalki) P. Kubat/WSiP; (dom z zielenią) Photo/Shutterstock.com; s. 206 (zapalki) Passakorn sakulphan/Shutterstock.com; s. 207 (basen) PotatotoTomato/Shutterstock.com; s. 208 (woda chlorowa i bromowa) New Africa/Shutterstock.com, (dośw. 1) P. Kubat/WSiP; s. 209 (Cu + Cl₂ – brunatny dym) W. Wójtowicz/WSiP; (kolba – dół) Lukas Gojda/Shutterstock.com; s. 210 (sublimacja i resublimacja jodu) P. Kubat/WSiP; (pasta do zębów i szczoteczka) New Africa/Shutterstock.com; s. 212 (pracownik) TRMK/Shutterstock.com; s. 213 (nawóz) wk1003mike/Shutterstock.com, (miski) Komsan meanglang/Shutterstock.com; s. 215 (drzewo) Agnieszka Szulc/ZDM/Poznań, (Jeziro Tarnobrzęskie) Piotr Morawski; s. 217 (jod) M. Karelus/Zamkor, (fosfor czerwony) R. Wolski/WSiP; (siarka) Sebastian Janicki/Shutterstock.com, (brom; chlor) W. Wójtowicz/WSiP; s. 218 (ametyst) Mehmet Cetin/Shutterstock.com, (wapienie) Temir Shintemirov/Shutterstock.com, (zielona chemia) LookerStudio/Shutterstock.com; s. 219 (szpachlowanie) fotogenicstudio/Shutterstock.com, (złamana ręka) Jaromir Chalabala/Shutterstock.com, (wapienie) Aleksandr Pobedimskiy/Shutterstock.com, (płytki podszkawkowe) Iryna Rasko/Shutterstock.com, (proces wielkopiecowy) junrong/Shutterstock.com, (zaprawa wapienna) Dmitry Kalinovsky/Shutterstock.com, (wapnowanie gleb) smereka/Shutterstock.com, (produkcja szkła) A. Krotov/Shutterstock.com, (kamień budowlany) Maximova/Shutterstock.com; s. 225 (butle z gazem) Kolonko/Shutterstock.com, (zielone auto) Voinau Pavel/Shutterstock.com, (samolot; ciężarówka; statek) Sensevector/Shutterstock.com; s. 226 (molekuły) SimoneN/Shutterstock.com, (Wöhler) domena publiczna, (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 227 (spaliny) Ody_Stocker/Shutterstock.com, (dośw. 2) P. Kubat/WSiP; s. 228 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; (dośw. 4) W. Anusiak/WSiP; s. 230 (modele) W. Wójtowicz/WSiP; s. 231 (analiza) smereka/Shutterstock.com; s. 232 (cysterna z LPG) Gorloff-KV/Shutterstock.com; s. 236 (butle) ESB Professional/Shutterstock.com, (zapalniczka) Yeti studio/Shutterstock.com, (tankownia) konnmesha/Shutterstock.com, (aerazol w dloni) New Africa/Shutterstock.com, (instalacja) Kasawa/Shutterstock.com; s. 238 (palnik) Vitalevich/Shutterstock.com, (temperatury alkanów) W. Wójtowicz/WSiP; s. 240 (dośw. 1) W. Anusiak/WSiP; s. 241 (palniki) Bilanol/Shutterstock.com; s. 243 (zabawki) New Africa/Shutterstock.com; s. 245 (butle) cigdey/Shutterstock.com; s. 246 (dośw. 1) P. Kubat/W. Wójtowicz/WSiP; s. 248 (tekstylia) Elnur/Shutterstock.com, (detergenty) Studio/Shutterstock.com, (leki) karamysh/Shutterstock.com, (opona) Microstocker1/Shutterstock.com, (torebka foliowa) MNI/Shutterstock.com, (farba) Atanasov/Shutterstock.com, (rozpuszczalnik) Wasan Srisawat/Shutterstock.com; s. 249 (baniany) Narodenko/Shutterstock.com, (butelki) Kwangmoosaa/Shutterstock.com; s. 250 (butle) kckate16/Shutterstock.com;

s. 252 (dośw. 1) P. Kubat/W. Wójtowicz/WSiP; s. 253 (płomienie palnika – fot. a i b) LightCooker/iStockphoto/Getty Images, (spawanie) Bogdan VASILESCU/Shutterstock.com; s. 254 (zestaw butli) Dr. Norbert Lange/Shutterstock.com; s. 255 (lampy) Fer Gregory/Shutterstock.com; s. 256 (model benzenu) ALFRED PASIEKA/Science Photo Library RF/East News; s. 257 (benzen + Br_2 i KMnO_4 – 2 próbki) W. Wójtowicz/WSiP; s. 260 (leki) Kalinovsky/Shutterstock.com, (latarnia) kenny-max/Shutterstock.com; s. 262 (mapa Polski) Robert Biedermann/Shutterstock.com, (platforma na Bałtyku) Lotos S.A., (Swinoujście) Mike Mareen/Shutterstock.com, (woj. lubuskie i wielkopolskie; Wierzbowice) PGNiG, (Turów) Shevchenko Andrey/Shutterstock.com, (Zagłębie Górnośląskie) Polska Grupa Górnicza; s. 263 (Gdańsk) Piotr-Cieszyński/iStockphoto/Getty Images, (Jamal–Europa) EuRoPol GAZ S.A., (Płock) Marek Czarnecki/Orlen, (Bogdanka) Lubelski Węgiel „Bogdanka” S.A., (Konin) GRZEGORZ DEMBINSKI/East News, (Bóbrka) Avillfoto/Shutterstock.com; s. 264 (węgiel) small smiles/Shutterstock.com; s. 265 (wydobycie ropy na morzu) ivory/Shutterstock.com, (wydobycie ropy na lądzie) PhotoStock10/Shutterstock.com, (rafineria) somkhuang/Shutterstock.com; s. 266 (butla) Lunaticm/Shutterstock.com, (auto) Raawp-xel.com/Shutterstock.com, (samolot) phive/Shutterstock.com, (ciężarówka) Fuangnakhon/Shutterstock.com, (statek) Aun Photographer/Shutterstock.com; s. 267 (dystrybutor) lusia83/Shutterstock.com; s. 268 (kopalnia) Anisca/Shutterstock.com, (znak CNG) Studio/Shutterstock.com; s. 269 (rozładunek) Vladimir Fedorenko/Sputnik/East News; s. 270 (kopanka „Frank”) paparazza/Shutterstock.com, (klatrat) NOAA [Public Domain]; s. 280 (kotlety na patelni) Angelika Beck/Shutterstock.com; s. 283 (znieczulanie pacjenta) Serhii Bobyk/Shutterstock.com; s. 284 (ikona z dłonią) sumbararto/Shutterstock.com, (ikona z dłonią) surawot/Shutterstock.com; s. 285 (kolorowa wełna) Four-leaf/Shutterstock.com; s. 287 (właściwości amin – 5 zlewek) W. Wójtowicz/WSiP; s. 288 (farbowanie) Tongma/Shutterstock.com; s. 289 (alkohole) Normann/Shutterstock.com; s. 292 (dośw. 1) P. Kubat, W. Wójtowicz/WSiP; s. 294 (palność etanolu) W. Wójtowicz/WSiP; s. 296 (płyn) igorstevanovic/Shutterstock.com; s. 297 ($\text{Cu}(\text{OH})_2$ + glicerol) W. Wójtowicz/WSiP; s. 298 (kobieta) NAS CREATIVES/Shutterstock.com; s. 299 (mycie blatu) Brian A Jackson/Shutterstock.com; s. 300 (fenol) W. Wójtowicz/WSiP; s. 301 (FeCl_3 + fenol) W. Wójtowicz/WSiP; s. 302 (wędrzenie) kaczor58/Shutterstock.com; s. 303 (dyskotekowa kula) Olinchuk/Shutterstock.com; s. 304 (dośw. 1) Ł. Opaliński/Zamkor/WSiP; s. 306 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 307 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 308 (formalina) W. Wójtowicz/WSiP; s. 309 (migdały) matin/Shutterstock.com, (telefon) Central Stock/ThETA; s. 310 (farby) Sebastian Duda/Shutterstock.com; s. 312 (dośw. 1) Ł. Opaliński/Zamkor/WSiP, (podgrzewanie acetonu z $\text{Cu}(\text{OH})_2$) W. Wójtowicz/WSiP; s. 313 (Banting) History and Art Collection/Alamy Stock Photo/BE&W; s. 315 (mrówki) Rapin_1981/Shutterstock.com; s. 317 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP, (porównywanie barwy papierka ze skalą pH) Salamano/Shutterstock.com; s. 320 (dośw. 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 321 (fot. 1) P. Kubat, W. Wójtowicz/WSiP, (fot. 2 i 3) W. Wójtowicz/WSiP; s. 322 (fot. 1) P. Kubat/WSiP, (fot. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 323 (kw. oleinowy) H_Ko/Shutterstock.com, (kw. stearynowy) Meowcyber/Shutterstock.com, (świeca) Hindstroem/Shutterstock.com; s. 324 (kw. octowy) W. Wójtowicz/WSiP; s. 326 (dom) Aleksandr_a/Shutterstock.com, (krzew) BK foto/Shutterstock.com, (kwitający krzew) sakdam/Shutterstock.com, (śliwki) Yasunya/Shutterstock.com, (nawóz) Africa/Shutterstock.com, (klimatyzator) y_seki/Shutterstock.com; s. 327 (przekrój domu) Aleksandr_a/Shutterstock.com, (łazienka, garaż, kuchnia) elenab/Shutterstock.com, (rozpuszczalniki i farby) Optimarc/Shutterstock.com, (świeczki) ruzanna/Shutterstock.com, (perfumy) Genetics/Shutterstock.com, (olejek eteryczny) Formatoriginal/Shutterstock.com, (leki) Mangpor_nk/Shutterstock.com, (dezynfekcja dłoni) Ju PhotoStocker/Shutterstock.com, (alkohole) OlegSam/Shutterstock.com, (kiszona kapusta) Belskikh/Shutterstock.com, (ocet jabłkowy) Alefat/Shutterstock.com; s. 328 (cytryny) 4440/Shutterstock.com; s. 329 (aspiryna) Hurst Photo/Shutterstock.com; s. 330 (trzcina cukrowa) Ekkaratk/Shutterstock.com, (jogurt) MaraZe/Shutterstock.com, (wierzba) Tamor/Shutterstock.com, (jabłko) Roman Samokhin/Shutterstock.com, (winogrona) Tim UR/Shutterstock.com, (cytryny) AlenKadr/Shutterstock.com; s. 332 (reakcja biuretowa) P. Kubat/WSiP, (środek owadobójczy) Poravute Siriphroon/Shutterstock.com, (nawóz) Singkham/Shutterstock.com, (nici chirurgiczne) starman963/Shutterstock.com; s. 333 (owoce i olejki) Shot/Shutterstock.com; s. 334 (kosmetyki) Irina Kryatkovskaya/Shutterstock.com; s. 336 (dośw. 1) W. Wójtowicz/WSiP; s. 337 (truskawki) Valentin Volkov/Shutterstock.com, (maliny) Tim UR/Shutterstock.com, (poziomki) Valentina Razumova/Shutterstock.com, (gruszki) Tim UR/Shutterstock.com, (jabłko) Volkov/Shutterstock.com; s. 338 (dośw. 2) W. Wójtowicz/WSiP; s. 339 (owoce) Mordasova Elena/Shutterstock.com, (plaster z pszczołami) GoncharukMaks/Shutterstock.com; s. 340 (słodycze) Vorobyeva/Shutterstock.com; s. 350 (reakcja jonowa) W. Wójtowicz/WSiP, (reakcja zobojętniania; reakcja redoks) P. Kubat/WSiP; s. 351 (odbarwienie wody bromowej i roztworu KMnO_4) P. Kubat/W. Wójtowicz/WSiP, ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ + glicerol; FeCl_3 + fenol) W. Wójtowicz/WSiP; s. 352 (próbna Trommera; próba Tollensa; badanie odczynu papierkiem) W. Wójtowicz/WSiP, (ogrzewanie kwasu z NaOH) P. Kubat/WSiP

Pozostałe ilustracje: Verde, Kraków

Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne oświadczają, że podjęły starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne, przystępując w celach dydaktycznych do utworów lub fragmentów, postępują zgodnie z art. 27¹ ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne oświadczają, że są jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w wypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																													
1 1 H wodor 1,008	2 4 Li lit 6,941	3 9 Na sód 22,990	4 20 Ca wapń 40,08	5 39 K potas 39,098	6 40 Sr stryt 87,62	7 88 Y itr 88,91	8 89 Zr cyrkon 91,224	9 90 Nb niob 92,906	10 91 Mo molibden 95,94	11 92 Tc technet [98]	12 93 Ru ruten 101,07	13 101 Rh rod 102,91	14 102 Pd pallad 106,42	15 106 Ag srebro 107,87	16 108 Cu miedź 112,41	17 119 Ni nikiel 58,69	18 59 Co kobalt 58,93	19 55 Fe żelazo 55,85	20 56 Mn mangan 54,94	21 52 Cr chrom 51,996	22 50 V wanad 50,942	23 51 Ti tytan 47,88	24 48 Sc skand 44,96																							
57 139 La lantan 138,905	58 140 Ce cer 140,12	59 141 Pr praseodym 140,908	60 142 Nd neodym 144,242	61 144 Pm promet [145]	62 150 Sm samaryt 150,36	63 152 Eu europ 151,964	64 157 Gd gadolin 157,254	65 163 Tb terb 162,50	66 169 Dy dyzproz 162,50	67 175 Ho holm 164,930	68 173 Er erb 167,26	69 175 Tm tul 168,934	70 173 Yb iterb 173,054	71 175 Lu lutecj 174,967	72 177 Hf hafn 178,49	73 176 Ta tantal 180,948	74 181 W wolfram 183,84	75 187 Re ren 186,21	76 186 Os osm 190,23	77 190 Ir iryd 192,22	78 192 Pt platyna 195,084	79 197 Au złoto 196,967	80 201 Hg rtęć 200,59	81 204 Tl tal 204,38	82 209 Pb ołow 207,2	83 209 Bi bismut 208,98	84 210 Po polon [209]	85 210 At astat [210]	86 222 Rn radon [222]	87 223 Fr francj [223]	88 226 Ra rad [226]	89 227 Ac aktyn [227]	90 232 Th tor 232,038	91 231 Pa protaktyn 231,036	92 238 U uran 238,029	93 237 Np neptun 237,048	94 241 Pu pluton 241,054	95 244 Am ameryk 244,064	96 247 Cm kuri 247,070	97 251 Bk berkel 251,087	98 252 Cf kaliforn 252,083	99 257 Es einstein 257,105	100 289 Fm ferm 289,101	101 289 Md mendelew 289,103	102 290 No nobel 290,101	103 291 Lr lawrencj 291,106

masa atomowa u

liczba atomowa

nazwa pierwiastka

typowe wartościowość

elektroujemność (wg Paulinga)

symbol chemiczny

kolor: czarny - gazy

czerwony - ciała stałe

niebieski - ciecze

[223,00] — masa najtrwalszego izotopu

metale

nietmetale

gazy szlachetne

metale
niemetale
gazy szlachetne

Pierwiastki 110–118 – właściwości przewidywane na podstawie obliczeń i eksperymentów (stan na dzień 14.05.2022 r.).

