

ZGODNE Z  
USZCZUPLONĄ  
PODSTAWĄ  
PROGRAMOWĄ



VADEMECUM



# Nowa teraz matura



- opisy doświadczeń
- przykłady rozwiązane krok po kroku
- wskazówki maturalne
- notatki do uzupełniania

CHEMIA

nowa  
era

# Spis treści

Planer maturalny .....	6
Bez tego ani rusz! .....	8

## 1. Budowa atomu. Wiązania chemiczne

1. Budowa atomu .....	10
2. Masa atomowa, masa cząsteczkowa i masa molowa ...	13
3. Promieniotwórczość .....	16
4. Elementy chemii kwantowej w ujęciu jakościowym .....	20
5. Konfiguracja elektronowa atomów .....	23
6. Układ okresowy pierwiastków chemicznych .....	31
7. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym .....	34
8. Rodzaje wiązań chemicznych .....	38
9. Geometria cząsteczek. Hybrydyzacja orbitali atomowych .....	46
10. Oddziaływania międzycząsteczkowe .....	58

## 2. Właściwości pierwiastków chemicznych i ich związków nieorganicznych

### Systematyka związków nieorganicznych

11. Tlenki .....	62
12. Wodorki .....	68
13. Kwasy nieorganiczne .....	71
14. Wodorotlenki .....	77
15. Sole .....	82

### Metale

16. Sód i potas .....	86
17. Magnez i wapń .....	89
18. Glin .....	95
19. Metale bloku <i>d</i> .....	97

### Niemetale

20. Wodór .....	110
21. Węgiel i krzem .....	112
22. Azot i fosfor .....	118
23. Tlen i siarka .....	124
24. Fluorowce .....	130
25. Helowce .....	136

## 3. Stechiometria

26. Korzystanie z pojęć <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> w obliczeniach chemicznych .....	138
27. Stosowanie praw Avogadra i Clapeyrona w obliczeniach chemicznych .....	140
28. Obliczenia dotyczące wzorów chemicznych .....	142
29. Obliczenia na podstawie równania reakcji chemicznej .....	145
30. Obliczenia dotyczące mieszanin .....	150

## 4. Reakcje utleniania i redukcji. Elektrochemia

31. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych .....	154
32. Zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reakcjach chemicznych .....	157
33. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji .....	159
34. Ogniwa galwaniczne .....	166

## 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach

35. Roztwory – mieszaniny substancji .....	178
36. Metody rozdzielania mieszanin .....	179
37. Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone .....	181
38. Stężenie procentowe .....	185
39. Stężenie molowe .....	190
40. Dysocjacja elektrolityczna .....	196
41. Teorie kwasów i zasad .....	199
42. Stopień dysocjacji elektrolitycznej i stała dysocjacji elektrolitycznej .....	201
43. Odczyn wodnych roztworów substancji – pH .....	206
44. Reakcje zobojętniania .....	211
45. Reakcje strącania osadów .....	216
46. Hydroliza soli .....	220

## 6. Kinetyka i równowaga chemiczna – elementy chemii fizycznej

47. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne .....	224
48. Szybkość reakcji chemicznej .....	228
49. Kataliza i reakcje katalityczne .....	232
50. Równowaga chemiczna, stała równowagi .....	238
51. Reguła przekory .....	241



## 7. Węglowodory

52. Teoria strukturalna budowy związków organicznych ..	246
53. Węglowodory nasycone .....	248
54. Węglowodory nienasycone .....	257
55. Węglowodory aromatyczne.....	269

## 8. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

56. Fluorowcopochodne węglowodorów .....	280
57. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole .....	286
58. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony .....	301
59. Kwasy karboksylowe .....	311
60. Estry i tłuszcze .....	323
61. Aminy i amidy .....	335

## 9. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

62. Hydroksykwasy .....	350
63. Aminokwasy .....	355
64. Białka .....	362
65. Cukry .....	366
66. Izomeria optyczna .....	380

## 10. Chemia wokół nas i elementy ochrony środowiska

67. Substancje lecznicze i toksyczne .....	390
68. Żywność .....	394
69. Środki czystości .....	396
70. Elementy ochrony środowiska .....	397

## 11. Kluczowe umiejętności sprawdzane na egzaminie

71. Doświadczenia chemiczne .....	400
Zadania CKE – przykład rozwiązany krok po kroku i zadanie do samodzielnego rozwiązania .....	413
72. Obliczenia chemiczne .....	417
Zadania CKE – przykład rozwiązany krok po kroku i zadanie do samodzielnego rozwiązania .....	422
73. Korzystanie z informacji .....	424
Zadania CKE – przykład rozwiązany krok po kroku i zadanie do samodzielnego rozwiązania .....	428

## Tablice chemiczne

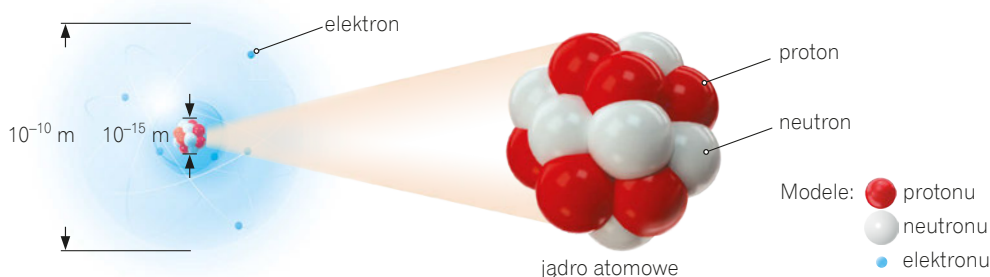
Właściwości pierwiastków chemicznych .....	434
Promienie atomów: metaliczne, kowalencyjne, van der Waalsa – układ okresowy .....	437
Nazwy zwyczajowe i systematyczne oraz gęstości wybranych związków nieorganicznych .....	438
Charakter chemiczny tlenków .....	440
Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie .....	442
Rozpuszczalność soli w wodzie .....	444
Charakter chemiczny tlenków – układ okresowy .....	446
Najważniejsze zastosowania wybranych związków nieorganicznych .....	447
Nazwy zwyczajowe i systematyczne oraz gęstości wybranych związków organicznych .....	451
Reakcje charakterystyczne związków organicznych .....	453
Najważniejsze zastosowania wybranych związków organicznych .....	458
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie .....	463
Krzywe rozpuszczalności gazów w wodzie .....	464
Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie .....	465
Stałe fizyczne i chemiczne .....	466
Przedrostki do wyrażania dziesiętnych wielokrotności i podwielokrotności jednostek SI .....	466
Tabela logarytmów .....	467
Stałe dysocjacji wybranych kwasów i zasad .....	468
Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe .....	469
Potencjały standardowe redukcji .....	470
Wzory i nazwy wybranych kwasów organicznych .....	471
Wzory i nazwy wybranych zasad azotowych .....	471
Wzory i nazwy aminokwasów białkowych .....	472
Stałe dysocjacji dla grup funkcyjnych aminokwasów w temperaturze 25°C .....	474
Odpowiedzi .....	475
Bibliografia .....	476
Indeks .....	477

# 1. Budowa atomu

## Składniki atomu

Atom to najmniejsza część pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości chemiczne.

Atom (rys. 1) jest układem elektroobojętym, zbudowanym z naładowanego dodatnio jądra atomowego [łac. *nucleus*] oraz naładowanych ujemnie elektronów znajdujących się w przestrzeni wokół jądra.



\* W rzeczywistości elektrony są znacznie mniejsze od jądra atomowego. Proporcje na rysunku zostały zmienione, by był on bardziej czytelny.

Rys. 1. Model budowy atomu\*.

Jądro atomowe składa się z nukleonów, czyli naładowanych dodatnio protonów i obojętnych elektrycznie neutronów (tabela 1).

Tabela 1. Charakterystyka składników atomu

Nazwa cząstki	Symbol	Masa		Ładunek	Bezwzględna wartość ładunku, C (kulomb)
		u	g		
proton	p, p <sup>+</sup> , ${}^1_1\text{p}, \oplus$	1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	+1	$1,6 \cdot 10^{-19}$
neutron	n, n <sup>0</sup> , ${}^1_0\text{n}, \circ$	1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	0	–
elektron	e <sup>-</sup> , ${}^0_{-1}\text{e}, \ominus$	$\frac{1}{1836}$	$9,11 \cdot 10^{-28}$	-1	$1,6 \cdot 10^{-19}$

### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Symbole protonu (p) i neutronu (n) można zapisywać bez podawania ładunku tych cząstek w indeksie górnym. Przy symbolu elektronu w indeksie górnym musi się pojawić znak minus (e<sup>-</sup>), ponieważ podobnym symbolem, e<sup>+</sup>, oznacza się pozyton, czyli antycząstkę elektronu.

## Liczba atomowa i liczba masowa

Każde jądro atomowe można opisać za pomocą dwóch liczb: liczby atomowej i liczby masowej.

**Liczba atomowa (Z)** to liczba protonów w jądrze charakterystyczna dla danego pierwiastka chemicznego.  
**Liczba masowa (A)** to sumaryczna liczba protonów i neutronów tworzących jądro atomowe.

liczba masowa = liczba nukleonów = liczba protonów (Z) + liczba neutronów (A - Z)  
 ${}^A_Z\text{E}$  – symbol pierwiastka chemicznego

liczba atomowa = liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym =  
 = liczba protonów = ładunek jądra = liczba elektronów w atomie

**Nuklid** to jądro atomowe o określonym składzie, opisanym liczbą atomową i liczbą masową.

Pojęcie to jest stosowane również w odniesieniu do całego atomu lub do zbioru atomów o takim samym składzie jądra.

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 1. s. 10–40

Powtórz pojęcia



Kod: VABF9D

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: Budowa atomu

## PRZYKŁAD 1

## Ustalanie liczby protonów, neutronów i elektronów

Uzupełnij tabelę, określając liczby protonów, neutronów i elektronów w podanych atomach i jonach.

Symbol atomu lub jonu	Liczba		
	protonów	neutronów	elektronów
${}_{13}^{27}\text{Al}$			
${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$			
${}_{53}^{127}\text{I}$			
${}_{53}^{127}\text{I}^{-}$			

Rozwiązanie:

Symbol atomu lub jonu	Liczba		
	protonów	neutronów	elektronów
1 ${}_{13}^{27}\text{Al}$			4 13
1 ${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$	2 13	3 $27 - 13 = 14$	5 $13 - 3 = 10$
1 ${}_{53}^{127}\text{I}$			4 53
1 ${}_{53}^{127}\text{I}^{-}$	2 53	3 $127 - 53 = 74$	5 $53 + 1 = 54$

## Etapu rozwiązywania

- 1 Odczytaj liczbę masową  $A$  i liczbę atomową  $Z$ .
- 2 Liczba protonów jest równa liczbie atomowej  $Z$  danego pierwiastka chemicznego. Zauważ, że w atomie i jonie danego pierwiastka chemicznego liczby protonów są takie same.
- 3 W celu wyznaczenia liczby neutronów należy od liczby masowej  $A$  odjąć liczbę atomową  $Z$ . Zauważ, że w atomie i jonie danego pierwiastka chemicznego liczby neutronów są takie same.
- 4 W elektrooobojętnych atomach liczba elektronów jest równa liczbie protonów.
- 5 W jonach liczba elektronów nie jest równa liczbie protonów. Określając ją, należy wziąć pod uwagę ładunek jonu, gdyż w anionach liczba elektronów jest większa, a w kationach mniejsza niż w elektrooobojętnym atomie danego pierwiastka chemicznego.

Powtórz pojęcia



Kod: 6938Q5

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: Atomy i jony

## Izotopy

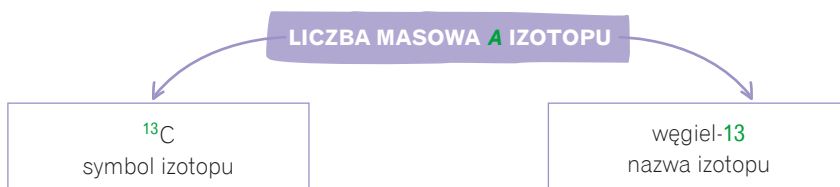
Izotopy to nuklidy o tej samej liczbie atomowej  $Z$ , ale różnych liczbach masowych  $A$ .

Izotopy danego pierwiastka chemicznego zawierają w jądrach atomowych taką samą liczbę protonów, ale różną liczbę neutronów.



## Zapisywanie symboli i nazw izotopów

Do zapisu symboli i nazw izotopów wykorzystuje się symbole i nazwy pierwiastków chemicznych.



Wyjątkiem są trzy naturalne izotopy wodoru (tabela 2, s. 12), które mają własne nazwy i symbole.

Powtórz pojęcia



Kod: P64T3J

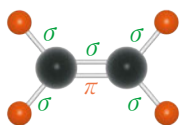
app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: Izotopy

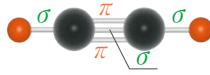
## Wiązania typu $\sigma$ i typu $\pi$

W zależności od tego, jakie orbitale atomowe nakładają się na siebie, wyróżnia się m.in. wiązanie typu  $\sigma$  i wiązanie typu  $\pi$ .

Wiązanie pojedyncze jest zawsze wiązaniem typu  $\sigma$ . Wiązanie wielokrotne składa się z jednego wiązania typu  $\sigma$  oraz wiązań typu  $\pi$  (rys. 26).



5 wiązań typu  $\sigma$   
i 1 wiązanie typu  $\pi$   
w cząsteczce etenu



3 wiązania typu  $\sigma$   
i 2 wiązania typu  $\pi$   
w cząsteczce etynu

Modele atomów:

● węgla

● wodoru

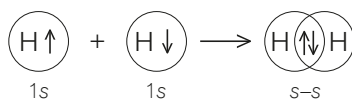
Rys. 26. Modele cząsteczek z wiązaniami typu  $\sigma$  i typu  $\pi$ .

### Wiązanie typu $\sigma$

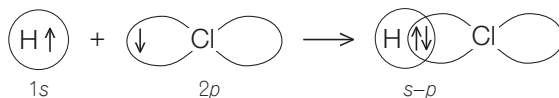
Podczas tworzenia wiązania typu  $\sigma$  orbitale atomowe **nakładają się czołowo**, czego efektem jest zwiększona gęstość elektronowa na osi łączącej jądra.

Wiązanie typu  $\sigma$  może powstać w wyniku nakładania się różnych orbitali atomowych:

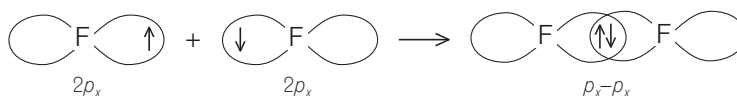
- orbital typu  $s$  + orbital typu  $s$ , np.



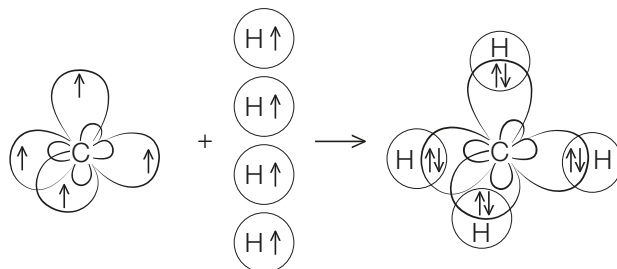
- orbital typu  $s$  + orbital typu  $p$ , np.



- orbital typu  $p_x$  + orbital typu  $p_x$ , np.



- orbitale zhybrydyzowane, np. orbital zhybrydyzowany  $sp^3$  + orbital typu  $s$ .



### Wiązanie typu $\pi$

Podczas tworzenia wiązania typu  $\pi$  orbitale atomowe  $p$  prostopadłe do osi cząsteczki **nakładają się bocznie**, czego efektem jest zwiększona gęstość elektronowa po obu stronach osi łączącej jądra.

**!** W wyniku nakładania się orbitali atomowych powstają orbitale molekularne.

2 min

Obejrzyj, żeby zrozumieć



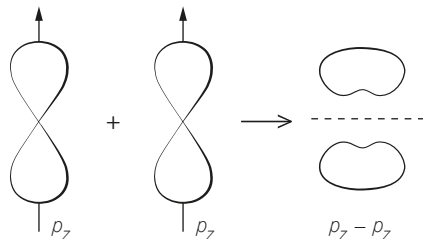
Kod: WSCXSN

app.nowaterazmatura.pl

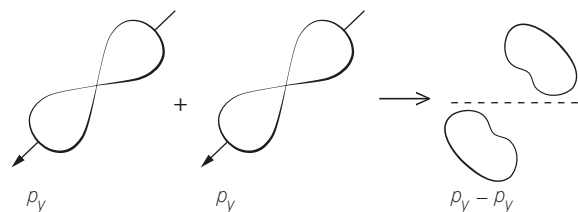
Animacja: **Rodzaje wiązań chemicznych ( $\sigma$  i  $\pi$ )**

Wiązanie typu  $\pi$  może powstać w wyniku nakładania się różnych orbitali  $p$ :

- orbital typu  $p_z$  + orbital typu  $p_z$ ,



- orbital typu  $p_y$  + orbital typu  $p_y$ ,

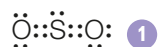


→ **Wiązanie podwójne**,  
patrz s. 40.

### PRZYKŁAD 15

#### Analiza budowy cząsteczki związku chemicznego – określanie liczby i typu wiązań oraz polarności cząsteczki

Przeanalizuj budowę cząsteczki  $\text{SO}_2$  i wykonaj polecenia. Określ liczby wiązań typu  $\sigma$ , typu  $\pi$  i wiązań kowalencyjnych oraz typ hybrydyzacji orbitali atomu siarki w tym związku chemicznym. Ustal, jaki moment dipolowy wykazuje ta cząsteczka, i określ jej polarność.



Atom centralny: S 2

Liczba podstawników: 2

Liczba wolnych par elektronowych: 1 (pochodząca od atomu siarki)

Cząsteczka  $\text{SO}_2$  ma budowę kątową, a orbitale atomu siarki mają hybrydyzację  $sp^2$  i/lub trygonalną.



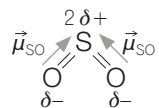
Liczba wiązań typu  $\sigma$ : 2 6

Liczba wiązań typu  $\pi$ : 2

Liczba wiązań kowalencyjnych: 4

Cząsteczka  $\text{SO}_2$  nie jest liniowa, więc wypadkowy moment dipolowy jest różny od zera.

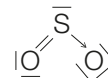
Cząsteczka  $\text{SO}_2$  jest polarna. 7



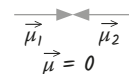
#### Etapy rozwiązywania

- Narysuj wzór elektronowy kropkowy cząsteczki  $\text{SO}_2$ .
- Wskaż atom centralny, liczbę podstawników oraz liczbę wolnych par elektronowych. Określ hybrydyzację atomu siarki.
- Narysuj poprawne ułożenie atomów w cząsteczce  $\text{SO}_2$ .
- Określ, w jaki sposób tworzą się wiązania w cząsteczce  $\text{SO}_2$ .
- Narysuj wzór elektronowy kreskowy cząsteczki  $\text{SO}_2$ .
- Określ typy i liczbę utworzonych wiązań.
- Określ moment dipolowy i polarność cząsteczki  $\text{SO}_2$ .

! W cząsteczce  $\text{SO}_2$  występuje wiązanie koordynacyjne:



! moment dipolowy

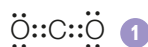


## PRZYKŁAD 16

**Określanie typu hybrydyzacji orbitali atomowych pierwiastka chemicznego**

Określ typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu węgla w cząsteczce  $\text{CO}_2$ . Wymień typy wiązań chemicznych występujących w cząsteczce tego związku chemicznego oraz podaj ich liczbę.

$\text{CO}_2$



Atom centralny: C

Liczba podstawników: 2

Liczba wolnych par elektronowych: 0 **2**

Cząsteczka  $\text{CO}_2$  jest liniowa, a orbitale atomu węgla mają hybrydyzację  $sp$ . **3**

${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$



1s 2s 2p

${}_6\text{C}^*: 1s^2 2s^1 2p^3$  **4**



1s 2s 2p

Po hybrydyzacji  $sp$ : **5**



1s sp 2p

Dwa atomy  ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$  **6**



1s 2s 2p



1s 2s 2p

Wiążące pary elektronowe tworzą się między niesparowanymi elektronami w atomach węgla i tlenu. Dwa zhybrydowane orbitale atomu węgla nakładają się z orbitalami  $p$  atomów tlenu, tworząc wiązania typu  $\sigma$ . **7**

Dwa niezhybrydowane orbitale  $p$  atomu węgla nakładają się z dwoma równoległymi do nich orbitalami  $p$  atomów tlenu i tworzą wiązania typu  $\pi$ .

W cząsteczce  $\text{CO}_2$  występują dwa wiązania typu  $\sigma$  i dwa wiązania typu  $\pi$ . **8**

**Etapy rozwiązywania**

- 1** Narysuj wzór elektronowy cząsteczki  $\text{CO}_2$ .
- 2** Wskaż atom centralny, liczbę podstawników i liczbę wolnych par elektronowych.
- 3** Określ kształt cząsteczki i hybrydyzację atomu węgla.
- 4** Napisz konfigurację elektronową atomu węgla w stanach podstawowym i wzbudzonym.
- 5** Zaznacz orbitale, które ulegają hybrydyzacji.
- 6** Napisz konfigurację elektronową atomów tlenu.
- 7** Określ, które orbitale atomów węgla i tlenu nakładają się na siebie.
- 8** Określ typy utworzonych wiązań.

# Dokończ notatkę

? dla anionu / kationu do liczby  $N$  trzeba dodać liczbę równą ładunkowi jonu

$$L_{wpe} = \frac{1}{2}(N + x - V)$$

? dla obojętnych cząsteczek

$$x = \dots\dots\dots$$

$$L_{wpe} = \frac{1}{2}(N - V)$$

? dla anionu / kationu od liczby  $N$  trzeba odjąć liczbę równą ładunkowi jonu

$$L_{wpe} = \frac{1}{2}(N - x - V)$$

## HYBRYDYZACJA ORBITALI ATOMOWYCH

operacja matematyczna umożliwiająca wyjaśnienie kształtu cząsteczek wieloatomowych

## METODA VSEPR

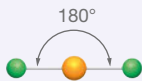
wyznaczenie kształtu cząsteczek związków chemicznych zbudowanych z pierwiastków chemicznych z grup 1., 2., 13.–18. układu okresowego

→ więcej s. 46

## LICZBA PRZESTRZENNA

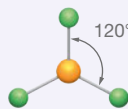
$$L_p = L_{wpe} + n + m$$

$L_p = 2$

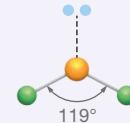


?  $L_{wpe} = 0$   
typ hybrydyzacji: .....  
kształt cząsteczki: .....

$L_p = 3$



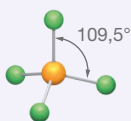
?  $L_{wpe} = \dots\dots\dots$   
typ hybrydyzacji: .....  
kształt cząsteczki: trójkąt równoboczny



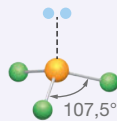
?  $L_{wpe} = \dots\dots\dots$   
typ hybrydyzacji:  $sp^2$   
kształt cząsteczki: .....

**Uwaga!** Im więcej wolnych par elektronowych w cząsteczce, tym mniejszy kąt między wiązaniami.

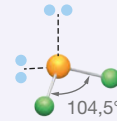
$L_p = \dots\dots\dots$



?  $L_{wpe} = \dots\dots\dots$   
typ hybrydyzacji: .....  
kształt cząsteczki: tetraedr



?  $L_{wpe} = 1$   
typ hybrydyzacji: .....  
kształt cząsteczki: .....



?  $L_{wpe} = \dots\dots\dots$   
typ hybrydyzacji:  $sp^3$   
kształt cząsteczki: .....

? Jaką wartość liczby przestrzennej ma kation  $NH_4^+$ ? Jaki jest kształt tej drobiny?

1. Narysuj wzór Lewisa.

→ więcej na s. 45

2. Określ liczbę elektronów walencyjnych dla atomu centralnego.

3. Oblicz liczbę wolnych par elektronowych.

4. Oblicz liczbę przestrzenną.

5. Określ kształt cząsteczki.

Zobacz uzupełnioną notatkę



app.nowa  
terazmatura.pl

Kod: 6D6HPG

## WYJAŚNIENIE SYMBOLI:

$L_{wpe}$  – liczba niewiązanych par elektronowych atomu centralnego,  
 $X$  – ligandy (oprócz atomów H),

$n$  – liczba ligandów (oprócz H) przy atomie centralnym,  
 $m$  – liczba atomów H przy atomie centralnym,  
 $V$  – liczba elektronów potrzebna do osiągnięcia oktetu (dupletu) przez atomy, które otaczają atom centralny.

## 11. Tlenki

## Charakterystyka tlenków

Tlenki to związki tlenu z innymi pierwiastkami chemicznymi. Tlen w tlenkach występuje na –II stopniu utlenienia.

Wzór ogólny tlenków ma postać:



gdzie:

$E$  – symbol chemiczny pierwiastka,

$n$  – wartościowość pierwiastka chemicznego.

Wyjątkiem jest **związek tlenu z fluorem** – ponieważ **fluor ma wyższą elektroujemność od tlenu**, więc tworzy **fluorek tlenu** o wzorze  $OF_2$ .

Tlen w tlenkach występuje na –II stopniu utlenienia, dlatego zarówno metale, jak i niemetale mają w nich najczęściej dodatnie stopnie utlenienia:



Istnieją tlenki, w których pierwiastki chemiczne występują na **różnych stopniach utlenienia**, np. w  $Fe_3O_4$  żelazo przyjmuje stopnie utlenienia II i III.

W warunkach normalnych:

- **tlenki metali** są najczęściej substancjami stałymi (fot. 3),
- **tlenki niemetali** mogą być gazami (np.  $SO_2$ ), cieczami (np.  $H_2O$ ) lub substancjami stałymi (np.  $P_4O_{10}$ ).



tlenek chromu(III)  $Cr_2O_3$



tlenek manganu(IV)  $MnO_2$



tlenek żelaza(III)  $Fe_2O_3$

Fot. 3. Tlenki wybranych metali.

## Nadtlenki i ponadtlenki

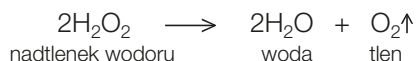
Nadtlenki metali to substancje jonowe, które zawierają jony nadtlenkowe  $O_2^{2-}$ , np.  $Na_2O_2$ .

Tlen tworzy połączenia z metalami aktywnymi chemicznie, w których występuje na –I stopniu utlenienia. Znany jest także kowalencyjny **nadtlenek wodoru** o wzorze  $H_2O_2$ .

Wzór strukturalny nadtlenku wodoru:



Nadtlenki są nietrwałe i łatwo rozkładają się na tlen i odpowiedni tlenek, np.:



Litowce (z wyjątkiem litu) tworzą z tlenem jeszcze mniej trwałe połączenia nazywane **ponadtlenkami**. Zawierają one **jon ponadtlenkowy**  $O_2^-$ , np. ponadtlenek potasu  $KO_2$ .

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 1. s. 41–83

! Litowce występują na I stopniu utlenienia, a berylowce na II.

→ Tlenek krzemu(IV), patrz s. 116.

! Woda utleniona to 3-procentowy roztwór nadtlenku wodoru.

## Nazewnictwo tlenków

Nazwy tlenków można tworzyć zgodnie z dwoma systemami.

- **System Stocka** – do wyrazu **tlenek** jest dodawana nazwa metalu lub niemetalu w dopełniaczu oraz jego **stopień utlenienia** (jeżeli jeden pierwiastek chemiczny tworzy kilka tlenków), np.:

**tlenek węgla(II)** CO

**tlenek węgla(IV)** CO<sub>2</sub>

- **System przedrostków** – uwzględnia liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce, np.:

**tritlenek diżelaza** Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

**pentatlenek diazotu** N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

? Podkreśl nazwę związku chemicznego o wzorze N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

tlenek azotu(II)

tlenek azotu(III)

tlenek azotu(V)

tlenek azotu(IV)

## DOŚWIADCZENIE 1

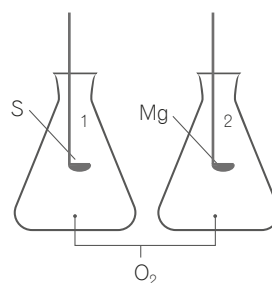
### Spalanie siarki i magnezu w tlenie

Cel doświadczenia: Otrzymanie tlenków niemetalu i metalu.

Odczynniki: O<sub>2</sub>, S, Mg.

**Instrukcja:** Napełnij dwie kolby tlenem. Na łyżce do spalań wprowadź do kolby 1. rozżarzoną grudkę siarki, a do kolby 2. – rozgrzane w płomieniu palnika wióry magnezowe. Po całkowitym spalaniu siarki wprowadź do kolby uniwersalny papierek wskaźnikowy zwilżony wodą destylowaną.

**Obserwacje** W obydwu kolbach substancje się paliły. Wilgotny uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił barwę z żółtej na czerwoną. Na łyżce z magnezem pojawia się biała substancja stała.

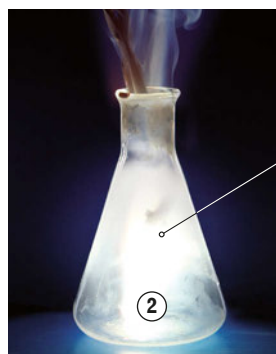


### ? Zweryfikuj hipotezę

Reakcje spalania metali w tlenie są reakcjami rozkładu.



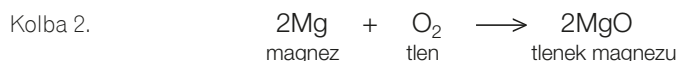
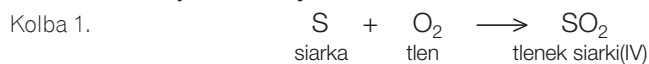
Siarka spala się w tlenie błononiebieskim płomieniem.



Magnez spala się w tlenie oślepiającym, białym płomieniem.

**Wniosek** Siarka i magnez spalają się w tlenie, a produktami reakcji są tlenki: gazowy tlenek siarki(IV) o charakterze kwasowym oraz tlenek magnezu o białej barwie i stałym stanie skupienia. Reakcje przebiegają gwałtownie i są egzotermiczne.

Równania reakcji chemicznych:



### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Spalanie siarki należy przeprowadzać pod wyciągiem, ponieważ produktem tej reakcji jest tlenek siarki(IV) SO<sub>2</sub> – związek chemiczny, który działa drażniąco na oczy.



2 min

Obejrzyj doświadczenie



Kod: USSVV4

app.nowaterazmatura.pl

Film: **Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie**

! Tlen można otrzymać np. w wyniku termicznego rozkładu KMnO<sub>4</sub>.

! Podczas reakcji EGZotermicznej układ **ODDAJE** energię do otoczenia.

→ **Przemiany egzoenergetyczne i endoenergetyczne**, patrz s. 224.

Odpowiedź: tlenek azotu(II)

## 26. Korzystanie z pojęć *mol* i *masa molowa* w obliczeniach chemicznych

### Mol, masa molowa i liczba Avogadra

#### Mol

**Mol** to jednostka liczości materii. Mol zawiera  $6,02 \cdot 10^{23}$  obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju).

Liczbę  $6,02 \cdot 10^{23}$  obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju) znajdujących się w 1 molu substancji nazwano **stałą Avogadra** (na cześć włoskiego fizyka **Amadeo Avogadra** [czyt. amadeo awogadra]). Oznacza się ją symbolem  $N_A$  i wyraża w jednostce  $\text{mol}^{-1}$  ( $\frac{1}{\text{mol}}$ ):

$$\text{Stała Avogadra} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Liczba Avogadra ma identyczne oznaczenie ( $N_A$ ) i wartość liczbową jak stała Avogadra, **jest jednak bezwymiarowa**:

$$\text{Liczba Avogadra} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Znajomość stałej Avogadra umożliwia **określenie liczby atomów, cząsteczek lub jonów, która znajduje się w próbkach** pierwiastków lub związków chemicznych o dowolnej masie. Do obliczeń związanych z pojęciem mola można wykorzystywać metodę proporcji lub stosować podane wzory:

$$m = n \cdot M$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A$$

gdzie:

$m$  – masa próbki, g,

$n$  – liczba moli, mol,

$M$  – masa molowa,  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ,

$N$  – liczba atomów, cząsteczek lub jonów,

$N_A$  – stała Avogadra ( $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).



1 mol siarki  
to  $6,02 \cdot 10^{23}$   
atomów siarki.

1 mol siarki ma masę 32,06 g.



1 mol magnezu  
to  $6,02 \cdot 10^{23}$   
atomów magnezu.

1 mol magnezu ma masę 24,31 g.



1 mol węgla  
to  $6,02 \cdot 10^{23}$   
atomów węgla.

1 mol węgla ma masę 12,01 g.

#### Masa molowa

**Masa molowa ( $M$ )** to masa 1 mola obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju), czyli masa substancji zawierająca  $6,02 \cdot 10^{23}$  obiektów elementarnych. Jej wartość jest **liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej**.

Jednostką masy molowej jest  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ .

#### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Jednostka masy molowej może być zapisywana w postaci  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$  lub  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .



**!** 1 mol to zawsze  $6,02 \cdot 10^{23}$  obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju).

→ **Masa molowa**,  
patrz s. 15.

**!** Masa cząsteczkowa  $\text{CO}_2$   
 $m_{\text{cz. CO}_2} = 44 \text{ u}$   
Masa molowa  $\text{CO}_2$   
 $M_{\text{CO}_2} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

## PRZYKŁAD 17

## Obliczanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego

Oblicz, ile atomów znajduje się w próbce zawierającej 64 g siarki.

- Sposób 1 z wykorzystaniem wzoru na liczbę atomów

$$M_S = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad 1$$

$$N_S = \frac{m}{M_S} \cdot N_A \quad 2$$

$$N_S = \frac{64 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \quad 3$$

$$N_S = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ at.} \quad 4$$

- Sposób 2 z wykorzystaniem metody proporcji

$$M_S = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad 1$$

$$32 \text{ g S zawierają } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.} \quad 2$$

$$64 \text{ g S zawierają } x \text{ at.}$$

$$x = \frac{64 \text{ g} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.}}{32 \text{ g}} \quad 3$$

$$x = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ at.}$$

$$x = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ at.}$$

## Etapu rozwiązywania

- 1 Odczytaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych **masę molową** siarki. Masę molową podaj z zaokrągleniem do jednośc.
- 2 Zapisz wzór, za pomocą którego obliczysz **liczbę atomów**.
- 3 Podstaw **dane do wzoru** i wykonaj obliczenia.
- 4 Nie zapomnij o podaniu wyniku wraz z **prawidłową jednostką**.

## Etapu rozwiązywania

- 1 Odczytaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych **masę molową** siarki. Masę molową podaj z zaokrągleniem do jednośc.
- 2 Ułóż **proporcję**, wiedząc, że 1 mol siarki (32 g) zawiera  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomów.
- 3 Wykonaj obliczenia. Nie zapomnij o podaniu wyniku wraz z **prawidłową jednostką**.

Skorzystaj z karty wzorów CKE



Kod: VYM96M

app.nowaterazmatura.pl

Układ okresowy pierwiastków

## PRZYKŁAD 18

## Obliczanie liczby moli i liczby cząsteczek związku chemicznego w próbce o podanej masie

Oblicz, ile cząsteczek i ile moli sacharozy znajduje się w opakowaniu cukru spożywczego o masie 1 kg.

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 22 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 11 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad 1$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ ma masę } 342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \quad 2$$

$$x \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} \text{ ma masę } 1000 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$x = \frac{1000 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{342 \text{ g}}$$

$$x = 2,9239 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 2,92 \text{ mol}$$

$$n_{C_{12}H_{22}O_{11}} = \frac{N_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{N_A} \quad 3$$

$$N_{C_{12}H_{22}O_{11}} = n_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot N_A$$

$$N_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 2,92 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

$$N_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 17,58 \cdot 10^{23} \text{ cz.} \quad 4$$

$$N_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 1,758 \cdot 10^{24} \text{ cz.}$$

## Etapu rozwiązywania

- 1 Odczytaj **masy molowe** węgla, wodoru oraz **tłenu** z układu okresowego pierwiastków chemicznych i oblicz **masę molową sacharozy**.
- 2 Oblicz, jaką **liczbę moli** stanowi 1 kg sacharozy. Zwróć uwagę na jednostkę, w której jest wyrażona masa sacharozy.
- 3 Oblicz **liczbę cząsteczek sacharozy** – skorzystaj ze stałej Avogadra.
- 4 Wykonaj obliczenia. Nie zapomnij o podaniu wyniku wraz z **prawidłową jednostką**.



$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$



$$1 \text{ mol} - 342 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$x \text{ mol} - 1000 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$x \cdot 342 \text{ g} = 1 \text{ mol} \cdot 1000 \text{ g}$$

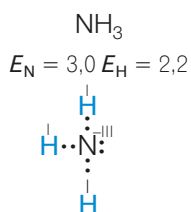
$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1000 \text{ g}}{342 \text{ g}}$$

## 31. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

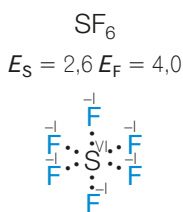
## Stopień utlenienia

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

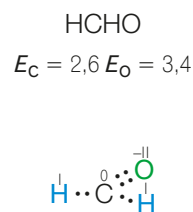
Stopnie utlenienia oznacza się **cyframi rzymskimi**, które można zapisywać nad symbolami pierwiastków. Wartości stopni utlenienia mogą być **dodatnie** lub **ujemne** w zależności od elektroujemności pierwiastków chemicznych, między którymi występuje wiązanie chemiczne. Pierwiastki o **niższej elektroujemności** mają **dodatnie stopnie utlenienia**, a o **wyższej elektroujemności** – **ujemne**. Stopień utlenienia może być też równy zero, jak w przypadku atomu węgla w formaldehydzie (metanalu), który jest spolaryzowany ujemnie względem dwóch atomów wodoru, ale dodatnio wobec atomu tlenu.



W cząsteczce amoniaku atom azotu przyjmuje ujemny stopień utlenienia, a atomy wodoru dodatnie.



W cząsteczce fluorku siarki(VI) atomy fluoru przyjmują ujemne stopnie utlenienia, a atom siarki dodatni.



W cząsteczce formaldehydu (metanalu) atom tlenu przyjmuje ujemny stopień utlenienia, atom węgla zerowy, a atomy wodoru dodatni.

## Ustalanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych

Stopień utlenienia przypisuje się atomom pierwiastków chemicznych lub jonom według określonych reguł (tabela 48).

Tabela 48. Stopnie utlenienia wybranych pierwiastków chemicznych

Pierwiastki chemiczne		Stopień utlenienia	Przykłady substancji
pierwiastki w stanie wolnym (bez względu na liczbę wiązań występujących między ich atomami)		0	0 0 0 0 Ca, O <sub>2</sub> , P <sub>4</sub> , S
litowce		I	$\overset{+1}{\text{Li}}\text{H}$ , $\overset{+1}{\text{K}}\text{OH}$ , $\overset{+1}{\text{Na}}_2\text{O}$ , $\overset{+1}{\text{Na}}\text{Br}$
berylowce		II	$\overset{+2}{\text{Ca}}\text{Cl}_2$ , $\overset{+2}{\text{Mg}}\text{O}$ , $\overset{+2}{\text{Ba}}(\text{OH})_2$
fluor		-I	$\overset{-1}{\text{H}}\text{F}$ , $\overset{-1}{\text{Ca}}\text{F}_2$ , $\overset{-1}{\text{O}}\text{F}_2$
wodór	w większości połączeń z niemetalami	I	$\overset{+1}{\text{H}}_2\text{O}$ , $\overset{+1}{\text{C}}\text{H}_4$ , $\overset{+1}{\text{H}}\text{I}$
	w wodorkach metali	-I	$\overset{-1}{\text{K}}\text{H}$ , $\overset{-1}{\text{Ca}}\text{H}_2$
tlen	w większości związków chemicznych	-II	$\overset{-2}{\text{H}}_2\text{SO}_4$ , $\overset{-2}{\text{C}}\text{O}_2$ , $\overset{-2}{\text{Ba}}\text{CO}_3$
	w nadtlenkach	-I	jon $\overset{-1}{\text{O}}_2^{2-}$ , $\overset{-1}{\text{H}}_2\text{O}_2$ , $\overset{-1}{\text{Ba}}\text{O}_2$ , $\overset{-1}{\text{Na}}_2\text{O}_2$
	w ponadtlenkach	$-\frac{1}{2}$	jon $\overset{-1/2}{\text{O}}_2^-$ , $\overset{-1/2}{\text{K}}\text{O}_2$
	we fluorku tlenu	II	$\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2$

**Wodór**  
w wodorkach metali  
przyjmuje ujemny  
stopień utlenienia.

Skorzystaj z karty  
wzorów CKE



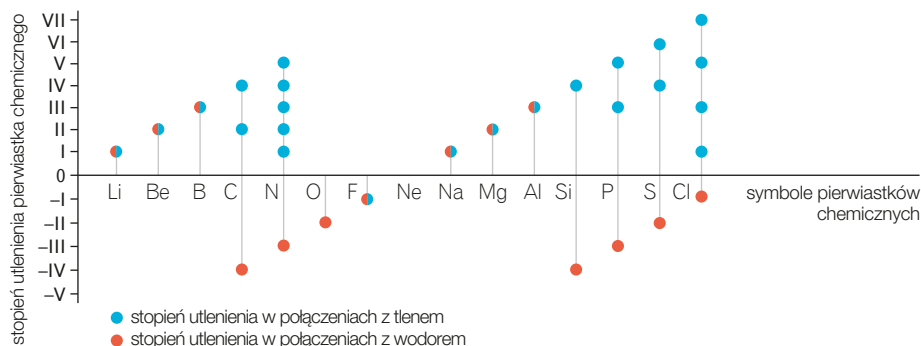
Kod: EGWR6G

app.nowaterazmatura.pl

Układ okresowy  
pierwiastków

### Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach z wodorem i tlenem

Stopnie utlenienia wybranych pierwiastków chemicznych z bloków s i p w związkach chemicznych z tlenem i wodorem:



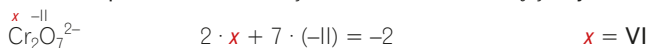
### Ustalanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach

Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego w jonie prostym jest równy ładunkowi tego jonu (tabela 49).

Tabela 49. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach prostych

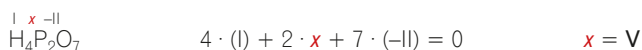
Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego
$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{Al}^{3+}$	III
	$\text{O}^{2-}$	-II
$\text{MgBr}_2$	$\text{Mg}^{2+}$	II
	$\text{Br}^-$	-I

Suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących jon złożony jest równa ładunkowi tego jonu.



### Ustalanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach związków nieorganicznych

Suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących cząsteczkę związku chemicznego wynosi 0. Stopień utlenienia tlenu prawie zawsze wynosi -II (z wyjątkiem nadtlenków i związków z fluorem), a stopień utlenienia wodoru wynosi +I (z wyjątkiem np. wodoroków metali).



Większość pierwiastków chemicznych może przyjmować różne stopnie utlenienia w zależności od związku chemicznego, który tworzą.

Maksymalny stopień utlenienia pierwiastka chemicznego odpowiada liczbie elektronów, którą jego atom może oddać.

Minimalny stopień utlenienia to liczba elektronów, którą ten atom może przyjąć.

Na przykład siarka, aby uzyskać oktet elektronowy, może pobrać 2 elektrony lub oddać ich 6.

Dlatego najniższy stopień utlenienia siarki to -II, a najwyższy VI. Wybrane stopnie utlenienia siarki w cząsteczkach związków chemicznych:



W związkach chemicznych ujemny stopień utlenienia mają zwykle te pierwiastki chemiczne, których elektroujemność jest wyższa. W siarczku żelaza(II)  $\text{FeS}$  ujemny stopień utlenienia ma siarka, ponieważ jest bardziej elektroujemna niż żelazo (elektroujemność siarki wynosi 2,6, a żelaza 1,8).

? Stopień utlenienia bromu w związkach chemicznych:

maksymalny: .....

minimalny: .....

Odpowiedź:  
maksymalny: VII  
minimalny: -I

## 35. Roztwory – mieszaniny substancji

## Rodzaje mieszanin

Mieszanina to układ składający się z co najmniej dwóch składników. Stosunek mas tych składników w mieszaninie może być dowolny (tabela 55). Składniki mieszaniny można rozdzielić metodami fizycznymi.

Faza to część układu o identycznych właściwościach fizycznych.


Roztwór to układ wieloskładnikowy, który tworzą rozpuszczalnik (faza rozpraszająca) oraz co najmniej jedna substancja rozpuszczona (faza rozproszona).

## Podział mieszanin ze względu na liczbę faz



## Podział mieszanin o ciekłym stanie skupienia ze względu na wielkość cząstek substancji w nich zawartych

Tabela 55. Rodzaje mieszanin

Nazwa	roztwór właściwy (rzeczywisty)	koloid	zawiesina
Średnica cząstek substancji rozpuszczonej	$< 1 \text{ nm}$ ( $< 10^{-9} \text{ m}$ )	$1-100 \text{ nm}$ ( $10^{-9}-10^{-7} \text{ m}$ )	$> 100 \text{ nm}$ ( $> 10^{-7} \text{ m}$ )
Przykład	 roztwór siarczanu(VI) miedzi(II)	 białko jaja z wodą	 mąka w wodzie

## Podział roztworów ze względu na stan skupienia

Ze względu na stan skupienia roztwory można podzielić na trzy grupy:



Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 1. s. 161–227



**układ homogeniczny** – składniki mieszaniny nie są widoczne, np. roztwór soli kuchennej w wodzie










**układ heterogeniczny** – składniki mieszaniny są widoczne, np. woda z piaskiem

## 36. Metody rozdzielania mieszanin

### Rozdzielanie mieszanin niejednorodnych

W zależności od rodzaju mieszaniny niejednorodnej można zastosować różne metody rozdzielania jej na składniki (tabela 56).

Tabela 56. Wybrane metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych

Nazwa i ilustracja metody	Opis metody	Właściwości zmieszanych substancji
<p><b>przesiewanie</b></p>  <p>mak pozostaje na sicie mąka przedostaje się przez oczka sita</p>	<p>rozdzielanie za pomocą sita:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>przez oczka przedostają się cząstki o mniejszej średnicy, np. mąka</li> <li>większe cząstki pozostają na sicie, np. mak</li> </ul>	substancje stałe o różnej wielkości cząstek
<p><b>zastosowanie rozdzielacza</b></p>  <p>górną warstwę stanowi olej dolną warstwę stanowi woda</p>	<p>rozdzielanie za pomocą rozdzielacza:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>mieszanina cieczy rozwarstwia się w rozdzielaczu</li> <li>dolna warstwa to ciecz o większej gęstości, np. woda, a górna – o mniejszej gęstości, np. olej</li> <li>mieszaninę rozdziela się, odkręcając kranik i zlewając dolną warstwę cieczy</li> </ul>	niemieszające się ze sobą cieczy o różnych gęstościach
<p><b>sączenie/filtracja</b></p>  <p>gleba pozostaje na sączku woda spływa do zlewki</p>	<p>rozdzielanie za pomocą sączka:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>osad, np. gleba, pozostaje na sączku</li> <li>przesączony roztwór tworzy klarowny przesącz</li> </ul>	substancje różniące się stanem skupienia i wielkością cząstek
<p><b>dekantacja</b></p>  <p>piasek pozostaje na dnie zlewki</p>	oddzielenie osadu, np. piasku, od ciekłych składników mieszaniny przez <b>zlanie roztworu znad osadu</b> ; proces ten poprzedza sedymentacja, czyli proces opadania osadu na dno naczynia pod wpływem sił grawitacji	substancje różniące się stanem skupienia i gęstością
<p><b>zastosowanie magnesu</b></p>  <p>opiłki żelaza są przyciągane przez magnes siarka pozostaje w naczyniu</p>	rozdzielenie mieszaniny substancji stałych w wyniku <b>przyciągania przez magnes</b> cząstek jednej z nich, np. opiłków żelaza	substancje stałe o różnych właściwościach magnetycznych
<p><b>sublimacja i resublimacja</b></p>  <p>jod resublimuje na ochłodzonej powierzchni kolby</p>	rozdzielanie i oczyszczanie substancji stałych, np. jodu i piasku, z których jedna podczas ogrzewania <b>przechodzi bezpośrednio w stan gazowy</b>	substancje stałe różniące się zdolnością do sublimacji
<p><b>elektroforeza</b></p> 	rozdzielanie i oczyszczanie mieszanin niejednorodnych, np. mieszanin białek, z wykorzystaniem <b>ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym</b>	substancje, których cząsteczki mają różną zdolność przemieszczania się pod wpływem napięcia elektrycznego

10 min

Obejrzyj doświadczenie



Kod: Y8QQKL

app.nowaterazmatura.pl

Film: **Sporządzanie mieszanin i rozdzielanie na składniki**

? Wybierz metodę rozdzielania na składniki mieszaniny kredy w wodzie:

..... przesiewanie

..... sączenie

..... sublimacja

..... zastosowanie rozdzielacza

Odpowiedź: sączenie

## 47. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

## Układ i otoczenie

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 1. s. 228–281

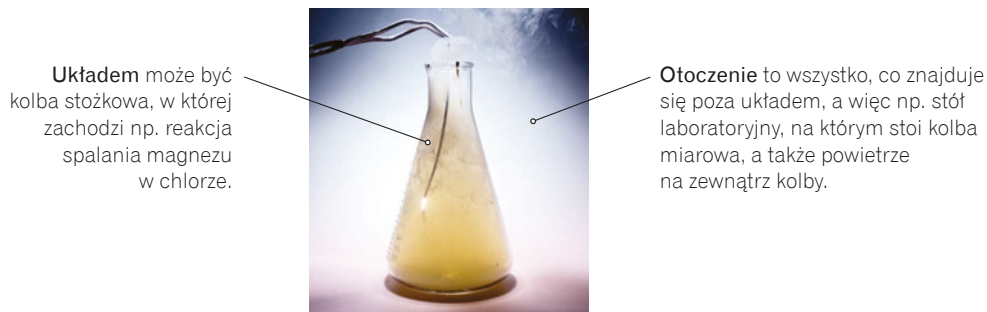


**!** **układ** – naczynie i jego zawartość

**otoczenie** – przestrzeń poza układem

**Układ** to wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość jest poddana obserwacji lub opisowi. Przestrzeń poza układem to **otoczenie**.

W chemii układem jest najczęściej **mieszanina reakcyjna znajdująca w naczyniu** (fot. 65).



Fot. 65. Spalanie magnezu w chlorze.

Każdy układ można opisać parametrami takimi jak: temperatura, ciśnienie, objętość i liczba moli reagentów.

## Typy układów

W zależności od **możliwości wymiany masy i energii** między układem a otoczeniem wyróżnia się **trzy typy układów** (tabela 70).

Tabela 70. Typy układów



Układ		otwarty	zamknięty	izolowany
Możliwość wymiany z otoczeniem	masy ( $m$ )	+	–	–
	energii ( $E$ )	+	+	–
Schemat				
Przykład		 naczynie z mieszaniną reakcyjną jest otwarte (może wydobywać się z niego gaz) i może być ogrzewane lub chłodzone	 naczynie z mieszaniną reakcyjną jest zamknięte, ale może być ogrzewane lub chłodzone	 w praktyce taki układ nie istnieje, jego przybliżeniem jest termos, którego zawartość jest w znacznym stopniu chroniona przed wymianą ciepła z otoczeniem

→ **Mol**, patrz s. 138.

## Przemiany egzoenergetyczne i endoenergetyczne

Ze względu na **efekt energetyczny**, czyli kierunek przepływu energii między układem a otoczeniem, przemiany dzieli się na **egzoenergetyczne** i **endoenergetyczne** (tabela 71).

Tabela 71. Podział przemian fizycznych i chemicznych ze względu na efekt energetyczny

Typ przemiany	EGZOenergetyczna	ENDOenergetyczna
Kierunek przepływu energii	układ oddaje energię do otoczenia 	układ pobiera energię z otoczenia 
Przykłady przemian fizycznych	krzepnięcie wody, skraplanie pary – energia uwalniana z układu jest <b>wynikiem</b> powstawania oddziaływań międzycząsteczkowych (wiązań wodorowych, oddziaływań dipolowych itp.)	topnienie lodu, parowanie wody – energia pochłaniana przez układ jest <b>zużywana</b> na niszczenie oddziaływań międzycząsteczkowych (wiązań wodorowych, oddziaływań dipolowych itp.)
Przykłady przemian chemicznych	spalanie węgla, reakcje metali aktywnych z kwasami – wydzielana przez układ energia jest wynikiem powstawania nowych wiązań chemicznych w cząsteczkach produktów, które są silniejsze od wiązań w cząsteczkach substratów <b>→ Doświadczenie 11, patrz s. 111.</b>	termiczny rozkład wapieni, reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym (kwasem etanowym) – energia pochłaniana przez układ jest <b>zużywana</b> na zrywanie wiązań chemicznych w cząsteczkach substratów <b>→ Doświadczenie 12, patrz s. 125.</b>

### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

W procesach EGZOenergetycznych energia wewnętrzna substratów jest większa od energii wewnętrznej produktów – **układ oddaje energię** do otoczenia.

$$E_{\text{substratów}} = E_{\text{produktów}} + \text{energia}$$

W procesach ENDOenergetycznych energia wewnętrzna substratów jest mniejsza od energii wewnętrznej produktów – **układ pobiera energię** z otoczenia.

$$E_{\text{substratów}} + \text{energia} = E_{\text{produktów}}$$

### Sposoby przekazywania energii

Energia może być przekazywana między układem a otoczeniem m.in. na sposoby: **ciepła** i **pracy**.

Na przykład jeśli egzoenergetyczną reakcją cynku z kwasem siarkowym(VI) przeprowadzi się w strzykawce, energia zostanie przekazana z układu do otoczenia na sposób ciepła (strzykawka stanie się gorąca) oraz pracy (powstający gaz przesunie tłok strzykawki) (fot. 66).



Fot. 66. Reakcja cynku z roztworem kwasu siarkowego(VI)  $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ .

Powtórz pojęcia



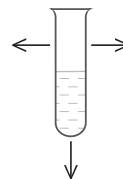
Kod: VT4CHY

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: **Procesy egzo- i endoenergetyczne**

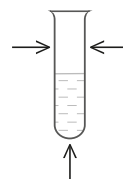


przemiana EGZOenergetyczna



oddaje energię do otoczenia

przemiana ENDOenergetyczna



pobiera energię z otoczenia

2 min

Obejrzyj doświadczenie



Kod: VBS97H

app.nowaterazmatura.pl

Film: **Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)**

## 52. Teoria strukturalna budowy związków organicznych

## Związki organiczne

Związki organiczne to związki węgla z innymi pierwiastkami chemicznymi.

Do związków organicznych **nie zalicza się**:

- węglików  $M_xC_y$ ,
- węglanów  $M_x(CO_3)_y$  i wodorowęglanów  $M(HCO_3)_x$ ,
- tlenków węgla CO, CO<sub>2</sub>,
- kwasu cyjanowodorowego HCN i jego soli, czyli cyjanków  $M_x(CN)_y$ ,
- kwasu cyjanowego HOCN i jego soli, czyli cyjanianów  $M_x(OCN)_y$ ,

gdzie:  $M$  – atom lub jon metalu,

$x, y$  – indeksy stechiometryczne.

## Budowa związków organicznych

Podstawowe zasady budowy związków organicznych opisuje **teoria strukturalna** sformułowana przez Butlerowa [czyt. butlerowa] i Kekulégo [czyt. kekulego].


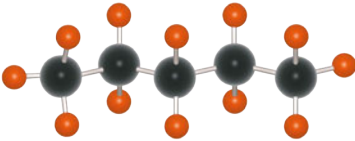



Najważniejsze **założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych**:

1. **Atomy węgla** w cząsteczkach związków organicznych są **czterowartościowe**, czyli tworzą cztery wiązania chemiczne.
2. Atomy węgla w cząsteczce związku organicznego mogą łączyć się ze sobą **wiazaniami pojedynczymi, podwójnymi lub potrójnymi**.
3. Atomy węgla w cząsteczce związku organicznego mogą **tworzyć łańcuchy proste, rozgałęzione oraz pierścienie**.
4. Cząsteczki związków organicznych – poza atomami węgla – mogą zawierać **atomy innych pierwiastków chemicznych**, np.: wodoru, tlenu, siarki, chloru czy bromu.

## Sposoby przedstawiania budowy związków organicznych

Budowę związków organicznych przedstawia się za pomocą wzorów lub modeli (tabela 77).

Tabela 77. Wzory i modele przedstawiające budowę związku organicznego na przykładzie pentanu

Sposób przedstawienia budowy		Wzór lub model pentanu
wzór	sumaryczny	$C_5H_{12}$
wzór	strukturalny	$  \begin{array}{cccccc}  & H & H & H & H & H \\  &   &   &   &   &   \\  H & - C & - C & - C & - C & - C - H \\  &   &   &   &   &   \\  & H & H & H & H & H  \end{array}  $
wzór	półstrukturalny	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
wzór	grupowy	$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$
wzór	szkieletowy (kreskowy)	
model	pręcikowo-kulkowy	 <p>Modele atomów:   wodoru   węgla</p>
model	czaszowy	

**!** Na egzaminie maturalnym w zapisie wzoru półstrukturalnego dopuszczalny jest zapis bez wiązań C-C i C-H.

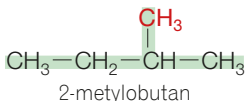
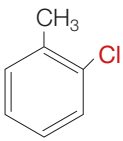
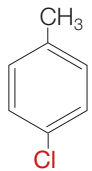
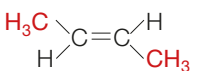
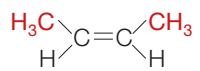
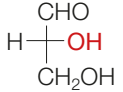
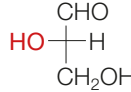
## Izomeria związków organicznych

**Izomeria** to zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, lecz różnej budowie cząsteczek.

**Izomery** to związki chemiczne o takim samym składzie jakościowym i ilościowym (mające taki sam wzór sumaryczny), ale różniące się budową cząsteczek.

Ze względu na różnice w budowie cząsteczek izomerów wyróżnia się kilka rodzajów izomerii (tabela 78).

Tabela 78. Rodzaje izomerii

Rodzaj izomerii		Przykłady izomerów	
izomeria konstytucyjna	szkieletowa	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ n-pentan	 2-metylobutan
	grup funkcyjnych	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ eter dietylowy	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ butan-1-ol
	położeniowa (izomeria położenia podstawnika lub wiązania wielokrotnego)	 1-chloro-2-metylobenzen $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ pent-1-en	 1-chloro-4-metylobenzen $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ pent-2-en
stereoizomeria	Z, E cis-trans	 (E)but-2-en izomer <i>trans</i>	 (Z)but-2-en izomer <i>cis</i>
	optyczna	 aldehyd D-glicerynowy	 aldehyd L-glicerynowy

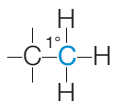
! Izomer Z ma dwa ważniejsze podstawniki po tej samej stronie płaszczyzny wiązania podwójnego, a izomer E – po przeciwnych stronach.

! Izomer *cis* ma dwa identyczne podstawniki po tej samej stronie płaszczyzny wiązania podwójnego, a izomer *trans* – po przeciwnych stronach.

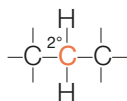
## Rzędowość atomu węgla

**Rzędowość** to liczba atomów węgla połączonych z określonym atomem węgla w cząsteczce związku chemicznego.

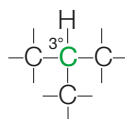
**pierwszorzędowy**  
atom węgla



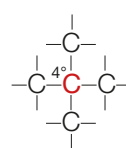
**drugorzędowy**  
atom węgla



**trzeciorzędowy**  
atom węgla

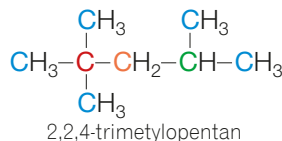


**czwartorzędowy**  
atom węgla

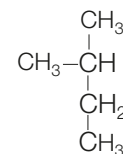


Na przykład w cząsteczce 2,2,4-trimetylopentanu jest:

- pięć **pierwszorzędowych** (1°) atomów węgla,
- jeden **drugorzędowy** (2°) atom węgla,
- jeden **trzeciorzędowy** (3°) atom węgla,
- jeden **czwartorzędowy** (4°) atom węgla.



? Określ liczbę trzeciorzędowych atomów węgla w cząsteczce 2-metylobutanu.



Odpowiedź: jeden trzeciorzędowy atom węgla

## 56. Fluorowcopolchodne węglowodorów

## Budowa fluorowcopolchodnych węglowodorów

Fluorowcopolchodne węglowodorów to związki organiczne, w których grupy alkilowa lub arylova są połączone z jednym lub kilkoma atomami pierwiastka chemicznego z 17. grupy układu okresowego – czyli z atomami fluorowców.

Wzór ogólny fluorowcopolchodnych węglowodorów:



fluorowcopolchodne alkilowe



fluorowcopolchodne arylove

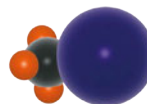
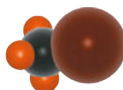
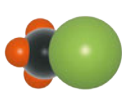
gdzie:

$R$  – grupa alkilova,

$Ar$  – grupa arylova,

$X$  – atom fluorowca ( $-F$ ,  $-Cl$ ,  $-Br$ ,  $-I$ ).

Najprostszyimi fluorowcopolchodnymi są monofluorowcopolchodne metanu (rys. 72), w których atom wodoru został zastąpiony atomem fluorowca.

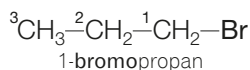


zwiększanie się promienia atomu fluorowca

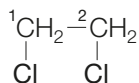
Modele atomów: ● węgla ● wodoru ● chloru ● bromu ● jodu

Rys. 72. Modele czasowe monofluorowcopolchodnych metanu.

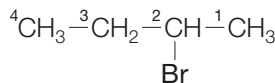
Fluorowcopolchodne alkilowe to fluorowcopolchodne węglowodorów alifatycznych, np.:



trichlorofluorometan

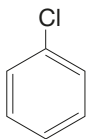


1,2-dichloroetan

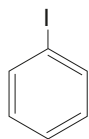


2-bromobutan

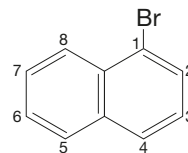
Fluorowcopolchodne arylove to fluorowcopolchodne węglowodorów aromatycznych, w których atom fluorowca jest połączony bezpośrednio z pierścieniem aromatycznym.



chlorobenzen



jodobenzen



1-bromonaftalen

Fluorowcopolchodne węglowodorów są też nazywane halogenkami.

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 2. s. 47–106

Powtórz pojęcia



Kod: 1VWZF2

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki:  
Fluorowcopolchodne węglowodorów



$CH_3Cl$   
chlorometan

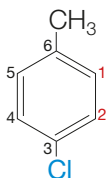
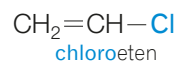
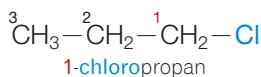
$CH_3Br$   
bromometan

$CH_3I$   
jodometan

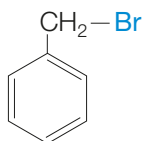
## Nazewnictwo fluorowcopochodnych węglowodorów

W tworzeniu nazw systematycznych fluorowcopochodnych obowiązują zasady stosowane w nazewnictwie węglowodorów.

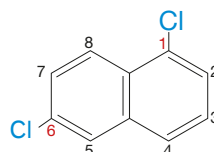
Atom lub atomy fluorowca traktuje się jako **podstawniki**. Ich obecność zaznacza się za pomocą odpowiedniego **przedrostka**, np. **fluoro-**, **chloro-**, oraz **lokantu** wskazującego na położenie podstawnika w cząsteczce węglowodoru. Podstawniki wymienia się w kolejności alfabetycznej.



4-chlorometylobenzen



bromofenylometan ((bromometylo)benzen)



1,6-dichloronaftalen

W przypadku prostych fluorowcopochodnych alkilowych są używane nazwy zwyczajowe (tabela 91).

Tabela 91. Nazwy systematyczne i zwyczajowe wybranych fluorowcopochodnych

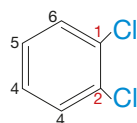
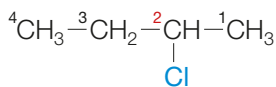
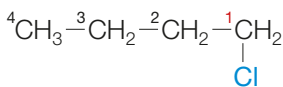
Nazwa		Wzór fluorowcopochodnej węglowodoru
systematyczna	zwyczajowa	
trichlorometan	chloroform	$\text{CHCl}_3$
tribromometan	bromoform	$\text{CHBr}_3$
trijodometan	jodoform	$\text{CHI}_3$
tetrachlorometan	czterochlorek węgla	$\text{CCl}_4$
chloroeten	chlorek winylu	$\text{CH}_2=\text{CH---Cl}$

→ Nazwy zwyczajowe i systematyczne oraz gęstości wybranych związków organicznych, patrz s. 451.

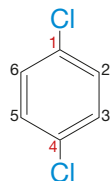
## Izomeria konstytucyjna fluorowcopochodnych węglowodorów

### Izomeria położenia podstawnika

Izomery położenia podstawnika różnią się położeniem atomu lub atomów fluorowca, np.:



1,2-dichlorobenzen



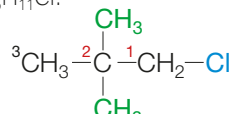
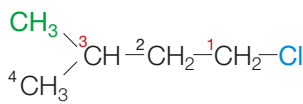
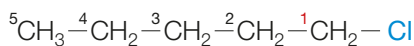
1,4-dichlorobenzen

! Izomery mają ten sam wzór sumaryczny, ale różnią się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczce.

→ Rodzaje izomerii, patrz s. 247.

### Izomeria szkieletowa

Izomery szkieletowe różnią się budową grupy alkiowej połączonej z atomem lub atomami fluorowca. Wybrane izomery szkieletowe fluorowcopochodnej o wzorze sumarycznym  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{Cl}$ :



## 62. Hydroksykwasy

## Budowa hydroksykwasów

**Hydroksykwasy** to związki organiczne, które w swoich cząsteczkach zawierają jedną lub kilka grup karboksylowych oraz jedną lub kilka grup hydroksylowych.

Wzór ogólny hydroksykwasów:



gdzie:

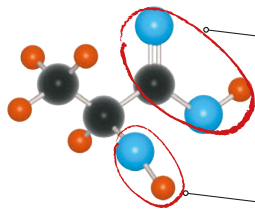
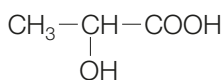
—OH to grupa hydroksylowa,

—COOH to grupa karboksylowa,

R – grupa węglowodorowa,

m, n – liczby naturalne; m, n > 0.

Przykładem hydroksykwasu, w którego cząsteczce znajdują się jedna grupa karboksylowa i jedna grupa hydroksylowa, jest **kwasy 2-hydroksypropanowy** (kwasy mlekowy) (rys. 95).



Modele atomów:

● węgla

● tlenu

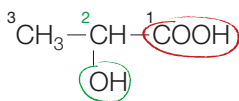
● wodoru

Rys. 95. Wzór półstrukturalny i model cząsteczki kwasu 2-hydroksypropanowego  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$ .

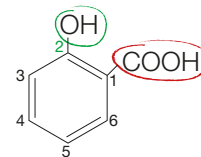
## Nazewnictwo hydroksykwasów

Nazwy systematyczne hydroksykwasów monokarboksylowych tworzy się, dodając przedrostek **hydroksy-** i **lokant** do nazwy systematycznej kwasu karboksylowego:

W przypadku hydroksykwasów bardzo często zamiast nazw systematycznych stosuje się nazwy zwyczajowe.



kwasy 2-hydroksypropanowy  
(kwasy mlekowy)



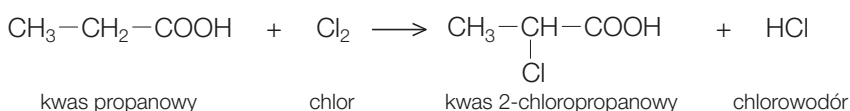
kwasy 2-hydroksybenzenokarboksylowy  
(kwasy salicylowy)

Kwasy mlekowy jest przykładem  $\alpha$ -hydroksykwasu. Jego grupa hydroksylowa połączona jest z atomem węgla połączonym bezpośrednio z grupą karboksylową, czyli z atomem węgla o lokancie 2.

## Otrzymywanie hydroksykwasów

- Kwasy 2-hydroksypropanowy (kwasy mlekowy) można otrzymać z kwasu propanowego w trzech etapach:

**Etap 1.** Kwasy propanowy reaguje z chlorem:



## Powtórz pojęcia



Kod: T2JRLE

app.nowaterazmatura.pl

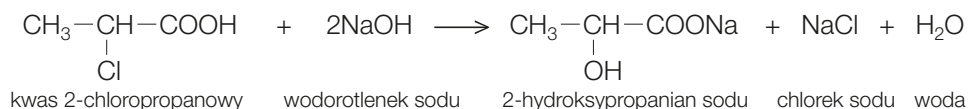
Fiszki: **Hydroksykwasy**

→ **Nazewnictwo kwasów karboksylowych**, patrz s. 312.

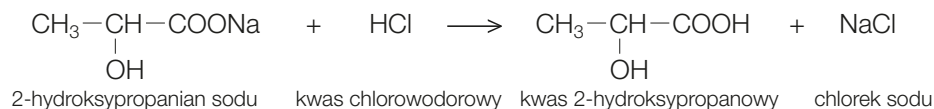
! **Lokant to liczba wskazująca na położenie podstawnika w łańcuchu lub pierścieniu węglowym.**

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 2, s. 107–144

**Etap 2.** Kwas 2-chloropropanowy reaguje z wodorotlenkiem sodu:



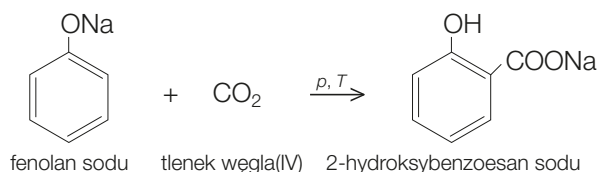
**Etap 3.** 2-hydroksypropanian sodu reaguje z kwasem chlorowodorowym:



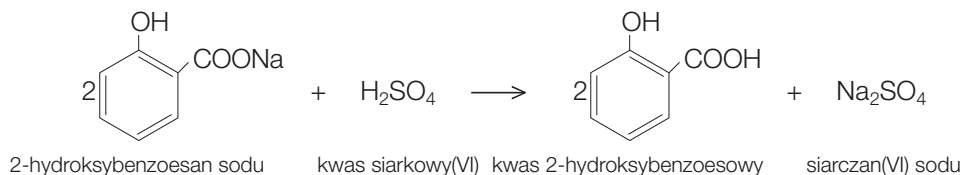
W analogiczny sposób można otrzymać inne hydroksykwasy alifatyczne:

- Kwas 2-hydroksybenzoesowy (kwas salicylowy) można otrzymać z fenolanu sodu (fenoksyланu sodu) w dwóch etapach:

**Etap 1.** Reakcja fenolanu sodu z tlenkiem węgla(IV):



**Etap 2.** Powstały produkt reaguje z kwasem siarkowym(VI):

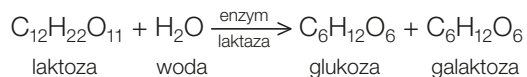


## CHEMIA WOKÓŁ NAS

### Fermentacja mlekowa

Kwas mlekowy jest produktem **fermentacji mlekowej** (fot. 91). Polega ona na przemianie niektórych sacharydów (m.in. laktozy) w **kwas mlekowy** pod wpływem enzymów wytwarzanych przez bakterie – pałeczki kwasu mlekowego. Fermentacja mlekowa zachodzi w dwóch etapach:

**Etap 1.** Przekształcanie laktozy w monosacharydy:



**Etap 2.** Przetworzenie glukozy przez bakterie mlekowe:



Fermentacja mlekowa jest wykorzystywana m.in. w przemyśle mleczarskim do produkcji serów.



**Fot. 91.** W wyniku fermentacji mlekowej mieszanina jednorodna słodkiego mleka zmienia się w mieszaninę niejednorodną – kwaśne mleko.

W kwaśnym mleku znajdują się dwie fazy: przezroczysta na dole i biała, galaretowata na górze.

**!** Fermentacja mlekowa zachodzi pod wpływem bakterii kwasu mlekowego i polega na przemianie monosacharydów w kwas mlekowy.

→ **Monosacharydy,** patrz s. 367.

## 67. Substancje lecznicze i toksyczne

## Rodzaje substancji leczniczych

Substancja lecznicza to pierwiastki lub związki chemiczne, które modyfikują czynności organizmu w taki sposób, aby zapobiec chorobie lub ją wyleczyć. Niszczą też mikroorganizmy wywołujące chorobę, np. wirusy, bakterie lub grzyby.

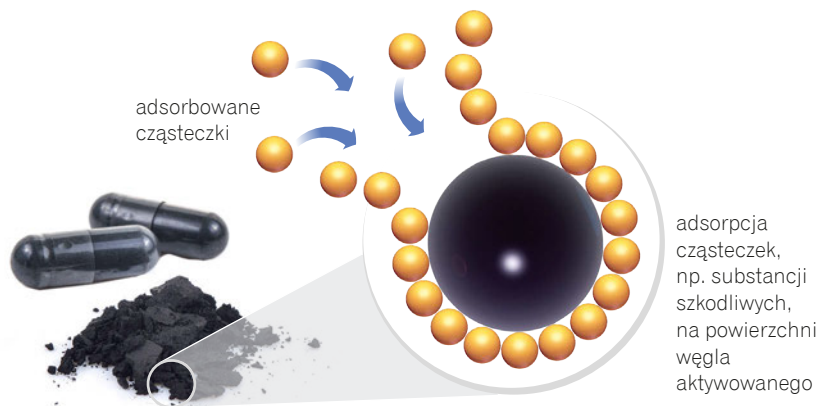
Leki to mieszaniny substancji:

- leczniczej,
- pomocniczej.

Substancje pomocnicze mają na celu nadanie lekowi smaku, barwy oraz określonej postaci, np. syropu lub tabletki.

## Leki na dolegliwości żołądkowe

Węgiel leczniczy [łac. *carbo medicinalis*] otrzymuje się zwykle z odpowiednio spreparowanego węgla drzewnego. Ta szczególna postać węgla nazywana jest też węglem aktywowanym (fot. 99). Ma on **silne właściwości adsorpcyjne**, dzięki którym usuwa substancje szkodliwe, będące przyczyną zatruc i dolegliwości żołądkowych. Cząstki węgla aktywowanego osiągają bardzo dużą powierzchnię: 1 g węgla aktywowanego może mieć powierzchnię 400–1500 m<sup>2</sup>. Węgiel leczniczy nie wchłania się w przewodzie pokarmowym, jest więc uznawany za substancję nieszkodliwą dla organizmu. Niestety adsorbuje także substancje niezbędne do prawidłowego funkcjonowania organizmu.

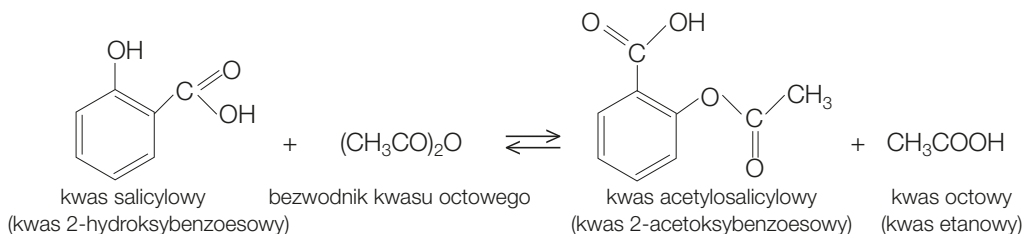


Fot. 99. Węgiel aktywowany jest sprzedawany jako produkt leczniczy, najczęściej w postaci tabletek lub kapsułek.

## Leki przeciwbólowe i przeciwgorączkowe

Kwas acetylosalicylowy to jeden z najczęściej stosowanych **leków przeciwgorączkowych i przeciwbólowych**. Hamuje powstawanie związków chemicznych, które biorą udział m.in. w przekazywaniu bólu oraz w pojawieniu się gorączki. Działa też przeciwzakrzepowo – ogranicza sklejanie się płytek krwi, czyli jej krzepnięcie. Dzięki temu zmniejsza ryzyko zawału serca i udaru mózgu. Jego nazwy handlowe to aspiryna oraz polopiryna.

Kwas acetylosalicylowy (kwas 2-acetoksybenzoesowy) jest jednym z produktów reakcji kwasu salicylowego (kwasu 2-hydroksybenzoesowego) z bezwodnikiem kwasu octowego (kwasu etanowego):



! Pamiętaj, że nadużywanie kwasu acetylosalicylowego jest szkodliwe dla organizmu – może spowodować krwotok.

## Powtórz pojęcia



Kod: QMPJKA

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: **Lecznice i toksyczne substancje chemiczne**

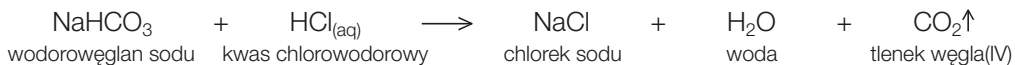
! Adsorpcja to wiązanie substancji z roztworu (ciekłego lub gazowego) na powierzchni substancji stałej.

Rozwiąż zadania w Zbiorze zadań maturalnych Część 2. s. 145–154

Z

### Leki neutralizujące nadmiar kwasów żołądkowych

Leki neutralizujące to **leki zobojętniające nadmiar kwasów w żołądku**. Są stosowane najczęściej wtedy, kiedy gruczoły i komórki nabłonkowe żołądka wydzielają za dużo kwasu solnego (kwasu chlorowodorowego). Objawami nadmiernego wydzielania tego kwasu są uczucie kwaśnego smaku w ustach oraz pieczenia w gardle i przełyku – tzw. zgaga. Podstawą działania leków neutralizujących (fot. 100) jest reakcja zobojętniania. Jako leki zobojętniające nadmiar kwasu najczęściej stosuje się związki wapnia, glinu, magnezu, sodu i bizmutu, np. sodę oczyszczoną, czyli wodorowęglan sodu  $\text{NaHCO}_3$ :



Leki te usuwają jedynie objawy. Nie likwidują przyczyny wydzielania przez żołądek nadmiernej ilości kwasu solnego.



Fot. 100. Leki zobojętniające nadmiar kwasu  $\text{HCl}$  w żołądku zawierają np.  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

### Czynniki warunkujące działanie substancji leczniczych

O sposobie działania danej substancji chemicznej na organizm człowieka decydują m.in.:

- rozpuszczalność tej substancji w wodzie,
- droga przenikania tej substancji do organizmu.

Organizm składa się w większości z roztworów wodnych i koloidów, dlatego **związki chemiczne, które w wodzie ulegają dysocjacji, wnikają do organizmu w postaci jonów i silniej działają**. Wiele substancji leczniczych to związki organiczne, których skuteczność wchłaniania się do organizmu zależy też od odczynu roztworu, w którym ulegają rozkładowi. Na przykład aspiryna, która jest lekiem podawanym doustnie (tabela 115), ulega rozkładowi do właściwej substancji leczniczej w roztworze o odczynie kwasowym, a taki odczyn roztworu występuje dopiero w żołądku. Jednak jeśli człowiek spożywa napoje o odczynie kwasowym, to odczyn kwasowy wytwarza się już w jamie ustnej i zakłóca działanie leków lub nadmiernie je potęguje.

Tabela 115. Związek między sposobem i drogą podania leku a szybkością działania leku

Sposób i droga wprowadzenia substancji leczniczej	Charakterystyka
zastrzyk dożylny lub kroplówka – układ krwionośny	Zapewnia najszybsze działanie, ponieważ leki podane w formie zastrzyków dożylnych lub kroplówek trafiają wprost do krwi. Za jej pośrednictwem bardzo szybko są rozprowadzane do wszystkich narządów organizmu – działają zaraz po podaniu.
wdychanie – układ oddechowy	Leki wziewne również mają szybkie działanie. Wdychanie leku sprawia, że substancja lecznicza dociera do krwi przez płuca.
zastrzyk podskórny lub domięśniowy	Wstrzyknięcie leku podskórnie lub domięśniowo powoduje, że przenika on do krwiobiegu wolniej niż dawka podana wprost do krwi, ale szybciej niż przez układ pokarmowy.
połknięcie – układ pokarmowy	Leki doustne działają wolniej, gdyż nie trafiają bezpośrednio do krwiobiegu. Przemieszczają się przewodem pokarmowym i są wchłaniane do krwi dopiero w jelicie cienkim.
zaaplikowanie na skórę	W postaci plastrów, maści oraz żelu są podawane głównie leki działające antyseptycznie i antyalergicznie. Nie przenikają one do głębszych warstw skóry ani do krwiobiegu, lecz działają natychmiast w miejscu zaaplikowania. W formie plastrów podaje się też czasem witaminy, niektóre hormony i leki przeciwbólowe, które przenikają do krwiobiegu powoli i stopniowo.

! *Leki najlepiej popijać niegazowaną wodą.*

## 68. Żywność

## Powtórz pojęcia



Kod: H47XZ4

app.nowaterazmatura.pl

Fiszki: Żywność

## Woda

Woda stanowi ok. 65 % organizmu dorosłego człowieka. Jest składnikiem krwi, płynów komórkowych i limfy. Rozpuszczone w niej produkty przemiany materii są rozprowadzane po całym organizmie. Woda **chroni organizm przed przegrzaniem**, parując z powierzchni skóry. Woda jest też wydalana w postaci moczu, potu oraz innych wydzielin organizmu. Stąd też potrzeba stałego uzupełniania jej ilości w organizmie (fot. 103).

W **wodach mineralnych** ilość składników mineralnych wynosi powyżej  $500 \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$ . Takie wody najczęściej zawierają jony  $\text{Ca}^{2+}$  (tabela 118),  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  i  $\text{HCO}_3^-$ , a także rozpuszczone gazy, jak  $\text{CO}_2$  i  $\text{H}_2\text{S}$ .



Fot. 103. Źródłem wody mogą być owoce, np. arbuz, który w ok. 90 % składa się z wody.

Tabela 118. Działanie kationów wapnia i magnezu na organizm człowieka

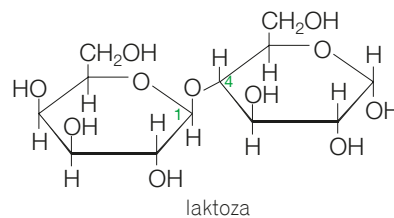
Kationy wapnia $\text{Ca}^{2+}$	Kationy magnezu $\text{Mg}^{2+}$
<ul style="list-style-type: none"> <li>wraz z resztą fosforanową(V) <math>\text{PO}_4^{3-}</math> są budulcem kości i zębów</li> <li>uczestniczą w kontrolowaniu funkcji układu nerwowego i pracy serca</li> <li>przeciwdziałają nadkwasocie żołądka, ponieważ sole wapnia rozpuszczają się w soku żołądkowym</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>biorą udział w przemianie cukrów oraz regulują działanie układu nerwowego</li> <li>działają przeciwmiażdżycowo (obniżają poziom cholesterolu we krwi)</li> <li>przeciwdziałają skutkom stresu</li> <li>są budulcem kości i zębów</li> <li>zapobiegają osteoporozie</li> </ul>

## Mleko

Mleko to pełnowartościowy produkt spożywczy. Jego składnikiem jest tzw. **cukier mlekowy – laktoza** (fot. 104), która nadaje mleku słodki smak. Cukier ten, podobnie jak inne disacharydy, jest substancją stałą, która dobrze rozpuszcza się w wodzie. Laktoza wspomaga wchłanianie wapnia oraz funkcjonowanie jelit. Jest też głównym źródłem cukrów w żywieniu niemowląt.

W mleku występuje także wiele innych składników niezbędnych do prawidłowego funkcjonowania organizmu. Są to np.:

- aminokwasy egzogenne – ich źródłem są:
  - białka kazeinowe, np. kazeina,
  - białka serwatkowe takie jak  $\beta$ -laktoglobulina,  $\alpha$ -laktoglobulina,
- składniki tłuszczowe, np. lecytyna,
- sole mineralne, np.: wapń, magnez, potas,
- witaminy A, D, E, K i wszystkie witaminy z grupy B,
- woda.



Fot. 104. Laktoza występuje m.in. w mleku krowim, owczym oraz kozim.

Mleko może wywoływać reakcje niepożądane. U dzieci białka występujące w mleku czasami wywołują **skazę białkową**. Z kolei u dorosłych brak laktazy – enzymu powodującego w jelicie cienkim rozkład laktozy na monosacharydy – może powodować **nietolerancję laktozy**. Jest to przyczyną wielu dolegliwości ze strony układu pokarmowego.

## Fermentacja żywności

**Fermentacja** to reakcja rozkładu niektórych cukrów prostych pod wpływem odpowiednich enzymów.

Enzymy te są wydzielane przez drożdże lub bakterie. Fermentacje (tabela 119) można podzielić na:

- beztlenowe, np. fermentacje mlekowa i alkoholowa,
- tlenowe, np. fermentacja octowa.

Tabela 119. Rodzaje fermentacji

<p><b>Fermentacja mlekowa</b></p>	<p>Przemiana niektórych sacharydów, m.in. laktozy (składnik mleka), w <b>kwase mlekowy</b> pod wpływem enzymów wytwarzanych przez bakterie – pałeczki kwasu mlekowego. Proces ten zachodzi w dwóch etapach:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• przekształcenie laktozy w monosacharydy:</li> </ul> $\begin{array}{ccccccc} \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} & + & \text{H}_2\text{O} & \xrightarrow{\text{enzym laktaza}} & \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & + & \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ \text{laktoza} & & \text{woda} & & \text{glukoza} & & \text{galaktoza} \end{array}$ <ul style="list-style-type: none"> <li>• przetwarzanie glukozy przez bakterie mlekowe:</li> </ul> $\begin{array}{ccc} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \xrightarrow{\text{bakterie mlekowe}} & 2\text{CH}_3\text{—CH—COOH} \\ & &   \\ & & \text{OH} \\ \text{glukoza} & & \text{kwas mlekowy} \end{array}$ <p>Fermentacja mlekowa jest wykorzystywana do wytwarzania artykułów spożywczych, np.: jogurtów, serów i kwaśnego mleka. Proces fermentacji mlekowej zachodzi także podczas wyrabiania żytniego pieczywa.</p>
<p><b>Fermentacja alkoholowa</b></p>	<p>Proces biochemiczny, w którym z <b>glukozy powstają etanol</b> i tlenek węgla(IV):</p> $\begin{array}{ccccccc} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \xrightarrow{\text{enzymy}} & 2\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} & + & 2\text{CO}_2\uparrow \\ \text{glukoza} & & \text{etanol} & & \text{tlenek węgla(IV)} \end{array}$ <p>Fermentacja alkoholowa zachodzi pod wpływem enzymów wytwarzanych przez drożdże.</p> <p>Fermentację alkoholową wykorzystuje się m.in. do produkcji napojów alkoholowych, np. wina, a także w procesie pieczenia ciast i chleba. W cieście pozostawionym na dłuższy czas zachodzi fermentacja alkoholowa, ponieważ drożdże oddychają tlenem i powodują rozkład cukrów na H<sub>2</sub>O i CO<sub>2</sub>, który spulchnia ciasto.</p>
<p><b>Fermentacja octowa</b></p>	<p>Proces polega na <b>utlenieniu alkoholu do kwasu octowego</b> (kwasu etanowego) zgodnie z równaniem:</p> $\begin{array}{ccccccc} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} & + & \text{O}_2 & \xrightarrow{\text{enzym bakteryjny}} & \text{CH}_3\text{COOH} & + & \text{H}_2\text{O} \\ \text{etanol} & & \text{tlen} & & \text{kwas octowy} & & \text{woda} \end{array}$ <p>Fermentacja octowa zachodzi pod wpływem enzymów wytwarzanych przez bakterie kwasu octowego. Wykorzystuje się ją m.in. do wyrabiania octu winnego.</p>

→ **Fermentacja mlekowa**, patrz s. 351.

! *Podczas fermentacji mlekowej laktoza jest przekształcana w kwas mlekowy – zmniejsza się jej zawartość.*

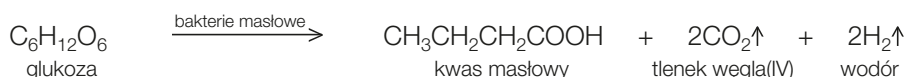
→ **Fermentacja alkoholowa**, patrz s. 290.

→ **Fermentacja octowa**, patrz s. 298.

## CHEMIA WOKÓŁ NAS

### Fermentacja masłowa

Przyczyną jęlczenia masła, czyli zachodzenia jednego z procesów powodujących psucie się żywności, jest **fermentacja masłowa**. Proces ten wykorzystuje się do produkcji kwasu masłowego. Jest to złożony, beztlenowy proces biochemiczny **rozkładu sacharydów**, zachodzący z udziałem bakterii masłowych. Jego produktami są kwas masłowy (kwas butanowy), tlenek węgla(IV) i wodór:



## 71. Doświadczenia chemiczne

## Zasady opisu doświadczeń chemicznych

Opisywanie doświadczeń chemicznych to bardzo ważna umiejętność często sprawdzana w zadaniach maturalnych. Pełny opis doświadczenia chemicznego powinien zawierać:

- tytuł,
- instrukcję, w której oprócz wymienionych czynności umieszcza się informację o używanym szkle i sprzęcie laboratoryjnym oraz o substancjach wykorzystywanych w doświadczeniu chemicznym,
- schemat, na którym przedstawia się sposób przeprowadzenia doświadczenia,
- obserwacje,
- wniosek.

## Jak przedstawia się schematy doświadczeń chemicznych?

Szkło, sprzęt laboratoryjny oraz wykonywane czynności przedstawia się za pomocą schematów.

Znajdują się na nich:

- rysunki symbolicznie przedstawiające szkło i sprzęt laboratoryjny wykorzystane w eksperymencie,
- opisy wskazujące rodzaj użytych lub otrzymanych substancji,
- umowne zapisy wykonanych czynności.

## Schematy wybranego szkła i sprzętu laboratoryjnego



## Jak schematycznie przedstawić czynności laboratoryjne?

Jeżeli reakcja chemiczna przebiega w temperaturze pokojowej, nie ma potrzeby zaznaczania tego na schemacie. Jeżeli reakcja chemiczna przebiega w podwyższonej temperaturze, należy umieścić znak **X** pod naczyniem, które jest ogrzewane. Ogrzewaną probówkę należy narysować pod niewielkim kątem.

## NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Schematy doświadczeń chemicznych mają charakter informacyjny, dlatego powinny być czytelne i starannie wykonane.

## Schematy wybranych czynności laboratoryjnych



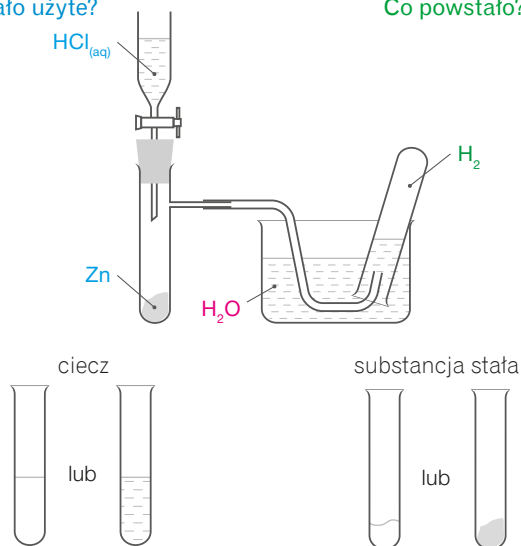
### Jak opisuje się schemat doświadczenia chemicznego?

**Substraty** reakcji chemicznej opisuje się zawsze **po lewej stronie schematu**, natomiast **produkty** – po **prawej stronie**. Substancje, które nie biorą udziału w reakcji chemicznej, lecz zostały użyte w doświadczeniu, zwyczajowo opisuje się również z lewej strony.

### Oznaczanie substratów i produktów na schemacie

Co zostało użyte?

Co powstało?



Substraty reakcji chemicznej:  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$  i  $\text{Zn}$ .  
 Produkt reakcji chemicznej:  $\text{H}_2$ .  
 Substancja pomocnicza użyta w doświadczeniu chemicznym:  $\text{H}_2\text{O}$ .

Poprzączną kreską we wnętrzu probówki najczęściej zaznacza się poziom cieczy. Inny sposób przedstawienia substancji w stanie ciekłym to **krótkie, poziome linie** we wnętrzu probówki do ustalonego poziomu cieczy.

Nieregularną kreską zaznacza się **substancję stałą**, którą można też przedstawić, zamalowując określony obszar probówki.

Zamknięta probówka bez żadnych oznaczeń wewnątrz może wskazywać na obecność **gazu**.

#### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

W zadaniach maturalnych czasem nie podaje się schematu doświadczenia chemicznego. Zamiast niego mogą pojawić się **zdjęcia** lub **kolorowe grafiki**.

### Jak zapisuje się obserwacje i wnioski?

W opisie doświadczeń chemicznych **należy wyraźnie oddzielać obserwacje od wniosków**. Poprawny zapis obserwacji to odpowiedź na pytanie: *Co obserwujesz?*. Natomiast wnioski są odpowiedzią na pytanie: *Co z tego wynika?*.

**Obserwacje to spostrzeżenia zarejestrowane za pomocą zmysłów** (wzroku, słuchu, węchu oraz dotyku) lub przez urządzenia pomiarowe, np. zestaw do badania zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego. Przykłady poprawnie zapisanych obserwacji:

#### Co czujemy?


- Wyczuwalny jest intensywny owocowy zapach.
- Nie wyczuwa się zapachu.

#### Co słyszymy?

- Spalaniu gazu towarzyszy charakterystyczny dźwięk.
- Otrzymany gaz zapala się z charakterystycznym dźwiękiem.

#### Co widzimy?

- Malinowy roztwór się odbarwia.
- Strąca się szaroniebieski osad.
- Woda wapienna mętnieje.

 **Obserwacji dokonuje się za pomocą zmysłów: wzroku, słuchu, węchu oraz dotyku.**

#### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Należy **precyzyjnie opisywać efekty towarzyszące reakcjom chemicznym**, czyli na przykład zamiast stwierdzenia: „Roztwór zmienia barwę” należy podać: „Roztwór zmienia barwę z żółtej na czerwoną”.

## 73. Korzystanie z informacji

## Jak interpretować informacje odczytane z układu okresowego pierwiastków chemicznych?

Zrozumienie zasady budowy układu okresowego pierwiastków chemicznych oraz umiejętność powiązania jej z budową atomu mogą okazać się potrzebne do rozwiązania wielu zadań dotyczących różnych zagadnień.

		18
		2He Hel 4,00
16	17	18
8O Tlen 16,00 3,4	9F Fluor 19,00 4,0	10Ne Neon 20,18
16S Siarka 32,06 2,6	17Cl Chlor 35,45 3,2	18Ar Argon 39,95
34Se Selen 78,97 2,6	35Br Brom 79,90 3,0	36Kr Krypton 83,80
52Te Tellur 127,60 2,1	53I Jod 126,90 2,7	54Xe Ksenon 131,29

Co odczytujemy?

- numer grupy = 18,
- symbol – Ar
- liczba atomowa  $Z = 18$ ,
- nazwa – argon
- masa atomowa = 39,95 u
- numer okresu = 3,

Jak interpretujemy?

- dlatego liczba elektronów walencyjnych = 8
- dlatego liczba protonów = 18, a także liczba elektronów = 18
- dlatego liczba powłok elektronowych = 3, z czego wynika, że:
  - konfiguracja elektronowa  $_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
  - blok konfiguracyjny: p

## NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Pamiętaj, że:

- liczba elektronów walencyjnych dla grup 1. i 2. = numer grupy,
- liczba elektronów walencyjnych dla grup 13.–18. = numer grupy – 10.

Źródło: CKE, Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, marzec 2021, s. 15.

## Jak odczytywać informacje z tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie?

Analizując informacje zawarte w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie, można się dowiedzieć, jak dana substancja zachowuje się w wodzie. Do każdej tabeli dołączona jest legenda, która informuje o znaczeniu użytych symboli.

Sprawdź, czy chlorek glinu  $\text{AlCl}_3$  jest rozpuszczalny w wodzie.

Znajdź anion, który wchodzi w skład  $\text{AlCl}_3$ :  $\text{Cl}^-$  (w kolumnach).

		ANION			
		$\text{Cl}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{I}^-$	$\text{NO}_3^-$
<b>Ag<sup>+</sup></b>		T	T	T	R (234)
<b>Al<sup>3+</sup></b>		R (45,1)	R (126)	R (126)	R (68,9)
<b>Ba<sup>2+</sup></b>		R (37,4)	R (156)	R (215)	R (10,3)
<b>Ca<sup>2+</sup></b>		R (81,3)	R (156)	R (215)	R (144)
<b>Cr<sup>3+</sup></b>		R	R	R	R (81,2)
<b>Cu<sup>2+</sup></b>		R (75,7)	R (126)	—	R (145)
<b>Fe<sup>2+</sup></b>		R (65,0)	R (120)	R	R (87,5)

Znajdź kation, który wchodzi w skład  $\text{AlCl}_3$ :  $\text{Al}^{3+}$  (w wierszach).

**Legenda:**

- R** – substancja dobrze rozpuszczalna (>2 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ );
- S** – substancja średnio rozpuszczalna (0,1 g–2 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ );
- T** – substancja trudno rozpuszczalna (<0,1 g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ );
- d** – związek ulega rozkładowi w wodzie,
- związek jest nietrwwały, nie został otrzymany lub brak jest danych

w miejscu przecięcia kolumny z wierszem odczytaj symbol i sprawdź jego znaczenie w legendzie:  
**R** – substancja dobrze rozpuszczalna. Rozpuszczalność chlorku glinu wynosi 45,1g/100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

## NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Tabele rozpuszczalności mogą się różnić. W pierwszym wierszu mogą być wymienione kationy, a w pierwszej kolumnie – aniony. Pamiętaj, że zasada korzystania z nich jest analogiczna do opisanej.

Źródło: CKE, Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, marzec 2021, s. 14.

Pobierz



Kod: 5LTYZK

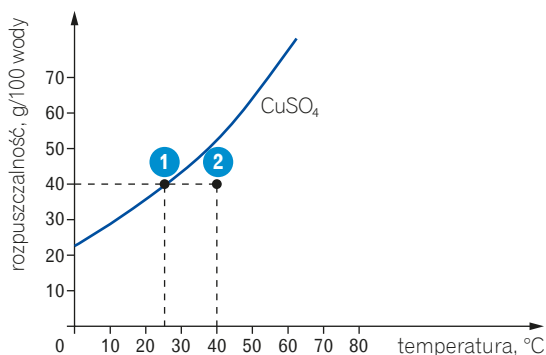
app.nowaterazmatura.pl

Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z chemii

## Jak odczytywać informacje z krzywych rozpuszczalności substancji stałych w wodzie?

Z krzywej rozpuszczalności substancji w wodzie można odczytać, jaki rodzaj roztworu powstanie po dodaniu określonej masy substancji w zależności od temperatury.

Krzywa rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności siarczanu(VI) miedzi(II) w wodzie od temperatury



- ① Jeżeli w 100 g wody o temperaturze 25°C zostanie rozpuszczone 40 g siarczanu(VI) miedzi(II), to powstanie **roztwór nasycony**.
- ② Jeżeli w 100 g wody o temperaturze 40°C zostanie rozpuszczone 40 g siarczanu(VI) miedzi(II), to powstanie **roztwór nienasycony**.

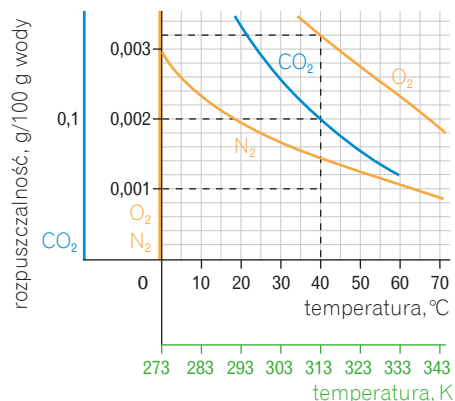
### NA TO ZWRÓĆ UWAGĘ!

Rozpuszczalność większości substancji stałych w wodzie **zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury**. Rozpuszczenie w danej temperaturze **większej ilości substancji**, niż wynosi jej rozpuszczalność w tej temperaturze, **nie jest możliwe**. **Roztwór przesycony** można otrzymać przez rozpuszczenie maksymalnej ilości substancji w wyższej temperaturze, a następnie ostrożne oziębienie otrzymanego roztworu do określonej temperatury.

!  $T [K] = T [^{\circ}C] + 273,15$   
 np.  $20^{\circ}C = 293,15 K$

## Jak odczytywać informacje z krzywych rozpuszczalności gazów w wodzie?

Z krzywej rozpuszczalności gazów w wodzie można odczytać rozpuszczalność tej substancji w określonej temperaturze, podobnie jak z krzywej rozpuszczalności substancji stałych.



Rozpuszczalność poszczególnych **gazów** w wodzie **bardzo się różni**, dlatego na osi pionowej podane są trzy różne skale, dla trzech różnych gazów, na przykład w temperaturze 40°C:

- rozpuszczalność  $CO_2$  wynosi ok. 0,1 g/100 g  $H_2O$ ,
- rozpuszczalność  $O_2$  wynosi ok. 0,0032 g/100 g  $H_2O$ ,
- rozpuszczalność  $N_2$  wynosi ok. 0,0014 g/100 g  $H_2O$ .

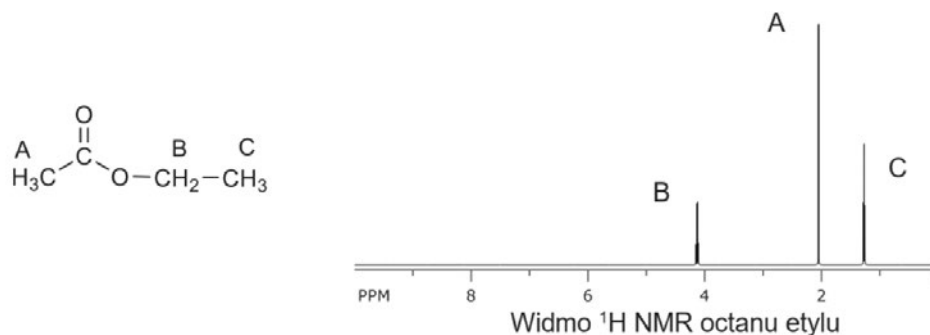
## Zadania CKE – przykład rozwiązany krok po kroku i zadanie do samodzielnego rozwiązania

### PRZYKŁAD 95

#### Informacja do zadań 41.–42.

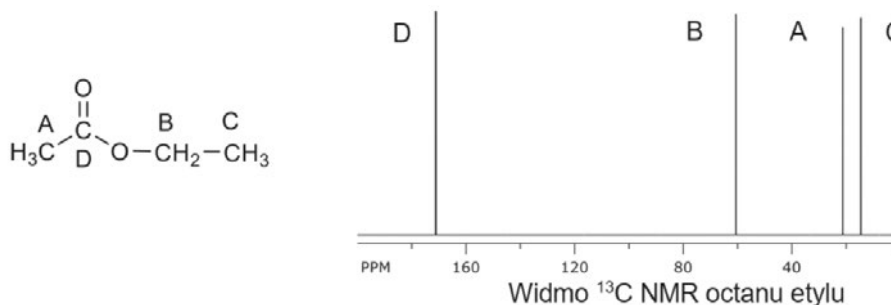
Jedną z najważniejszych metod fizykochemicznych stosowanych do badania struktury związków organicznych jest spektroskopia magnetycznego rezonansu jądrowego, NMR. Wykorzystuje się w niej właściwość polegającą na tym, że jądra atomów większości pierwiastków mają niezerowy spin. Najczęściej wykorzystuje się izotop wodoru  $^1\text{H}$ , którego jądra – czyli protony – są opisane liczbą spinową  $\frac{1}{2}$ .

Po umieszczeniu w silnym polu magnetycznym protony mogą się znajdować w dwóch stanach energetycznych – podstawowym i wzbudzonym. Aby wykonać pomiar, umieszcza się próbkę badanego związku w polu magnetycznym i wzbudza jądra  $^1\text{H}$  za pomocą fal radiowych. Powrót jąder ze stanu wzbudzonego do stanu podstawowego skutkuje wystąpieniem sygnału rejestrowanego za pomocą detektora. Częstotliwość tego sygnału zależy od położenia atomów w cząsteczce. Zarejestrowane sygnały tworzą obraz zwany widmem NMR (rysunek poniżej), które dostarcza ważnych informacji o budowie cząsteczki związku.



Liczba sygnałów w widmie jest równa liczbie grup równocennych atomów wodoru w cząsteczce związku. Przykładowo – w cząsteczce octanu etylu obecne są trzy grupy równocennych atomów wodoru: dwie różne grupy  $-\text{CH}_3$  i jedna grupa  $-\text{CH}_2-$ , czyli w widmie są obecne trzy sygnały. Te sygnały mogą mieć w określonych przypadkach złożony kształt, co w pokazanym widmie skutkuje ich rozszczepieniem (poszerzeniem).

Drugim nuklidem często wykorzystywanym w pomiarach NMR jest izotop węgla  $^{13}\text{C}$ , którego zawartość w naturalnym węglu wynosi ok. 1%. Jego jądro ma także spin  $\frac{1}{2}$ , w odróżnieniu od izotopu  $^{12}\text{C}$ , którego jądra mają spin zerowy i dlatego są nieaktywne w NMR. Widma NMR węgla  $^{13}\text{C}$  rejestruje się w taki sposób, że sygnały są pojedynczymi liniami.



W cząsteczce octanu etylu są cztery nierównocenne atomy węgla, w związku z czym w widmie  $^{13}\text{C}$  są obecne cztery sygnały.

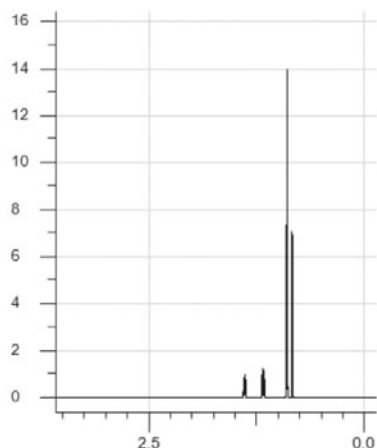
← Początek przykładu na s. 428

### Zadanie 42. (0–2)

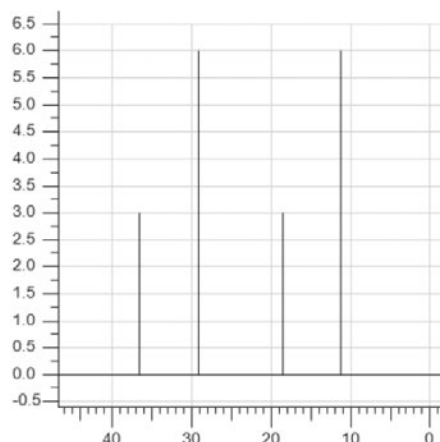
CKE marzec 2021, zad. 42.

W produkcji benzyn wysokooktanowych wykorzystuje się procesy przemysłowe: kraking i reforming, które umożliwiają uzyskanie pożądanych, rozgałęzionych węglowodorów.

Podczas rafinacji pewnej benzyny uzyskano węglowódor W, który poddano badaniu  $^1\text{H}$  NMR oraz  $^{13}\text{C}$  NMR, w wyniku czego uzyskano widma przedstawione niżej.



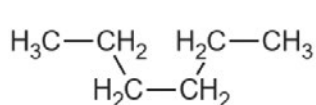
Widmo  $^1\text{H}$  NMR dla węglowodoru W



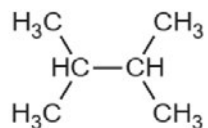
Widmo  $^{13}\text{C}$  NMR dla węglowodoru W

ACD/I-Lab - <https://ilab.acdlabs.com/iLab2/index.php> [dostęp: 05.01.2019]

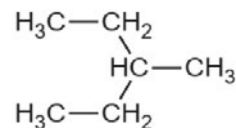
Dla węglowodoru W zaproponowano trzy wzory półstrukturalne:



heksan



2,3-dimetylobutan



3-metylopentan

**Uzupełnij poniższe zdanie – wybierz i zaznacz wzór węglowodoru W. Odpowiedź uzasadnij na podstawie zamieszczonych widm  $^1\text{H}$  NMR i  $^{13}\text{C}$  NMR.**

Węglowodorem W może być (heksan / 2,3-dimetylobutan / 3-metylopentan).

Uzasadnienie na podstawie widma  $^1\text{H}$  NMR:

.....

Uzasadnienie na podstawie widma  $^{13}\text{C}$  NMR:

.....

4 sygnały w widmie  $^1\text{H}$  NMR → **2**  
 → 4 równocenne grupy atomów wodoru w cząsteczce związku chemicznego  
 4 sygnały w widmie  $^{13}\text{C}$  NMR →  
 → 4 równocenne grupy atomów węgla w cząsteczce związku chemicznego

#### Etapy rozwiązywania

- 1** Przeczytaj uważnie informację do zadania i polecenie.
- 2** Określ liczbę sygnałów w widmie – jest ona równa liczbie grup równocennych atomów wodoru i węgla w cząsteczce związku chemicznego.

Dalszy ciąg przykładu na s. 430 →



## I wiesz, jak zdać maturę

### VADEMECUM

kompedium wiedzy z chemii  
połączone z kształceniem  
kluczowych umiejętności  
maturalnych



### ZBIÓR ZADAŃ MATURALNYCH

ćwiczenie rozwiązywania zadań  
typu maturalnego, zadań CKE oraz arkuszy



### CYFROWE WSPOMAGANIE NAUKI

- **APLIKACJA** – materiały cyfrowe zintegrowane z Vademecum i Zbiorem zadań maturalnych ułatwiające przygotowania do egzaminu [app.nowaterazmatura.pl](http://app.nowaterazmatura.pl)
- **SERWIS MATURALNY** – wszystkie niezbędne informacje o maturze [nowaterazmatura.pl](http://nowaterazmatura.pl)

