O. W. Hryhorowycz

CHEMIA

9

KLASA

O. W. Hryhorowycz

CHEMIA 9 2017

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Układ okresowy pierwiastków chemicznych (forma krótka)

Grupy / Okresy	A I Б	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A VIII B
1	**H** 1 · 1,0079 · $1s^1$ · 2,20 · Wodór						(H)	**He** 2 · 4,0026 · $1s^2$ · — · Hel
2	**Li** 3 · 6,941 · $2s^1$ · 0,98 · Lit	**Be** 4 · 9,012 · $2s^2$ · 1,57 · Beryl	**B** 5 · 10,81 · $2s^2\,2p^1$ · 2,04 · Bor	**C** 6 · 12,011 · $2s^2\,2p^2$ · 2,55 · Węgiel	**N** 7 · 14,0067 · $2s^2\,2p^3$ · 3,04 · Azot	**O** 8 · 15,999 · $2s^2\,2p^4$ · 3,44 · Tlen	**F** 9 · 18,998 · $2s^2\,2p^5$ · 3,98 · Fluor	**Ne** 10 · 20,180 · $2s^2\,2p^6$ · — · Neon
3	**Na** 11 · 22,990 · $3s^1$ · 0,93 · Sód	**Mg** 12 · 24,305 · $3s^2$ · 1,31 · Magnez	**Al** 13 · 26,982 · $3s^2\,3p^1$ · 1,61 · Glin	**Si** 14 · 28,086 · $3s^2\,3p^2$ · 1,90 · Krzem	**P** 15 · 30,974 · $3s^2\,3p^3$ · 2,19 · Fosfor	**S** 16 · 32,06 · $3s^2\,3p^4$ · 2,58 · Siarka	**Cl** 17 · 35,453 · $3s^2\,3p^5$ · 3,16 · Chlor	**Ar** 18 · 39,948 · $3s^2\,3p^6$ · — · Argon
4	**K** 19 · 39,098 · $4s^1$ · 0,82 · Potas	**Ca** 20 · 40,078 · $4s^2$ · 1,00 · Wapń	**Sc** 21 · 44,956 · $3d^1\,4s^2$ · 1,36 · Skand	**Ti** 22 · 47,867 · $3d^2\,4s^2$ · 1,54 · Tytan	**V** 23 · 50,942 · $3d^3\,4s^2$ · 1,63 · Wanad	**Cr** 24 · 51,996 · $3d^5\,4s^1$ · 1,66 · Chrom	**Mn** 25 · 54,938 · $3d^5\,4s^2$ · 1,55 · Mangan	**Fe** 26 · 55,845 · $3d^6\,4s^2$ · 1,83 · Żelazo; **Co** 27 · 58,933 · $3d^7\,4s^2$ · 1,88 · Kobalt; **Ni** 28 · 58,693 · $3d^8\,4s^2$ · 1,91 · Nikiel
	Cu 29 · 63,546 · $3d^{10}\,4s^1$ · 1,90 · Miedź	**Zn** 30 · 65,38 · $3d^{10}\,4s^2$ · 1,65 · Cynk	**Ga** 31 · 69,72 · $4s^2\,4p^1_a$ · 1,81 · Gal	**Ge** 32 · 72,63 · $4s^2\,4p^2$ · 2,01 · German	**As** 33 · 74,922 · $4s^2\,4p^3$ · 2,18 · Arsen	**Se** 34 · 78,96 · $4s^2\,4p^4$ · 2,55 · Selen	**Br** 35 · 79,904 · $4s^2\,4p^5$ · 2,96 · Brom	**Kr** 36 · 83,798 · $4s^2\,4p^6$ · 3,00 · Krypton
5	**Rb** 37 · 85,468 · $5s^1$ · 0,82 · Rubid	**Sr** 38 · 87,62 · $5s^2$ · 0,95 · Stront	**Y** 39 · 88,906 · $4d^1\,5s^2$ · 1,22 · Itr	**Zr** 40 · 91,22 · $4d^2\,5s^2$ · 1,33 · Cyrkon	**Nb** 41 · 92,906 · $4d^4\,5s^1$ · 1,60 · Niob	**Mo** 42 · 95,96 · $4d^5\,5s^1$ · 2,16 · Molibden	**Tc** 43 · [97,91] · $4d^5\,5s^2$ · 1,90 · Technet	**Ru** 44 · 101,07 · $4d^7\,5s^1$ · 2,20 · Ruten; **Rh** 45 · 102,905 · $4d^8\,5s^1$ · 2,28 · Rod; **Pd** 46 · 106,4 · $4d^{10}$ · 2,20 · Pallad
	Ag 47 · 107,868 · $4d^{10}\,5s^1$ · 1,93 · Srebro	**Cd** 48 · 112,41 · $4d^{10}\,5s^2$ · 1,69 · Kadm	**In** 49 · 114,82 · $5s^2\,5p^1$ · 1,78 · Ind	**Sn** 50 · 118,71 · $5s^2\,5p^2$ · 1,96 · Cyna	**Sb** 51 · 121,75 · $5s^2\,5p^3$ · 2,05 · Antymon	**Te** 52 · 127,60 · $5s^2\,5p^4$ · 2,10 · Tellur	**I** 53 · 126,904 · $5s^2\,5p^5$ · 2,66 · Jod	**Xe** 54 · 131,29 · $5s^2\,5p^6$ · 2,60 · Ksenon
6	**Cs** 55 · 132,905 · $6s^1$ · 0,79 · Cez	**Ba** 56 · 137,34 · $6s^2$ · 0,89 · Bar	*__La__ 57 · 138,905 · $5d^1\,6s^2$ · Lantan · 1,10	**Hf** 72 · 178,49 · $5d^2\,6s^2$ · Hafn · 1,30	**Ta** 73 · 180,948 · $5d^3\,6s^2$ · Tantal · 1,50	**W** 74 · 183,84 · $5d^4\,6s^2$ · Wolfram · 2,36	**Re** 75 · 186,207 · $5d^5\,6s^2$ · Ren · 1,90	**Os** 76 · 190,23 · $5d^6\,6s^2$ · Osm · 2,20; **Ir** 77 · 192,22 · $5d^7\,6s^2$ · Iryd · 2,20; **Pt** 78 · 195,08 · $5d^9\,6s^1$ · Platyna · 2,28
	Au 79 · 196,967 · $5d^{10}\,6s^1$ · 2,54 · Złoto	**Hg** 80 · 200,59 · $5d^{10}\,6s^2$ · 2,00 · Rtęć	**Tl** 81 · 204,38 · $6s^2\,6p^1$ · 1,62 · Tal	**Pb** 82 · 207,2 · $6s^2\,6p^2$ · 2,33 · Ołów	**Bi** 83 · 208,980 · $6s^2\,6p^3$ · 2,02 · Bizmut	**Po** 84 · [208,98] · $6s^2\,6p^4$ · 2,00 · Polon	**At** 85 · [209,99] · $6s^2\,6p^5$ · 2,20 · Astat	**Rn** 86 · [222,02] · $6s^2\,6p^6$ · — · Radon
7	**Fr** 87 · [223,02] · $7s^1$ · 0,70 · Frans	**Ra** 88 · [226,03] · $7s^2$ · 0,90 · Rad	**Ac** 89 · [227,03] · $6d^1\,7s^2$ · Aktyn · 1,10	**Rf** 104 · [267,12] · $6d^2\,7s^2$ · Rutherford · —	**Db** 105 · [270,13] · $6d^3\,7s^2$ · Dubn · —	**Sg** 106 · [269,13] · $6d^4\,7s^2$ · Seaborg · —	**Bh** 107 · [270,13] · $6d^5\,7s^2$ · Bohr · —	**Hs** 108 · [269,13] · $6d^6\,7s^2$ · Has · —; **Mt** 109 · [278,16] · $6d^7\,7s^2$ · Meitner · —; **Ds** 110 · [281,16] · $6d^9\,7s^1$ · Darmsztadt · —
	Rg 111 · [281,17] · $6d^{10}\,7s^1$ · Roentgen · —	**Cn** 112 · [285,17] · $6d^{10}\,7s^2$ · Kopernik · —	**Nh** 113 · [286,18] · $7s^2\,7p^1$ · — · Nihonium	**Fl** 114 · [289,19] · $7s^2\,7p^2$ · — · Flerow	**Mc** 115 · [288,19] · $7s^2\,7p^3$ · — · Moscovium	**Lv** 116 · [293,2] · $7s^2\,7p^4$ · — · Liwermor	**Ts** 117 · [293,21] · $7s^2\,7p^5$ · — · Tennessine	**Og** 118 · [294,21] · $7s^2\,7p^6$ · — · Oganesson
Tlenki wyższe	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Lotne związki wodoru				RH_4	RH_3	H_2R	HR	

Symbol pierwiastka · Liczba atomowa · Masa atomowa · Konfiguracja elektronowa · Nazwa pierwiastka · Nazwa substancji prostej · Elektroujemność wg Paulinga

Pierwiastki-*s*

Pierwiastki-*p*

Pierwiastki-*d*

Pierwiastki-*f*

*Lantanowce

Ce 58 · 140,12 · $4f^1\,5d^1\,6s^2$ · Cer · 1,12	**Pr** 59 · 140,91 · $4f^3\,6s^2$ · Prazeodym · 1,13	**Nd** 60 · 144,24 · $4f^4\,6s^2$ · Neodym · 1,14	**Pm** 61 · [144,91] · $4f^5\,6s^2$ · Promet · —	**Sm** 62 · 150,36 · $4f^6\,6s^2$ · Samar · 1,17	**Eu** 63 · 151,96 · $4f^7\,6s^2$ · Europ · —	**Gd** 64 · 157,25 · $4f^7\,5d^1\,6s^2$ · Gadolin · 1,20	**Tb** 65 · 158,93 · $4f^9\,6s^2$ · Terb · —	**Dy** 66 · 162,50 · $4f^{10}\,6s^2$ · Dysproz · 1,22	**Ho** 67 · 164,93 · $4f^{11}\,6s^2$ · Holm · 1,23	**Er** 68 · 167,26 · $4f^{12}\,6s^2$ · Erb · 1,24	**Tm** 69 · 168,93 · $4f^{13}\,6s^2$ · Tul · 1,25	**Yb** 70 · 173,05 · $4f^{14}\,6s^2$ · Iterb · —	**Lu** 71 · 174,97 · $4f^{14}\,5d^1\,6s^2$ · Lutet · 1,27

**Aktynowce

Th 90 · 232,04 · $6d^2\,7s^2$ · Tor · 1,30	**Pa** 91 · 231,04 · $5f^2\,6d^1\,7s^2$ · Protaktyn · 1,50	**U** 92 · 238,03 · $5f^3\,6d^1\,7s^2$ · Uran · 1,38	**Np** 93 · [237,05] · $5f^4\,6d^1\,7s^2$ · Neptun · 1,36	**Pu** 94 · [244,06] · $5f^6\,7s^2$ · Pluton · 1,28	**Am** 95 · [243,06] · $5f^7\,7s^2$ · Ameryk · 1,30	**Cm** 96 · [247,07] · $5f^7\,6d^1\,7s^2$ · Kiur · 1,30	**Bk** 97 · [247,07] · $5f^8\,6d^1\,7s^2$ · Berkel · 1,30	**Cf** 98 · [251,08] · $5f^{10}\,7s^2$ · Kaliforn · 1,30	**Es** 99 · [252,08] · $5f^{11}\,7s^2$ · Einstein · 1,30	**Fm** 100 · [257,10] · $5f^{12}\,7s^2$ · Ferm · 1,30	**Md** 101 · [258,10] · $5f^{13}\,7s^2$ · Mendelew · 1,30	**No** 102 · [259,10] · $5f^{14}\,7s^2$ · Nobel · 1,30	**Lr** 103 · [262,11] · $5f^{14}\,6d^1\,7s^2$ · Lorens · —

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela rozpuszczalności kwasów, wodorotlenków i soli w wodzie (przy 25 °C)

Aniony	Nazwa anionu	Kationy																						
		H^+	Li^+	Na^+	K^+	NH_4^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Cd^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Hg^{2+}	Au^{3+}
OH^-	wodorotlenkowy		T	R	R	R•	N	T	T	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	•	N	N	•	•
F^-	fluorkowy	R	T	R	R	R	N	N	T	T	T	R	T	T	T^H	R	R	T	N	R	R	T	R	H	H
Cl^-	chlorkowy	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	N	T	R^H	R	R^H
Br^-	bromkowy	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	N	T	R^H	T	N^H
I^-	jodkowy	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	—	R	R	—	R	R	N	T	T^H	N	N
CO_3^{2-}	węglanowy	T•	T	R	R	R^H	T^H	N	N	N	—	—	N	N	—	N^H	N^H	N^H	N^H	N	N	N	H	—	—
SiO_3^{2-}	krzemianowy	N	T	R	R	—	N	N	N	N	N^H	N^H	N	N	N^H	N	N	N	N	T	N	N	H	—	—
NO_2^-	azotynowy	R•	R	R	R	R•	R	R	R	R	H	H	R	R	H	R	R	R	R	R	T	R	H	—	—
NO_3^-	azotanowy	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R•	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	H
CH_3COO^-	octanowy	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R^H	R^H	R	R	N^H	R	R	R	R	R	T	R	H	R	—
PO_3^-	metafosforowy	R	R	R	R	R	H	T	N	N	N	N	—	N	N	N	N	N	N	N	N	—	H	H	—
PO_4^{3-}	ortofosforanowy	R	T	R	R	H	T	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	—
S^{2-}	siarczkowy	T	R	R	R	—	T^H	T^H	T	R	H	H	N	N	N^H	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
SO_3^{2-}	siarczynowy	R•	R	R	R	R	T	N	N	T	—	—	—	T	—	N	N	N	T	T	T	N	—	—	—
SO_4^{2-}	siarczanowy	R	R	R	R	R	R	T	T	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	N	R^H	N^H	R^H

R – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie (rozpuszczalność ponad 1 g na 100 g wody)

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie (rozpuszczalność od 0,01 g do 1 g na 100 g wody

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie (rozpuszczalność stanowi mniej niż 0,01 g na 100 g wody)

H – substancja istnieje, ale oddziaływuje z wodą, nie można jej wydzielić z roztworu (jej rozpuszczalności nie można określić)

• – substancja nietrwała i rozkłada się w wodzie w czasie tworzenia

— – substancja nie istnieje albo nie ma wiarygodnych informacji o jej istnieniu

Szereg aktywności metali (szereg elektrochemiczny, szereg napięciowy, szereg Beketowa)

Metal	**Li**	**K**	**Cs**	**Ba**	**Sr**	**Ca**	**Na**	**Mg**	**Be**	**Al**	**Ti**	**Mn**	**Zn**	**Cr**	**Fe**	**Cd**	**Co**	**Ni**	**Sn**	**Pb**	**H_2**	**Bi**	**Cu**	**Ag**	**Hg**	**Pt**	**Au**
Kation	Li^+	K^+	Cs^+	Ba^{2+}	Sr^{2+}	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Be^{2+}	Al^{3+}	Ti^{3+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Cd^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}	Sn^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Bi^{3+}	Cu^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pt^{2+}	Au^{3+}

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

O. W. Hryhorowycz

CHEMIA

9

Podręcznik do 9 klasy
szkół ogólnokształcących
z polskim językiem nauczania

Zalecany
przez Ministerstwo Oświaty i Nauki Ukrainy

Czerniowce
„Bukrek”
2017

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

УДК [54:37.016](075.3)
Г83

Перекладено за виданням:
О. В. Григорович. Хімія. Підруч. для 9 кл. загальноосвіт. навч. закл. –
Харків: Вид-во „Ранок”, 2017. – 256 с. : іл.

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ Міністерства освіти і науки України від 20.03.2017 № 417)

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа „Рекомендовано Міністерством освіти і науки України”:

Н. С. Цорінова, учитель загальноосвітньої школи I–III ступенів № 134 імені Ю. О. Гагаріна Печерського району міста Києва, учитель-методист;

А. В. Метейко, методист з хімії навчально-методичного відділу координації освітньої діяльності та професійного розвитку КЗ Сумський обласний інститут післядипломної педагогічної освіти;

К. В. Буренкова, доцент кафедри органічної хімії Одеського національного університету імені І. І. Мечникова, доцент, кандидат хімічних наук

Рецензент:
О. Ю. Недоруб, учитель хімії Полтавської гімназії № 17 Полтавської міської ради Полтавської області, учитель-методист, учитель вищої кваліфікаційної категорії

Григорович О. В.
Г83 Хімія : підруч. для 9 класу загальноосвіт. навч. закл. з навч. пол. мовою / О. В. Григорович ; Пер. з укр. – Чернівці : Букрек, 2017. – 256 с. : іл.
ISBN 978-966-399-888-6

УДК [54:37.016](075.3)

Інтернет-підтримка
Електронні матеріали до підручника розміщено на сайті interactive.ranok.com.ua

ISBN 978-617-09-3362-1 (укр.)
ISBN 978-966-399-888-6 (пол.)

© Григорович О. В., 2017
© ТОВ Видавництво „Ранок”, оригінал-макет, 2017
© Видавничий дім „Букрек”, переклад, 2017

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

...Nauka – to wielkie piękno. Naukowiec w swoim laboratorium podobnie do dziecka spotyka się twarzą w twarz z przyrodą, która oddziaływuje na niego niczym zaczarowana bajka.

Maria Skłodowska-Curie
dwukrotny laureat Nagrody Nobla

Szanowni dziewiątoklasiści i szanowne dziewiątoklasistki

Kontynuujecie naukę jednej z najcudowniejszych nauk – chemii!

W 9 klasie czekają na Was nowe tajemnice chemiczne. Poznacie rozpowszechnione w przyrodzie mieszaniny – roztwory – i poznacie główne prawa procesów chemicznych.

Zagłębicie się w cudownym świecie substancji organicznych, który strzeże bezmiaru tajemnic i ciekawostek. Dotkniecie tajemnic życia i zrozumiecie, że chemia może wyjaśnić wiele zjawisk, które dzieją się wokół nas: dlaczego powstaje kwaśny deszcz, jak zmusić substancje do wzajemnego oddziaływania ze sobą, dlaczego samochody jeżdżą i wiele innych.

Podręcznik ten jest waszą główną pomocą w poznawaniu chemii. Mieści on cały materiał, który będzie wam potrzebny w 9 klasie. Każdy paragraf został podzielony na części. Niewielkimi fragmentami łatwiej jest przyswajać sobie wiedzę. Paragraf kończy się wnioskami i blokiem praktycznym, który składa się z pytań kontrolnych, zadań na utrwalenie materiału, opracowań doświadczeń laboratoryjnych i zadań praktycznych. Niektóre pytania oznaczono gwiazdką (*). Są to zadania o treści problemowo-poszukiwawczej. Na te pytania nie znajdziecie odpowiedzi w paragrafie. Zastanówcie się nad tymi zadaniami w czasie wolnym, wykorzystując dodatkowe źródła informacji albo omówcie je z nauczycielem na lekcji.

W podręczniku umieszczono informację dodatkową: ciekawe fakty z historii chemii, informacje o wybitnych uczonych oraz ciekawe zadania lingwistyczne, które pomogą wam zapamiętać nowe terminy.

Po zakończeniu niektórych paragrafów podano opis doświadczeń chemicznych nie tylko do wykonania na lekcjach chemii, lecz również takich, które możecie samodzielnie wykonać w domu. Wykonując doświadczenia, koniecznie stosujcie zasady bezpieczeństwa.

Na końcu podręcznika są dodatki, skorowidz alfabetyczny i odpowiedzi do zadań rachunkowych.

Mam nadzieję, że ten podręcznik poszerzy waszą wiedzę, wskaże możliwości poszukiwania nowej informacji i wzbogacenia swojej wiedzy, a może zainspiruje do obrania przyszłego zawodu – chemika.

Życzę sukcesów w nauce chemii!

Autor

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Elektroniczny dodatek do podręcznika

Na stronach podręcznika znajdziecie link (odsyłacz) do strony internetowej, na której umieszczono filmiki z doświadczeniami chemicznymi i testy samokontrolne z opracowanych tematów. Testowanie odbywa się w trybie aktywnym online. Od razu po wykonaniu zadań otrzymacie wynik, który pozwoli wam ocenić swój stopień opanowania wiedzy.

Aby pracować z dodatkiem elektronicznym wykonajcie takie czynności:

1. Wejdźcie na stronę interactive.ranok.com.ua.
2. Zarejestrujcie się.
3. Znajdźcie rozdział „Podręczniki”.
4. Wybierzcie nazwę podręcznika „Chemia. 9 klasa”.
5. W rozdziale „Elektroniczne materiały do podręcznika” wybierzcie właściwy temat i naciśnijcie „Rozpocząć pracę”.
6. Do obejrzenia wybierzcie filmik o potrzebnym doświadczeniu chemicznym, dodatkowy materiał do paragrafu albo wykonajcie zadania testowe, aby sprawdzić swoją wiedzę.

Oznaczenia umowne

– Ważna informacja, którą trzeba zapamiętać;

– rubryka „Dowiedz się więcej”;

– rubryka „Ciekawy fakt”;

– myśl główna paragrafu;

– pytania kontrolne;

– zadania utrwalające wiedzę;

– tematy projektów edukacyjnych;

– linki do stron internetowych *interactive.ranok.com.ua*.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

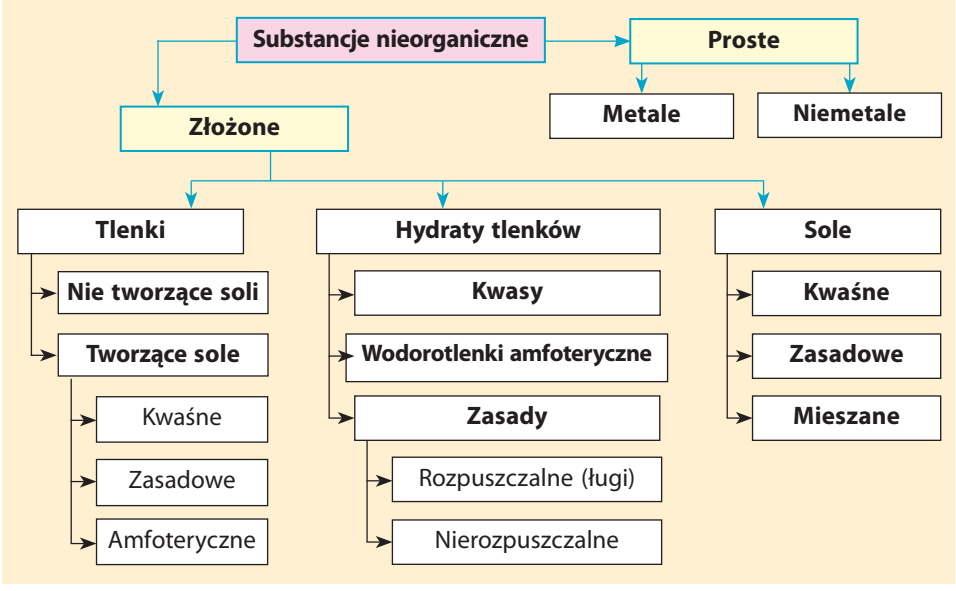
POWTÓRZENIE NAJWAŻNIEJSZYCH ZAGADNIEŃ Z CHEMII W KLASIE 8

§ 1. Budowa i właściwości podstawowych rodzajów związków nieorganicznych

Klasyfikacja związków nieorganicznych

Według niektórych wspólnych cech substancje nieorganiczne łączą się w oddzielne grupy (schemat 1). Wiedząc, do której grupy należy substancja, można przewidzieć jej właściwości.

Schemat 1. Podstawowe grupy związków nieorganicznych



Tlenki

Tlenki – to związki binarne z tlenem, w których tlen posiada stopień utlenienia II.

W zależności od walencyjności pierwiastka chemicznego, który tworzy tlenek, skład tlenków może być różny.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wzór ogólny tlenków: E_xO_y

Rozróżniamy takie tlenki:

Solotwórcze (tworzące sole):

• *zasadowe* – tlenki, którym odpowiadają zasady (utworzone przez pierwiastki metaliczne w stopniu utlenienia +1 albo +2: Na_2O, FeO, CaO);

• *kwasowe* – tlenki, którym odpowiadają kwasy (utworzone przez pierwiastki niemetaliczne: CO_2, SO_2, SO_3, N_2O_5 oraz pierwiastki metaliczne w stopniu utlenienia wyższym od +3: CrO_3, Mn_2O_7, PbO_2);

• *amfoteryczne* – tlenki, którym odpowiadają wodorotlenki amfoteryczne (utworzone przez niektóre pierwiastki metaliczne o właściwościach przejściowych między metalicznymi i niemetalicznymi: Al_2O_3, BeO, ZnO, Fe_2O_3, Cr_2O_3);

Niesolotwórcze: tlenki, którym nie odpowiadają ani zasady, ani kwasy (utworzone przez niektóre pierwiastki niemetaliczne w przejściowych stopniach utlenienia: N_2O, NO, CO, SiO).

W zależności od tego, do której grupy należy tlenek, wykazuje on różne właściwości chemiczne (tabl. 1).

Tabela 1. Właściwości chemiczne tlenków*

Zasadowe	Amfoteryczne	Kwasowe
Oddziaływanie z kwasami i zasadami		
Oddziaływują z kwasami, tworząc sól i wodę: $CaO + 2HCl =$ $= CaCl_2 + H_2O$ Nie oddziaływują z zasadami	Oddziaływują z kwasami i zasadami, tworząc sól i wodę: $ZnO + 2HCl =$ $ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH =$ $= Na_2ZnO_2 + H_2O$	Oddziaływują z zasadami, tworząc sól i wodę: $SO_3 + Ca(OH)_2 =$ $= CaSO_4 + H_2O$ Nie oddziaływują z kwasami
Oddziaływanie z wodą		
Tlenki litowców i berylowców oddziaływują z wodą, tworząc alkalia: $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ Inne tlenki nie reagują z wodą: $FeO + H_2O \neq$	Nie reagują z wodą	Reagują z wodą, tworząc kwas (za wyjątkiem tlenku krzemu(IV): $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$ $SiO_2 + H_2O \neq$

* Właściwości chemiczne tlenków nie tworzących soli poznacie w klasie 11.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Dokończenie tablicy

Zasadowe	Amfoteryczne	Kwasowe
Oddziaływanie z tlenkami		
Oddziaływują z tlenkami kwasowymi, tworząc sole: $CaO + CO_2 = CaCO_3$ Nie oddziaływują z tlenkami zasadowymi	Oddziaływują z tlenkami kwasowymi i zasadowymi, i ze sobą: $ZnO + SiO_2 = ZnSiO_3$ $ZnO + CaO = CaZnO_2$ $ZnO + Al_2O_3 = Zn(AlO_2)_2$	Oddziaływują z tlenkami zasadowymi, tworząc sole: $SO_3 + CaO = CaSO_4$ Nie oddziaływują z tlenkami kwasowymi

Kwasy

Kwasy – związki, które składają się z atomów wodoru, zdolnych do zamiany miejscami z atomami pierwiastków metalicznych oraz reszty kwasowej.

Ogólny wzór kwasów:

$$\boxed{H_n}\ \boxed{\textbf{Reszta kwasowa}}$$

Według różnych właściwości kwasy klasyfikujemy na grupy:

- **według liczby atomów wodoru w molekułach (zasadowości):**
  jednozasadowe: HCl, HNO_3;
  dwuzasadowe: H_2S, H_2SO_4;
  trójzasadowe: H_3PO_4;
- **według ilości atomów tlenu w molekułach:**
  tlenowe: HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4;
  beztlenowe: HCl, H_2S, HF.

Kwasy tlenowe są produktami przyłączenia molekuły wody do molekuł tlenków kwasowych. Kwasy beztlenowe – to roztwory niektórych gazów w wodzie. Kwas solny – to roztwór wodny gazowego chlorowodoru HCl, fluorowodorowy – roztwór fluorowodoru HF w wodzie itp.

Tabela 2. Zabarwienie niektórych wskaźników w roztworych o różnym środowisku

Wskaźnik	Zabarwienie w środowisku		
	kwasowym	obojętnym	zasadowym
Lakmus	czerwony	fioletowy	niebieski
Oranż metylowy	czerwony	pomarańczowy	żółty
Fenoloftaleina	bezbarwny	bezbarwny	malinowy

Główne właściwości chemiczne kwasów pokazano w tablicy 3.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela 3. Właściwości chemiczne kwasów

Właściwości chemiczne	Równania reakcji
Zmieniają zabarwienie wskaźników (tabl. 2)	
Oddziaływują z metalami, znajdują się w rzędzie aktywności z lewej strony od wodoru	$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
Oddziaływują z tlenkami zasadowymi, tworząc sól i wodę	$H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O$
Oddziaływują z zasadami, tworząc sól i wodę	$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$ $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 = FeSO_4 + 2H_2O$
Oddziaływują z solami, jeżeli w wyniku reakcji wydziela się gaz, tworzy się osad albo woda	$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$ $2HI + CaCO_3 = CaI_2 + CO_2\uparrow + H_2O$

Zasady

Zasady – związki, które składają się z atomów pierwiastka metalicznego i jednej albo kilku grup hydroksylowych OH.

Ogólny wzór zasad:

Pierwiastek metaliczny $\boldsymbol{(OH)_n}$

Według rozpuszczalności w wodzie zasady dzielimy na dwie grupy:

• rozpuszczalne (alkalia): LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, FrOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$;

• nierozpuszczalne wodorotlenki: $Fe(OH)_2$, $Mg(OH)_2$ itd.

Zasady najczęściej wykazują właściwości przeciwstawne do kwasów, czyli oddziaływują z substancjami o właściwościach kwasowych (tabl. 4).

Tabela 4. Właściwości chemiczne zasad

Alkalia	Wodorotlenki nierozpuszczalne
Zmieniają zabarwienie wskaźników (tabl. 2)	Nie zmieniają zabarwienia wskaźników
Oddziaływują z kwasami, tworząc sól i wodę (reakcja zobojętnienia): $2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$	Oddziaływują z kwasami, tworząc sól i wodę: $Fe(OH)_2 + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H_2O$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Dokończenie tablicy

Alkalia	Wodorotlenki nierozpuszczalne
Oddziaływują z tlenkami kwasowymi: $2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$	Oddziaływują z tlenkami kwasowymi, które odpowiadają kwasom mocnym: $Cu(OH)_2 + SO_3 = CuSO_4 + H_2O$
Oddziaływują z tlenkami i wodorotlenkami amfoterycznymi: $2NaOH + ZnO \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + H_2O$ (podczas podgrzewania) $KOH + Al(OH)_3 = KAl(OH)_4$ (w roztworze)	Oddziaływują z tlenkami i wodorotlenkami amfoterycznymi podczas topienia: $Fe(OH)_2 + ZnO \overset{t}{=} FeZnO_2 + H_2O$ $Fe(OH)_2 + 2Al(OH)_3 \overset{t}{=} Fe(AlO_2)_2 + 4H_2O$
Oddziaływują z roztworami soli, jeżeli tworzy się nierozpuszczalny związek (wytrąca się osad): $2NaOH + CuSO_4 =$ $= Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$	Najczęściej nie oddziaływują z roztworami soli
Wodorotlenki litowców podczas podgrzewania nie rozkładają się; wodorotlenki berylowców rozkładają się, ale w wyższej temperaturze, niż wodorotlenki nierozpuszczalne: $Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O$	Podczas podgrzewania rozkładają się, tworząc tlen i wodę: $Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$

Sole

Sole można traktować jak produkt zamiany w kwasie atomów wodoru na atomy pierwiastków metalicznych albo zamiany w zasadach jonów wodorotlenkowych na resztę kwasową.

Sole – związki, które składają się z atomów pierwiastków metalicznych i reszty kwasowej.

Ogólny wzór soli:

Pierwiastek metaliczny$_x$ **Reszta kwasowa$_y$**

Sole najczęściej wchodzą w reakcje wymiany z innymi substancjami (tabl. 5, s. 10). Reakcje wymiany odbywają się pod warunkiem, gdy w wyniku oddziaływania tworzy się osad, gaz lub woda.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela 5. Właściwości chemiczne soli *

Właściwości chemiczne	Równania reakcji
Oddziaływują z kwasami, jeżeli tworzy się kwas słaby lub nietrwały, lub osad	$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S\uparrow$ $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$ $Na_2SiO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2SiO_3\downarrow$
Sole rozpuszczalne oddziaływują z alkaliami, jeżeli tworzy się osad	$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$
Sole rozpuszczalne wchodzą w reakcję wymiany ze sobą, jeżeli tworzy się osad	$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$ $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$ $CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$
Rozpadają się podczas podgrzewania, jeżeli tworzą się tlenki lotne	$CuSO_4 \xrightarrow{t} CuO + SO_3\uparrow$ $2Cu(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$
Metale aktywne są zdolne do wypychania mniej aktywnych metali z roztworów soli	$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu\downarrow$

Pytania kontrolne

1. Podajcie definicje tlenków, kwasów, zasad i soli. Według jakich właściwości są one klasyfikowane na grupy? Podajcie przykłady.
2. Które metale są zdolne wypychać wodór z kwasów?
3. Określcie warunki, w których zachodzą reakcje wymiany w roztworach wodnych. Podajcie przykłady reakcji.
4. Które związki należą do amfoterycznych? Podajcie przykłady.

Zadania utrwalające wiedzę

5. Ułóżcie wzory chemiczne następujących tlenków: tlenku potasu, tlenku fosforu(III), tlenku srebra(I), tlenku żelaza(II), tlenku chloru(IV), tlenku azotu(V), tlenek cynku, tlenku złota(III).
6. Uzupełnijcie równania reakcji:
   a) … + $H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$; c) …→ $CO_2 + H_2O$; e) $SO_2 + H_2O \rightarrow$ …;
   b) $Fe(OH)_3 \rightarrow$ … + H_2O; d) $K_2O + H_2O \rightarrow$ …; f) $H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2$ + … .
7. Ułóżcie równania reakcji pomiędzy kwasem i wodorotlenkiem, których rezultatem będzie utworzenie takich soli: K_2SO_4, $Mg(NO_3)_2$, $ZnSO_4$, $CaCl_2$, $Al(NO_3)_3$.
8. Ułóżcie równania reakcji, które odpowiadają następującym przemianom:
   a) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow MgCO_3$;
   b) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3$;
   c) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3$.
9. Porównajcie objętość tlenku siarki(IV), który można wydobyć z siarki o masie 630 g.

* W 9 klasie poznajemy tylko właściwości soli średnich.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

10. Obliczcie masę fosforu, którą należy dodać do wielu przeobrażeń dla uzyskania fosforanu wapnia o masie 15,5 g.

11. Do pobielenia pni drzew wykorzystuje się wodę wapienną: mieszaninę 2 kg wapna gaszonego $Ca(OH)_2$ i 10 l wody. Obliczcie masę tlenku wapnia potrzebnego do otrzymania wapna gaszonego w takiej ilości.

12. Do czyszczenia rur kanalizacyjnych wykorzystuje się rzadki środek, który zawiera 40 % wodorotlenku sodu w ilości 250 g roztworu na każde czyszczone miejsce. Jedno opakowanie zawierające taki suchy środek zawiera 70 g wodorotlenku sodu. Określcie, ile takich opakowań trzeba kupić, żeby wyczyścić rury: zlewozmywak w kuchni, umywalkę w łazience, odpływ wody w kabinie prysznicowej.

§ 2. Wiązanie chemiczne i budowa substancji

Przypomnijcie sobie:

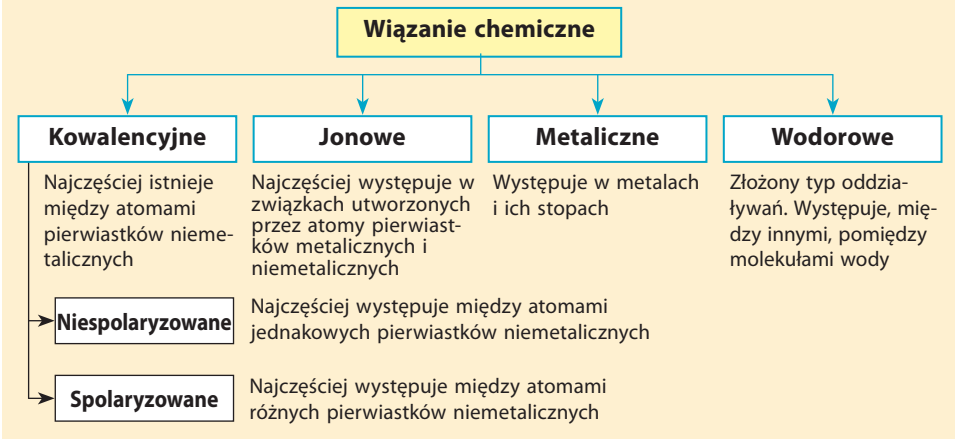
- elektroujemność – to zdolność atomów do przyciągania wspólnej pary elektronowej;
- atomy z większą elektroujemnością silniej przyciągają parę elektronową;
- największą elektroujemność posiadają atomy fluoru, najmniejszą – atomy fransu;
- wraz ze zwiększeniem liczby porządkowej pierwiastków w okresach elektroujemność się zwiększa, a w grupach – zmniejsza.

Wiązanie chemiczne, typy wiązań chemicznych

Wiązanie chemiczne – to oddziaływanie atomów, które określa istnienie dwóch i wieloatomowych cząsteczek (molekuł, jonów, kryształów).

Wyróżniamy takie rodzaje wiązania chemicznego: kowalencyjne, jonowe, metaliczne i wodorowe (schemat 2).

Schemat 2. Rodzaje wiązań chemicznych



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

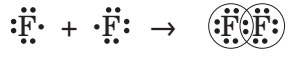
Chociaż różne typy wiązań elementarnie różnią się między sobą, niemniej posiadają jedną cechę wspólną: tworzą się one dzięki przyciąganiu elektrostatycznemu przeciwnie naładowanych cząsteczek. W molekułach naładowane dodatnio jądra atomów przyciągają się do naładowanych ujemnie elektronów wspólnej pary elektronowej, dzięki czemu między atomami istnieje wiązanie kowalencyjne. Oddziaływanie przeciwstawnie naładowanych jonów określa istnienie substancji z wiązaniem jonowym. Na oddziaływaniu elektrostatycznym również bazuje istnienie wiązania metalicznego i wodorowego, o czym dowiecie się później.

Wiązanie kowalencyjne

Podczas tworzenia wiązania chemicznego atomy chcą uzyskać stabilną konfigurację elektronową (jak atomy pierwiastka inertnego). Jednym ze sposobów osiągnięcia takiego stanu jest połączenie elektronów niesparowanych we wspólne pary elektronowe, które należą do obu atomów.

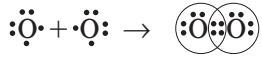
Wiązanie chemiczne, które powstaje w wyniku utworzenia wspólnych par elektronowych nazywamy kowalencyjnym.

Omówimy proces utworzenia wiązania w molekule fluoru F_2. Atom fluoru posiada na zewnętrznej powłoce siedem elektronów – trzy pary elektronowe i jeden elektron niesparowany. Do uzyskania stabilnej konfiguracji elektronowej atomu fluoru brakuje jednego elektronu, dlatego dwa atomy fluoru łączą się w molekułę w taki sposób, że tworzą między sobą wiązanie pojedyńcze:



albo F–F

W sytuacji oddziaływania dwóch atomów, z których każdy posiada kilka elektronów niesparowanych, jednocześnie tworzy się kilka wspólnych par elektronowych. W atomie tlenu na zewnętrznej powłoce jest sześć elektronów: dwie pary elektronowe i dwa elektrony niesparowane. Te niesparowane elektrony biorą udział w tworzeniu wspólnych par elektronowych:



albo O=O

Dzięki temu każdy atom tlenu uzyskuje stabilną konfigurację elektronową z ośmioma elektronami (oktet). Takie wiązanie chemiczne nazywamy ***podwójnym*** i oznaczamy dwoma kreskami. Ilość wspólnych par elektronowych między atomami określa ***krotność wiązania***.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

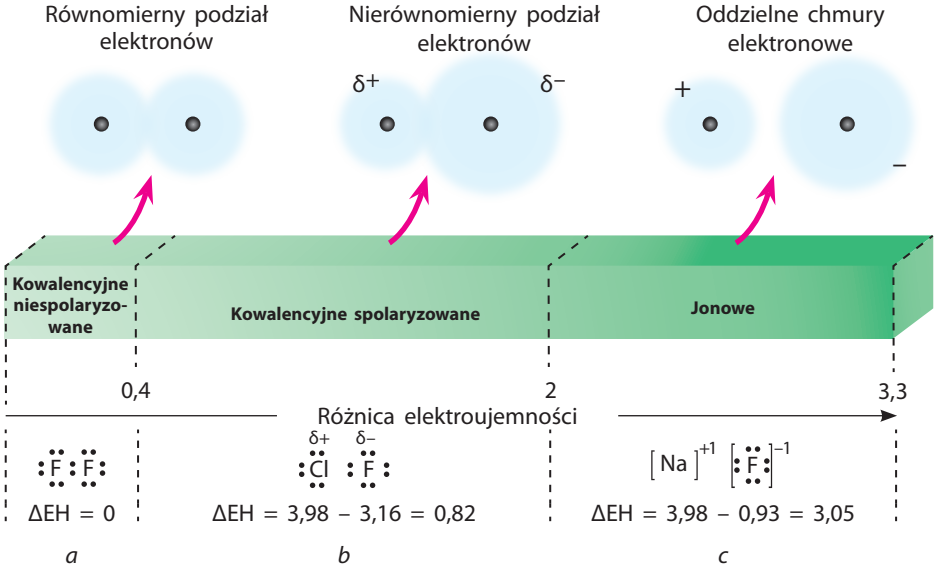
Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane i niespolaryzowane

Wiązanie kowalencyjne może utworzyć się zarówno między jednakowymi, jak również między różnymi atomami. Jednakowe atomy, oczywiście, jednakowo przyciągają elektrony, tak więc w molekułach substancji prostych, utworzonych przez atomy pierwiastków niemetalicznych, na przykład fluoru i wodoru, wspólna para elektronowa jednakowo przyciąga się do obu atomów i należy do nich w jednakowym stopniu. Takie wiązanie kowalencyjne nazywamy ***niespolaryzowanym***.

Atomy różnych pierwiastków przyciągają elektrony z różną siłą. Powoduje to przesunięcie wspólnej pary elektronowej w stronę atomu z większą elektroujemnością. W rezultacie tego pojawia się na nim zbędny ładunek ujemny (δ–), a na innym atomie, na odwrót, zjawia się pewien ładunek dodatni (δ+). Na przykład w molekule fluorowodoru:

$$\overset{\delta+}{H}-\overset{\delta-}{F}$$

Takie wiązanie kowalencyjne nazywamy ***spolaryzowanym***. Według wartości elektroujemności pierwiastków (patrz wyklejka 1) można określić typ wiązania kowalencyjnego: im większa jest różnica elektroujemności (ΔEH), tym bardziej spolaryzowane jest wiązanie (rys. 2.1).



Rys. 2.1. Zależność rodzaju wiązania od różnicy elektroujemności pierwiastków: *a* – kowalencyjne niespolaryzowane; *b* – kowalencyjne spolaryzowane; *c* – jonowe

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wiązanie jonowe

W substancjach z wiązaniem jonowym cząsteczki nie są połączone mocno między sobą wspólną parą elektronową, a przyciągają się siłami oddziaływania elektrostatycznego:

$$Na^{\bullet} + {\cdot}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \rightarrow [Na]^{+}\left[:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\right]^{-}$$

Wiązanie chemiczne, które powstaje w wyniku przyciągania przeciwnie naładowanych jonów, nazywamy jonowym.

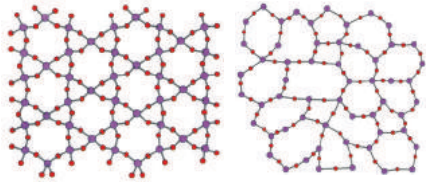
Wiązanie jonowe tworzy się między atomami pierwiastków ze znaczną różnicą elektroujemności. Najczęściej istnieje on w substancjach utworzonych przez typowe pierwiastki metaliczne i niemetaliczne. Umownie uważa się, że wiązanie jest jonowym, gdy różnica elektroujemności dwóch pierwiastków jest większa niż 2 (rys. 2.1, s. 13).

Budowa substancji stałych i ich właściwości

Większość substancji, które nas otaczają, w normalnych warunkach przebywają w stałym stanie skupienia. Według budowy wewnętrznej i właściwości fizycznych wyróżniamy dwa stany substancji stałych – amorficzny i krystaliczny (rys. 2.2).

Substancje amorficzne nie mają wyraźnej struktury przestrzennej, a składają się z umieszczonych nieuporządkowanych cząsteczek (atomów, molekuł, jonów). Budową substancje amorficzne przypominają ciecze.

Większość substancji stałych ma budowę krystaliczną. Stan krystaliczny charakteryzuje się uporządkowanym rozmieszczeniem cząsteczek. W substancjach krystalicznych cząsteczki, z których zbudowane są kryształy, rozmieszczone są w przestrzeni w określonym porządku i tworzą przestrzenną sieć krystaliczną.



a *b*

Rys. 2.2. *a* – kwarc SiO_2 ma strukturę krystaliczną; *b* – szkło kwarcowe o takim samym składzie chemicznym przebywa w stanie amorficznym

W zależności od typu cząsteczek, które tworzą kryształ oraz od typu wiązań między nimi wyróżniamy cztery rodzaje sieci krystalicznych: metaliczne, jonowe, molekularne i atomowe. Rodzaj sieci krystalicznej w znacznej mierze określa właściwości fizyczne substancji (tabl. 6).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela 6. Sieci krystaliczne oraz właściwości substancji*

Charakterystyka substancji	Rodzaj wiązania chemicznego		
	Jonowy	**Molekularny**	**Atomowy**
Rodzaj wiązania chemicznego	Jonowy	Kowalencyjny (spolaryzowany i niespolaryzowany) w molekułach oraz słabe oddziaływanie między molekułami	Atomowy kowalencyjny (spolaryzowany i niespolaryzowany)
Stan skupienia w warunkach normalnych	Substancje stałe	Gazy, ciecze albo łatwotopliwe substancje stałe	Substancje stałe
Właściwości fizyczne			
Temperatury topienia i wrzenia	Wysokie	Niskie	Bardzo wysokie
Lotność	Nielotne	Lotne, mogą mieć zapach	Nielotne
Twardość, plastyczność	Twarde, kruche, nieplastyczne	Kruche, nieplastyczne	Bardzo twarde, nieplastyczne, czasami kruche
Zdolność przewodzenia prądu elektrycznego	W stanie stałym nie przewodzą, a stopione i roztwory – przewodzą	W stanie stałym nie przewodzą, roztwory niektórych (na przykład halogenek wodoru) przewodzą	Większość nie przewodzi, niektóre są przewodnikami (grafit) albo półprzewodnikami (german)
Rozpuszczalność	Wiele z nich rozpuszcza się w wodzie	Rozpuszczają się w wodzie albo w innych rozpuszczalnikach	Nie rozpuszczają się w wodzie oraz w innych rozpuszczalnikach
Substancje	Sole, wodorotlenki i tlenki pierwiastków metalicznych	Z *kowalencyjnym wiązaniem niespolaryzowanym*: O_2, Cl_2, Br_2, S itp; z *kowalencyjnym spolaryzowanym*: HF, HCl, HBr, HI, H_2O, CO_2, NH_3 itp.	Z *kowalencyjnym wiązaniem niespolaryzowanym*: diament, grafit, itp; z *kowalencyjnym spolaryzowanym*: kwarc, tlenek glinu (III)

* Substancje z siecią metaliczną poznacie w 11 klasie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pytania kontrolne

13. Podajcie definicję znanych wam rodzajów wiązania chemicznego. Podajcie przykłady substancji z różnymi rodzajami wiązania chemicznego.
14. Które z wiązań kowalencyjnych nazywamy niespolaryzowanym? Spolaryzowanym? Podajcie przykłady związków.
15. Jak według wartości elektroujemności pierwiastków, które są w składzie substancji, można odróżnić substancję z wiązaniem jonowym od substancji z wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym?
16. Wskażcie dwie różnice między wiązaniem jonowym i kowalencyjnym.
17. Czym różnią się substancje krystaliczne od amorficznych? Podajcie przykłady substancji krystalicznych i amorficznych.
18. Wymieńcie właściwości fizyczne, które są typowe dla substancji z siecią krystaliczną: a) jonową; b) molekularną; c) atomową.
19. Nazwijcie rodzaj wiązania chemicznego w substancjach z siecią krystaliczną: a) atomową; b) jonową; c) molekularną.

Zadania utrwalające wiedzę

20. Ile par elektronowych i elektronów niesparowanych znajduje się na zewnętrznej powłoce energetycznej atomów: a) chloru; b) siarki; c) fosforu?
21. Nazwijcie po dwa związki chemiczne, w których atomy tlenu tworzą wiązanie: a) jonowe; b) kowalencyjne.
22. Ułóżcie wzory elektronowe dla molekuł chlorowodoru HCl, siarkowodoru H_2S oraz amoniaku NH_3. Ile wspólnych i niepodzielnych par elektronowych mieszczą atomy każdej substancji?
23. Namalujcie schemat tworzenia się substancji z wiązaniem jonowym na przykładzie fluorku potasu.
24. Z podanych przykładów wypiszcie oddzielnie związki, w których występują wiązania chemiczne: a) kowalencyjne niespolaryzowane; b) kowalencyjne spolaryzowane; c) jonowe.
H_2, HBr, Na_2O, CaO, CO_2, CO, O_2, NO_2, K_3N, NH_3, N_2, NF_3, F_2, OF_2, MgF_2.
25. Z podanych przykładów wypiszcie oddzielnie substancje, które w stałym stanie skupienia mają sieć krystaliczną: a) atomową; b) jonową; c) molekularną.
$CaBr_2$, O_2, CuO, Br_2, C (diament), $NaNO_3$, HCl, $Fe_2(SO_4)_3$, CO_2, H_2O.
26. Karborund (węglik krzemu SiC) ma temperaturę topienia 283 °C i w skali twardości jest bliski do diamentu. Jaki posiada on rodzaj sieci krystalicznej?
27. Wanilina – bezbarwna substancja krystaliczna o przyjemnym zapachu. Jaki rodzaj sieci krystalicznej ona posiada??
28. Pewna bezbarwna substancja dobrze rozpuszcza się w wodzie i ma wysoką temperaturę wrzenia. Zastanów się, jaki rodzaj sieci krystalicznej posiada. Czy ta substancja ma zapach?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

TEMAT 1. ROZTWORY

W tym rozdziale dowiecie się...
- czym różni się zawiesina od emulsji;
- że roztwór – to układ dyspersyjny;
- że złoto można rozpuścić w wodzie;
- że nasze ciało faktycznie jest roztworem koloidalnym;
- dlaczego nie można wrzucać suszarki do wanny;
- co oznacza się zagadkowym symbolem pH.

§ 3. Definicja układu dyspersyjnego. Roztwory koloidalne i właściwe.

Przypomnijcie sobie:
- mieszaninami nazywamy takie układy, które składają się z kilku substancji chemicznych – komponentów; w ich skład wchodzą cząsteczki (atomy, molekuły lub jony) różnych substancji;
- jeżeli oddzielnych komponentów mieszaniny nie można rozróżnić wzrokiem lub przy pomocy mikroskopu, to takie mieszaniny nazywamy jednorodnymi, w przeciwnym razie mieszanina jest niejednorodna.

Definicja układów dyspersyjnych

Już wiecie, że istnieją mieszaniny jednorodne i niejednorodne. Mieszaniny nie mają składu stałego (w odróżnieniu od związków chemicznych) i można je rozdzielić na oddzielne substancje, jeżeli nie zachodzą nieodwracalne procesy chemiczne.

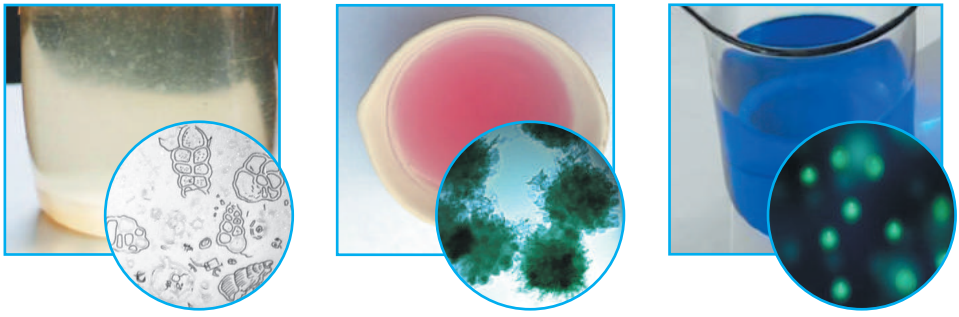
Mieszaniny, w których jedna substancja jest rozproszona w innej, jak na przykład dym, mgła, mleko, nazywamy ***układami dyspersyjnymi*** (od łacińskiego *dispergo* – rozpraszać, rozdrabniać).

Układy dyspersyjne wyróżnia to, w jakim środowisku rozproszone są cząsteczki (stałe, ciekłe, gazowe).

Najbardziej rozpowszechnione w naturze są układy dyspersyjne, w których cząsteczki substancji stałej rozproszone są w środowisku ciekłym (wodzie).

W zależności od wielkości cząsteczek (rozdrobnienia) substancji chemicznej, które się mieszają, rozróżniamy takie *rodzaje układów dyspersyjnych*:
- zawiesiny (o rozdrobnieniu makroskopowym);
- układy koloidalne lub zole (wysokorozdrobnione);
- roztwory właściwe (rzeczywiste).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



a *b* *c*

Rys. 3.1. *a* – zawiesiny kredy (w zawiesinach rozdrobniona substancja znajduje się w stanie wielkich kryształków substancji twardych albo kropli cieczy; *b* – zol złota (w układach koloidalnych cząsteczki substancji są stosunkowo wielkie i składają się z dziesiątków albo tysięcy molekuł, atomów lub jonów); *c* – roztwór siarczanu miedzi (w roztworach właściwych substancja znajduje się w formie oddzielnych molekuł lub jonów)

Główna różnica między nimi – rozmiar cząsteczek substancji rozproszonej (rys. 3.1).

Właściwości różnych układów dyspersyjnych przedstawiono w tablicy 7.

W ***zawiesinach*** oddzielne cząsteczki substancji można oglądać gołym okiem albo pod zwyczajnym mikroskopem, dlatego zawiesiny są zawsze mętne. W zależności od stanu skupienia rozproszonej w wodzie substancji wśród zawiesin wyróżniamy *suspensje* i *emulsje*. *Suspensje* – to roztwory twardych substancji w wodzie (rys. 3.2). Roztwór do bielenia – to suspensja drobno rozdrobnionej kredy lub wapna w wodzie. W *emulsjach* w wodzie rozproszone są drobne kropelki innych substancji, które nie mieszają się ze sobą. Mleko – to emulsja tłuszczu w wodzie, który z czasem wypływa na powierzchnię, tworząc śmietankę (rys. 3.3). W farbach emulsyjnych z wodą wymieszane są krople kleju PWA z farbą takiego lub innego koloru.

a *b*

Rys. 3.2. Suspensja – mieszanina piasku i mułu w wodzie: *a* – w stanie wymieszania; *b* – po osiadaniu cząsteczek twardych

Rys. 3.3. Mleko – klasyczny przykład emulsji, pod mikroskopem widać drobne kropelki tłuszczu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela 7. Porównanie właściwości układów dyspersyjnych

Charakterystyka	Zawiesiny	Układy koloidalne	Roztwory właściwe
Rozmiar cząsteczek (r – promień)	Substancja znajduje się w formie niewielkich cząsteczek (kryształków), 10^{-7} m < r < 10^{-5} m	Substancja znajduje się w stanie oddzielnych molekuł lub jonów, 10^{-9} m < r < 10^{-7} m	Substancja znajduje się w stanie oddzielnych molekuł lub jonów
Właściwości optyczne	Nieprzeźroczyste, mętne	Przeźroczyste, ale rozpraszają światło	Przeźroczyste, nie rozpraszają światła
Możliwość podziału na oddzielne komponenty	Cząsteczki substancji nie przechodzą przez filtr papierowy	Nie są filtrowane filtrem papierowym, ale filtrują się przez pergamin	Nie można rozdzielić przez filtrowanie
Wytrzymałość	Cząsteczki dosyć szybko osiadają na dnie albo wypływają na powierzchnię	Stosunkowo wytrzymałe w czasie, jednakże z czasem „starzeją się”, tworząc osad	Mogą przetrwać nieskończenie długo, jeżeli nie wyparuje rozpuszczalnik

Zawiesiny mogą tworzyć się nie tylko wyłącznie przy pomocy wody (rys. 3.4).

Różne substancje rozdrobnione mogą być rozproszone w środowisku stałym i gazowym, tworząc zawiesiny: dym stanowi maleńkie cząsteczki, a mgła – rzadkie cząsteczki, które są rozproszone w powietrzu. Takie układy nazywamy aerozolami. Jeżeli substancję gazową rozproszyć w cieczy, to utworzy się piana, która też należy do zawiesin, tak jak na przykład bita śmietana albo piana mydlana. Gazy z substancjami stałymi mogą tworzyć piany stałe, jak na przykład pumeks albo styropian.

a

b

c

Rys. 3.4. Przykłady zawiesin: *a* – woda gazowana jest hydrozolem dwutlenku węgla w napoju; *b* – dym jest aerozolem cząsteczek stałych w powietrzu; *c* – mgła jest areozolem kropel wody w powietrzu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 3.5. Żel – układ koloidalny, w którym cząsteczki koloidalne utraciły zdolność do swobodnego ruchu w roztworze

W ***roztworach koloidalnych*** rozmiar cząsteczek jest znacznie mniejszy, niż w zawiesinach. Takich cząsteczek nie można zauważyć gołym okiem i nawet pod zwyczajnym mikroskopem, ponieważ roztwór koloidalny wydaje się być przeźroczysty. Kawa i herbata – to roztwory koloidalne.

Molekuły niektórych substancji, na przykład krochmalu albo białka, mają bardzo dużą wielkość – jak parę tysięcy zwyczajnych molekuł. Roztwór takich substancji jest też koloidalny. Niektóre z nich tworzą żele i przy małym stężeniu mogą przetworzyć roztwór w gęsty *żel* (rys. 3.5). Spośród substancji spożywczych, które tworzą żele, najbardziej znane są agar-agar i żelatyna. Agar-agar jest pozyskiwany z wodorostów morskich, a żelatyna znajduje się w resztkach zwierzęcych: kościach, chrząstkach, kopytach.

Żele i inne układy koloidalne bada oddzielny rozdział – chemia koloidalna, której jednym z prekursorów był nasz rodak Anton Dumanski.

Roztwory właściwe (rzeczywiste)

Większość roztworów, z którymi mamy do czynienia, jest rzeczywista, ponieważ dla wygody są nazywane po prostu roztworami. Główną ich cechą jest to, że w takich roztworach substancje są rozdrobnione na oddzielne molekuły lub jony, dlatego są zawsze przeźroczyste.

Roztwór może być zabarwiony, jak na przykład roztwór witriolu miedzi (rys. 3.6), lub bezbarwny, jak roztwór soli kuchennej i cukru. Ale roztwór właściwy zawsze jest przeźroczysty i w naczyniu zamkniętym może być przechowywany bez ograniczeń czasowych.

Roztwory – to jednorodne mieszaniny o zmiennym składzie, które składają się z dwóch lub więcej komponentów, jeden z których jest najczęściej cieczą.

Substancję, której w roztworze jest nadmiar i znajduje się w tym samym stanie skupienia, jak i roztwór, nazywamy ***rozpuszczalnikiem***, a inne komponenty – ***składnikami rozpuszczonymi***.

W roztworach z wodą rozpuszczalnikiem jest woda. Jako rozpuszczalniki stosujemy również inne ciecze: alkohol etylowy, benzynę, gaz itp. Na przykład, nalewka jodowa, która jest wykorzystywana do dezynfekcji ran, jest roztworem jodu w alkoholu etylowym. Ale w szkolnym kursie chemii będziecie mieli do czynienia przeważnie z roztworami wodnymi.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Trzeba również podkreślić, że chociaż roztwory są nazywane mieszaninami, jednakże trzeba je odróżniać od zwyczajnych mieszanin mechanicznych. Podobnie jak mieszaniny, roztwory nie mają składu stałego (w odróżnieniu od związków chemicznych) i można je rozdzielić na oddzielne substancje (jeżeli między nimi nie zachodzą nieodwracalne procesy chemiczne). Jednak, główna cecha, która charakteryzuje roztwór – to jednorodność. Oprócz tego, w odróżnieniu od mieszanin mechanicznych, w roztworach zachodzą pewne reakcje między cząsteczkami rozpuszczalnika a rozpuszczanej substancji.

Rys. 3.6. W roztworach rzeczywistych nie widać oddzielnych składników: po rozpuszczeniu siarczanu miedzi w wodzie, roztwór zabarwia się na niebiesko i pozostaje przeźroczysty

Jak odróżnić roztwór rzeczywisty od koloidalnego?

Nie zwracając uwagi na przejrzystość zewnętrzną roztworów rzeczywistych i koloidalnych, mimo wszystko można je rozróżnić przy pomocy prostego doświadczenia: wszystkie roztwory (układy) koloidalne rozpraszają światło. Jeżeli w pokoju zaciemnionym przez szklankę z roztworem koloidalnym przepuścić promień światła, na przykład ze zwyczajnego wskaźnika laserowego, to ten promień w szklance jest dobrze widoczny (rys. 3.7). Jest to związane z tym, że w czasie przechodzenia promienia przez roztwór koloidalny na drodze światła znajdują się cząsteczki koloidalne i promień się rozprasza. Efekt ten nazywa się efektem Tyndalla na cześć angielskiego uczonego Johna Tyndalla, który je odkrył. Taki sam efekt obserwujemy, kiedy promień światła przebija się przez firanki do zaciemnionego zakurzonego pomieszczenia. Roztwory rzeczywiste są pozbawione takiego efektu. Promień światła przechodzi przez nie bez żadnych przeszkód, ponieważ cząsteczki substancji są na tyle małe, że nie rozpraszają światła. Tak więc, promienia światła, przepuszczonego przez szklankę z roztworem rzeczywistym, nie można zobaczyć.

Rys. 3.7. Efekt (zjawisko) Tyndalla: podczas przepuszczania światła przez roztwór rzeczywisty promień nie rozprasza się, w odróżnieniu od przechodzenia przez roztwór koloidalny

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Znaczenie roztworów w przyrodzie i w życiu człowieka

Pierwsze reakcje chemiczne, dzięki którym pojawiło się życie na naszej planecie, zachodziły w „bulionie pierwotnym" - roztworze różnorodnych molekuł w Oceanie światowym. Z punktu widzenia nauki współczesnej, życie narodziło się właśnie w roztworze.

Krew, limfa, ślina, cytoplazma oraz inne ciecze organizmów żywych – to roztwory różnych substancji w wodzie. Często w składzie takich roztworów są molekuły białka, a więc wszystkie te roztwory są koloidalne. Można śmiało stwierdzić, że nasz organizm – to jednolity układ koloidalny.

Jedzenie w postaci płynnej jest przeważnie roztworem koloidalnym, ponieważ w jego składzie mieszczą się molekuły białka oraz molekuły innych składników odżywczych. W większości wypadków jedzenie stałe – to emulsje i suspensje.

Substancje rozpuszczone w wodzie biorą udział w powstawaniu skał osadowych i surowców naturalnych, między innymi kredy, marmuru, rud różnych metali. Dzięki rozpuszczeniu minerałów w wodzie powstają stalaktyty i stalagmity w jaskiniach.

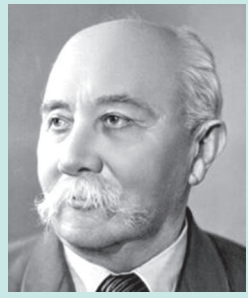
Roztwory niektórych soli mają zastosowanie w nawożeniu roślin uprawnych, nawozy mineralne są podawane do gruntu przeważnie w postaci roztworów.

Dużo leków jest wykorzystywanych w postaci roztworów w wodzie lub spirytusie (nalewki). Maści, kremy oraz niektóre inne środki lecznicze – to zawiesiny lub emulsje substancji leczniczych.

W przemyśle chemicznym wiele procesów odbywa się w roztworach (w wodzie lub innych rozpuszczalnikach). Bez zastosowania roztworów niemożliwa jest produkcja papieru, tkanin, kwasów spożywczych, środków czystości itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny ukraiński i radziecki uczony, akademik NAN Ukrainy, członek korespondent AN ZSRR, jeden z twórców chemii koloidalnej w ZSRR. W 1903 roku ukończył Kijowski Instytut Politechniczny. Jego praca dyplomowa „Srebro koloidalne" zwróciła uwagę D. Mendelejewa, który był obecny na jej obronie. Kierował Instytutem Chemii Ogólnej i Nieorganicznej w Kijowie. Udoskonalił metody badań chemii koloidalnej, opracował metodę określenia rozmiarów cząsteczek przy pomocy ultrawirówki. Zapoczątkował kierunek naukowy wykorzystania chemii koloidalnej w technologiach żywności: piekarnictwie, cukrownictwie, winiarstwie, piwowarstwie, produkcji drożdży, wyrobów cukierniczych. Jego imieniem nazwano Instytut Chemii Koloidalnej i Chemii Wody NAN Ukrainy.

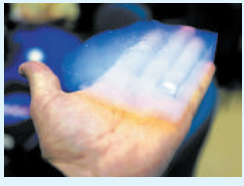


Anton Dumanski
(1880–1967)

Zadanie lingwistyczne

1. W języku łacińskim słowo *gelare* oznacza „marznąć, stygnąć", a *gelato* – „lody". Pomyśl, jakie znaczenie mają terminy „*galaretka*", „*żel*" i „*żelatyna*".
2. W języku greckim *aero* oznacza „powietrze", *hydro* – woda, a po łacinie *solvere* –„rozpuszczać", *suspensio* – „zawieszanie". Co, waszym zdaniem, oznaczają nazwy układów koloidalnych „zoli", „hydrozoli", „areozoli" i „zawiesin"?

- Woda pojawiła się na Ziemi miliardy lat temu w formie pary wodnej razem z gazami, które wydzielały się z gorącego wnętrza. Około 3,5 milirda lat temu życie zaczęło rozwijać się właśnie w wodzie – niezbędnej do życia substancji.
- Słowo „emulsja" pochodzi od łacińskiego słowa *emulgere*, co oznacza „doić", ponieważ pierwszą znaną emulsją było mleko.
- Na początku XXI wieku uczeni otrzymali całkowicie nowy materiał – aerożel. Jest on podobny do normalnego żelu, ale zamiast wody między cząsteczkami koloidalnymi znajduje się powietrze. Aerożele posiadają nadzwyczajne właściwości: są na półprzeźroczyste, bardzo lekkie (przykład, jak na ilustracji, ma masę około 2 g), ich gęstość prawie dorównuje gęstości powietrza. Przy tym są bardzo mocne (wytrzymują nacisk 2000 razy większy, niż ich masa) i mają nadzwyczaj niskie przewodnictwo ciepła (przewodzą ciepło gorzej niż powietrze). NASA już wykorzystuje różne aerożele do budowania aparatów kosmicznych.



Myśl główna

Roztwory rzeczywiste (właściwe) występują rzadko w środowisku naturalnym, częściej mamy do czynienia z innymi układami dyspersyjnymi: zawiesinami (suspensjami i emulsjami), zolami, aerozolami, hydrozolami, pianami itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pytania kontrolne

29. Jakie mieszaniny nazywamy roztworami? Co oznacza związek wyrazowy „stanu zmiennego" w określeniu roztworu? Podajcie przykłady.
30. Czym różnią się według struktury wewnętrznej zawiesiny, koloidy i roztwory właściwe? Jak można je odróżnić od siebie?
31. Jak można udowodnić lub sprostować, że kawa i herbata – to roztwory właściwe?
32. Czy można mieszaninę z dwóch gazów nazwać roztworem? Dlaczego?
33. Jakie są cechy wspólne i różnice roztworów właściwych i mieszanin mechaniczynch?

Zadania utrwalające wiedzę

34. Podajcie przykłady wykorzystania w życiu codziennym zawiesin, roztworów koloidalnych i właściwych.
35. Żeby przygotować drzewka owocowe do zimowania, ich pnie pokrywa się następującą mieszaniną: do 10 litrów wody dodaje się 2 kg wapna, 250 g siarczanu miedzi, 1 kg gliny i 200 g kleju stolarskiego. Do jakiego typu układów dyspersyjnych należy ta mieszanina?
36. Spirytus medyczny jest mieszaniną, w 100 g której mieści się 96 g spirytusu i 4 g wody. Czy można dać jednoznaczną odpowiedź, co w tym roztworze jest rozpuszczalnikiem, a co – rozpuszczoną substancją? Dlaczego?
37. Oblicz masę wody w roztworze kwasu azotowego z ułamkiem masowym 20 %, w którym jest 40 g kwasu.
38. Oblicz masę wody, w której trzeba rozpuścić 2 g azotanu sodu, żeby otrzymać roztwór z ułamkiem masowym soli 0,1 %.
39. Do malowania różnych powierzchni najczęściej są wykorzystywane tak zwane farby nitro (mieszaniny różnych zabarwionych soli lub tlenków ze specjalną cieczą, której właściwości są podobne do benzyny) i farby wodoemulsyjne (mieszaniny pigmentów z wodą i klejem PWA). Do jakiego typu układów dyspersyjnych należą te farby? Jak myślicie, którą farbę bezpieczniej i lepiej wykorzystać w domu?
40. Mleko, słodka śmietana i masło śmietankowe – to emulsje, które składają się z wody i tłuszczu krowiego. Ale różnią się one istotnie wyglądem. Na czym polegają główne różnice między tymi produktami spożywczymi?
41*. W literaturze dodatkowej lub Internecie znajdźcie informacje o wykorzystaniu roztworów koloidalnych, emulsji i zawiesin w różnych gałęziach przemysłu, medycyny, budownictwie itp.

EKSPERYMENT DOMOWY nr 1

Wykonanie roztworów koloidalnych (galaretki, kiślu itp.)

Będziecie potrzebowali: niewielki garnek, szklankę, wodę, żelatynę, mąkę ziemniaczaną (krochmal), wskaźnik laserowy.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zasady bezpieczeństwa:
- w doświadczeniach wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- pamiętajcie, że gorące i zimne przedmioty są jednakowe z wyglądu, wykorzystujcie rękawice ochronne;
- nie kierujcie promienia wskaźnika laserowego w stronę oczu.

1. Wykonanie roztworu koloidalnego z żelatyny.

Do niewielkiego garnka nalejcie szklankę (0,2 l) gorącej wody z czajnika i wsypcie połowę łyżeczki żelatyny i dobrze wymieszajcie, póki cała żelatyna się nie rozpuści. Roztwór koloidalny jest gotowy. Poczekajcie do jego ostygnięcia i wypróbujcie wskaźnikiem laserowym. W tym celu przelejcie roztwór do przeźroczystej szklanki i w ciemnym pokoju skierujcie promień z boku. Wypróbujcie wskaźnikiem zwyczajną czystą wodę. Porównajcie rezultaty.

2. Przygotowanie żelu (galaretki) z żelatyny.

Sposób przygotowania galaretki jest taki sam, jak w doświadczeniu 1, tylko na jedną szklankę gorącej wody będziecie potrzebowali jedną stołową łyżkę żelatyny. Poczekajcie do wystygnięcia otrzymanego roztworu koloidalnego do temperatury pokojowej, a potem przelejcie do przeźroczystej szklanki i odstawcie do lodówki. Galaretkę również można wypróbować wskaźnikiem laserowym.

3. Przygotowanie kleju z mąki ziemniaczanej.

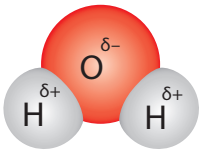
Nasypcie do szklanki połowę łyżeczki do herbaty mąki ziemniaczanej i dolejcie 10–20 ml wody. Dobrze wymieszajcie. Do niewielkiego garnka nalejcie szklankę wody (0,2 l) oraz podgrzejcie do wrzenia. Cienkim strumieniem wlejcie do wrzątku mieszaninę wody z mąką ziemniaczaną. Dobrze mieszajcie w ciągu 3–5 minut. Przelejcie do przeźroczystej szklanki i pozostawcie do wystygnięcia. Roztwór koloidalny wypróbujcie wskaźnikiem laserowym, jak opisano w doświadczeniu 1.

4. W podsumowaniu eksperymentu wskażcie roztwory koloidalne, które przygotowaliście, ich cechy charakterystyczne oraz możliwości odróżnienia ich od innych układów dyspersyjnych.

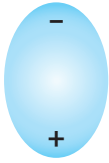
§ 4. Budowa molekuły wody. Rozpuszczanie substancji w wodzie. Krystaliczne wodziany

Przypomnijcie sobie:
- związki chemiczne mają stały skład, który zapisujemy przy pomocy wzoru chemicznego; liczbę atomów pierwiastka w molekule lub formuły jednostkowej zapisujemy w indeksie, liczbę oddzielnych atomów, molekuł lub formuł jednostkowych pokazujemy jako wielokrotność;
- w odróżnieniu od związków chemicznych roztwory i inne mieszaniny nie mają stałego składu;
- termin „jednostka formuły" stosuje się zamiast terminu „molekuła" dla substancji o budowie jonowej lub atomowej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 4.1. Model molekuły wody



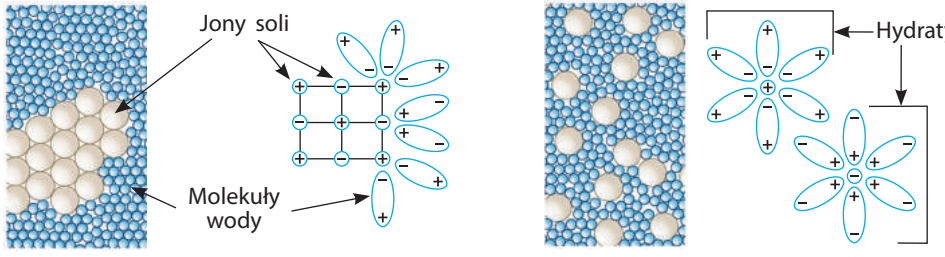
Rys. 4.2. Molekuła wody jest dipolem

Woda – rozpuszczalnik polarny

Woda – najbardziej rozpowszechniony rozpuszczalnik w przyrodzie. W molekule wody między atomami tlenu i wodoru zachodzi polarny związek kowalencyjny, dzięki któremu na atomie tlenu pojawia się pewien ujemny ładunek elektryczny, a na atomach wodoru – dodatni (rys. 4.1). Tak więc, molekuła wody ze strony atomu tlenu jest naładowana ujemnie, a ze strony wodoru – dodatnio. Cząsteczkę, w której na różnych jej końcach istnieją bieguny ładunków, nazywamy ***dipolem***. Molekuła wody jest dipolem, który można umownie przedstawić przy pomocy elipsy, jak na rysunku 4.2. Dzięki takiemu rozdzieleniu ładunków elektrycznych molekuła wody jest polarna, a wodę nazywamy *rozpuszczalnikiem polarnym*, przy czym wśród wszystkich znanych nam rozpuszczalników woda jest najbardziej polarna.

Rozpuszczanie substancji w wodzie

Zbadamy proces rozpuszczania soli w wodzie – substancji o budowie jonowej. W momencie dostania się kryształu soli do wody molekuły wody otaczają naładowane jony: do dodatnio naładowanych jonów – biegunem dodatnim (rys. 4.3). Molekuły wody zaczynają przyciągać jony do siebie. Kiedy siła przyciągania jonów do molekuł wody staje się większa od siły, która utrzymuje jony między sobą, jon w otoczeniu molekuł wody zamienia się w roztwór. Molekuły wody, które otaczają jony w roztworze nazywamy *otoczką hydratacyjną*, a same jony, otoczone molekułami wody – ***hydratami (wodzianami)***. W podobny sposób rozpuszczają się w wodzie substancje molekularne.



Rys. 4.3. Rozpuszczanie kryształu jonowego w wodzie

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W procesie rozpuszczania substancji można wydzielić trzy etapy:

1) oddziaływanie cząsteczek substancji z molekułami rozpuszczalnika – hydratacja;

2) niszczenie struktury substancji (sieci krystalicznej;

3) rozłożenie cząsteczek hydratowanych w roztworze – dyfuzja (rys. 4.4).

Rys. 4.4. Dyfuzja nadmanganianu potasu w wodzie

Efekty cieplne podczas rozpuszczania

Podczas tworzenia hydratów ciepło wydziela się dzięki utworzeniu nowych międzymolekularnych wiązań między cząsteczkami, a w czasie stadium niszczenia kryształu – jest pochłaniane: energia zużywa się na niszczenie wiązań między cząsteczkami w krysztale.

W zależności od ogółu efektów cieplnych na dwóch etapach proces rozpuszczania odbywa się z pochłanianiem lub wydzielaniem ciepła (Q):

• jeżeli podczas hydratacji wydziela się więcej energii, niż jest pochłanianej na niszczenie siatki krystalicznej, to podczas rozpuszczania substancji ciepło wydziela się i roztwór *nagrzewa się*;

• jeżeli na niszczenie kryształu traci się więcej energii, niż wydziela się podczas hydratacji, to roztwór *schładza się*.

Q(roztw.) = Q(hydr.) – Q(niszcz. siatki kryst):

• Q(hydr.) < Q(niszcz. siatki kryst.), roztwór schładza się;

• Q(hydr.) > Q(niszcz. siatki kryst.), roztwór nagrzewa się.

W większości przypadków podczas rozpuszczania substancji w wodzie wydzielanie lub pochłanianie ciepła odbywa się niezauważalnie, ponieważ najczęściej rozpuszczamy niewielkie ilości substancji. Temperatura takiego roztworu jeżeli się zmienia, to tylko o parę stopni, co jest trudne do zaobserwowania bez termometru. Ale czasami efekty cieplne są dobrze widoczne. Otóż, podczas rozpuszczania koncentratu kwasu siarkowego w wodzie wydziela się tak dużo energii cieplnej, że woda może się zagotować. Podczas rozpuszczania niektórych soli, na przykład azotanu amonu, roztwór znacząco się schładza, powierzchnia szklanki pokrywa się kropelkami wody i może przymarznąć do stołu (rys. 4.5).

Rys. 4.5. Pochłanianie ciepła podczas rozpuszczania

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Proces rozpuszczania w pewnej mierze można nazwać zarówno fizycznym, jak i chemicznym. Z jednej strony, podczas rozpuszczania substancji odbywa się jej rozdrobnienie, co jest znakiem procesu fizycznego. Z drugiej strony, podczas rozpuszczania obowiązkowo odbywa się pochłanianie lub wydzielanie ciepła, a w pewnych przypadkach nawet tworzą się nowe substancje, co jest oznaką procesu chemicznego. W tym, proces rozpuszczania nie dotyczy ani jednego, ani drugiego, a nazywa się ***procesem fizyczno-chemicznym***.

Jak szybciej można rozpuścić substancję?

Rozpuszczanie substancji przyśpiesza się, gdy:
- rozdrobnić substancję;
- mieszać roztwór;
- podgrzać rozpuszczalnik.

Wiedząc, w jaki sposób odbywa się rozpuszczanie substancji, możemy przypuszczać, jak przyśpieszyć ten proces. Na szybkość rozpuszczania, po pierwsze, wpływa *stopień rozdrobnienia substancji*: czym drobniejsze kryształy, tym większa powierzchnia stykania się substancji z rozpuszczalnikiem, i substancja szybciej rozpuszcza się.

Po drugie, na szybkość rozpuszczania wpływa *mieszanie*: proces dyfuzji jest dość trwały, a mieszając, już hydratowane cząsteczki nie zbierają się wokół kryształu, a oddalają się od niego, zwalniając miejsce dla jeszcze nie związanych molekuł roztworu.

Po trzecie, na szybkość rozpuszczania wpływa *temperatura roztworu*. Wiecie już, że w gorącej wodzie cukier rozpuszcza się o wiele szybciej, niż w zimnej. Związane to jest z tym, że w gorącym rozpuszczalniku szybkość dyfuzji jest znacznie większa. Również ważne jest to, że w wyniku podwyższenia temperatury molekuły lub jony w sieciach krystalicznych ruszają się szybciej, i to ułatwia niszczenie sieci krystalicznej substancji.

Krystaliczne wodziany

W składzie niektórych soli czasami mieszczą się molekuły wody. Na przykład, siarczan miedzi (rys. 4.6) – to substancja krystaliczna, która składa się z siarczanu miedzi(II) i wody. Ale w odróżnieniu od roztworu siarczanu miedzi(II), w którym stosunek soli i wody może być dowolny, w siarczanie miedzi na każdą jednostkę wzoru siarczanu miedzi(II) przypada pięć molekuł wody. To istotnie odróżnia siarczan miedzi od siarczanu miedzi(II). Tak więc, koperwas miedziany jest indywidualnym związkiem chemicznym z pewnym wzorem chemicznym, a nie mechaniczną mieszaniną dwóch substancji.

Substancji, w których składzie, oprócz soli, znajduje się woda, jest dosyć dużo, wszystkie one mają budowę krystaliczną, dlatego nazywa-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

siarczan sodu dekahydrat (dziesięciowodny) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – sól glauberska

siarczan żelaza(II) heptahydrat $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ – żelazny koperwas

siarczan miedzi(II) pentahydrat (pięciowodny) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – miedziany koperwas

siarczan wapnia dyhydrat (dwuwodzian) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – gips

węglan sodu dekahydrat $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ – soda kalcynowana

siarczan chromu(III) potasu dodekahydrat $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – ałun chromowo-potasowy

Rys. 4.6. Krystaliczne wodziany

ne są *krystalicznymi wodzianami*. Wodę, która znajduje się w składzie krystalicznych wodzianów, nazywa się *krystalizacyjną*.

Krystaliczne wodziany – to nietrwałe substancje krystaliczne, które składają się z soli i wody krastalizacyjnej w pewnej proporcji.

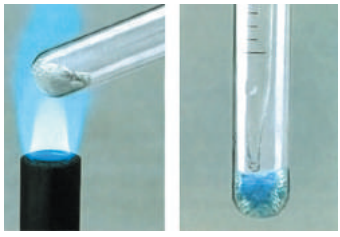
Ponieważ krystaliczne wodziany mają pewien skład stały, można go opisać przy pomocy wzoru chemicznego. Na przykład, skład koperwasu miedzianego zapisujemy tak: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Według współczesnego nazewnictwa miedziany koperwas ma nazwę siarczan miedzi(II) pentahydrat (pięciowodzian), a jego wzór najczęściej wymawia się tak: ce u es o cztery na (razy) pięć molekuł wody.

Większość krystalicznych wodzianów ma jaskrawą barwę i swoje zwyczajowe nazwy (rys. 4.6).

Najczęściej krystaliczne wodziany są związkami nietrwałymi, które podczas podgrzewania lekko tracą wodę krystalizacyjną, przemieniając się w zwyczajne sole bezwodne. Tak, podczas podgrzewania miedzianego koperwasu niebieskie kryształy zamieniają się w biały proszek bezwodnego siarczanu miedzi(II) (rys. 4.7, s. 30):

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \overset{t}{=} CuSO_4 + 5H_2O$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



a *b*

Rys. 4.7. Zmiana koloru siarczanu miedzi: *a* – w przypadku utraty wody podczas podgrzewania; *b* – w przypadku dodawania wody do bezwodnej soli

Podczas przechowywania soli bezwodnych w niehermetycznych pojemnikach pochłaniają one wodę z powietrza i przekształcają się w krystaliczne wodziany (rys. 4.7, *b*). Większość gruntów, skał i minerałów są krystalicznymi wodzianami różnych związków.

Zadanie lingwistyczne

Już z 7 klasy znacie pojęcie „hydrat" (wodzian), które oznacza „produkt połączenia wody". Co wspólnego mają i czym się różnią pojęcia „hydrat" i „krystaliczny wodzian"?

Myśl główna

Woda – polarny rozpuszczalnik i dobrze rozpuszcza inne polarne ciecze. W roztworach właściwych substancji występuje w postaci hydratów (wodzianów) – oddzielnych jonów lub molekuł, otoczonych molekułami wody.

Pytania kontrolne

42. Dlaczego molekuła wody jest polarna? Jakie cząsteczki nazywamy dipolami?
43. Opiszcie proces rozpuszczania substancji w wodzie.
44. Dlaczego podczas rozpuszczania substancji jest pochłaniane albo wydzielane ciepło? Od czego to zależy?
45 Do jakich procesów – fizycznych lub chemicznych – należy proces rozpuszczania? Odpowiedź objaśnij.
46. Jakie czynniki i jak wpływają na szybkość rozpuszczania substancji? Jakie warunki trzeba stworzyć, aby przśpieszyć rozpuszczanie?
47. Czy można wydzielić wodę krystalizacyjną z krystalicznych wodzianów? W jaki sposób?

Zadania utrwalające wiedzę

48. Jak odróżnić krystaliczny wodzian od bezwodnej soli?
49. Ułóżcie równanie reakcji, która zachodzi podczas podgrzewania soli glauberskiej i sody krystalicznej.
50. Siarczan magnezu tworzy krystaliczny wodzian, który również nazywamy solą angielską. Uczeń rozpuścił sól angielską o masie 1,23 g w wodzie i dodał roztwór chlorku baru przed zakończeniem procesu utworzenia osadu. Masa osadu stanowiła 1,165 g. Określcie skład soli angielskiej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

51. Określcie wzór krystalicznego wodzianu węglanu sodu, jeżeli wiadomo, że podczas podgrzewania tej substancji o masie 14,3 g jej masa zmniejszyła się o 9 g.

52. W podaniach ludowych spotykamy sytuację, w której bohater wyczarowuje wodę z kamienia. Czy jest to możliwe z punktu widzenia chemii?

53. Jak uważasz, czy odróżnia się mechanizm rozpuszczania substancji molekularnych i jonowych? Z jakim rodzajem łączenia substancje lepiej rozpuszczają się w wodzie? Odpowiedź uzasadnij.

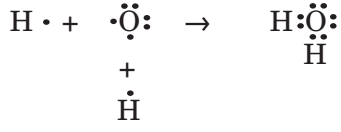
§ 5. Definicja wiązania wodorowego

Przypomnijcie sobie: w jaki sposób tworzy się wiązanie kowalencyjne.

Definicja wiązania wodorowego

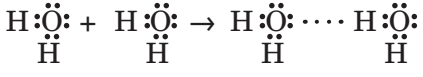
Dzięki polarności i budowie elektronowej molekuł wody między nimi tworzy się szczególny typ wiązania chemicznego – wodorowy. W odróżnieniu od już znanych wam typów wiązania chemicznego, wiązanie wodorowe jest międzymolekularne, czyli tworzy się między molekułami.

Przypomnijmy sobie budowę elektronową molekuły wody, którą zbadaliśmy jeszcze w 8 klasie: podczas tworzenia się molekuły wody między atomami tlenu i wodoru tworzą się dwie wspólne pary elektronowe, które warunkują wiązanie kowalencyjne w molekule wody. Przy czym w atomie tlenu jeszcze pozostają dwie niepodzielone pary elektronowe:

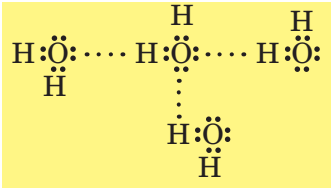


Te pary elektronowe tworzą podwyższoną gęstość elektronów wokół atomu tlenu i pozwalają na jego oddziaływanie z innymi cząsteczkami (jonami lub molekułami), które mają „deficyt” gęstości elektronowej. W molekule wody wiązanie pomiędzy atomami wodoru i tlenu jest bardzo spolaryzowane, czyli wspólne pary elektronowe znacznie są przesunięte w bok atomu tlenu. Dzięki temu atomy wodoru odczuwają „deficyt” elektronów i pojawia się pewien ładunek dodatni.

Tak więc, między atomem tlenu jednej molekuły wody i atomem wodoru innej molekuły dochodzi do dodatkowego oddziaływania:



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 5.1. Atomy wodoru i tlenu w molekule wody tworzą wiązania wodorowe z sąsiednimi molekułami

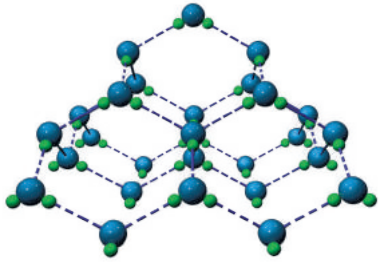
Takie oddziaływanie nazywamy wiązaniem wodorowym i oznaczamy rzędem kropek (rys. 5.1). To wiązanie nie jest takie mocne, jak wiązanie kowalencyjne, ale wystarczające, żeby utrzymać molekuły wody razem w pewnej odległości.

Wiązanie wodorowe – to oddziaływanie atomu wodoru, połączone elektroujemnym atomem (tlenu, azotu lub fluoru), jednej molekuły ze znacznie bardziej elektroujemną molekułą innej molekuły.

Wpływ wiązania wodorowego na fizyczne właściwości substancji

W wodzie atom tlenu dzięki dwóm niepodzielnym parom elektronowym tworzy wiązania z atomami wodoru dwóch sąsiednich molekuł wody. Ze swojej strony atomy wodoru tej molekuły tworzą wiązania z atomami tlenu innych molekuł wody (rys. 5.2). W taki sposób każda molekuła wody może tworzyć po cztery wiązania wodorowe z innymi molekułami wody. To warunkuje specyficzne właściwości wody: w stanie stałym gęstość lodu jest mniejsza w porównaniu z ciekłą wodą, dlatego podczas zamarzania woda się rozszerza (rys. 5.3).

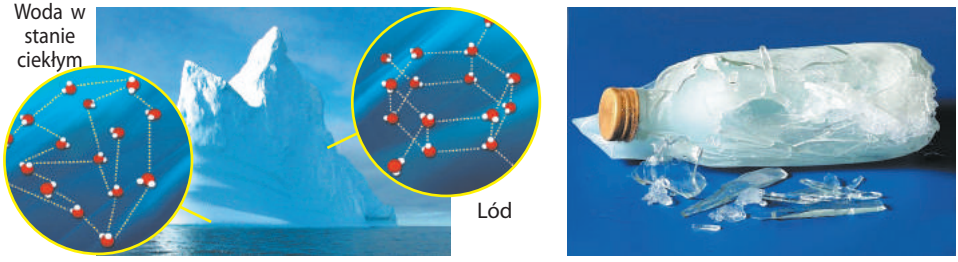
Dzięki dodatkowemu wiązaniu molekuł wiązaniami wodorowymi woda wykazuje pewne anomalie swoich właściwości fizycznych. Tak więc, substancje molekularne o niewielkich masach molekularnych charakteryzują się niskimi temperaturami wrzenia i topnienia. Ale dzięki wiązaniom wodorowym woda posiada nietypową wysoką temperaturę wrzenia (M_r = 18, $t_{wrz.}$ = +100 °C) w porównaniu, na przykład z tlenem (M_r = = 32, $t_{wrz.}$ = –183 °C), siarkowodorem (M_r = 34, $t_{wrz.}$ = –60,8 °C), jodowodorem (M_r = 128, $t_{wrz.}$ = –35,4 °C). Pośród tych substancji woda ma najlżejsze molekuły, a temperatura wrzenia jest największa, ponieważ na niszczenie dodatkowego oddziaływania potrzebna jest dodatkowa energia (dodatkowe ogrzewanie).



Rys. 5.2. Sieć krystaliczna twardej wody: każda molekuła tworzy po cztery wiązania wodorowe z sąsiednimi molekułami

Istnienie wiązań wodorowych warunkuje wielkie powierzchniowe napięcie wody, dzięki któremu wiele owadów może przemieszczać się po jej powierzchni.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 5.3. W wodzie w stanie ciekłym molekuły wody ułożone są w sposób nieuporządkowany i blisko siebie; w lodzie molekuły ułożone są w sposób uporządkowany i w większych odstępach, dlatego lód jest lżejszy od wody (*a*). Podczas zamarzania woda rozszerza się, w czego następstwie zamknięta butelka z wodą w zamrażalce pęka (*b*)

Zdolnością tworzenia wiązań wodorowych z molekułami innych substancji, które również mogą tworzyć takie wiązania, objaśnia się dobrą rozpuszczalność wielu substancji w wodzie: spirytusu, cukru, acetonu, kwasu octowego itp.

Obecność dodatkowego wiązania molekuł wiązaniami wodorowymi również warunkuje nietypową wysoką pojemność cieplną wody: żeby przyśpieszyć ruch cieplny, molekułom trzeba dać o wiele więcej ciepła. Taka osobliwość wody ma wielkie znaczenie dla formowania klimatu na Ziemi. W pobliżu mórz i oceanów klimat jest łagodniejszy, niż w centrum kontynentów.

Wiązania wodorowe mogą nie tylko tworzyć molekuły wody, ale i molekuły innych substancji: nieorganiczynch (fluorowodór HF, amoniak NH_3 itp.) oraz organicznych (alkoholu etylowego, acetonu, kwasu octowego itp.), co warunkuje ich dobrą rozpuszczalność w wodzie.

Dzięki wiązaniom wodorowym molekuły białek i kwasów nukleinowych mają budowę spiralną, o czym dowiecie się dokładnie na lekcjach biologii i chemii organicznej.

Myśl główna

Wiązanie wodorowe – to szczególny typ oddziaływań międzymolekularnych. Obecność wiązać wodorowych warunkuje nietypowe właściwości fizyczne wody, jak również rozpuszczalność wielu substancji.

Pytania kontrolne

54. Jakie wiązanie nazywamy wodorowym? Dzięki czemu się tworzy?

55. W jaki sposób obecność wiązania wodorowego wpływa na właściwości fizyczne wody?

56. Porównajcie przytoczone w tekście paragrafu masy molekularne związków i ich temperatury wrzenia. Jakie są fakty o obecności wiązania wodorowego między molekułami wody?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

57. Jak uważacie, dlaczego możliwość tworzenia wiązania wodorowego wpływa na rozpuszczalność substancji i pojemność cieplną, i napięcie powierzchniowe wody?

Zadania utrwalające wiedzę

58*. Wykorzystując plastelinę lub inny materiał, wykonajcie modele molekuł wody i połączcie je wiązaniami wodorowymi, jak pokazano na ilustracji 5.2. W miarę możliwości proszę stworzyć model komupterowy.

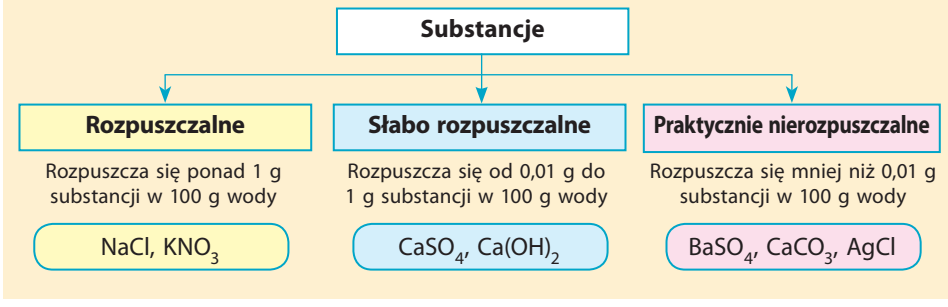
59*. Proszę znaleźć informację o wpływie wiązań wodorowych na właściwości fizyczne substancji i ich rolę w systemach biologicznych.

§ 6. Rozpuszczalność substancji, jej zależność od różnych czynników

Rozpuszczalność substancji

Zdolność substancji do rozpuszczania w wodzie nazywa się ***rozpuszczalnością***. Według rozpuszczalności substancje dzielimy na dobrze rozpuszczalne, słabo rozpuszczalne i praktycznie nierozpuszczalne (schemat 3).

Schemat 3. Klasyfikacja substancji według rozpuszczalności w wodzie



Jeżeli w roztworze w rezultacie reakcji chemicznej tworzy się substancja słabo rozpuszczalna lub praktycznie nierozpuszczalna w wodzie, to wytrąca się ona w postaci osadu – roztwór traci przeźroczystość (klarowność), staje się mętny.

Rozpuszczalność niektórych substancji nieorganicznych podano w tabeli rozpuszczalności kwasów, soli i wodorotlenków w wodzie (patrz wyklejka 2).

Granice rozpuszczalności substancji

Większość substancji mają ograniczoną rozpuszczalność w różnych rozpuszczalnikach. Stopień ich rozpuszczalności wyraża się liczbą, która

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

wskazje największą masę substancji, która może się rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w pewnych warunkach. Tę liczbę nazywamy ***współczynnikiem rozpuszczalności***, albo po prostu ***rozpuszczalnością***. Na przykład, w 100 g wody przy 20 °C można rozpuścić nie więcej niż 32 g KNO_3, 36 g NaCl, 0,25 g $CaSO_4$ i tylko 0,007 g $CaCO_3$. Dane te można znaleźć w informatorach.

Zwróćcie uwagę: węglan wapnia, który uważa się za praktycznie nierozpuszczalny, w rzeczywistości w niewielkim stopniu przechodzi w ciecz. Całkowicie nierozpuszczalne substancje nie istnieją.

Niektóre ciecze, na przykład spirytus etylowy, glicerol, aceton, kwas siarkowy, azotowy i octowy, bez ograniczeń rozpuszczają się w wodzie – można je mieszać z wodą w dowolnych proporcjach (rys. 6.1). Benzyna, nafta, olej, chloroform i wiele innych cieczy można rozpuszczać w wodzie w stopniu minimalnym, dlatego są one uważane praktycznie za nierozpuszczalne. Jeżeli taką ciecz, na przykład olej roślinny, wlać do wody i wymieszać (rys. 6.2, *a*), to po jakimś czasie utworzą się dwie oddzielne warstwy – górna (olej) i dolna (woda) (rys. 6.2, *b*). O takich cieczach mówimy, że mają one ograniczoną mieszalność.

Gazy również znacząco różnią się rozpuszczalnością. Najbardziej rozpuszczalnym w wodzie jest chlorowodór HCl i amoniak NH_3. Przy temperaturze 0 °C i ciśnieniu atmosferycznym w 1 l wody można rozpuścić 500 l chlorowodoru i 1200 l amoniaku!

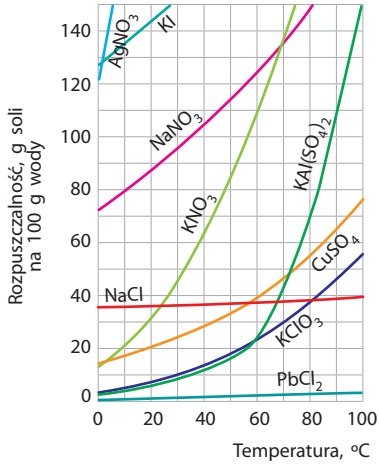
Rozpuszczalność innych gazów w wodzie jest znacznie mniejsza. Tak więc, w tych samych warunkach w 1 l wody rozpuszcza się tylko 1,7 l dwutlenku węgla, 50 ml tlenu, 23 ml azotu i 21,5 ml wodoru. Najsłabiej rozpuszczalnym gazem jest hel – 9,7 ml w 1 l wody.

Rys. 6.1. Spirytus z wodą tworzy roztwór – mieszaninę jednorodną

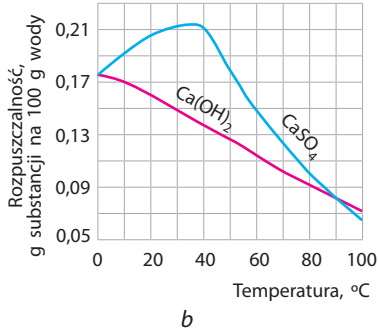
a *b*

Rys. 6.2. Emulsja oleju w wodzie nie jest stała: po wstrząśnięciu *(a)* po pewnym czasie ciecze się rozwarstwiają *(b)*

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

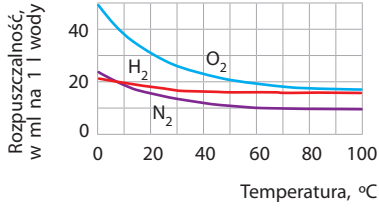


a



b

Rys. 6.3. Zależność rozpuszczalności niektórych substancji stałych od temperatury: *a* – w większości substancji stałych rozpuszczalność się zwiększa; *b* – w niektórych zależność jest złożona



Rys. 6.4. Zależność rozpuszczalności niektórych gazów od temperatury

Zależność rozpuszczalności substancji od temperatury

Rozpuszczalność substancji zależy od temperatury. Dla większości substancji stałych wraz z podwyższaniem temperatury ona się zauważalnie zwiększa. Sól kuchenna prawie jednakowo rozpuszcza się w zimnej i gorącej wodzie, a wapno i gips lepiej rozpuszczają się w zimnej wodzie.

Przy podwyższaniu temperatury rozpuszczalność:
- substancji stałych i ciekłych się zwiększa;
- substancji gazowych zmniejsza się.

Eksperymentalnie udowodniono, że w temperaturze 0 °C w 100 g wody można rozpuścić nie więcej niż 13 g saletry potasowej KNO_3, w 40 °C – 64 g, a w 100 °C – 244 g. Zależność rozpuszczalności od temperatury pokazano na *krzywych rozpuszczalności* (rys. 6.3).

Rozpuszczalność *substancji gazowych*, odwrotnie, ze zwiększeniem temperatury się zmniejsza (rys. 6.4). Jeżeli zimną wodę wodociągową podgrzewać, nie doprowadzając do jej wrzenia, to na dnie i ściankach naczynia utworzą się pęcherzyki powietrza, które było rozpuszczone w wodzie i zaczęło z niej się wydzielać.

Zależność rozpuszczalności substancji od ciśnienia

Inaczej niż cieczy i substancji stałych, rozpuszczalność gazów zależy też od ciśnienia: gazy o wiele lepiej rozpuszczają się w podwyższonym ciśnieniu. Na pewno otwieraliście butelkę z wodą gazowaną. Podczas produkcji napojów gazowanych wodę nasącza się dwutlenkiem węgla przy podwyższonym ciśnieniu, a butelkę hermetycznie

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

się zamyka. W momencie otwierania butelki ciśnienie w niej wyrównuje się z ciśnieniem atmosferycznym, rozpuszczalność dwutlenku węgla natychmiast się zmniejsza i nadmiar dwutlenku węgla zaczyna się burzliwie wydzielać.

W podwyższonym ciśnieniu rozpuszczalność:
- substancji stałych i ciekłych praktycznie się nie zmienia;
- substancji gazowych się zwiększa.

Już alchemicy sformułowali jedną z głównych zasad, która określa rozpuszczalność substancji: podobne rozpuszcza się w podobnym. Bazując na tej zasadzie, można objaśnić, dlaczego niektóre substancje rozpuszczają się w jednym rozpuszczalniku a nie rozpuszczają się w innym. Substancji, które rozpuszczałyby się absolutnie we wszystkich rozpuszczalnikach, nie ma. Tak więc, polarne substancje dobrze się rozpuszczają w polarnych rozpuszczalnikach (woda, alkohol etylowy itp.), gorzej rozpuszczają się w słabo polarnych (aceton itp.) i prawie nie rozpuszczają się w niepolarnych (benzen, eter naftowy itp.). Na przykład, cukier dobrze rozpuszcza się w wodzie i w ogóle nie rozpuszcza się w benzenie. I na odwrót, niepolarne substancje dobrze rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach i źle – w polarnych. Na przykład, siarka nie rozpuszcza się (i nawet nie nawilża się) w wodzie, ale dobrze rozpuszcza się w benzenie.

Podczas wyprawy azjatyckiej wojsko Aleksandra Macedońskiego wiosną 326 r. p.n.e doszło do brzegów rzeki Indus. Ale, wstępując na ziemie Indii, żołnierze zaczęli bardzo chorować na infekcje przewodu pokarmowego, co zmusiło Aleksandra do odwrotu. Zauważono, że żołnierze chorowali o wiele częściej, niż dowódcy, chociaż w czasie wypraw mieszkali w jednakowych warunkach. Dopiero po 2000 lat została odkryta przyczyna, dlaczego tak się stało: szeregowi żołnierze pili wodę z ołowianych kielichów, a dowódcy mieli srebrne. A srebro, chociaż w bardzo małych ilościach, rozpuszcza się w wodzie, nadając jej bakteriobójcze właściwości (w takiej wodzie niszczone są bakterie). Od XIX w. do wynalezienia antybiotyków takiej wody używano do przemywania ran.

Myśl główna

Niektóre substancje w dowolnych ilościach rozpuszczają się w wodzie, ale większość substancji ma rozpuszczalność ograniczoną. Według tej zasady wyróżniamy substancje rozpuszczalne, słabo rozpuszczalne i praktycznie nierozpuszczalne.

Pytania kontrolne

60. Podajcie przykłady kwasów rozpuszczalnych i nierozpuszczalnych w wodzie.
61. Podajcie przykłady rozpuszczalnych, słabo rozpuszczalnych i nierozpuszczalnych soli.
62. Jakie znacie ciecze i gazy, które dobrze rozpuszczają się w wodzie?
63. Podajcie przykłady substancji, których rozpuszczalność w razie podgrzewania: a) zwiększa się; b) zmniejsza się; c) prawie się nie zmienia.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

64. Dlaczego do akwariów nie można wlewać wody przegotowanej?

65. Do wody przez przypadek dostała się benzyna. Jak można ją oddzielić od wody? Czy woda będzie miała zapach benzyny, jeżeli oddzielenie przeprowadzimy metodą: a) sedymentacji; b) destylacji?

66. Które z wymienionych gazów – tlen, chlorowodór, azot, amoniak, hel – można zbierać: a) nad wodą; b) tylko przy pomocy wypierania powietrza? Dlaczego?

67. Za pomocą krzywej rozpuszczalności (rys. 6.3) wyznaczcie, jaką masę soli można rozpuścić w 1 kg wody: a) azotanu srebra(I) w temperatrurze 0 °C; b) azotanu sodu w temperaturze 20 °C; c) siarczanu miedzi(II) w 30 °C; d) chlorku ołowiu(II) w temperaturze 100 °C; e) azotanu potasu w temperaturze 10 i 50 °C.

68. Według krzywej rozpuszczalności (rys. 6.3) wyznacz: a) sól, której rozpuszczalność jest najmniejsza wśród wymienionych; b) sól, której rozpuszczalność jest największa w temperaturze 0 °C та 20 °C; c) sól, której rozpuszczalność najbardziej zależy od temperatury; d) sól, której rozpuszczalność najmniej zależy od temperatury.

69. Według ilustracji 6.3 porównajcie rozpuszczalność siarczanu miedzi(II) i chlorku sodu w temperaturze 20 °C та 80 °C.

70. W wodzie o temperaturze 80 °C rozpuszczono maksymalną ilość azotanu sodu. Roztwór ostudzono do temperatury pokojowej. Co zaobserwujemy?

71. Podczas produkcji wody silnie gazowanej w jednej butelce wody o objętości 1 l rozpuszcza się prawie 1600 ml dwutlenku węgla. W tej samej otwartej butelce w stanie rozpuszczonym pozostaje prawie 880 ml dwutlenku węgla. Jaka objętość dwutlenku węgla wydzieli się w razie otwarcia butelki silnie gazowanej o objętości 1 l. Więcej czy mniej gazu wydzieli się, jeżeli butelkę wcześniej ochłodzić? A jeżeli butelka była przechowywana w miejscu ciepłym (na słońcu)?

72. W laboratorium przed zajęciami o chemicznych właściwościach dwutlenku węgla przygotowano wodę wapienną. W tym celu w wodzie o masie 150 g rozpuszczono maksymalnie dopuszczalną ilość wodorotlenku wapnia. Proszę obliczyć, jaką maksymalną masę osadu można uzyskać podczas przepuszczania dwutlenku węgla przez przygotowany roztwór. Dla obliczeń wykorzystajcie informację z ilustracji 6.3, jeżeli temperatura w laboratorium wynosiła 20 °C.

73. W temperaturze pokojowej w wodzie o objętości 1 l maksymalnie rozpuszcza się $6{,}3 \cdot 10^{-3}$ mola fluorku baru. Obliczcie masę takiej ilości substancji fluorku baru. Jaką substancją (rozpuszczalną, słabo rozpuszczalną czy praktycznie nierozpuszczalną) jest fluorek baru?

74. Według informacji paragrafu określcie, jakimi substancjami (rozpuszczalnymi, słabo rozpuszczalnymi, praktycznie nierozpuszczalnymi) są: a) amoniak; b) dwutlenek węgla; c) tlen. Odpowiedź objaśnijcie.

75. Według ilustracji 6.3 określcie, o ile więcej (według masy) azotanu potasu można maksymalnie rozpuścić w 100 g wody w temperaturze 60 °C, niż w 30 °C.

76. Zaproponujcie plan eksperymentu dla określenia rozpuszczalności substancji w wodzie. Jakie pomiary musicie zrobić, aby osiągnąć cel? Jakie czynniki wpłyną na dokładność eksperymentu?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 7. Charakterystyka roztworów

Roztwory stężone i rozcieńczone

W chemii roztwory umownie dzieli się na *stężone* i *rozcieńczone*. Roztwór, w którym mieści się dużo substancji rozpuszczonej i, odpowiednio, mało rozpuszczalnika, nazywamy ***stężonym*** (rys. 7.1). Na przykład, solanka – to stężony roztwór soli, a syrop cukrowy – to stężony roztwór cukru. W roztworze ***rozcieńczonym*** mieści się mało substancji rozpuszczonej. Lekko posolona zupa i niesłodka herbata z cukrem są przykładami rozcieńczonych roztworów.

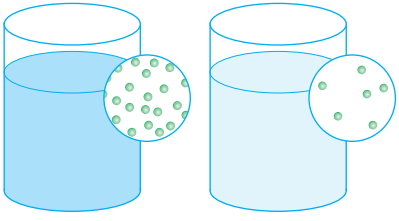
Dobrze znany ocet jest roztworem wodnym kwasu octowego. Jest on produkowany w różnej koncentracji (od 4 do 12 %), obowiązkowo zaznaczając ją na etykietce (rys. 7.2).

Wyraźnej granicy pomiędzy roztworami stężonymi i rozcieńczonymi nie ma, tak samo jak nie ma granicy między pojęciami „mało” i „dużo”. Czasami uważa się, że w roztworze stężonym masy rozpuszczonej substancji i rozpuszczalnika mają różnić się między sobą nie bardziej, niż 10 razy. A więc, stężonym ma być roztwór z ułamkiem masowym substancji rozpuszczonej większym niż 10 %.

Roztwory nasycone i nienasycone

Roztwór, w którym substancja może się jeszcze rozpuszczać w pewnej temperaturze, nazywamy ***nienasyconym*** (rys. 7.3, a, str. 40). Nienasyconym, na przykład, będzie roztwór, otrzymany przez dodawanie 5 g soli kuchennej (około jednej łyżeczki do herbaty) na 100 g wody.

Roztwór, w którym w pewnej temperaturze substancja więcej się nie rozpuszcza, nazywamy ***nasyconym*** (rys. 7.3, b str. 40). W nasyco-

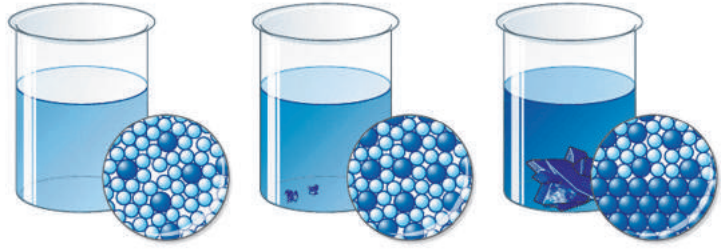


Rys. 7.1. Roztwory stężone i rozcieńczone różnią się ilością cząsteczek substancji rozpuszczonej w rozpuszczalniku

a *b* *c*

Rys. 7.2. Roztwory kwasu octowego o różnej koncentracji: *a, b* – roztwory rozcieńczone (ocet stołowy lub jabłkowy); *c*) roztwór stężony (esencja octowa)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



a *b* *c*

Rys. 7.3. Roztwory o różnym stężeniu: *a*) roztwór nienasycony (dodane kryształki substancji z czasem rozpuszczają się); *b)* roztwór nasycony (w razie dodawania substancja już się nie rozpuszcza); *c*) roztwór przesycony (substancja rozpuszczona krystalizuje się z roztworu, dodane kryształy się zwiększają)

nym roztworze zawartość rozpuszczonej substancji jest maksymalna pod pewnym warunkiem. Na przykład, rozpuszczalność soli kuchennej w temperaturze pokojowej stanowi 36 g na 100 g wody, tak więc, aby przygotować roztwór nasycony trzeba rozpuścić 36 g soli w 100 g wody. Większej ilości soli w tych warunkach nie można już rozpuścić. Masa roztworu będzie dorównywać 136 g.

Podczas powolnego schładzania roztworów nasyconych wielu soli lub podczas stopniowego odparowania wody nadmiar soli wydziela się w roztworze w postaci kryształów albo tworzy roztwór przesycony (rys. 7.3, c).

W pewnych warunkach można otrzymać roztwór przesycony, czyli roztwór, w którym rozpuszczono więcej substancji, niż może być rozpuszczonej w pewnej temperaturze. Takie roztwory są bardzo niestabilne i w wyniku niewielkiego wpływu „próbują" nadmiar substancji wydzielić w postaci osadu. Na przykład, przesycony roztwór octanu sodu nawet w wyniku jego dotknięcia wydziela nadmiar soli i zamienia się w mieszaninę wody i soli.

Krystalizacja roztworu przesyconego

Ułamek masowy substancji rozpuszczonej

Jedną z cech roztworów jest *ułamek masowy substancji rozpuszczonej*, którą poznaliście już w klasie 7.

Ułamek masowy substancji rozpuszczonej pokazuje, jaka część masy roztworu przypada na substancję rozpuszczoną.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Przypomnijmy, że ułamek masowy obliczamy według wzoru:

$$w(\text{substancji}) = \frac{m(\text{substancji})}{m(\text{roztworu})} \quad \text{lub} \quad w(\text{substancji}) = \frac{m(\text{substancji})}{m(\text{roztworu})} \cdot 100\,\%$$

Przy czym masa roztworu równa się sumie mas wszystkich komponentów roztworu:

$$m(\text{roztworu}) = m(\text{substancji}) + m(\text{wody})$$

Znając masę roztworu i ułamek masowy substancji rozpuszczonej, można obliczyć masę substancji rozpuszczonej:

$$m(\text{substancji}) = w(\text{substancji}) \cdot m(\text{roztworu})$$

Aby powtórzyć, jak obliczać ułamek masowy substancji rozpuszczonej, rozpatrzmy zadania.

Zadanie 1. Oblicz masę roztworu kwasu z ułamkiem masowym 30 %, która zawiera 90 g kwasu.

Dane:
m(kwasu) = 90 g
w(kwasu) = 30 %, lub 0,3

m(roztworu) – ?

Rozwiązanie:
Według wzoru ułamka masowego wyznaczamy masę roztworu:

$$m(\text{roztworu}) = \frac{m(\text{substancji})}{w(\text{substancji})}$$

Podstawiamy dane treści zadania:
m(roztworu) = 90 g/ 0,3 = 300 g.
Odpowiedź: 300 g roztworu kwasu.

Znając skład roztworów nasyconych, można też obliczyć ułamek masowy ich substancji lub wyznaczyć masy substancji do ich przygotowania.

Zadanie 2. Przy odpowiedniej temperaturze w wodzie o masie 100 g rozpuszczamy siarczan żelaza (II) o masie maksymalnej 26,3 g. Obliczcie ułamek masowy siarczanu żelaza(II) w takim roztworze nasyconym.

Dane:
m(wody) = 100 g
$m(FeSO_4)$ = 26,3 g

w(soli) – ?

Rozwiązanie:
Jeżeli w 100 g wody maksymalnie rozpuszcza się podana ilość soli, to masa roztworu nasyconego wynosi:
m(roztworu) = 100 g + 26,3 g = 126,3 g.
Obliczamy ułamek masowy soli w takim roztworze:
w(soli) = 26,3 g/126,3 g = 0,208, lub 20,8 %.
Odpowiedź: 20,8 %.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadanie 3. Według krzywej rozpuszczalności (rys. 6.3) określcie maksymalną rozpuszczalność azotanu potasu w temperaturze 20 °C i obliczcie ułamek masowy soli w takim roztworze nasyconym.

Dane:
m(wody) = 100 g

$m(KNO_3)$ – ?
w(soli) – ?

Rozwiązanie:
Według grafiku określamy, że w temperaturze 20 °C w 100 g wody rozpuszcza się blisko 32 g soli. Obliczmy ułamek masowy soli w takim roztworze nasyconym:
w(soli) = 32 g/(100 + 32) г = 0,242, abo 24,2 %.
Odpowiedź: 32 g, 24,2 %.

Zadanie 4. Obliczcie masy siarczanu miedzi(II) i wody, które znajdują się w koperwasie miedzianym o masie 25 g.

Dane:
$m(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$ = 25 g

$m(CuSO_4)$ – ?
$m(H_2O)$ – ?

Rozwiązanie:
Wzór miedzianego koperwasu pozwala określić w nim stosunek stechiometryczny (ilościowy) siarczanu miedzi(II) i wody. W koperwasie o ilości 1 mola mieści się 1 mol siarczanu miedzi(II) oraz 5 moli wody.

Tak więc, n(koperwasu) = $n(CuSO_4) = \frac{n(H_2O)}{5}$

Obliczamy ilość substancji koperwasu:

$$n(\text{koperwasu}) = \frac{m(\text{koperwasu})}{M(\text{koperwasu})} = \frac{25\ \text{g}}{250\ \text{g}} = 0{,}1\ \text{mola}$$

Taka ilość miedzianego koperwasu mieści 0,1 mola siarczanu miedzi(II) i 0,5 mola wody. Masa siarczanu miedzi(II) równa się:

$m(CuSO_4) = n(CuSO_4) \cdot M(CuSO_4)$ =
= 0,1 mol • 160 g/mol = 16 g.

Masę wody można też obliczyć jako różnicę mas, a można z wykorzystaniem ilości substancji wody:
$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O)$ = 0,5 mola • 18 g/ mol = 9 g
Odpowiedź: $m(CuSO_4)$ = 16 g; $m(H_2O)$ = 9 g.

Zadanie lingwistyczne

Po łacinie *centrum* ozancza „centrum, ośrodek", a z prefiksem *con-* to słowo ozancza „nagromadzenie, skupienie" (sił albo środków). Objaśnijcie znaczenia terminów „koncentryczne (na przykład obwody)", „skoncentrowane (na przykład roztwory) i „koncentracja (roztworów)".

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

- Rekordzistą rozpuszczania w wodzie jest trichlorek antymonu. Alchemicy nazywali tę substancję masłem antymonowym. W warunkach normalnych w 1 l wody można rozpuścić prawie 10 kg tej substancji. Jeszcze jednym imponującym przykładem rozpuszczalności substancji stałych jest fluorek cezu: przy 0 °C w 1 l wody rozpuszcza się ponad 5 kg tej substancji.
- W morzach północnych, gdzie temperatura wody jest niższa, niż w ciepłych, żyje o wiele więcej ryb, ponieważ rozpuszczalność tlenu w zimnej wodzie jest większa.

Myśl główna

Roztwór, w którym substancja już nie może się rozpuścić w pewnej temperaturze, nazywamy nasyconym, a jeżeli substancja jeszcze może się rozpuszczać, to roztwór jest nienasycony. Roztwór z dużą ilością substancji rozpuszczonej nazywamy stężonym, a z małą – rozcieńczonym.

Zadania utrwalające wiedzę

77. Podajcie definicję pojęć: „rozpuszczalność", roztwór nasycony", „roztwor nienasycony", „roztwór rozcieńczony", „roztwór stężony".

78. Czy można przygotować roztwór, który jest jednocześnie nasycony i rozcieńczony, i stężony, i nienasycony? Podajcie przykłady.

79. Zgodnie z danymi podanymi w poprzednim paragrafie, określcie, czy można przygotować roztwór nasycony w temperaturze 20 °C, wykorzystując 10 g wody i po 1 g soli: a) soli kuchennej; b) saletry potasowej; c) kredy.

80. W 100 g wody w temperaturze 20 °C rozpuszczono sól kuchenną o masie 32 g. Czy będzie taki roztwór: a) nasycony; b) stężony?

81. Jaka objętość wody jest potrzebna do przygotowania nasyconego roztworu chlorku potasu, który mieści 54 g soli, jeżeli rozpuszczalność chlorku potasu w danej temperaturze wynosi 33 g na 100 g wody? Obliczcie masę tego roztworu.

82. W temperaturze 60 °C w 100 g wody maksymalnie rozpuszcza się 110 g azotanu potasu. Określcie ułamek masowy soli w nasyconym w tej temperaturze roztworze.

83. Jaka objętość wody jest potrzebna do przygotowania roztworu nasyconego siarczanu magnezu, który zawiera 10 g soli, jeżeli rozpuszczalność soli w danej temperaturze wynosi 33,7 g na 100 g wody?

84. W 1 l wody w temperaturze 0 °C i ciśnieniu atmosferycznym rozpuszcza się prawie 500 l chlorowodoru. Obliczcie ułamek masowy chlorowodoru w roztworze nasyconym. Jak trzeba zmienić warunki, żeby otrzymać bardziej stężony roztwór?

85. Określcie maksymalnie możliwą masę chlorku potasu, którą można rozpuścić w wodzie o masie 100 g w temperaturze 25 °C, jeżeli do przygotowania roztworu nasyconego w tej temperaturze na 25 g wody potrzeba soli o masie 8,75 g.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

86. Obliczcie masę osadu, który utworzy się podczas zlewania roztworu, który zawiera chlorek żelaza(III) w wystarczającej ilości, i 200 g roztworu wodorotlenku sodu o ułamku masowym 0,24.

87. Do roztworu węglanu potasu o masie 200 g i ułamkiem masowym soli 6,9 % dodawano kwas solny do momentu zatrzymania wydzielania się gazu. Obliczcie objętość gazu, która się wydzieliła.

88. Kwas solny o masie 150 g i ułamkiem masowym kwasu 3,65 % zobojętniono wodorotlenkiem baru. Obliczcie masę powstałej soli.

89*. Podczas stosowania cynku jako mikronawozu dodaje się go w ilości około 4 kg siedmiowodnego siarczanu cynku $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ na hektar. Obliczcie masę soli bezwodnej w tym przykładzie krystalicznego wodzianu.

90*. Obliczcie ułamek masowy soli w roztworze otrzymanym przez dodawanie wody o masie 500 g do: a) koperwasu miedzianego o masie 62,5 g; b) soli glauberskiej o masie 80, 5 g; c) koperwasu żelaznego o masie 278 g; d) siedmiowodnego siarczanu manganu $MnSO_4 \cdot 7H_2O$ o masie 138,5 g; e) dziewięciowodnego chlorku żelaza $FeCl_3 \cdot 9H_2O$ o masie 64,0 g.

91*. Do oprysku roślin wykorzystuje się roztwór siarczanu żelaza(II) o ułamku masowym 2 %. Obliczcie masy siedmiowodnego siarczanu żelaza(II) i wody, które są potzrebne do przygotowania takiego roztworu o masie 1 kg. Jaką masą bezwodnego siarczanu żelaza(II) można zamienić obliczoną przez Was masę krystalicznego wodzianu?

§ 8. Elektrolity i nieelektrolity. Dysosjacja elektrolityczna

Przypomnijcie sobie: prąd elektryczny – to uporządkowany ruch cząstek naładowanych.

Definicja elektrolitów

W końcu XIX wieku zostało eksperymentalnie udowodnione, że roztwory większości związków nieorganicznych, na przykład soli kuchennej, sody, saletry potasowej, dobrze przewodzą prąd elektryczny. Takie substancje nazywamy *elektrolitami*. A czysta, ściślej, destylowana, woda i roztwory wielu substancji organicznych, na przykład cukru, alkoholu etylowego, nie przewodzą prądu – są one *nieelektrolitami* (rys. 8.1). Wiele soli, nawet tych nierozpuszczalnych w wodzie, na przykład siarczan baru, przewodzą prąd elektryczny w stanie stopionym.

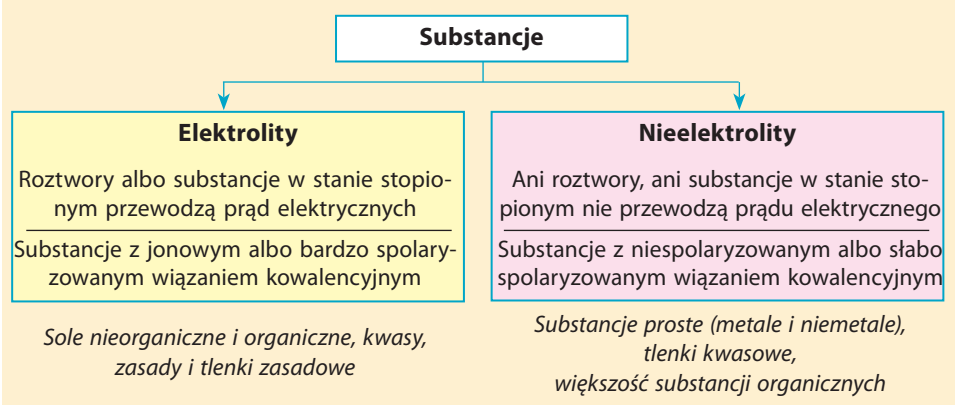
Substancje, roztwory albo substancje roztopione, które przewodzą prąd elektryczny, nazywamy elektrolitami, a które nie przewodzą prądu ani w roztworze, ani w stanie stopionym – nieelektrolitami.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 8.1. Roztwory kwasu, zasady i soli przewodzą prąd elektryczny, a czysta woda – nie

Przynależność substancji do elektrolitów lub nieelektrolitów określa się rodzajem jej wiązania chemicznego. Elektrolitami są związki chemiczne z jonowym lub bardzo spolaryzowanym wiązaniem kowalencyjnym, a nieelektrolitami są substancje z niespolaryzowanym lub słabo spolaryzowanym wiązaniem kowalencyjnym (schemat 4).

Schemat 4. Klasyfikacja substancji na elektrolity i nieelektrolity



Elektrolity mają wielkie znaczenie w przyrodzie i w życiu człowieka. Mieszczą się we wszystkich organizmach żywych, w których zapewniają funkcjonowanie ważnych procesów. Płyny biologiczne organizmu człowieka są roztworami, które zawierają jony, na które rozpadają się elektrolity – sole, zasady, kwasy. Różne jony wykonują pewne funkcje biologiczne: biorą udział w procesach odżywiania i wydalania, przepływu impulsów nerwowych, kurczeniu się mięśni. Bez udziału elektrolitów niemożliwe jest istnienie w roztworach molekuł białek oraz DNA, tak więc niemożliwe byłoby i życie na naszej planecie.

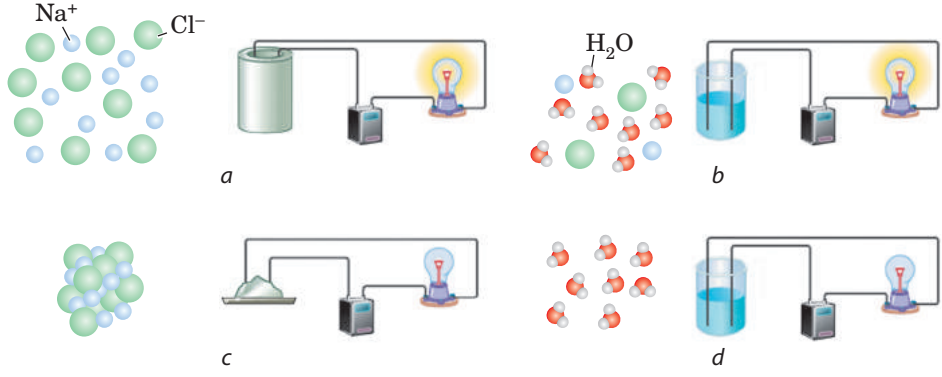
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Dysocjacja elektrolityczna

Już wiecie, że w substancjach o budowie jonowej, na przykład w soli kuchennej, są cząsteczki naładowane – jony. Wiecie również, że prąd elektryczny – to uporządkowany ruch cząstek naładowanych. Dlaczego twarda sól kuchenna nie przewodzi prądu elektrycznego, a jej roztwór lub forma stopiona przewodzi? Odpowiedź na te pytania dał szwedzki uczony Arrhenius Svante. Zakładał on, że niektóre substancje (elektrolity) podczas rozpuszczania w wodzie (albo topnienia) ropadają się na jony, które mogą swobodnie się poruszać. W razie topnienia cząsteczki substancji stają się ruchliwe (rys. 8.2, a), a w razie rozpuszczenia są one równomiernie rozłożone w wodzie (rys. 8.2, b), czyli w obu przypadkach mogą się swobodnie poruszać. Dzięki temu roztwory i substancje roztopione przewodzą prąd elektryczny. Jony, które znajdują się w twardej soli kuchennej, są rozłożone w węzłach sieci krystalicznych i nie mogą się przemieszczać, dlatego elektrolity stałe nie przewodzą prądu elektrycznego (rys. 8.2, c). W wodzie destylowanej jonów nie ma, dlatego nie przewodzi ona prądu (rys. 8.2. d).

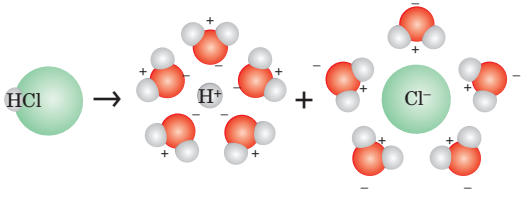
Proces rozpadu substancji na jony podczas rozpuszczania w wodzie albo topnienia nazywamy dysocjacją elektrolityczną.

Podczas rozpuszczania soli i zasad (substancji o budowie jonowej) do roztworu przedostają się jony, które znajdują się w jego składzie. Substancje molekularne dysocjują trochę inaczej. Chlorowodór – to gaz, który składa się z spolaryzowanych molekuł HCl. Każda molekuła, która trafia do roztworu, od razu jest otoczona dipolami wody, przyciągając się do niej przeciwstawnie naładowanymi bokami. W wyniku takiego

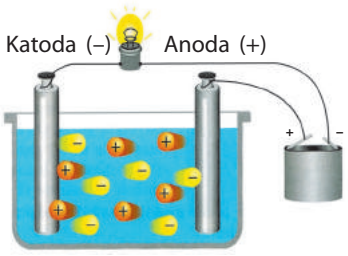


Rys. 8.2. W roztworach i elektrolitach roztopionych jony swobodnie przemieszczają się, dlatego mogą one przewodzić prąd elektryczny: *a* – sól kuchenna w stanie stopionym; *b* – roztwór soli kuchennej; *c* – sól kuchenna w stanie stałym; *d* – czysta woda

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 8.3. Dysosjacja elektrolityczna chlorowodoru



Rys. 8.4. Ruch jonów w roztworze pod wpływem pola elektrycznego

oddziaływania wiązanie polarne w molekule HCl przechodzi w wiązanie jonowe, a jony, które się tworzą, przechodzą do roztworu (rys. 8.3).

Kwasy – to elektrolity ze spolaryzowanymi wiązaniami kowalencyjnymi. Dlatego kwasy mogą dysocjować na jony tylko w roztworze wodnym pod wpływem molekuł wody. Czyste kwasy nie przewodzą prądu elektrycznego.

Tak więc, główna różnica pomiędzy elektrolitami i nieelektrolitami polega na tym, że elektrolity rozpadają się (dysocjują) na jony naładowane dodatnio i ujemnie. Pod wpływem pola elektrycznego jony naładowane dodatnio (*kationy*) podążają do elektrody ujemnej (katody), a jony naładowane ujemnie (*aniony*) – do elektrody dodatniej (anody) (rys. 8.4). Te wnioski, do których doszedł Arrhenius, są podstawą sformułowanej przez niego *teorii dysocjacji elektrolitycznej*.

Substancje albo ich mieszaniny, które mogą przewodzić prąd elektryczny, nazywamy przewodnikami prądu elektrycznego. Dzielimy je na dwa rodzaje: przewodniki I i II typu. Różnią się one zasadniczo cząsteczkami, które są nośnikami ładunku elektrycznego, czyli tymi cząsteczkami, które swobodnie kierunkowo poruszają się w polu elektrycznym. W przewodnikach I typu nośnikami ładunku są elektrony, takimi przewodnikami są wszystkie metale i ich stopy. A roztwory i elektrolity roztopione – to przewodniki II typu, w których nośnikami ładunku są jony. Dlatego metale, jak również roztwory elektrolitów są przewodnikami prądu elektrycznego, ale nie można nazwać ich elektrolitami, ponieważ metale zawsze przewodzą prąd elektryczny dzięki obecności wolnych elektronów, a elektrolity – tylko w roztworach albo substancjach roztopionych, w których odbywa się dysocjacja elektrolityczna.

Równanie dysocjacji elektrolitycznej

Dysocjacja elektrolityczna nie jest reakcją chemiczną, ponieważ nie zachodzi przemiana jednych substancji w inne. Ale, żeby było wygodniej dysocjację elektrolityczną zapisujemy w formie równania, w którym zamiast znaku równości piszemy strzałkę. Zapisując wzory jonów w roz-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

tworze, ładunek jonów oznaczamy trochę inaczej, niż w zapisach stopnia utlenienia: najpierw zapisujemy wartość liczbową, a potem znak ładunku (w jonach z ładunkiem pojedynczym cyfry 1 najczęściej nie zapisujemy).

Tak oznaczamy stopień utlenienia, ten ładunek odnosi się tylko do tlenu

Tak oznaczamy ładunek jonów, ten ładunek odnosi się do całego jona SO_4^{2-}

$$H_2S\overset{-2}{O}_4 \qquad H_2SO_4^{2-}$$

Na przykład równanie dysocjacji elektrolitycznej chlorku sodu jest następujące:

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$

W ten sam sposób zapisujemy równania dysocjacji chlorku wapnia:

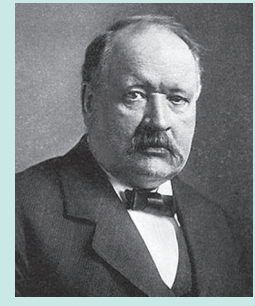
$$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl$$

W roztworach wodnych elektrolitów woda jest najważniejszym elementem procesu dysocjacji. Ale woda – to środowisko, w którym odbywa się dysocjacja. Podczas reakcji wody nie ubywa i nie wydziela się ona, dlatego w równaniach dysocjacji elektrolitycznej wody nie zaznaczamy.

Zadanie lingwistyczne

Chociaż w języku greckim elektron oznacza „bursztyn", to obecnie słowo to wykorzystywane jest do oznaczenia wszystkiego, co jest związane z elektrycznością. Według różnych źródeł, drugi temat słowa „elektrolit" pochodzi od greckiego słowa „litos", które oznacza „kamień" albo „lytos", które oznacza „ten, który może się rozpuścić". Biorąc pod uwagę te informacje, wytłumaczcie znaczenie terminu „elektrolit". Dlaczego, według was, grecka nazwa bursztynu jest wykorzystywana do oznaczenia zjawisk elektrycznych?

Wybitny chemik i fizyk szwedzki, laureat Nagrody Nobla w 1903 roku, jeden z twórców chemii fizycznej. W wieku 17 lat wstąpił na Uniwersytet w Uppsali i już po dwóch latach otrzymał stopień bakaławra (Bachelor's degree). Następnie pracował w Instytucie Fizyki Akademii Nauk w Sztokholmie. Za opracowanie teorii dysocjacji elektrolitycznej w 1903 roku otrzymał Nagrodę Nobla. Arrhenius jest znany nie tylko jako uczony, ale również jako autor licznych podręczników, artykułów popularnonaukowych oraz książek z geofizyki, astronomii, biologii oraz medycyny. Przez długie lata Arrhenius zajmował stanowisko kierownika Instytutu Nobla w Sztokholmie.



Svante August Arrhenius
(1859–1927)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Aby ogłosić teorię dysocjacji elektrolitycznej Arrhenius musiał zdobyć się na nietuzinkową odwagę. Pomysł był całkiem dziwny: niewiarygodnym było to, że jony powstają nie bezpośrednio pod wpływem prądu elektrycznego, a po prostu podczas rozpuszczania. Do tego, wiele osób współczesnych Arrheniusowi nie rozumiało różnicy między „atomem" i „jonem" i, słysząc, że w roztworze wodnym potasu obecne są jony potasu, od razu stanowczo zaprzeczało: jakby do czegoś takiego doszło, to utworzony potas miałby burzliwie reagować z wodą.

Myśl główna

Istnienie elektrolitów jest uwarunkowane możliwością niektórych substancji rozpadania się na jony (kationy i aniony) podczas rozpuszczania albo roztapiania.

Pytania kontrolne

92. Określcie definicję elektrolitów i nieelektrolitów. Podajcie przykłady substancji.

93. Czym jest dysocjacja elektrolityczna? Czy podczas rozpuszczania elektrolitu w wodzie mogą się utworzyć wyłącznie kationy albo wyłącznie aniony? Dlaczego?

94. Wypiszcie z tekstu paragrafu główne tezy teorii dysocjacji elektrolitycznej: 1) o rozpadzie elektrolitów na jony; 2) o ruchu jonów w polu elektrycznym.

Zadania utrwalające wiedzę

95. Z podanych wzorów substancji wypiszcie te, które są: a) elektrolitami; b) nieelektrolitami.
NaI, HBr, O_2, CH_4, $CaCl_2$, KOH, H_2SO_4, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (cukier).

96. Jaka ilość substancji cząstek utworzy się, jeżeli rozpuścić w wodzie takie substancje o ilości substancji 1 mola: a) chlorowodoru, b) jodku potasu, c) bromku wapnia; d) azotanu magnezu? Ułóżcie równania dysocjacji elektrolitycznej tych substancji.

97. Dlaczego nie można remontować przewodu elektrycznego, stojąc w wodzie albo na mokrej podłodze?

98. Jak uważacie, dlaczego roztwór chlorowodoru w wodzie przewodzi prąd elektryczny, a roztwór chlorowodoru w benzynie – nie?

99*. W przypadku niektórych zachorowań lekarze rekomendują „napełnić organizm elektrolitami". O jakich elektrolitach jest mowa? W jaki sposób można to zrobić? W jakich chorobach i z jakiego powodu potrzebna jest taka procedura?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 9. Dysocjacja elektrolityczna kwasów, zasad i soli w roztworach wodnych

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

Podczas rozpuszczania kwasów w wodzie, sole i zasady dysocjują na jony naładowane dodatnio i ujemnie (kationy i aniony). Określmy charakterystyczne wspólne cechy dysocjacji elektrolitów każdego ze związków chemicznych.

Kwasy, jak pamiętacie, składają się z wodoru i reszty kwasowej, połączonych polarnym wiązaniem kowalencyjnym. W poprzednim paragrafie na przykładzie rozpuszczania chlorowodoru zaobserwowaliśmy, jak pod wpływem działalności molekuł wody wiązanie polarne przekształca się na wiązanie jonowe i kwas dysocjuje na kationy wodoru i jony chlorku.

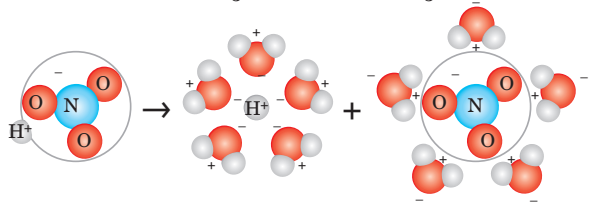
Tak więc, z punktu widzenia teorii dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa,

kwasy – to elektrolity, w czasie dysocjacji których tworzą się kationy wodoru i aniony reszty kwasowej.

Kwas → mH$^+$ + reszta kwasowa^{m-}

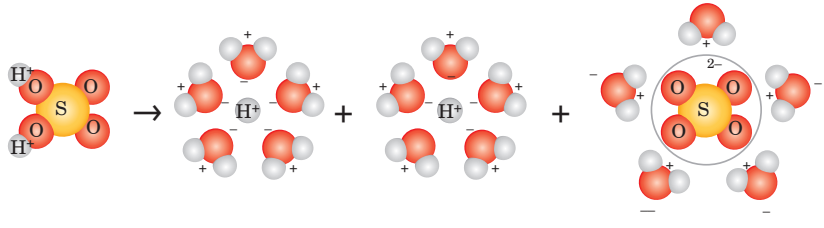
Podobnie jak dysocjacja kwasu solnego odbywa się dysocjacja i innych kwasów, na przykład kwasu azotowego:

$$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$



W przypadku dysocjacji molekuły kwasu siarkowego ilość kationów wodoru dwa razy przewyższa ilość anionów reszty kwasowej – jonów siarczanowych. Ładunek anionu równa się –2 (we wzorach jonów zapisujemy „2–”):

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$$



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Nazwy anionów, które tworzą się w przypadku dysocjacji kwasów, są tożsame z nazwami reszty kwasowej. Podano je w tabeli rozpuszczalności na wyklejce.

Łatwo można zauważyć, że podczas dysocjacji różnych kwasów tworzą się różne aniony, ale kationy pozostają jednego typu – kationy wodoru H^+. Tak więc, z punktu widzenia teorii dysocjacji elektrolitycznej, właśnie kationy wodoru determinują charakterystyczne właściwości kwasów – kwaśny smak, zmianę barwy wskaźników, reakcje z metalami aktywnymi, tlenkami zasadowymi, zasadami i solami.

Kwasy wielozasadowe dysocjują stopniowo, odczepiając jony wodoru kolejno, jeden za drugim. Na przykład, w roztworze kwasu siarkowego zachodzą takie procesy:

$$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^- \text{ – stopień pierwszy}$$

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-} \text{ – stopień drugi}$$

Jak widać z podanych równań dysocjacji kwasu wielozasadowego, aniony, które powstają podczas dysocjacji stponiowej w pierwszym etapie, zawierają jony wodoru. Jest to zawarte w nazwie anionów: HSO_4^- — jon wodorosiarczanowy.

Dysocjacja elektrolityczna kwasu ortofosforowego zachodzi w trzech etapach:

stopień pierwszy: $H_3PO_4 \quad H^+ + H_2PO_4^-$ (jon diwodorofosforanowy)

stopień drugi: $H_2PO_4^- \quad H^+ + HPO_4^{2-}$ (jon wodorofosforanowy)

stopień trzeci: $HPO_4^{2-} \quad H^+ + PO_4^{3-}$ (jon ortofosforanowy)

Równanie sumaryczne dysocjacji wygląda następująco:

$$H_3PO_4 \quad 3H^+ + PO_4^{3-}$$

Tak więc, każdemu kwasowi wielozasadowemu odpowiada kilka anionów i wszystkie one jednocześnie są obecne w roztworze.

Zwróćcie uwagę, że w niektórych równaniach dysocjacji występują strzałki dwukierunkowe. Co one oznaczają, dowiecie się w paragrafie następnym.

Dysocjacja elektrolityczna zasad

Zasady składają się z kationów pierwiastka metalicznego i anionów wodorotlenkowych. Podczas dysocjacji zasad te jony przechodzą do roztworu. Ilość jonów wodorotlenkowych, które utworzyły się podczas

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

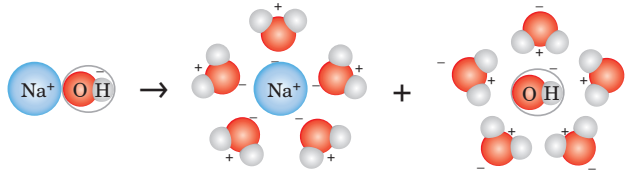
dysocjacji, jest równa ładunkowi jona pierwiastka metalicznego. Tak więc, z punku widzenia teorii dysocjacji elektrolitycznej,

Zasady – to elektrolity, które dysocjują na kationy pierwiastka metalicznego i aniony wodorotlenkowe.

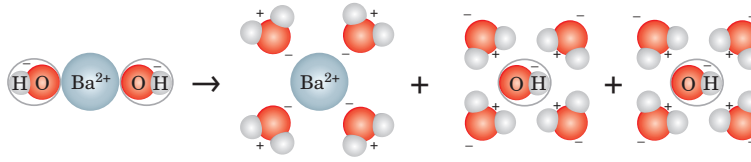
Zasada → M^{n+} + nOH^-

Rozpatrzmy równanie dysocjacji zasad na przykładzie dysocjacji wodorotlenków sodu i baru:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$



$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$$



Podczas dysocjacji zasad tworzą się aniony jednego typu – jony wodorotlenkowe OH-, które określają wszystkie cechy charakterystyczne roztworów zasad: zdolność do zmiany zabarwienia wskaźników, reagowania z kwasami, tlenkami kwasowymi i solami.

Dysocjacja elektrolityczna soli

Sole są tworzone przez kationy pierwiastka metalicznego i aniony reszty kwasowej. Podczas rozpuszczania soli w wodzie jony te przechodzą do roztworu. Tak więc,

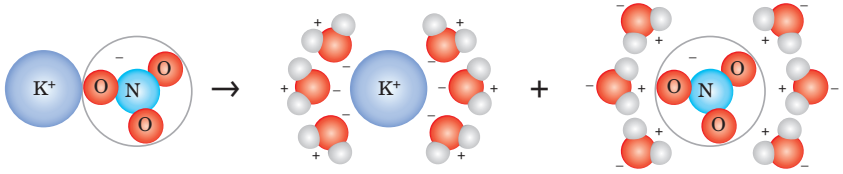
Sole – to elektrolity, które dysocjują na kationy pierwiastka metalicznego i aniony reszty kwasowej.

Sól → mM^{n+} + n *Reszta kwasowa*$^{m-}$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rozpatrzmy dysocjację soli na przykładzie dysocjacji azotanu potasu:

$$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$$



W sposób analogiczny dysocjują również inne sole, na przykład azotan wapnia i fosforan tripotasowy:

$$Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^-$$

$$K_3PO_4 \rightarrow 3K^+ + PO_4^{3-}$$

W równaniach dysocjacji soli ładunek kationu z absolutną wartością jest taki sam jak stopień utlenienia pierwiastka metalicznego, a ładunek anionu – jak suma stopni utlenienia w reszcie kwasowej.

Na przykład, siarczan miedzi(II) dysocjuje na jony Cu^{2+} та SO_4^{2-}:

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

a azotan żelaza(III) – na jony Fe^{3+} та NO_3^-:

$$Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe^{3+} + 3NO_3^-$$

Ładunek kationów pierwiastków metalicznych w większości przypadków można określić przy pomocy układu okresowego pierwiastków. *Ładunki kationów pierwiastków metalicznych* głównych podgrup najczęściej są takie same, jak numer grupy, w której znajduje się pierwiastek:

grupa IA	grupa IIA	grupa IIIA
Li^+, Na^+, K^+	Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}	Al^{3+}, Sc^{3+}, Ga^{3+}

Pierwiastki metaliczne podgrup pobocznych najczęściej tworzą kilka jonów, na przykład Fe^{2+}, Fe^{3+}.

Ładunki reszt kwasowych łatwiej określać według ilości jonów wodoru w składzie molekuły kwasu, niż robiliście to w klasie 8. Ładunki niektórych reszt kwasowych podano w tabeli rozpuszczalności na wyklejce.

Zwróćcie uwagę, że w równaniach dysocjacji kwasów, zasad i soli ładunek sumaryczny kationów i anionów powinien być równy zeru, ponieważ dowolna substancja jest neutralna elektrycznie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Dysocjacja stopniowa warunkuje możliwość istnienia soli kwaśnych i zasadowych. Sole kwaśne zawierają jony wodoru, jak kwasy. Dlatego takie sole nazywamy kwaśnymi. A sole zasadowe zawierają jony wodorotlenkowe, jak zasady.

W pierwszym etapie dysocjacji kwasu siarkowego tworzy się jon wodorosiarczanowy HSO_4^- dzięki któremu istnieją sole kwaśne: $NaHSO_4$ (wodorosiarczan sodu), $Al(HSO_4)_3$ (wodorosiarczan glinu) itd. Dla kwasu fosforowego również charakterystyczne są sole kwaśne: K_2HPO_4 (fosforan dipotasu) albo KH_2PO_4 (fosforan monopotasowy).

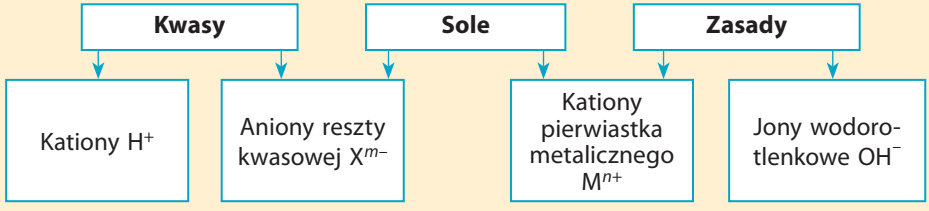
W roztworach sole kwaśne dysocjują w dwóch etapach:

$$KH_2PO_4 \rightarrow K^+ + H_2PO_4^-, \quad H_2PO_4^- \quad H^+ + HPO_4^{2-}$$

Sole kwaśne są typowe tylko dla kwasów wielozasadowych, ponieważ dysocjują one stopniowo. Jedynym wyjątkiem jest kwas jednozasadowy – kwas fluorowodorowy. Dzięki wiązaniu wodorowemu w roztworze tego kwasu są cząsteczki H_2F_2 i kwas fluorowodorowy może tworzyć sól kwaśną o wzorze KHF_2.

Niektóre wodorotlenki nierozpuszczalne tworzą kationy, które posiadają jon wodorotlenkowy. Na przykład, glin znajduje się w składzie kationu $AlOH^{2+}$, dzięki czemu istnieje sól o składzie $AlOHCl_2$ (chlorek hydroksoglinu). Taką sól nazywamy zasadową.

Myśl główna



Pytania kontrolne

100. Podajcie definicję kwasów, zasad i soli z punktu widzenia teorii dysocjacji elektrolitycznej.

101. Na czym polega osobliwość dysocjacji kwasów wielozasadowych w porównaniu z jednozasadowymi? Objaśnijcie ją na przykładzie kwasu siarkowego.

Zadania utrwalające wiedzę

102. W następstwie dysocjacji molekuły kwasu utworzył się jon, który ma ładunek 3–. Ile jonów wodoru utworzyło się razem z nim?

103. Ułóżcie równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów: węglowego, bromowego, azotawego. Nazwijcie aniony, które się utworzyły.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

104. Które z podanych kwasów będą dysocjować stopniowo: HCl, H_2CO_3, HNO_3, H_2S, HCl, H_2SO_3? Odpowiedzi potwierdźcie równaniami reakcji.

105. Ułóżcie równania dysocjacji soli: azotanu magnezu, chlorku glinu, bromku baru, węglanu sodu, fosforanu sodu.

106. Podajcie po jednym przykładzie soli, żeby w wyniku dysocjacji ich ilości substancji 1 mola utworzyło się: a) 2 mole jonów; b) 3 mole jonów; c) 4 mole jonów; d) 5 moli jonów. Zapiszcie równania dysocjacji.

107. Zapiszcie ładunki jonów w substancjach: a) Na_2S, Na_2SO_4, $MgSO_4$, Na_3PO_4, $AlPO_4$; b) $NaHSO_4$, $Mg(HSO_4)_2$, $CaHPO_4$, NaOH, $Ba(OH)_2$. Nazwijcie te substancje.

108. Ułóżcie równania dysocjacji elektrolitycznej substancji: wodorotlenku potasu, siarczku baru, azotanu(III) żelaza, chlorku magnezu, siarczanu glinu.

109. Ułóżcie wzór substancji, w czasie dysocjacji której tworzą się jony wapnia i jony wodorotlenkowe.

110. Z podanego spisu substancji wypiszcie oddzielnie elektrolity i nieelektrolity: HCl, Ca, $Cr_2(SO_4)_3$, Fe_2O_3, $Mg(OH)_2$, CO_2, $Sr(OH)_2$, $Sr(NO_3)_2$, P_2O_5, H_2O. Ułóżcie równania dysocjacji elektrolitów.

111. W przypadku dysocjacji pewnego azotanu utworzy się 1 mol kationów z ładunkiem 2+. Jaka ilość substancji jonów azotanu przy tym się utworzyła?

112. Ułóżcie wzory i zapiszcie równania dysocjacji siarczanu(II) żelaza i siarczanu(III) żelaza. Czym się różnią te sole?

113. Podajcie po jednym przykładzie równań dysocjacji soli według podanych wzorów (literą M oznaczono pierwiastek metaliczny, a X – resztę kwasową): a) $MX \rightarrow M^{2+} + X^{2-}$; b) $MX_3 \rightarrow M^{3+} + 3X^{-}$; c) $M_3X \rightarrow 3M^{+} + X^{3-}$; d) $M_2X_3 \rightarrow \rightarrow 2M^{3+} + 3X^{2-}$.

114. W roztworze znajdują się jony K^+, Mg^{2+}, NO_3^-, SO_4^{2-}. Jakie substancje się rozpuściły? Podajcie dwa warianty odpowiedzi.

115*. Ułóżcie równania dysocjacji tych elektrolitów, które tworzą jony chlorkowe: $CrCl_3$, $KClO_3$, $BaCl_2$, $Ca(ClO)_2$, $HClO_4$, MgOHCl.

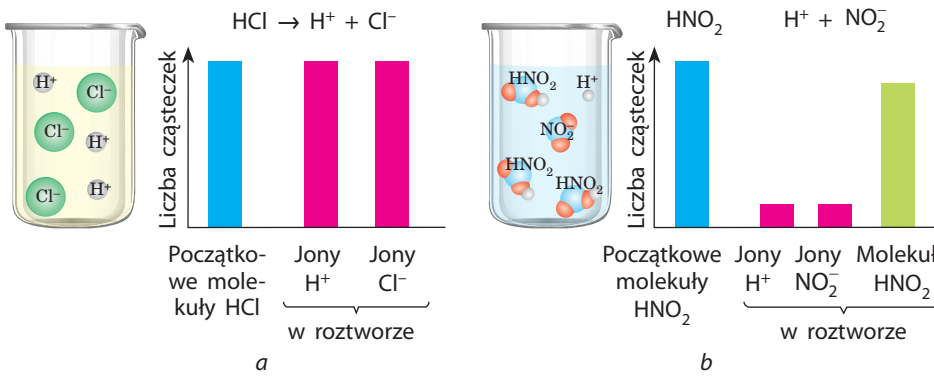
§ 10. Elektrolity mocne i słabe. Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Elektrolity mocne i słabe

Kwasy, zasady i sole w roztworach wodnych dysocjują – rozpadają się na jony. Proces ten może być odwracalny albo nieodwracalny.

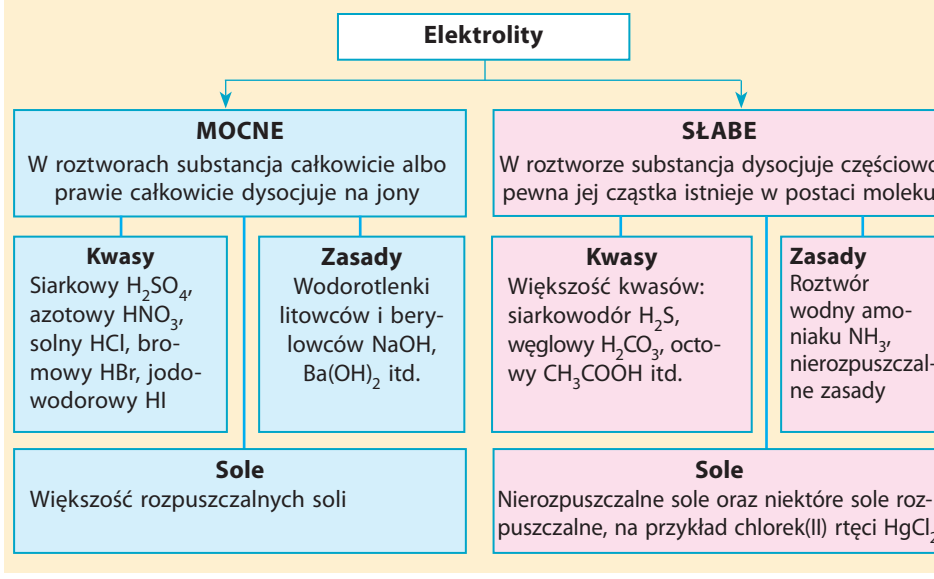
W ***dysocjacji nieodwracalnej*** w roztworach cała substancja albo prawie cała rozpada się na jony. Jest to charakterystyczne dla ***elektrolitów mocnych*** (rys. 10.1, *a*, s. 56). Do elektrolitów mocnych należą niektóre kwasy i wszystkie rozpuszczalne w wodzie sole i zasady (wodorotlenki litowców i berylowców) (schemat 5, s. 56).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 10.1. Porównanie ilości jonów w roztworach z jednakową początkową ilością elektrolitu: *a* – kwas solny (elektrolit mocny); *b* – kwas azotowy (elektrolit słaby)

Schemat 5. Klasyfikacja elektrolitów według mocy



W ***dysocjacji odwracalnej*** zachodzą procesy odwrotne: jednocześnie z rozpadem substancji na jony (dysocjacją) zachodzi proces odwrotny łączenia jonów w molekuły substancji (asocjacja). Dzięki temu część substancji w roztworze istnieje w postaci jonów, a część – w postaci molekuł (rys. 10.1, *b*).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Elektrolity, które podczas rozpuszczania w wodzie rozpadają się na jony tylko częściowo, nazywamy ***elektrolitami słabymi***. Do nich należy woda, wiele kwasów, jak również nierozpuszczalne wodorotlenki i sole (schemat 5).

W równaniach dysocjacji elektrolitów słabych zamiast zwyczajnej strzałki zapisujemy strzałkę dwukierunkową (znak odwracalności):

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$$

Moc elektrolitów można objaśnić polarnością wiązania chemicznego, które rozrywa się podczas dysocjacji. Im bardziej polarne jest wiązanie, tym łatwiej przeobraża się ono pod wpływem molekuł wody w wiązanie jonowe i dlatego mocniejszy jest elektrolit. W solach i wodorotlenkach polarność wiązania jest największa, ponieważ między jonami pierwiastków metalicznych, resztkami kwasowymi i jonami wodorotlenkowymi istnieje wiązanie jonowe, dlatego wszystkie sole rozpuszczalne i zasady – to elektrolity mocne. W kwasach tlenowych podczas dysocjacji ulega rozerwaniu wiązanie O-H, którego polarność zależy od jakościowego i ilościowego składu reszty kwasowej. Moc większości kwasów tlenowych można określić, jeżeli wzór kwasu zapiszemy w postaci $E(OH)_mO_n$. Jeżeli w tym wzorze będzie $n < 2$ – kwas jest słaby, jeżeli $n \geqslant 2$ – mocny.

Zależność mocy kwasu od składu reszty kwasowej

Kwas	Wzór		n	Charakter kwasu
	H_mEO_{n+m}	$E(OH)_mO_n$		
Siarkowego	H_2SO_4	$S(OH)_2O_2$	2	Mocny
Siarkawego	H_2SO_3	$S(OH)_2O$	1	Słaby
Azotowego	HNO_3	$N(OH)O_2$	2	Mocny
Azotawego	HNO_2	$N(OH)O$	1	Słaby
Węglowego	H_2CO_3	$C(OH)_2O$	1	Słaby
Fosforowego	H_3PO_4	$P(OH)_3O$	1	Słaby

Stopień dysocjacji

Moc elektrolitów ilościowo charakteryzuje stopień dysocjacji elektrolitycznej α, który pokazuje część molekuł substancji, które rozpadły się w roztworze na jony.

Stopień dysocjacji α równa się stosunkowi liczby molekuł N albo ilości substancji n, które rozpadły się na jony, do ogólnej liczby molekuł N_0 albo ilości substancji rozpuszczonej n_0.

$$\alpha = \frac{\text{Liczba molekuł, które uległy dysocjacji}}{\text{Ogólna liczba molekuł w roztworze}} = \frac{N_{dys.}}{N_0} = \frac{n_{dys.}}{n_0}$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Stopień dysocjacji można wyrazić nie tylko w ułamkach cyfry jeden ale również w procentach:

$$\alpha = \frac{n_{dys.}}{n_0} \cdot 100\,\%$$

Wartość α może zmieniać się od 0 (brak dysocjacji) do 1, albo 100 % (pełna dysocjacja). Im lepiej dysocjuje elektrolit, tym większy jest stopień dysocjacji.

Według wartości stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolity dzielimy nie na dwie, a na trzy grupy: mocne, słabe oraz elektrolity o średniej mocy. Za mocne elektrolity uważamy te, których stopień dysocjacji jest większy niż 30 %, a za słabe – ze stopniem mniejszym niż 3 %. Elektrolity z wartością pośrednią α – od 3 % do 30 % nazywamy elektrolitami o średniej mocy. Według tej klasyfikacji za takie uznajemy kwasy: HF, HNO_2, H_3PO_4, H_2SO_3 oraz parę innych. Dwa ostatnie kwasy są elektrolitami o średniej mocy tylko w pierwszym etapie dysocjacji, a w innych – to słabe elektrolity.

Stopień dysocjacji – to wielkość zmienna. Zależy on nie tylko od charakteru elektrolitu, ale też od jego koncentracji w roztworze. Zależność tę po raz pierwszy odkrył i zbadał Wilhelm Ostwald. Obecnie jest ona nazywana *prawem rozcieńczeń Ostwalda*: w przypadku rozcieńczenia roztworu wodą, jak również podwyższenia temperatury stopień dysocjacji się zwiększa.

Obliczanie stopnia dysocjacji

Przykład. W jednym litrze wody rozpuszczono wodorotlenek fluoru o ilości 5 moli. Otrzymany roztwór mieści 0,06 moli jonów wodoru. Określcie stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego (w procentach).

Dane:

$n_0(HF) = 5$ moli

$n(H^+) = 0{,}06$ mola

α(HF) — ?

Rozwiązanie:

Zapiszemy równanie dysocjacji kwasu fluorowodorowego:

$$HF \quad H^+ + F^-$$

Podczas dysocjacji z jednej molekuły kwasu tworzy się jeden jon wodoru. Jeżeli w roztworze jest obecnych 0,06 mola jonów H^+, to oznacza to, że dysocjacji uległo 0,06 mola molekuł wodorotlenku fluoru. Tak więc, stopień dysocjacji równa się:

$$\alpha = \frac{n(H^+)}{n_0(HF)} \cdot 100\,\% = \frac{0{,}06}{5} \cdot 100\,\% = 1{,}2\,\%.$$

Odpowiedź: α = 1,2 %.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny niemiecki fizykochemik, laureat Nagrody Nobla z chemii w 1909 roku. Urodził się w Rydze, uczył się na Uniwersytecie Dorpackim, na którym rozpoczął swoją działalność naukową i wykładowczą. W wieku 35 lat przeprowadził się do Lipska, gdzie kierował Instytutem Fizykochemii. Badał prawa równowagi chemicznej, właściwości elektryczne roztworów, odkrył prawo rozcieńczeń, które zostało nazwane jego imieniem, opracował podstawy teorii katalizy kwasowo-zasadowej, wiele czasu poświęcił historii chemii. Założył pierwszą na świecie katedrę chemii fizycznej i pierwsze czasopismo fizyczno-chemiczne. W życiu osobistym miał różne dziwactwa: odczuwał wstręt do obcinania włosów i nigdy nie leczył zębów, a ze swoim sekretarzem porozumiewał się wyjątkowo przy pomocy dzwonka rowerowego.

Wilhelm Friedrich Ostwald
(1853–1932)

Myśl główna

Dysocjacja elektrolitów słabych jest procesem odwracalnym, a mocnych – nieodrwacalnym.

Pytania kontrolne

116. Przytoczcie definicję elektrolitów mocnych i słabych.
117. Podajcie przykłady elektrolitów mocnych i słabych.
118. Jaką wielkość fizyczną wykorzystuje się do charakterystyki ilościowej mocy elektrolitu? Czy jest ona stała w dowolnym roztworze? Jak można zwiększyć stopień dysocjacji elektrolitu?

Zadania utrwalające wiedzę

119. Podajcie po jednym przykładzie soli, kwasu i zasady, która jest: a) elektrolitem mocnym; b) elektrolitem słabym.
120. Podajcie przykłady substancji: a) kwas dwuzasadowy, który na pierwszym etapie jest elektrolitem o średniej mocy, a na drugim – elektrolitem słabym; b) kwas dwuzasadowy, który w obydwu etapach jest elektrolitem słabym.
121. W pewnym kwasie na pierwszym etapie stopień dysocjacji stanowi 100 %, a na drugim – 15 %. Jaki to może być kwas?
122. Jakich cząsteczek jest więcej w roztworze siarkowodoru: molekuł H_2S, jonów H^+, jonów S^{2-} czy jonów HS^-?
123. Z przedstawionego spisu wypiszcie oddzielnie wzory: a) elektrolitów mocnych; b) elektrolitów słabych.
NaCl, HCl, NaOH, $NaNO_3$, HNO_3, HNO_2, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$, H_2S, K_2S, $Pb(NO_3)_2$.
124. Ułóżcie równania dysocjacji azotanu strontu, chlorku(III) rtęci, węglanu wapnia, wodorotlenku wapnia, kwasu siarkowodorowego. Kiedy dochodzi do dysocjacji odwracalnej?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

125. W roztworze wodnym siarczanu sodu znajduje się 0,3 mola jonów. Jaką masę tej soli wykorzystano do przygotowania takiego roztworu?

126. W roztworze fluorowodoru o objętości 1 l mieści się 2 g tego kwasu. W tym roztworze ilość substancji jonów wodorotlenku stanowi 0,008 mola. Jaka ilość substancji jonów fluorkowych jest w tym roztworze? Do jakich kwasów należy fluorowodór?

127. W trzech probówkach znajdują się jednakowe objętości roztworów kwasów solnego, fluorowodorowego, siarkowego. We wszystkich probówkach ilość substancji kwasów jest jednakowa. Ale w pierwszej probówce ilość substancji jonów wodoru stanowi $3 \cdot 10^{-7}$ mola, w drugiej – $8 \cdot 10^{-5}$ mola, a w trzeciej – 0,001 mola. Jaki kwas znajduje się, w której probówce?

128. W pierwszej probówce znajduje się roztwór elektrolitu, którego stopień dysocjacji stanowi 89 %, w drugiej – elektrolit ze stopniem dysocjacji 8 %, a w trzeciej – 0,2 %. Podajcie po dwa przykłady elektrolitów z różnych klas (rodzajów) związków, które mogą znajdować się w tych probówkach.

129*. W dodatkowych źródłach znajdźcie informację o zależności mocy elektrolitów od charakteru substancji. Podajcie zależność między budową substancji i charakterem pierwiastków chemicznych, które je tworzą, i mocą elektrolitów.

§ 11. Kwasowość środowiska. Definicja pH roztworu

Przypomnijcie sobie:

- reakcję zobojętnienia – to reakcja między kwasem i zasadą, w rezultacie której tworzy się sól i woda;
- pod pojęciem czystej wody chemicy rozumieją chemicznie czystą wodę, która nie zawiera żadnych domieszek i rozpuszczonych soli, czyli wodę destylowaną.

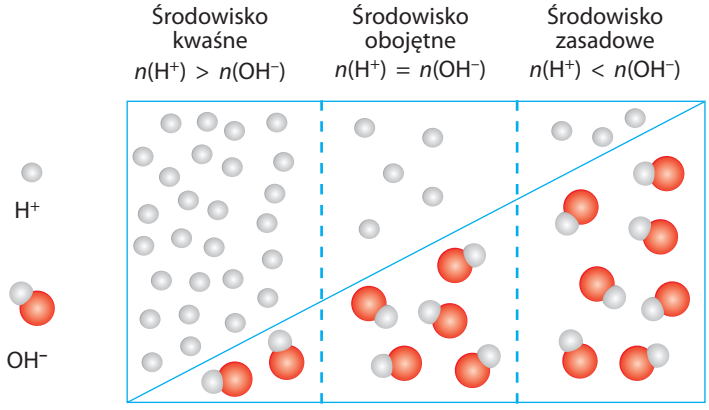
Kwasowość środowiska

Dla różnych procesów chemicznych, przemysłowych i biologicznych bardzo ważną właściwością jest kwasowość roztworów, która określa ilość kwasu albo zasad w roztworach. Ponieważ kwasy i alkalia (zasady) są elektrolitami, to dla charakterystyki kwasowości środowiska wykorzystuje się zawartość jonów H^+ lub OH^-.

W czystej wodzie i w dowolnym roztworze wraz z cząsteczkami substancji rozpuszczonych są również jony H^+ i OH^-. Proces ten zachodzi dzięki dysocjacji samej wody. I chociaż uważamy wodę za nieelektrolit, tym nie mniej może ona dysocjować: $H_2O \quad H^+ + OH^-$. Ale proces ten zachodzi w bardzo niewielkim stopniu: w 1 wody na jony dysocjuje tylko $1 \cdot 10^{-7}$ mola molekuł.

W roztworach kwasów w wyniku ich dysocjacji powstają dodatkowe jony H^+. W takich roztworach jonów H^+ jest o wiele więcej, niż jonów OH^-, które utworzyły się podczas niewielkiej dysocjacji wody, dlatego

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 11.1. Porównanie zawartości jonów H^+ та OH^- w środowisku kwaśnym, zasadowym i obojętnym

te roztwory nazywamy kwaśnymi (rys. 11.1, z lewej strony). Przyjęto mówić, że takie roztwory mają ***środowisko kwaśne***. Im więcej jonów H^+ mieści się w roztworze, tym większa jest kwasowość środowiska.

W roztworach alkaliów w następstwie dysocjacji, na odwrót, przeważają jony OH^-, a kationy H^+ z powodu niewielkiej dysocjacji wody są prawie nieobecne. Środowisko takich roztworów jest ***alkaliczne*** (rys. 11.1, z prawej strony). Im wyższa jest koncentracja jonów OH^-, tym bardziej alkaliczne jest środowisko roztworu.

W roztworze soli kuchennej ilość jonów H^+ та OH^- jest jednakowa i wynosi po o $1 \cdot 10^{-7}$ mola w 1 l roztworu. Takie środowisko nazywamy ***obojętnym*** (rys. 11.1, w środku). Oznacza to w praktyce, że roztwór nie zawiera ani kwasów, ani alkaliów. Środowisko obojętne charakterystyczne jest dla roztworów niektórych soli (utworzonych przez zasadę i mocny kwas) oraz wiele substancji organicznych. Czysta woda również posiada środowisko obojętne.

Skala pH

Jeżeli porównać smak kefiru i soku cytrynowego, to można z pewnością stwierdzić, że sok cytrynowy jest o wiele bardziej kwaśny, czyli kwasowość tych roztworów jest różna. Już dowiedzieliście się, że w czystej wodzie również znajdują się jony H^+, ale kwaśny smak nie jest wyczuwalny. Jest to spowodowane zbyt małym stężeniem jonów H^+. Często nie wystarczy powiedzieć, że środowisko jest kwaśne lub zasadowe (alkaliczne), a trzeba je scharakteryzować ilościowo.

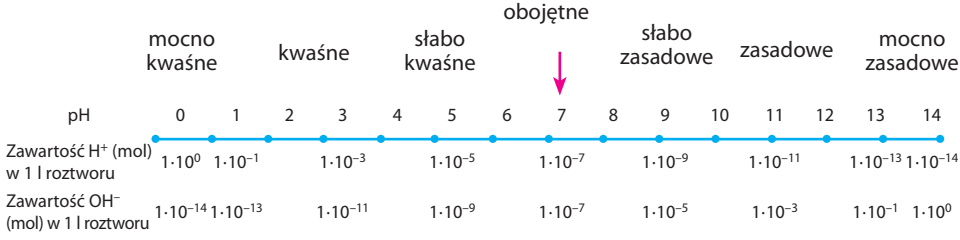
Kwasowość środowiska jest określana ilościowo przez skalę pH (wymawiaj „pe-ha”), która jest związana z koncentracją jonów wodoru. Wartość

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

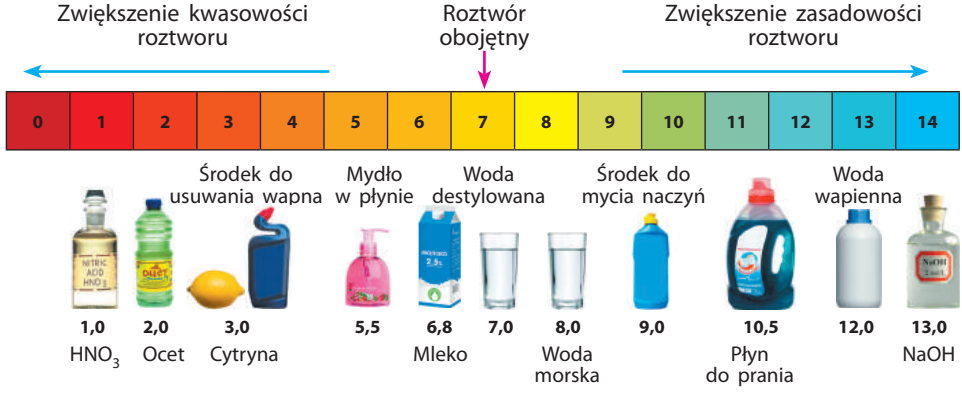
pH odpowiada pewnej zawartości kationów wodoru w 1 l roztworu. W czystej wodzie i roztworach obojętnych w 1 l znajduje się $1 \cdot 10^{-7}$ mola jonów H^+, a wartość pH równa się 7. W roztworach kwasów zawartość kationów H^+ jest większa, niż w czystej wodzie, a w roztworach alkalicznych – mniejsza. Odpowiednio do tego zmienia się i wartość wskaźnika pH: w środowisku kwaśnym znajduje się on w granicach od 0 do 7, a alkalicznym – od 7 do 14. Po raz pierwszy skalę pH zaproponował wykorzystywać duński chemik Peder Sörensen.

- **Środowisko kwaśne**: $0 < pH < 7$
- **Środowisko obojętne**: $pH = 7$
- **Środowisko zasadowe**: $7 < pH < 14$

Mogliście zauważyć, że wartość pH jest związana ze stężeniem jonów H^+. Obliczenie pH bezpośrednio jest związane z obliczeniem logarytmu liczby, którą poznacie na lekcjach matematyki w klasie 11. Ale powiązania między zawartością jonów w roztworze i wartością pH można przeanalizować zgodnie z takim schematem:



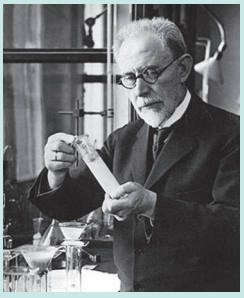
Wartości skali pH roztworów wodnych wielu substancji oraz roztworów naturalnych znajdują się najczęściej w przedziale od 1 do 13 (rys. 11.2).



Rys. 11.2. Wartości ph różnych roztworów naturalnych i sztucznych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Duński fizykochemik i biochemik, prezes Duńskiego Towarzystwa Królewskiego. Ukończył Uniwersytet Kopenhaski. W wieku 31 lat został profesorem Duńskiego Instytutu Politechnicznego w Kopenhadze. Równocześnie kierował prestiżowym laboratorium fizykochemiczym przy fabryce piwa Carlsberg w Kopenhadze, w którym dokonał swoich najważniejszych odkryć. Główną działalność naukową poświęcił teorii roztworów: wprowadził pojęcie skali pH, badał zależność aktywności fermentów od kwasowości roztworów. Za swoje osiągnięcia naukowe Sörensen został włączony do spisu „100 najwybitniejszych chemików XX wieku", ale w historii nauki pozostał przede wszystkim znany jako ten uczony, który wprowadził do nauki pojęcie „pH" i „pH-metrii".



Sören Peder Lauritz Soerensen
(1868–1939)

Określenie kwasowości środowiska

Aby określić kwasowość roztworu w laboratoriach najczęściej wykorzystuje się papierek wskaźnikowy (rys. 11.3). Według jego zabarwienia można określić nie tylko obecność kwasu lub zasady, ale również wartość pH roztworu z dokładnością do 0,5.

Dla dokładniejszego zmierzenia pH istnieją specjalne urządzenia – pH-metry (rys. 11.49). Pozwalają one określić pH roztworu z dokładnością do 0,001–0,01.

Wykorzystując wskaźniki albo pH-metry, można śledzić za tym, w jaki sposób przebiegają reakcje chemiczne. Na przykład, jeżeli do roztworu wodorotlenku sodu dolewać kwas solny, to zajdzie reakcja zobojętnienia:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Rys. 11.3. Papierkiem wskaźnikowym określa się przybliżoną wartość pH

a

b

Rys. 11.4. Do mierzenia pH wykorzystuje się specjalne urządzenia – pH-metry: *a* – laboratoryjny (stacjonarny); *b* – przenośny

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W tym przypadku roztwory reagentów i produktów reakcji są bezbarwne. Jeżeli jednak w początkowym roztworze alkalium (zasady) umieścić elektrodę pH-metru, to o całkowitym zobojętnieniu zasady kwasem można wysnuć wniosek według wartości pH powstałego roztworu.

Zastosowanie skali pH

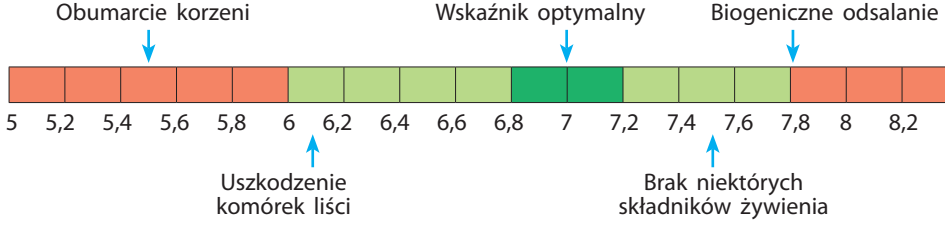
Określenie kwasowości roztworów ma wielkie praktyczne znaczenie w wielu gałęziach nauki, przemysłu oraz innych sferach życia człowieka.

Ekolodzy regularnie mierzą pH wody deszczowej, wody rzek i jezior. Ostre podwyższenie kwasowości wód naturalnych może być następstwem zanieczyszczenia atmosfery albo przedostania się do zbiorników wodnych odpadów przedsiębiorstw przemysłowych (rys. 11.5). Takie zmiany powodują wyginięcie roślin, ryb oraz innych mieszkańców zbiornika wodnego.

Skala pH – najważniejszy wskaźnik procesów, które zachodzą w organizmach żywych, ponieważ w komórkach zachodzą liczne reakcje chemiczne. W diagnostyce klinicznej określa się pH osocza krwi, moczu, soku żołądkowego itd. (rys. 11.6). Narmalna wartość pH krwi – od 7,35 do 7,45. Nawet niewielka zmiana pH krwi człowieka powoduje poważne choroby, a wraz ze wskaźnikiem pH = 7,1 i mniej rozpoczynają się nieodwracalne zmiany, które mogą doprowadzić do śmierci.

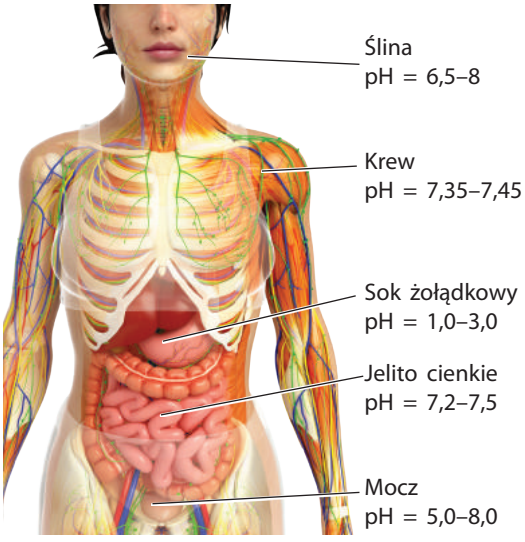
Dla większości roślin ważna jest kwasowość gleby, dlatego agronomowie wcześniej dokonują analizy gruntu, określając jego pH (rys. 11.7). Jeżeli kwasowość jest zbyt wielka dla jakiegoś gatunku roślin, glebę się wapnuje – dodaje się kredę lub wapno.

W przemyśle spożywczym przy pomocy kwasowo-zasadowych wskaźników dokonuje się kontroli jakości podczas produkcji różnych produktów spożywczych (rys. 11.8). Na przykład, norma dla mleka pH = 6,8. Jeżeli pH różni się od tego wskaźnika, świadczy to albo o obecności innych domieszek, albo o jego skwaśnieniu.



Rys. 11.5. Wpływ wskaźnika pH wody w zbiornikach wodnych na życie w nich roślin

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 11.6. Wartość pH płynów biologicznych w organizmie człowieka

Rys. 11.7. Mierzenie pH gleby

Rys. 11.8. Kontrola jakości mleka w laboratorium mleczarni

Ważna jest wartość pH dla środków kosmetycznych, które wykorzystujemy w życiu codziennym. Średnio dla skóry człowieka pH = 5,5. Jeżeli skóra ma kontakt ze środkami, których kwasowość znacznie różni się od tej wartości, to doprowadzi to do przedwczesnego starzenia się skóry, jej uszkodzenia albo pojawienia się zapaleń. Zaobserwowano, że praczki, które przez długi czas wykorzystywały do prania zwyczajne mydło gospodarcze (pH = 8-10) albo sodę do prania (Na_2CO_3, pH = 12–13), ich skóra rąk stawała się bardzo sucha i pokrywała się pęknięciami. Dlatego bardzo ważne jest wykorzystywanie różnych środków kosmetycznych (żele, kremy, szampony itd.) z podobnym do naturalnego pH skóry.

DOŚWIADCZENIA LABORATORYJNE nr 1–3

Przyrządy: statyw z probówkami, pipetka.

Odczynniki: woda, kwas solny, roztwory NaCl, NaOH, ocet stołowy, wskaźnik (roztwór albo papierek wskaźnikowy), produkty spożywcze i kosmetyczne (na przykład, cytryna, szampon, pasta do zębów, proszek do prania, napoje gazowane, soki itp.).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zasady bezpieczeństwa:

- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości reaktywów;
- uważajcie, żeby reaktywy nie trafiły na skórę, w oczy, na ubranie; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody i przetrzyjcie uszkodzone miejsce rozcieńczonym roztworem kwasu bornego (w przypadku alkaliów) albo roztworem sody (w przypadku kwasu).

Wykrycie jonów wodoru i jonów wodorotlenkowych w roztworach. Określenie przybliżonej wartości pH wody, roztworów zasadowych i kwaśnych

1. Do pięciu probówek nalejcie po 1–2 ml wody, kwasu solnego, roztworów chlorku sodu, wodorotlenku sodu i octu stołowego.

2. Do każdej probówki dodajcie po 2–3 krople roztworu wskaźnika uniwersalnego albo zanurzcie papierk lakmusowy. Określcie pH roztworów, porównując kolor wskaźnika ze skalą porównawczą. Wysnujcie wnioski o obecności w każdej probówce kationów wodoru albo jonów wodorotlenkowych. Ułóżcie równania dysocjacji tych związków.

Badanie pH produktów spożywczych i kosmetycznych

Zbadajcie papierkiem wskaźnikowym próbki produktów spożywczych i kosmetycznych. Aby zbadać próbki suche, jak na przykład proszek do prania, trzeba je rozpuścić w niewielkiej ilości wody (1 łopatka suchej substancji na 0,5–1 ml wody). Określcie pH roztworów. Wysnujcie wnioski o kwasowości środowiska w każdym z badanych produktów.

Myśl główna

Roztwór	$n(H^+)$ (mol w 1 l)	Stosunek między zawartością H^+ та OH^-	pH
Kwaśny	$> 1 \cdot 10^{-7}$	$n(H^+) > n(OH^-)$	< 7.0
Obojętny	$= 1 \cdot 10^{-7}$	$n(H^+) = n(OH^-)$	7.0
Zasadowy	$< 1 \cdot 10^{-7}$	$n(H^+) < n(OH^-)$	> 7.0

Pytania kontrolne

130. Obecność jakich jonów w roztworze warunkuje jego kwasowość?

131. Jakie jony są obecne w reszcie roztworów kwasowych? W zasadowych?

132. Jaki wskaźnik ilościowo opisuje kwasowość roztworów?

133. Jakie wartości pH i zawartość jonów H^+ są w roztworach: a) obojętnych; b) słabokwaśnych; c) słabo zasadowych; d) mocno kwaśnych; e) mocno zasadowych?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

134. Roztwór wodny pewnej substancji ma środowisko zasadowe. Których jonów jest więcej w tym roztworze: H^+ czy OH^-?

135. W dwóch probówkach znajdują się roztwory kwasu azotowego i azotanu potasu. Jakie wskaźniki można wykorzystać, żeby określić, w której probówce znajduje się roztwór soli?

136. W trzech probówkach znajdują się roztwory wodorotlenku baru, kwasu azotowego i azotanu wapnia. Jak przy pomocy jednego odczynnika poznać te roztwory?

137. Z podanego spisu wypiszcie wzory substancji, których roztwory mają środowisko: a) kwaśne; b) zasadowe; c) obojętne.
NaCl, HCl, NaOH, HNO_3, H_3PO_4, H_2SO_4, $Ba(OH)_2$, H_2S, KNO_3.

138. Woda deszczowa ma pH = 5,6. Co to oznacza? Która substancja występująca w powietrzu, w przypadku rozpuszczenia w wodzie warunkuje taką kwasowość środowiska?

139. Jakie środowisko (kwasowe czy zasadowe) występuje: a) w roztworze szamponu (pH = 5,5); b) we krwi zdrowego człowieka (pH = 7,4); c) w soku żołądkowym człowieka (pH = 1,5); d) w ślinie (pH = 7,0)?

140. W składzie węgla kamiennego, który wykorzystuje się w elektrowniach cieplnych znajdują się związki azotu i siarki. Wyrzucenie do atmosfery produktów spalania węgla prowadzi do tworzenia się tak zwanych kwaśnych deszczy, które zawierają niewielkie ilości kwasów azotowego i siarkawego. Jaka wartość pH jest charakterystyczna dla takiej wody deszczowej: ponad 7 czy mniej niż 7?

141. Czy zależy pH roztworu mocnego kwasu od jego koncentracji? Odpowiedź uzasadnijcie.

142. Do roztworu, który zawiera 1 mol wodorotlenku potasu dolano roztwór fenoloftaleiny. Czy zmieni się zabarwienie roztworu, jeżeli do niego potem dodać kwas solny o ilości substancji. A) 0,5 mola; b) 1 mola; c) 1,5 mola?

143. W trzech niepodpisanych probówkach znajdują się substancje bezbarwne: siarczanu sodu, wodorotlenku sodu i kwasu siarkowego. Dla wszystkich roztworów zmierzono wskaźnik pH: w pierwszej probówce – 2,3, w drugiej – 12,6, w trzeciej – 6,9. Jaka substancja znajduje się, w której probówce?

144. Uczeń kupił w aptece wodę destylowaną. pH-metr wskazał, że wskaźnik pH tej wody równa się 6,0. Potem uczeń gotował tę wodę przez długi czas, napełnił pojemnik po brzegi gorącą wodą i zamknął pokrywką. Kiedy woda wystygła do temperatury pokojowej, pH-metr wskazał wartość pH 7,0. Potem uczeń przepuszczał powietrze przez wodę przy pomocy rurki i pH-metr znowu wskazał 6,0. Jak można objaśnić rezultaty tych pomiarów pH?

145. Jak uważacie, dlaczego w dwóch butelkach octu pochodzących od jednego producenta mogą znajdować się roztwory z nieco inną wartością pH?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 12. Reakcje wymiany między roztworami elektrolitów. Jonowo-molekularne równania reakcji chemicznych

Jonowo-molekularne równania reakcji

Jak już uczyliście się w klasie 8, reakcje wymiany między solami, kwasami i zasadami w roztworach zachodzą pod warunkiem, że w wyniku reakcji:

- powstanie woda;
- wytrąci się osad (substancja nierozpuszczalna w wodzie);
- wydzieli się gaz.

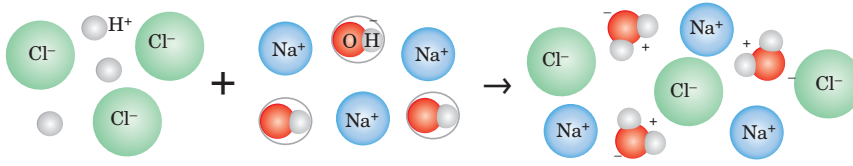
Zbadajmy, w jaki sposób zachodzą reakcje wymiany między roztworami elektrolitów, z pozycji teorii dysocjacji elektrolitycznej. W tym celu układa się *równania jonowo-molekularne*: w molekularnym równaniu reakcji wzory elektrolitów mocnych zamienia się na wzory jonów, na które dysocjują te elektrolity, a inne substancje (osady, gazy, elektrolity słabe i tlenki) – zostawia się w postaci molekularnej.

Ułóżmy równanie jonowo-molekularne reakcji zobojętnienia kwasu solnego wodorotlenkiem sodu. Na początku zapiszmy równanie molekularne tej reakcji:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Reagenty i jeden z produktów reakcji – to elektrolity mocne. W roztworze wodnym znajdują się one wyjątkowo w postaci jonów, a woda na jony prawie nie dysocjuje. Biorąc to pod uwagę, zamieniamy wzory elektrolitów mocnych na wzory jonów:

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$$



Taki zapis nazywamy *pełnym równaniem jonowo-molekularnym reakcji*. Są w nim zapisane wszystkie cząsteczki, które realnie znajdują się w roztworze. Z tego równania widać, że jony Cl^- i Na^+ w reakcji nie biorą udziału – są one zapisane i w lewej, i w prawej części równania, dlatego można je pominąć (skrócić):

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Otrzymaliśmy *skrócone równanie reakcji jonowo-molekularnej*. Pokazuje ono chemiczną istotę tej reakcji: jeżeli w roztworze jednocześnie są obecne jony H^+ i OH^-, oddziaływują one wzajemnie na siebie, tworząc słaby elektrolit – wodę.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W taki sposób można ułożyć równania jonowo-molekularne dla dowolnej reakcji w roztworze. Takie równania odzwierciedlają realny proces, który zachodzi w roztworze, ponieważ część jonów nie bierze udziału w reakcji.

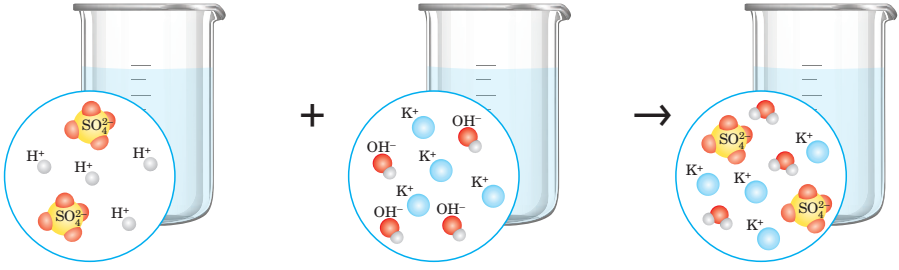
Reakcje wymiany z powstaniem wody

Układamy równanie jonowo-molekularne reakcji kwasu siarkowego z wodorotlenkiem potasu. Zwróćcie uwagę, że trzeba brać pod uwagę współczynniki stechiometryczne:

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2H^+ + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- = 2K^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O \text{ – równanie pełne}$$

$$2H^+ + 2OH^- = 2H_2O \text{ abo } H^+ + OH^- = H_2O \text{ – równanie skrócone}$$



Jak widać, pełne równanie jonowo-molekularne tej reakcji odróżnia się od równania, ułożonego w poprzednim podrozdziale. Ale skrócone równanie jonowo-molekularne jest takie samo, jak dla reakcji kwasu solnego z wodorotlenkiem sodu.

Obie te reakcje są reakcjami zobojętnienia. Tak więc, *chemiczna istota reakcji zobojętnienia* polega na związaniu jonów H^+ i OH^- w molekułę słabego elektrolitu – wody.

Rozpatrzmy jeszcze przykłady oddziaływania wodorotlenków z kwasami.

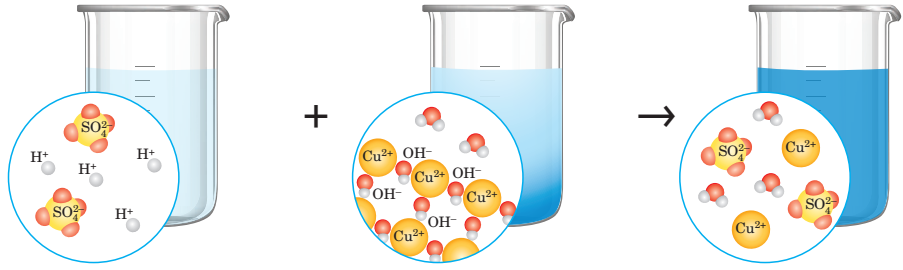
Reakcja między kwasem siarkowym i nierozpuszczalnym wodorotlenkiem miedzi(II):

$$H_2SO_4 + Cu(OH)_2 = CuSO_4 + 2H_2O$$

$$2H^+ + SO_4^{2-} + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

$$2H^+ + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + 2H_2O$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

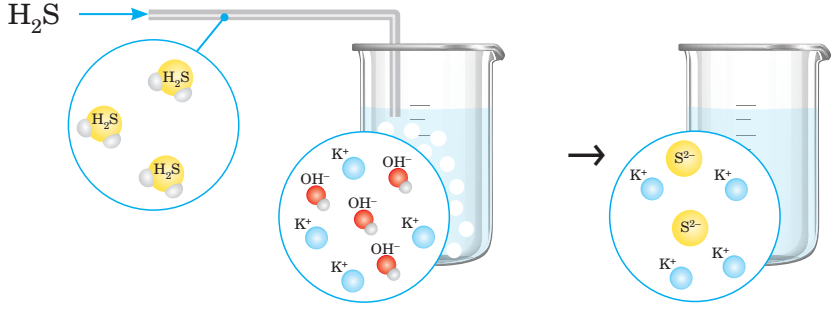


Oddziaływanie między słabym kwasem siarkowodorowym i wodorotlenkiem potasu:

$$H_2S + 2KOH = K_2S + 2H_2O$$

$$H_2S + 2K^+ + 2OH^- = 2K^+ + S^{2-} + 2H_2O$$

$$H_2S + 2OH^- = S^{2-} + 2H_2O$$



Zwróćcie uwagę, że w tych równaniach wzory słabych elektrolitów ($Cu(OH)_2$ та H_2S) pozostawiliśmy w postaci molekularnej, ponieważ one prawie nie dysocjują na jony w roztworze.

Reakcje wymiany z powstaniem osadu

Rozpatrzmy reakcję wymiany między rozpuszczalnymi solami:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

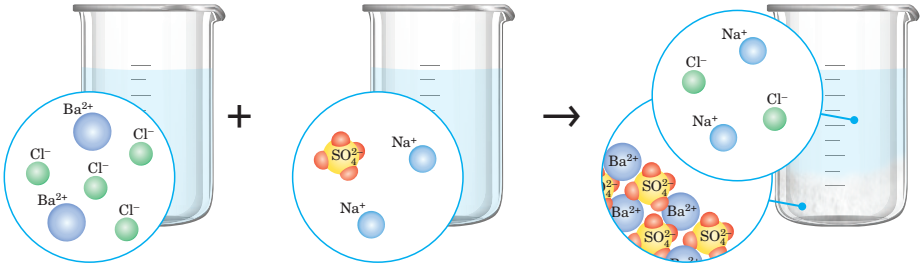
Obydwa reagenty i chlorek sodu – to elektrolity mocne, podczas rozpuszczania w wodzie całkowicie ulegają dysocjacji, a siarczan baru – jest nierozpuszczalny:

$$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$$

Skrócone równanie jonowo-molekularne otrzymujemy po wyodrębnieniu jednakowych jonów w lewej i prawej części:

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$



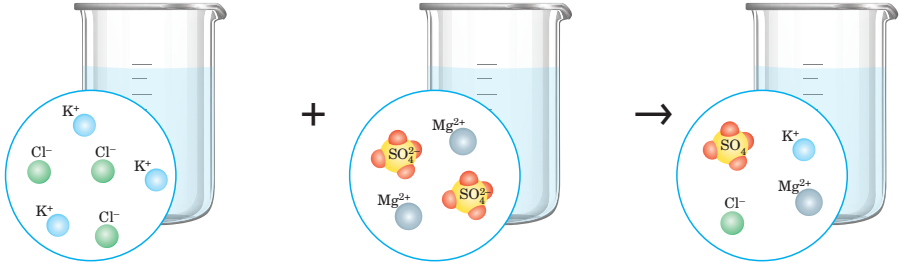
Tak więc, sedno procesu polega na oddziaływaniu baru i jonów siarczanowych z wytrąceniem osadu siarczanu baru.

Jeżeli w procesie zmieszania roztworów dwóch soli rozpuszczalnych osad się nie utworzy, to reakcja nie zachodzi. Na przykład, podczas mieszania roztworów chlorku potasu i siarczanu magnezu żadne widoczne zmiany nie zachodzą. Zapiszemy równanie tej reakcji wymiany:

$$2KCl + MgSO_4 = MgCl_2 + K_2SO_4$$

Wszystkie substancje – to elektrolity mocne:

$$2K^+ + 2Cl^- + Mg^{2+} + SO_4^{2-} = Mg^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + SO_4^{2-}$$



Widzimy, że lewa i prawa części równania są jednakowe, czyli utworzony roztwór zawiera wszystkie jony, które były w roztworach reagentów.

Jest rzeczą jasną, że w tym przypadku żadne jony wzajemnie się nie łączą, nie zachodzą zmiany w roztworze. Oznacza to, że reakcja jest niemożliwa:

$$KCl + MgSO_4 \neq$$

Reakcje wymiany w wydzieleniem gazu

Substancje gazowe, które wydzielają się w reakcjach wymiany, najczęściej są nieelektrolitami albo słabymi elektrolitami. Dlatego podczas układania równań jonowo-molekularnych ich wzory zostawiamy w formie molekularnej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

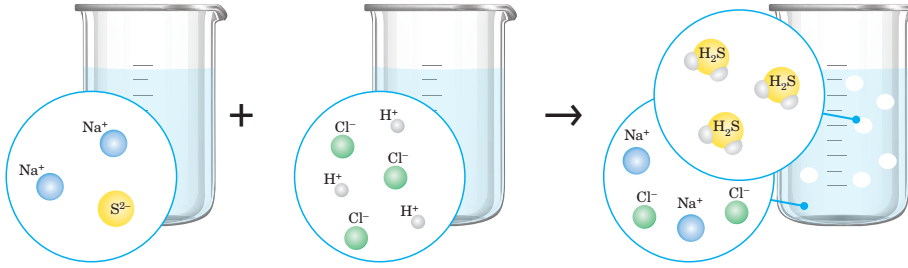
Rozpatrzymy reakcję siarczku sodu z kwasem solnym:

$$Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S\uparrow$$

Siarkowodór chociaż jest również kwasem, ale bardzo słabym. Ponadto siarkowodór źle rozpuszcza się w wodzie, dlatego w przypadku utworzenia wydziela się z roztworu pod postacią gazu, o czym świadczy pojawienie się specyficznego zapachu siarkowodoru – zapachu zgniłych jajek. Równanie jonowo-molekularne tej reakcji jest następujące:

$$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2S\uparrow$$

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$



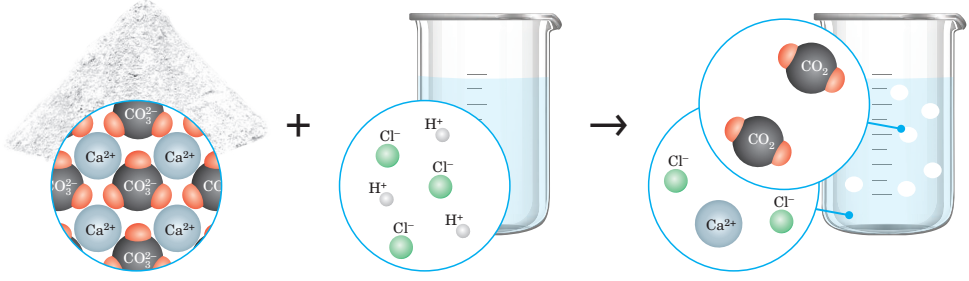
Reakcje wymiany mogą zachodzić nawet między solami nierozpuszczalnymi w wodzie, jeżeli są utworzone przez słabe kwasy: węglany, siarczyny i niektóre siarczki. Jest to możliwe dlatego, że kwas mocny wypycha słaby z jego soli, nawet z osadu.

Ułóżmy równanie oddziaływania węglanu wapnia z kwasem solnym:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2H^+ + 2Cl^- = Ca^{2+} + 2Cl^- + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$$



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

We wszystkich przypadkach w wyniku reakcji wymiany niektóre jony łączą się między sobą, przy czym tworzą się nieelektrolity (gazy) oraz słabe elektrolity (woda lub substancje nierozpuszczalne).

Reakcje wymiany jonowej zachodzą w roztworach, jeżeli w wyniku reakcji tworzy się słaby elektrolit albo nieelektrolit.

Odtworzenie równań molekularnych przy pomocy skróconego równania jonowo-molekularnego

Często spotykamy się z sytuacją, kiedy znamy tylko skrócone równanie jonowo-molekularne, a trzeba określić reagenty i ułożyć równanie w formie molekularnej.

Na przykład, musimy wykonać reakcję chemiczną, której odpowiada poniższe równanie jonowo-molekularne:

$$S^{2-} + 2H^+ = H_2S\uparrow$$

Aby odtworzyć równanie molekularne musimy przypomnieć sobie substancje, podczas dysocjacji których tworzą się jony z podanego równania skróconego. Jony siarczkowe S^{2-} tworzą sią podczas dysocjacji siarczków rozpuszczalnych: Na_2S, K_2S i BaS.

Drugi reagent ma dysocjować z powstaniem jonów H^+. Temu warunkowi odpowiada dowolny kwas mocny. Tak więc, jeden z wariantów równania molekularnego to:

$$K_2S + 2HBr = 2KBr + H_2S\uparrow$$

Oczywiście, że jest to nie jedyny możliwy wariant. Dlatego jednemu skróconemu równaniu jonowo-molekularnemu może odpowiadać kilka molekularnych. Taka umiejętność określania reagentów będzie dla was pomocna podczas wykonania doświadczeń laboratoryjnych.

Reakcje wymiany jonowej w roztworach zachodzą do końca w stronę wiązania jonów, kiedy jeden z produktów reakcji zostaje wyodrębniony ze środowiska reakcyjnego. Rozpatrzmy reakcję między roztworami chlorku sodu i kwasu siarkowego:

$$2NaCl + H_2SO_4 \neq Na_2SO_4 + 2HCl$$

Ponieważ wszystkie reagenty i produkty reakcji są dobrze rozpuszczalne oraz są mocnymi elektrolitami, to w roztworach rozcieńczonych ta reakcja nie zajdzie. Ale jeżeli reakcję przeprowadzić w warunkach niedoboru rozpuszczalnika, czyli użyć chlorku sodu nie w formie roztworu, to reakcja jest niemożliwa. Chlorowodór, chociaż dobrze rozpuszcza się w wodzie, ale w spósób ograniczony:

$$NaCl(kryst.) + H_2SO_4(stęż.) = NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

DOŚWIADCZENIA LABORATORYJNE nr 4–6

Wyposażenie: statyw z probówkami, pipetki, łopatka.
Reaktywy: roztwór $CaCl_2$, $Ca(NO_3)_2$, Na_2CO_3, NaCl, KNO_3, NaOH, fenoloftaleina, HCl, proszek $CaCO_3$.

Zasady bezpieczeństwa:
- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości reaktywów;
- uważajcie, żeby reaktywy nie trafiły na skórę, w oczy; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody.

Reakcje wymiany między elektrolitami w roztworach wodnych, którym towarzyszy wytrącanie się osadu

1. Do pierwszej probówki nalejcie roztwór chlorku wapnia o objętości 1 ml, do drugiej – taką samą ilość roztworu azotanu wapnia. Do obu probówek dodajcie po 1 ml roztworu węglanu sodu. Co zaobserwujecie?

Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji. Czy można stwierdzić, że w obu przypadkach zachodzi jedna i ta sama reakcja?

2. Do roztworu chlorku sodu o objętości 1 ml dolejcie taką samą ilość roztworu azotanu potasu. Czy zauważyliście jakieś zmiany? Dlaczego w tym przypadku reakcja jest niemożliwa? Jak można to udowodnić, wykorzystując pełne jonowo-molekularne równanie reakcji? Jakie jony są obecne w utworzonym roztworze?

Reakcje wymiany między elektrolitami w roztworach wodnych, którym towarzyszy wydzielenie się gazu

Do pierwszej probówki nalejcie roztwór węglanu sodu o objętości 1 ml, do drugiej probówki wsypcie łopatką niewielką ilość węglanu wapnia (na końcu łopatki). Do obu probówek ostrożnie dolejcie kwas solny o objętości 1 ml. Co zachodzi?

Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania rekcji. Czy można stwierdzić, że w obu przypadkach zaszła ta sama reakcja?

Reakcje wymiany między elektrolitami w roztworach wodnych, którym towarzyszy powstanie wody

Nalejcie do probówki 1 ml roztworu wodorotlenku sodu, dodajcie kilka kropli fenoloftaleiny. Jakie jest zabarwienie roztworu?

Dodawajcie kwas solny po kropli do pełnego zniknięcia zabarwienia. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Myśl główna

Reakcje wymiany między roztworami elektrolitów zachodzą, jeżeli w wyniku reakcji tworzy się słaby elektrolit (woda albo substancja nierozpuszczalna) albo nieelektrolit (gaz).

Pytania kontrolne

146. W jakich warunkach zachodzą reakcje wymiany jonowej w roztworze? Podajcie po jednym przykładzie dla każdego przypadku.

147. Jakie reakcje nazywamy reakcjami zobojętnienia?

Zadania utrwalające wiedzę

148. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania dla schematów:

a) $Ba(OH)_2 + HCl \rightarrow$;
b) $K_2S + H_2SO_4 \rightarrow$;
c) $BaCl_2 + MgSO_4 \rightarrow$;
d) $FeCl_2 + NaOH \rightarrow$;
e) $HNO_3 + Ba(OH)_2 \rightarrow$;
f) $AgNO_3 + K_3PO_4 \rightarrow$;
g) $BaCO_3 + HCl \rightarrow$;
h) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$;
i) $Na_2S + HCl \rightarrow$;
j) $AgNO_3 + AlCl_3 \rightarrow$;
k) $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$;
l) $Na_2SO_3 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$;
m) $NaOH + FeCl_3 \rightarrow$;
n) $CaCO_3 + HNO_3 \rightarrow$.

149. Podajcie po dwa przykłady molekularnych równań reakcji, które odpowiadają następującym skróconym jonowo-molekularnym równaniom:

a) $H^+ + OH^- = H_2O$;
b) $2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2\uparrow + H_2O$;
c) $CO_3^{2-} + Ca^{2+} = CaCO_3\downarrow$;
d) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$;
e) $Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$;
f) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$.

150. Podajcie po jednym równaniu reakcji, które odpowiada każdemu schematowi przekształceń. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania.

a) sól + sól → sól ↓ + sól;
b) kwas mocny + zasada → sól + woda;
c) kwas słaby + zasada → sól + woda;
d) kwas słaby + zasada słaba → sól + woda;
e) kwas mocny + zasada → sól ↓ + woda;
f) sól + kwas mocny → sól + kwas słaby.

151. Podajcie przykład soli rozpuszczalnej w wodzie, podczas oddziaływania której zarówno z siarczanem potasu, jak i z azotanem(I) srebra utworzy się osad. Ułóżcie równania tych reakcji w postaci molekularnej i jonowo-molekularnej.

152. Nazwijcie dwa roztwory soli różnych kwasów w wodzie, podczas oddziaływania których z mocnym kwasem wydzielają się produkty gazowe.

153. Uzupełnijcie równania reakcji, ułóżcie równania jonowo-molekularne.

a) $MgSO_4 + \ldots = \ldots\downarrow + K_2SO_4$;
b) $\ldots + HCl = \ldots\downarrow + HNO_3$;
c) $FeS + \ldots = FeCl_2 + \ldots\uparrow$;
d) $\ldots + \ldots = Fe(OH)_2\downarrow + BaSO_4\downarrow$.

154. Z podanego spisu wypiszcie wzory substancji, z którymi oddziaływuje wodorotlenek potasu w roztworze wodnym. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji. HCl, $NaNO_3$, $Ca(OH)_2$, $MgCl_2$.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

155. Z podanego spisu wypiszcie wzory soli, które oddziaływują z kwasem solnym. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji.
KBr, $AgNO_3$, $CaCO_3$, $MgSO_4$.

156. Do roztworu azotanu(I) srebra o masie 200 g z cząstką masową soli 0,85 % dodawano kwas solny do zaprzestania wytrącania się osadu. Obliczcie masę osadu, który się utworzył.

157. Do roztworu, który zawiera mieszaninę siarczynu potasu i chlorku sodu, najpierw dodano roztwór kwasu solnego do zaprzestania wydzielania się gazu, a potem – roztwór azotanu(I) srebra. Jakie jony pozostały w roztworze? Odpowiedź podtwierdźcie równaniami reakcji.

158. Do kwasu solnego dodawano węglan wapnia do zaprzestania wydzielania się gazu. W rezultacie tworzy się roztwór chlorku wapnia o masie 500 g z masą cząsteczkową soli 0,333 %. Obliczcie masę chlorowodoru w roztworze początkowym.

PRACA PRAKTYCZNA nr 1

Reakcje wymiany jonowej między elektrolitami w rotworach wodnych

Wyposażenie: statyw z probówkami, pipetki.
Reaktywy: HCl, roztwory Na_2CO_3, KCl, $CaCl_2$, $BaCl_2$, $MgCl_2$, KBr, KI, K_3PO_4, Na_2SO_4, Na_2SO_3, $AgNO_3$, H_2SO_4, NaOH, lakmus albo oranż metylowy.

Zasady bezpieczeństwa:

- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- uważajcie, żeby substancje nie trafiły na skórę, w oczy; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody;
- aby określić zapach substancji nie podnoście probówki do twarzy, a skierujcie powietrze ruchami rąk do siebie.

Doświadczenie 1. Do dwóch probówek nalejcie po 1 ml roztworu węglanu sodu. Do pierwszej probówki dolejcie kilka kropli kwasu solnego, a do drugiej – 1 ml roztworu chlorku wapnia. Jakie zmiany zaobserwujecie? Czy te reakcje są odwracalne, czy nieodwracalne? Ułóżcie równania reakcji w postaci molekularnej, pełnej i skróconej postaci jonowo-molekularnej. Czy zajdzie reakcja, jeżeli zamiast roztworu węglanu sodu wykorzystać sól nierozpuszczalną, na przykład węglan magnezu?

Doświadczenie 2. Do dwóch probówek nalejcie po 1 ml roztworu chlorku baru. Do pierwszej dolejcie 1 ml roztworu siarczanu sodu, do drugiej – kilka kropel roztworu azotanu(I) srebra. Jakie zmiany zauważycie? Czy będą się różnić osady w obu probówkach wyglądem i

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

składem? Ułóżcie równania reakcji w molekularnej, pełnej i skróconej postaci jonowo-molekularnej.

Doświadczenie 3. Do czterech probówek nalejcie po 1 ml roztworów chlorku potasu, bromku potasu, jodku potasu i ortofosforanu potasu. Do każdej probówki dolejcie 1 ml roztworu azotanu(I) srebra. Jakie zmiany zaobserwujecie? Czy będą się różnić osady we wszystkich probówkach wyglądem i składem? Ułóżcie równania reakcji w molekularnej, pełnej i skróconej postaci jonowo-molekularnej.

Doświadczenie 4. Do czterech probówek nalejcie po 1 ml roztworu kwasu siarkowego i dodajcie po kilka kropel roztworu wskaźnika (lakmusu albo oranżu metylowego). Do pierwszej probówki po kropli dodawajcie roztwór zasady do zobojętnienia roztworu. Do drugiej probówki dolejcie 1 ml roztworu chlorku baru. Czy zajdzie reakcja? Czy zmieni się kwasowość środowiska w probówce? Do trzeciej probówki dolejcie 1 ml roztworu siarczynu sodu. Co zaobserwujecie? Określcie zapach w probówce. Czy zaszła reakcja? Według jakiej cechy można to określić? Do czwartej dolejcie 1 ml roztworu chlorku magnezu. Czy zaszła reakcja? Według jakich cech można to określić? Ułóżcie równania reakcji w molekularnej, pełnej i skróconej postaci jonowo-molekularnej.

Jeżeli reakcję kwasu siarkowego z zasadą przeprowadzić bez wykorzystania wskaźnika pH, czy będą zauważalne zmiany w czasie reakcji? Czy zajdzie reakcja?

Wniosek. Zróbcie wniosek uogólniający do pracy praktycznej. W tym celu wykorzystajcie odpowiedzi na pytania:

1. W jakich warunkach zachodzą reakcje wymiany jonowej w roztworach?
2. Według jakich cech wysnuliście wniosek o przebiegu reakcji w każdym doświadczeniu?

§ 13. Wykrywanie jonów w roztworach

Definicja reakcji (analizy) jakościowej

Określenie składu substancji i roztworów – jedno z zadań współczesnej chemii. Określenie jakościowego i ilościowego składu substancji i ich mieszanin – przedmiot badań chemii analitycznej.

Jednym ze sposobów określenia jakościowego składu roztworów jest wykorzystanie reakcji jakościowych (analizy jakościowej). Reakcjami jakościowymi nazywamy takie reakcje, które pozwalają odpowiedzieć na pytanie „Czy znajduje się pewna substancja albo jon w badanym przykładzie?”

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

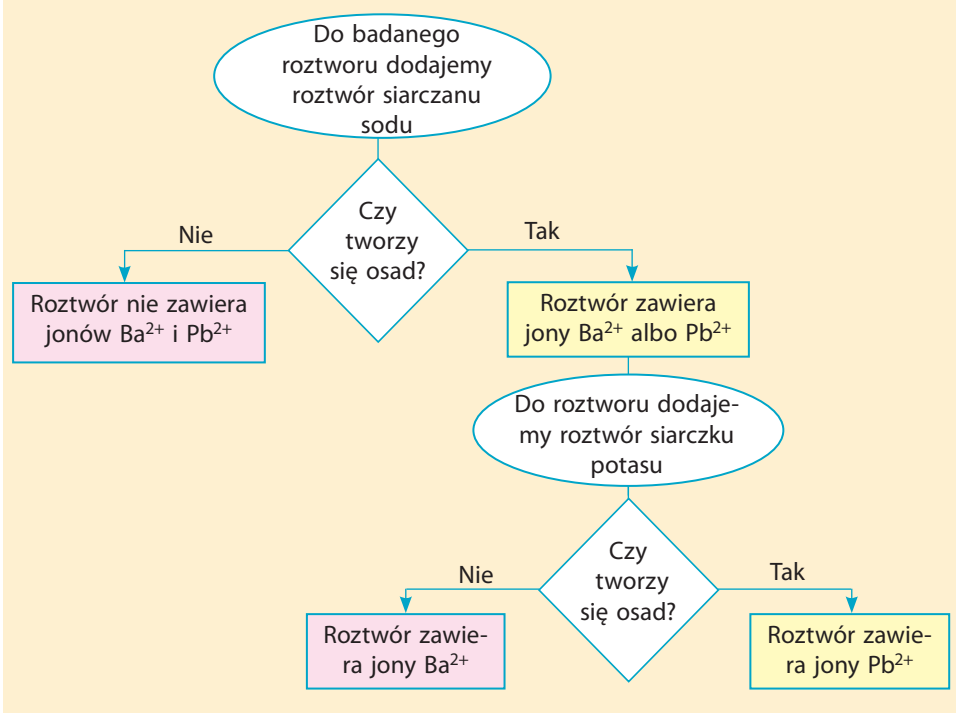
Reakcje jakościowe – to zwyczajne reakcje, które zachodzą dosyć szybko i których przebiegowi towarzyszą pewne zmiany wizualne: odpowiednia zmiana zabarwienia roztworu, utworzenie osadu pewnego koloru albo wydzielenie gazu, który również może mieć albo nie mieć zabarwienia czy zapachu.

Istnieje wiele reakcji jakościowych, które pozwalają określić obecność w roztworach jonów, alkoholi, aminokwasów, białek i innych substancji.

Niektóre reakcje jakościowe poznacie w tym paragrafie, inne – podczas dalszego kursu chemii.

Wykrywanie jonów w roztworach elektrolitów

Reakcjom jakościowym, które pozwalają wykryć jony w roztworze, w większości wypadków towarzyszy utworzenie się osadu pewnego koloru. Na przykład, wykrycie jonów Ba^{2+} w roztworze można opisać przy pomocy takiego schematu blokowego:



Najczęściej wykorzystywane odczynniki w szkolnym kursie chemii zostały podane w tablicy 8.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny ukraiński fizykochemik, członek korespondent AN USRR. Urodził się w mieście Sumy, uczył się w Charkowskim Technikum Finansowo-Ekonomicznym, pracował na fakultecie chemicznym Uniwersytetu Charkowskiego. Główne osiągnięcia naukowe zdobył w dziedzinie elektrochemii roztworów, rozwinął teorię kwasowo-zasadowych reakcji Bronsteda i teorii działania elektrody szklanej, opracował teorię ilościową dysocjacji elektrolitów w roztworach. Odkrył metodę chromatografii cienkowarstwowej i opracował nowe fizykochemiczne metody analizy roztworów niewodnych.

Izmajłow Mykoła Arkadijowycz
(1907–1961)

Tabela 8. Odczynniki do wykrycia niektórych anionów

Jon	Odczynnik do analizy jakościowej i przykład równania reakcji	Przejaw reakcji
Cl^-	Roztwór azotanu srebra(I) $AgNO_3 + KCl = AgCl\downarrow + KNO_3$	Utworzenia białego serowatego osadu AgCl, który nie rozpuszcza się w kwasie azotowym
Br^-	$AgNO_3 + NaBr = AgBr\downarrow + NaNO_3$	Utworzenie bladożółtego osadu AgBr
I^-	$AgNO_3 + KI = AgI\downarrow + KNO_3$	Utworzenie żółtowatego osadu AgI
PO_4^{3-}	$3AgNO_3 + K_3PO_4 = Ag_3PO_4\downarrow + 3KNO_3$	Utworzenie jaskrawożółtego osadu Ag_3PO_4
SO_4^{2-}	Roztwór soli baru $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$	Utworzenie białego osadu $BaSO_4$, nierozpuszczalnego w kwasach
CO_3^{2-}	Rozpuszczalny związek wapnia $K_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3\downarrow + 2KCl$	Utworzenie białego osadu $CaCO_3$
	Roztwór kwasu $K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + CO_2\uparrow + H_2O$	Wydzielenie się dwutlenku węgla

Rola eksperymentu w nauce

Eksperyment – najgłówniejsze źródło wiedzy. Wykonując różnorodne doświadczenia, uczeni w ciągu tysiącleci nagromadzili wiedzę w różnych gałęziach nauki. Wiadomo, że wykonując pewien eksperyment, nie można od razu odkryć prawa albo sformułować teorii. Na poziomie eksperymentalnym poznania odbywa się gromadzenie faktów, informacji o

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Znany ukraiński analityk chemiczny, akademik NAN Ukrainy. Urodził się we wsi Kyryliwka obwodu czerkaskiego, ukończył Kijowski Instytut Politechniczny, pracował w Kijowskim Uniwersytecie Państwowym. Zajmował się opracowaniem metod analizy chemicznej materiałów nieorganicznych z wykorzystaniem odczynników organicznych, zastosowaniem związków kompleksowych w analizie chemicznej. Opracował metody określenia pierwiastków rzadkich. Kierował programami państwowymi „Czysta woda", brał aktywny udział w likwidacji następstw katastrofy czarnobylskiej, zajmował się utworzeniem cyklów zamkniętych dostarczania wody w przemyśle, opracowaniem technologii kompleksowego przetwórstwa wód kopalnianych.

Pyłypenko Anatolij Terentijowycz
(1914–1993)

substancjach i zjawiskach. Tylko mając pewną gruntowną wiedzą, można analizować otrzymane dane eksperymentalne i je objaśniać, opierając się na już istniejącej teorii albo formułując własną.

Opierając się na faktach eksperymentów, uczeni sformułowali większość teorii. W ten sposób, badając chemiczne właściwości tlenu, Lavoisier sformułował tlenową teorię kwasów, a ważąc masę reagentów i produktów reakcji – prawo zachowania masy. Badając przewodnictwo elektryczne roztworów, Arrhenius zbudował podwaliny teorii dysocjacji elektrolitycznej. I takich przykładów w historii chemii jest pełno.

Ale niektóre teorie i prawa na początku zostały sformułowane teoretycznie na drodze analizy znanych faktów. Trzeba było tylko „przyjrzeć się" tym faktom z innej strony. Analizując właściwości związków znanych pierwiastków, Mendelejew odkrył prawo okresowości. Rozwiązując równania matematyczne, Wolfgang Pauli przypuścił istnienie niewznanej w owym czasie cechy elektronów – spinu, co eksperymentalnie zostało udowodnione później. I takich przykładów w nauce jest wiele. Ale, jak mówił laureat Nagrody Nobla Lew Landau: „Doświadczenie – sędzia najwyższy teorii". Czyli dowolna teoria lub prawo mają być udowodnione eksperymentalnie, jak na przykład odkrycie galu i germanu, które w sposób spektakularny potwierdziły prawdziwość prawa okresowości pierwiastków.

DOŚWIADCZENIA LABORATORYJNE nr 7–9

Wyposażenie: statyw z probówkami, pipetki.
Odczynniki: roztwory NaCl, $NaNO_3$, Na_2CO_3, Na_2SO_4, $CaCl_2$, $BaCl_2$, $AgNO_3$, HCl.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zasady bezpieczeństwa:
- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- uważajcie, żeby substancje nie trafiły na skórę, w oczy, na ubranie; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody i przetrzyjcie uszkodzone miejsce roztworem sody.

Wykrycie jonów chlorkowych w roztworze

Do pierwszej probówki nalejcie roztwór chlorku sodu o objętości 1 ml, do drugiej – taką samą ilość roztworu azotanu sodu. Do obu probówek dodajcie po 2–3 krople roztworu azotanu(I) srebra. Co obserwujecie?

Według jakiej cechy można udowodnić, w której z probówek znajdują się jony chlorkowe?

Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji.

Wykrycie jonów siarczanowych w roztworze

Do pierwszej probówki nalejcie roztwór chlorku sodu o objętości 1 ml, do drugiej – taką samą ilość roztworu siarczanu sodu. Do obu probówek dodajcie po 2–3 krople roztworu chlorku baru. Co obserwujecie?

Według jakiej cechy można udowodnić, w której probówce znajdują się jony siarczanowe?

Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji.

Wykrycie jonów węglanowych w roztworze

1. Do pierwszej probówki nalejcie roztwór azotanu azotu o objętości 1 ml, do drugiej – taką samą ilość roztworu węglanu sodu. Do obu probówek dodajcie po 2–3 krople roztworu chlorku wapnia. Co obserwujecie?
2. Powtórzcie doświadczenie z punktu 1, ale zamiast chlorku wapnia do dwóch probówek dodajcie po 1 ml kwasu solnego. Co obserwujecie?

Według jakich cech można udowodnić, w której z probówek znajdują się jony węglanowe?

Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji?

Myśl główna

Reakcja jakościowa – chemiczna reakcja (analiza), która pozwala wykryć pewną substancję. Ekspetryment jest najgłówniejszym źródłem wiedzy. Odgrywa podwójną rolę: udowadnia lub sprostowuje dowolne wnioski teoretyczne i może być przesłanką formowania nowej teorii albo hipotezy.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pytania kontrolne

159. Jak rozumiecie pojęcie „reakcje jakościowe”?
160. Jakie chemiczne reakcje można wykorzystać jako jakościowe?

Zadania utrwalające wiedzę

161. Według tabeli rozpuszczalności zaproponujcie odczynniki do wykrycia następujących jonów: a) SO_4^{2-}; b) Cl^-; c) S^{2-}; d) Ag^+.
162. Zaproponujcie odczynnik, który pozwoli odróżnić probówki z substancjami w każdej z podanych par. Ułóżcie odpowiednie molekularne i jonowo-molekularne równania reakcji:
a) $MgCl_2$ i $MgSO_4$; b) KNO_3 i K_2CO_3.
163. Scharakteryzujcie rolę eksperymentu: a) aby określić jakościowy i ilościowy skład substancji; b) aby wykryć i udowodnić prawdziwość prawa okresowości; c) powstania teorii dysocjacji elektrolitycznej; d) rozwoju nauki.

PRACA PRAKTYCZNA nr 2

Rozwiązywanie zadań eksperymentalnych

Wyposażenie: statyw z probówkami.
Odczynniki: roztwory HCl, H_2SO_4, NaOH, $Ca(OH)_2$, $FeSO_4$, Na_2SO_3, Na_2SiO_3, $AgNO_3$, NaCl, $Mg(NO_3)_2$, lakmus albo oranż metylowy, proszek $CaCO_3$.

Zasady bezpieczeństwa:
- do doświadczeż wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- uważajcie, żeby substancje nie trafiły na skórę, w oczy, na ubranie; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody.

Zadanie 1

Wybierzcie potrzebne odczynniki i przeprowadźcie reakcje, którym odpowiadają następujące równania jonowo-molekularne:

a) $H^+ + OH^- = H_2O$;
b) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$;
c) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$;
d) $SO_3^{2-} + 2H^+ = SO_2\uparrow + H_2O$;
e) $Ca(OH)_2 + SiO_3^{2-} = CaSiO_3\downarrow + 2OH^-$.

Dla wszystkich przeprowadzonych reakcji opiszcie swoje spostrzeżenia i ułóżcie równania w molekularnej, pełnej i skróconej jonowo-molekularnej formie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadanie 2

Zaproponujcie, w jaki sposób można udowodnić obecność każdego z jonów w roztworze kwasu solnego.

Określcie potrzebne odczynniki, przeprowadźcie reakcje i opiszcie zmiany wizualne, według których można poznać skład substancji.

Dla wszystkich przeprowadzonych reakcji opiszcie swoje spostrzeżenia i ułóżcie równania w molekularnej, pełnej i skróconej jonowo-molekularnej formie.

Zadanie 3

W pięciu ponumerowanych probówkach znajdują się roztwory następujących substancji: kwas solny, chlorek sodu, siarczan sodu, wodorotlenek sodu i azotan magnezu. Zaproponujcie schemat analizy, przy pomocy której można określić skład każdej probówki, wykorzystując nie więcej niż trzy odczynniki. Przeprowadźcie reakcje chemiczne i określcie, w której probówce znajduje się jaka substancja. Ułóżcie odpowiednie równania reakcji w molekularnej i skróconej jonowo-molekularnej formie.

Wniosek. Wysnujcie wniosek uogólniający do pracy praktycznej. W tym celu wykorzystajcie odpowiedzi na pytania:

1. Czy może dwóm równaniom molekularnym reakcji odpowiadać jedno skrócone równanie jonowo-molekularne?
2. Jakie reakcje nazywamy jakościowymi? Według jakich cech wykrywa się te lub inne jony w roztworze?

Tematy projektów szkolnych z tematu „Roztwory”:

- Elektrolity we współczesnych akumulatorach.
- Hodowla kryształów soli.
- Przygotowanie roztworów w celu nadania pierwszej pomocy medycznej.
- Badanie pH gleby w swojej miejscowości.
- Badanie wpływu kwasowości i zasadowości gleby na rozwój roślin.
- Badanie pH opadów atmosferycznych i ich wpływu na różne materiały w środowisku.
- Badanie obiektów przyrodniczych jako wskaźników kwasowo-zasadowych.
- Badanie pH środowiska wód mineralnych na Ukrainie.

Sprawdźcie swoją wiedzę z tematu „Roztwory”, wykonując zadania testowe na stronie internetowej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

TEMAT 2. REAKCJE CHEMICZNE

W tym paragrafie dowiecie się...
- czym jest utlenienie i redukcja i czym one różnią się między sobą;
- dlaczego w reakcjach chemicznych wydziela się albo jest pochłaniane ciepło;
- co rozumiemy pod pojęciem „szybkość reakcji";
- dlaczego produkty spożywcze w lodówce psują się o wiele wolniej.

§ 14. Stopień utlenienia pierwiastków

Przypomnijcie sobie: ilość elektronów na zewnętrznym poziomie energetycznym atomów s- z p-pierwiastków jest tożsama z numerem grupy w układzie okresowym (dla wariantu skróconego).

Definicja stopnia utlenienia

Ważną cechą charakterystyczną cząsteczek w składzie związków chemicznych jest ilość oddanych albo przyjętych przez atom elektronów. Jeżeli dla substancji z wiązaniem jonowym w tym celu wystarczy znać ładunki utworzonych jonów, to w substancjach z wiązaniem kowalencyjnym określić to jest dosyć trudno. Dlatego dla wszystkich związków, niezależnie od typu ich wiązania chemicznego, stosuje się bardziej uniwersalne pojęcie – stopień utlenienia.

Stopień utlenienia określa się ilością oddanych albo przyjętych elektronów w substancjach z wiązaniem jonowym i ilością elektronów w składzie wspólnych par elektronowych, które warunkują spolaryzowane wiązanie kowalencyjne.

Stopień utlenienia – to umowny ładunek na atomie w molekule albo w krysztale, obliczony przy założeniu, że wszystkie wspólne pary elektronowe całkowicie są przemieszczone w stronę bardziej elektroujemnego pierwiastka.

W najprostszych związkach chemicznych stopień utlenienia jest tożsamy z ładunkami jonów, na przykład:

$$\overset{+1\ -1}{\mathrm{Na\,Cl}} \qquad \overset{+2\ -2}{\mathrm{Ca\,O}}$$

Rozpatrując związki chemiczne z polarnym wiązaniem kowalencyjnym, robimy przypuszczenie, że wspólna para elektronowa całkowicie przechodzi do bardziej elektroujemnego pierwiastka. W tym przypadku w fluorowodorze i wodzie stopnie utlenienia będą następujące:

$$\overset{+1\,-1}{\mathrm{H\,F}} \qquad \overset{+1\ -2}{\mathrm{H_2\,O}}$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Przypuszczalne stopnie utlenienia pierwiastków

Stopnie utlenienia, które pierwiastki mogą wykazywać w różnych związkach, w większości wypadków można określić przy pomocy budowy zewnętrznego poziomu elektronowego albo według miejsca pierwiastka w układzie okresowym pierwiastków.

Atomy *pierwiastków metalicznych* mogą tylko oddawać elektrony, dlatego w związkach wykazują one dodatnie stopnie utlenienia. Maksymalna wartość – wyższy stopień utlenienia – najczęściej równa się liczbie elektronów na zewnętrznym poziomie, tym samym i numerowi grupy w układzie okresowym.

Pierwiastki metaliczne

wyższy stopień utlenienia = maksymalna liczba oddanych elektronów = numer grupy

niższy stopień utlenienia = 0

Atomy *pierwiastków niemetalicznych* mogą wykazywać zarówno dodatni, jak i ujemny stopień utlenienia. Maksymalny dodatni stopień utlenienia – wyższy stopień utlenienia, podobnie jak dla pierwiastków metalicznych, równa się liczbie elektronów walencyjnych. A niższy stopień utlenienia określa się według tego, ile elektronów brakuje atomowi, żeby na zewnętrznym poziomie było ich osiem (tabl. 9).

Pierwiastki niemetaliczne

wyższy stopień utlenienia = maksymalna liczba oddanych elektronów = numer grupy

niższy stopień utlenienia = maksymalna liczba przyjętych elektronów = numer grupy minus 8

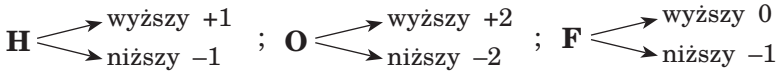
Oprócz wyższego i niższego stopnia utlenienia wiele pierwiastków może też wykazywać pośrednie stopnie utlenienia. Wyznaczyć je dla *s*- i *p*-pierwiastków można przy pomocy tablicy 9.

Tabela 9. Najbardziej charakterystyczne stopnie utlenienia pierwiastków głównych podgrup (*s*- i *p*-pierwiastków)

Grupa PS	I	II	III	IV	V	VI	VII
Wyższy stopień utlenienia	+1	+2	+3	+4	+5	+6 (oprócz **O**)	+7 (oprócz **F**)
Pośredni stopień utlenienia	—	—	—	+2, 0	+3, 0	+4, +2, 0	+5, +3, +1, 0
Niższy stopień utlenienia	0	0	0	–4	–3	–2	–1

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Niektóre pierwiastki chemiczne nie podlegają tym prawom. Wśród nich jest wodór, tlen, fluor:



Określenie stopni utlenienia pierwiastków w związkach

Określając stopnie utlenienia pierwiastków w związkach, trzeba pamiętać:

1. Stopień utlenienia pierwiastka w substancji prostej równa się zeru.
2. Fluor – najbardziej elektroujemny pierwiastek chemiczny, dlatego stopień utlenienia fluoru we wszystkich związkach równa się –1.
3. Tlen – najbardziej elektroujemny pierwiastek po fluorze, dlatego stopień utlenienia tlenu we wszystkich związkach, oprócz fluorków, jest ujemny: w większości przypadków równa się –2, a w nadtlenkach — –1.
4. Stopień utlenienia wodoru w większości związków równa się +1, a w związkach z pierwiastkami metalicznymi (wodorkach NaH, CaH_2 itp.) — –1.
5. Stopień utlenienia pierwiastków metalicznych w związkach zawsze jest dodatni.
6. Pierwiastek bardziej elektroujemny zawsze ma ujemny stopień utlenienia.
7. Suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków w związku równa się zeru.

Algorytm określenia stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych

1. Zapisujemy wzory substancji	Fe_2O_3	H_2SO_4	KNO_3
2. Podpisujemy stopnie utlenienia tlenu i wodoru, i pierwiastków metalicznych I–III grupy (tabl. 9)	$\overset{x}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$	$\overset{+1}{H_2}\overset{x}{S}\overset{-2}{O_4}$	$\overset{+1}{K}\overset{x}{N}\overset{-2}{O_3}$
3. Układamy równania dla obliczenia niewiadomego ładunku. Trzeba pamiętać, że stopień utlenienia – to ładunek na jednym atomie. Jeżeli atomów pewnego pierwiastka jest więcej niż jeden, to jego ładunek trzeba pomnożyć na liczbę atomów	$2 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ Po skróceniu: $2x - 6 = 0$	$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 4 \cdot (-2) = 0$ Po skróceniu: $2 + x - 8 = 0$	$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (x) + 3 \cdot (-2) = 0$ Po skróceniu: $1 + x - 6 = 0$
4. Rozwiązujemy ułożone równanie	$x = +3$	$x = +6$	$x = +5$
5. Podpisujemy wyznaczony stopień utlenienia	$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}$	$\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$	$\overset{+1}{K}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Układanie wzorów związków według stopnia utlenienia pierwiastków

Wykorzystując stopnie utlenienia, łatwiej jest układać wzory związków binarnych, niż według walencyjności. Układając wzory, trzeba kierować się zasadą elektroujemności.

Algorytm układania wzorów związków chemicznych według znanych stopni utlenienia pierwiastków

1. Zapisujemy symbole pierwiastków w niezbędnym porządku i piszemy nad nimi ich stopnie utlenienia	$\overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O}$	$\overset{+3}{P}\ \overset{-1}{Cl}$
2. Wyznaczamy najmniejszą wspólną wielokrotność (NSK) dla wartości stopni utlenienia (na znak nie zwracamy uwagi)	NSK (6 i 2) = 6	NSK (3 i 1) = 3
3. Liczba atomów dowolnego pierwiastka równa się proporcji (NSK) do stopnia utlenienia tego pierwiastka	6 : 6 = 1 (S) 6 : 2 = 3 (O)	3 : 3 = 1 (Fe) 3 : 1 = 3 (Cl)
4. Zapisujemy indeksy po symbolach pierwiastków	$\overset{+6}{S}\ \overset{-2}{O_3}$	$\overset{+3}{P}\ \overset{-1}{Cl_3}$

Myśl główna

Stopień utlenienia charakteryzuje liczbę elektronów, które biorą udział w tworzeniu wiązań w związkach chemicznych.

Pytania kontrolne

164. Podajcie definicję pojęcia „stopień utlenienia".
165. Na czym polega identyczność i odmienność pojęć „stopień utlenienia" i „walencyjność"?
166. Jak można określić wyższy, niższy i pośredni stopień utlenienia pierwiastków według układu okresowego?
167. Czemu równa się niższy stopień utlenienia pierwiastków metalicznych?
168. Sformułujcie algorytm określenia stopni utlenienia pierwiastków w związkach.
169. Jaki jest stopień utlenienia pierwiastków w substancjach prostych? Dlaczego jest on właśnie taki?

Zadania utrwalające wiedzę

170. Według wzorów substancji określcie stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków.
a) H_2, H_2O, HCl, NaOH, NaH;
b) PH_3, NO_2, H_2O_2;
c) HCl, Cl_2, $CuCl_2$, $KClO_3$;
d) $KMnO_4$, K_2MnO_4, MnO_2, $MnSO_4$;
e) SO_2, S, H_2SO_4, H_2S;
f) Fe, Fe_2O_3, $Fe(OH)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$;
g) N_2, N_2H_4, N_2O_3, HNO_3.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

171. Według miejsca pierwiastków w układzie okresowym określcie możliwe stopnie utlenienia – wyższy, niższy i pośredni (jeżeli one występują) – dla pierwiastków: tlen, chlor, fosfor, sód, wapń, węgiel, ołów, glin.

172. Obliczcie stopnie utlenienia węgla w związkach: CH_4, CH_3Cl, CH_2Cl_2, C_2H_5Cl, $C_2H_2Cl_4$, C_2Cl_6. (weźcie pod uwagę, że we wszystkich tych związkach stopień utlenienia wodoru — +1, a chloru — –1.)

173. Podajcie wzory związków azotu z dodatnim i ujemnym stopniem utlenienia tego pierwiastka chemicznego.

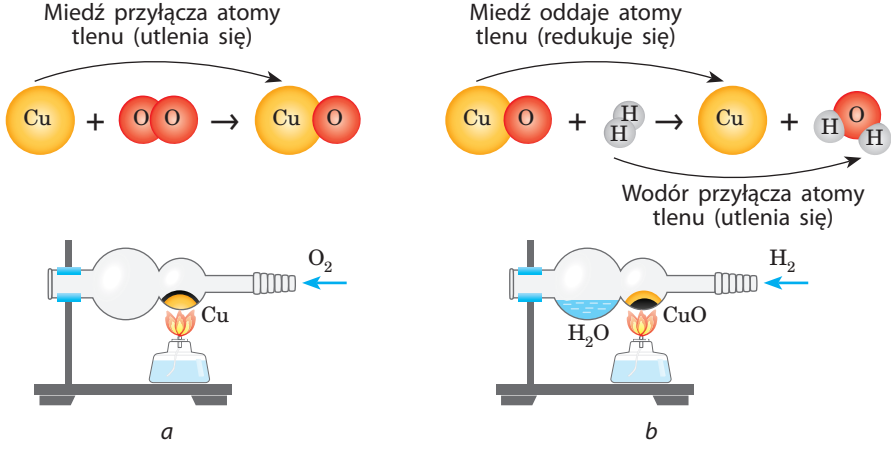
174*. Maksymalna walencyjność i stopień utlenienia tlenu i fluoru odróżniają się od numerów grup układu okresowego, w których są one umieszczone. Jak uważacie, czym to można objaśnić?

§ 15. Reakcje redukcji i utlenienia (redoks)

Utlenienie i redukcja – przeciwstawne procesy chemiczne

W 7 klasie już poznaliście reakcje *utlenienia*. Omawialiśmy jako reakcje substancji z tlenem, tworzących tlenki. Dlatego można powiedzieć, że *utlenienie* – to proces przyłączenia przez substancję atomów tlenu (rys. 15.1, a).

Wraz z tlenem w przyrodzie zachodzi proces odwrotny, któremu towarzyszy oddawanie przez substancję atomów tlenu. Ten proces nazywamy *redukcją*. Na przykładzie reakcji redukcji miedzi (rys. 15.1, b) staje się zrozumiała nazwa tego procesu: ponieważ z czarnego tlenku miedzi(II) otrzymaliśmy połyskujący metal, to logicznym było nazwać ten proces redukcją metalu.



Rys. 15.1. Reakcje utlenienia *(a)* i redukcji *(b)* miedzi

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zwróćcie uwagę: miedź oddaje atomy tlenu i się redukuje, ale jednocześnie atomy wodoru łączą się z atomami tlenu i utleniają się (rys. 15.1, b).

Tak więc, procesy utlenienia i redukcji – to wzajemnie powiązane przeciwstawne procesy: redukcji zawsze towarzyszy utlenienie, i na odwrót. Dlatego wykorzystuje się termin reakcje *redoks* (redukcji i utlenienia).

Elektronowy charakter reakcji utlenienia i redukcji

Z rozwojem chemii uczeni odkryli elektronowy charakter procesów utlenienia i redukcji. Jednym z pierwszych elektronową teorię procesów utlenienia i redukcji zaproponował nasz rodak L. W. Pysarżewskyj. Zestawił on procesy utlenienia i redukcji ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków w rezultacie przejścia elektronów od atomów jednych pierwiastków do innych.

Reakcje, w których chociaż jeden pierwiastek chemiczny zmienia swój stopień utlenienia, nazywamy reakcjami utlenienia i redukcji.

Rozpatrzmy znowu reakcję utlenienia miedzi, ale tym razem zwrócimy uwagę na stopnie utlenienia pierwiastków reagentów i produktów reakcji:

$$\overset{0}{\mathrm{Cu}} + \overset{0}{\mathrm{O_2}} \rightarrow \overset{+2\ -2}{\mathrm{Cu\,O}}$$

Widzimy, że w wyniku reakcji miedź podwyższa swój stopień utlenienia od 0 do +2. W tym celu atomy miedzi mają oddać po 2 elektrony. Proces ten można opisać schematem:

$$\overset{0}{\mathrm{Cu}} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{\mathrm{Cu}}$$

Tak więc, z punktu widzenia teorii reakcji utlenienia i redukcji:

Utlenienie – to proces oddania elektronów atomom (jonom) z podwyższeniem stopnia utlenienia.

W tej reakcji tlen obniża swój stopień utlenienia od 0 do –2. W tym celu atomy mają przyjąć po dwa elektrony:

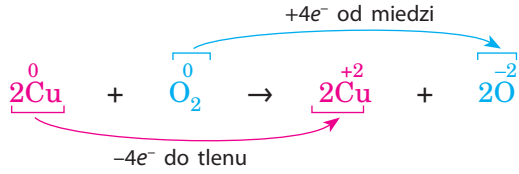
$$\overset{0}{\mathrm{O}} + 2e^- \rightarrow \overset{-2}{\mathrm{O}}$$

W ten sposób atomy tlenu dopełniają swoją powłokę elektronową, dlatego z punku widzenia teorii reakcji utlenienia i redukcji:

Redukcja – to proces przyłączenia elektronów do atomów (jonów) z obniżeniem stopnia utlenienia.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Każdy atom tlenu przyłącza po dwa elektrony od atomów miedzi i redukuje się



Każdy atom miedzi oddaje po dwa elektrony atomom tlenu i utlenia się

Pierwiastek, który oddaje elektrony i tym samym podwyższa swój stopień utlenienia, nazywamy *reduktorem*. Substancję, która zawiera pierwiastek-reduktor, również nazywamy reduktorem. Ponieważ reduktor podczas reakcji oddaje elektrony, to sam przy tym się utlenia.

Reduktor – to cząsteczka (molekuła, atom lub jon), która oddaje elektrony.

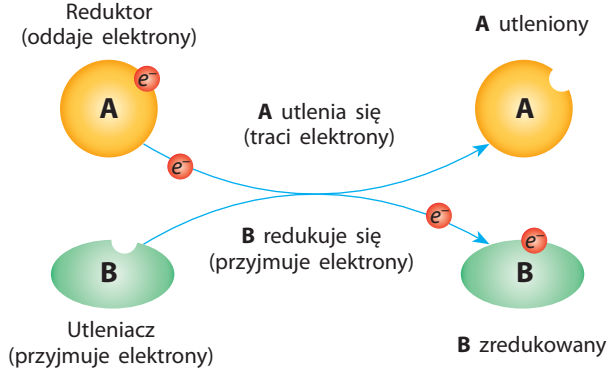
W reakcji miedzi z tlenem atomy miedzi się utleniają, ponieważ oddają elektrony, ale w tej reakcji są one reduktorami, ponieważ oddają elektrony i redukują atomy tlenu.

Pierwiastek, który przyłącza elektrony, jak również substancję, w którego składzie się znajduje, nazywamy *utleniaczem*. Ponieważ utleniacz podczas reakcji przyłącza elektrony, to sam przy tym się redukuje.

Utleniacz – to cząsteczka (molekuła, atom lub jon), która przyłącza elektrony.

W reakcji, którą rozpatrzyliśmy, tlen ulega redukcji, ponieważ przyłącza elektrony, ale jednocześnie jest utleniaczem i utlenia miedź.

Ogólnie wszystkie definicje, które rozpatrzyliśmy w tym podrozdziale, można przedstawić przy pomocy schematu:



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ukraiński fizykochemik, akademik AN ZSRR i AN USRR. Po ukończeniu gimnazjum przygotowywał się do zawodu lekarza, ale po zapozanniu się z podręcznikiem Mendelejewa „Podstawy chemii" zdecydował poświęcić swoje życie tej nauce. Po zakończeniu Uniwersytetu Odeskiego, studiował w Lipsku w laboratorium Ostwalda, w którym zrobił doktorat. Pracował w Tartu, Politechnice Kijowskiej, Katerynosławskim Instytucie Górniczym (obecnie Narodowym Uniwersytecie Górniczym w mieście Dnipro). W czasie wojny domowej skonstruował urządzenie przeciwgazowe, które uratowało życie wielu żołnierzom. Opracował teorię reakcji utleniania i redukcji, położył podwaliny pod teorię katalizy itd. Był założycielem i pierwszym dyrektorem Instytutu Chemii Fizycznej NAN Ukrainy, który został nazwany jego imieniem.

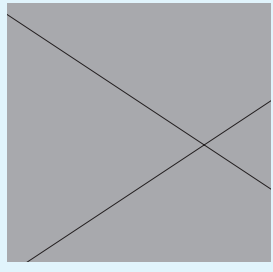
Lew Wołodymyrowycz Pysarżewskyj
(1874–1938)

Rozpatrzmy reakcję kwasu solnego z zasadą:

$$\overset{+1\ -1}{H Cl} + \overset{+1\ -2\ +1}{K O H} = \overset{+1\ -1}{K Cl} + \overset{+1\ -2}{H_2 O}$$

Lekko można zauważyć, że w tej reakcji żaden pierwiastek chemiczny nie zmienia swojego stopnia utlenienia, dlatego reakcja ta nie jest reakcją utlenienia i redukcji, podobnie jak dowolna reakcja wymiany jonowej. Zasadnicza różnica pomiędzy reakcją utlenienia i redukcji i reakcji wymiany jonowej polega na tym, że podczas reakcji utlenienia i redukcją odbywa się przejście elektronów od reduktora do utleniacza.

W pobliżu Australii i na wyspach Indonezji mieszkają nogale brunatne (alectura lathami). W przeciwieństwie do większości ptaków nie wysiadują one swoich jaj, ale zakopują je od kupą próchnicy, liści i gnoju. Jaja rozwijają się dzięki ciepłu, które jest wydzielane w wyniku reakcji gnicia roślin. Przy pomocy delikatnej skóry w środku dzioba samiec śledzi temperaturę w środku takiego „inkubatora" i w zależności od niej rozkopuje jaja albo zasypuje piaskiem.



Znaczenie reakcji utleniania i redukcji

Reakcje utleniania i redukcji mają wielkie znaczenie w przyrodzie i praktycznej działalności człowieka. Są one podstawą wielu procesów życiowych organizmów żywych. W przemyśle reakcje utlenienia i redukcji – jedna z głównych metod otrzymywania nowych substancji, szczególnie metali, jak również w produkcji kwasów, leków, barwników itd.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Znaczenie reakcji utleniania i redukcji w przyrodzie

Fotosynteza – to reakcja utlenienia i redukcji, która podtrzymuje życie na planecie. Pod wpływem światła w zielonych roślinach odbywa się proces, który można opisać przy pomocy równania sumarycznego: $6CO_2 + 6H_2O = C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$. Utleniaczem tutaj jest dwutlenek węgla, a reduktorem – atomy tlenu w składzie wody.

Przemiana materii i energii w komórkach odbywa się w procesie wielokrotnych reakcji utleniania i redukcji. Procesy oddychania, trawienia – to wszystko łańcuchy reakcji redoksu. Przetwarzanie energii, która uwalnia się podczas reakcji redoksu, na energię wiązań chemicznych molekuł ATP zachodzi w mitochondriach.

Dowolna **reakcja spalania** jest reakcją utleniania i redukcji. Z dawien dawna spalanie jest źródłem energii dla człowieka. Popularnym rodzajem paliwa jest drewno, jego spalanie można opisać przy pomocy równania, odwrotnego do procesu fotosyntezy: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 = 6CO_2 + 6H_2O$.

Gnicie jest również procesem utleniania i redukcji przy pomocy bakterii. W wyniku gnicia wydziela się energia, potrzebna do życia tych bakterii. Miliony lat temu, dzięki tym procesom, utworzyły się bogactwa naturalne.

Fermentacja – to jeszcze jeden przykład naturalnych reakcji utleniania i redukcji. Proces ten odbywa się przy udziale grzybów, które w ten sposób uzyskują potrzebną energię. Człowiek wykorzystuje fermentację do przygotowania kiszonych warzyw, ciasta drożdżowego, produktów z mleka kwaśnego, sera, piwa itd.

W organizmach żywych mogą zachodzić również **nieporządane procesy utlenienia**, których następstwem mogą być mutacje DNA i choroby, szczególnie rak. W celu zapobiegania temu istnieją substancje antyutleniacze, które posiadają właściwości redukcyjne. Oddziaływują one na nadmiar utleniaczy w organizmie i „neutralizują" je. Najbardziej powszechnym antyutleniaczem jest witamina C.

Korozja – jest wieloetapowym procesem redoksu, który można opisać za pomocą równania $4Fe + 3O_2 + 6H_2O = 4Fe(OH)_3$. Korozję można nazwać procesem, który jest przeciwstawny otrzymywaniu metali w fabrykach. Proces ten doprowadza do uszkodzenia konstrukcji metalowych.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Znaczenie reakcji utleniania i redukcji w technice

Otrzymywanie energii z dowolnego źródła paliwa bazuje na reakcjach utleniania i redukcji. Na przykład w silnikach spalania wewnętrznego zachodzi reakcja spalania benzyny. Energia, która powstaje w wyniku reakcji, przetwarza się na energię mechaniczną w celu poruszania samochodu.

W zwykłych bateriach również zachodzi **reakcja redoksu**, z której energia przetwarza się w energię elektryczną. Takie źródła prądu elektrycznego nazywamy pierwiastkami galwanicznymi. W baterii zachodzi reakcja, którą schematycznie można opisać przy pomocy równania: $Zn + MnO_2 = ZnO + MnO$. Akumulatory w samochodach, laptopach i telefonach komórkowych – to również pierwiastki galwaniczne, w których zachodzi reakcja utleniania i redukcji.

W **elementach paliwowych** energia elektryczna wytwarza się w następstwie reakcji redoksu spalania. Przyszłościowym jest taki element paliwowy, w którym zachodzi spalanie wodoru, ponieważ jedynym produktem takiej reakcji jest woda. Samochody z takimi elementami paliwowymi będą czyste ekologicznie.

Reakcje utleniania i redukcji są podstawą metody **galwanoplastyki** – pokrycia powierzchni cienką warstwą metalu. Na wyrób o dowolnej strukturze i z dowolnego materiału (drewna, gipsu, plastiku) nanosi się warstwę metalu (złota, srebra, chromu). Tę metodą wykonuje się pozłacanie wyrobów z drewna, chromuje się elementy samochodów, sprzętu AGD itp.

Wszystkie **procesy metalurgiczne – otrzymywanie metali** – nie mogą zachodzić bez reakcji redoksu. Metale (żelazo, miedź, ołów itp.) otrzymuje się z rudy za pomocą koksu (specjalnie przetworzonego węgla). Glin z rudy otrzymuje się za pomocą prądu elektrycznego. W produkcji metali czarnych Ukraina zajmuje jedno z czołowych miejsc na świecie.

Bez reakcji redoksu nie może zachodzić **analiza niektórych substancji**. Wykorzystując różne reagenty, określa się koncentrację tlenu, jonów żelaza Fe^{2+} i Fe^{3+} albo chromu Cr^{3+} w mieszankach. Również za pomocą reakcji utleniania i redukcji można określić zawartość witaminy C (kwasu askorbinowego) w owocach, sokach itp.

Reakcja azotu z wodorem $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ jest również reakcją utlenienia i redukcji. Na tej reakcji bazuje **produkcja nawozów azotowych** i **substancji wybuchowych**. Ten tani sposób syntezy amoniaku pozwolił podwyższyć urodzajność roślin uprawnych. Na Ukrainie amoniak syntezuje się w wielkich ilościach w zakładach „Riwneazot", „Czerkaski Azot" itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Myśl główna

Utlenianie i redukcja – procesy przeciwstawne powiązane ze sobą i polegają na wymianie elektronowej.

Pytania kontrolne

175. Jakie reakcje nazywamy reakcjami utleniania i redukcji? Podajcie przykłady reakcji utleniania i redukcji w przyrodzie i życiu codziennym.

176. Podajcie definicję pojęcia „utleniacz", „reduktor", „utlenienie", „redukcja" z punktu widzenia elektronowej teorii redoks.

177. Czy można dowolny proces utlenienia scharaktryzować jak spalanie? A czy można dowolny proces spalania nazwać procesem utlenienia?

Zadania utrwalające wiedzę

178. Określcie, które z wymienionych reakcji są reakcjami utlenia i redukcji. W reakcjach redoks zaznaczcie strzałką kierunek przejścia elektronów oraz ich ilość, jak na schemacie na s. 90.

a) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$;
b) $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$;
c) $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;
d) $6NaOH + P_2O_5 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$;
e) $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$;
f) $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$;
g) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
h) $2Al + 3S = Al_2S_3$.

179. W każdym równaniu reakcji określcie pierwiastki, które są reduktorami i utleniaczami:

a) $N_2 + O_2 = 2NO$;
b) $3Mg + N_2 = Mg_3N_2$;
c) $Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$;
d) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$;
e) $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$;
f) $2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
g) $Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2\uparrow$;
h) $5Cl_2 + 2P = 2PCl_5$.

180. Dla każdego procesu proszę zaznaczyć ilość oddanych albo przyłączonych elektronów, na przykład: $\overset{0}{Cu} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Cu}$. Wskażcie, czy jest to proces utlenienia, czy redukcji.

a) $\overset{+2}{Fe} \ldots \rightarrow \overset{+3}{Fe}$;
b) $\overset{+2}{Fe} \ldots \rightarrow \overset{0}{Fe}$;
c) $\overset{+5}{N} \ldots \rightarrow \overset{+2}{N}$;
d) $\overset{0}{N_2} \ldots \rightarrow 2\overset{+2}{N}$;
e) $\overset{0}{O_2} \ldots \rightarrow 2\overset{-2}{O}$;
f) $\overset{+7}{Mn} \ldots \rightarrow \overset{+2}{Mn}$;
g) $\overset{+7}{Mn} \ldots \rightarrow \overset{+4}{Mn}$;
h) $2\overset{-3}{N} \ldots \rightarrow \overset{0}{N_2}$;
i) $\overset{-3}{N} \ldots \rightarrow \overset{+2}{N}$;
j) $\overset{0}{H_2} \ldots \rightarrow 2\overset{+}{H}$;
k) $\overset{0}{Ca} \ldots \rightarrow \overset{+2}{Ca}$;
l) $\overset{+6}{S} \ldots \rightarrow \overset{-2}{S}$.

181. Scharakteryzujcie znaczenie reakcji redoks w życiu codziennym, technice, przyrodzie.

182. Wyroby ze srebra przechowywane w ciągu długiego czasu ciemnieją w następstwie utworzenia na powierzchni nierozpuszczalnego siarczku srebra(I) o czarnym kolorze. Przywrócić blask srebra można za pomocą gotowania wyrobu w roztworze sody z folią aluminiową. Jaka substancja w tym przypadku będzie utleniaczem, a jaka reduktorem? Ułóżcie równania tej reakcji.

183. Wolne rodniki w organizmie (cząsteczki z elektronami niesparowanymi) sprzyjają umieraniu komórek albo ich przekształceniu w komórki rakowe.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Neutralizować działanie wolnych rodników mogą niektóre substancje, które nazywamy antyutleniaczami, na przykład kwas askorbinowy. Przypuśćcie, jakie właściwości (utleniaczy czy reduktorów) charakteryzują wolne rodniki i antyutleniacze.

§ 16. Utleniacze i reduktory

Przypomnijcie sobie:

- jak wyznaczyć potencjalne stopnie utlenienia pierwiastków (wg § 14);
- pierwiastki metaliczne są najczęściej rozmieszczone w dolnej lewej części układu okresowego, a niemetaliczne – w górnej prawej.

Utleniacze i reduktory

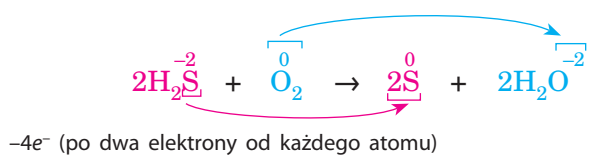
Pierwiastki:

- w wyższym stopniu utlenienia – tylko utleniacze;
- w niższym – tylko reduktory;
- w średnim – i utleniacze, i reduktory.

Atomy pierwiastków chemicznych, które przebywają w wyższym stopniu utlenienia, mogą być tylko utleniaczami, ponieważ mogą tylko przyłączać elektrony.

Pierwiastki w niższym stopniu utlenienia mogą być tylko reduktorami, ponieważ mogą tylko oddawać elektrony. Jeżeli pierwiastek przebywa w stopniu pośrednim utlenienia, to może zarówno przyłączać, jak i oddawać elektrony, tak więc, może wykazywać właściwości zarówno reduktora, jak i utleniacza. Charakterystyczne stopnie utlenienia niektórych pierwiastków i odpowiadające im związki podano w Dodatku 2.

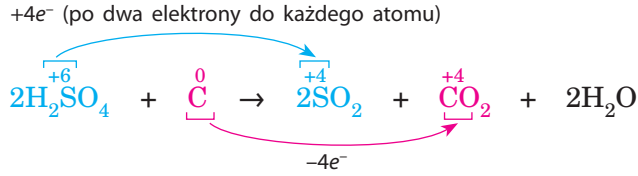
Na przykład, zbadamy siarkę i charakterystyczne dla niej związki o różnym stopniu utlenienia tego pierwiastka. W siarkowodorze stopień utlenienia siarki jest niższy i równa się –2, zewnętrzny poziom energetyczny siarki jest pełny i może tylko oddawać elektrony. Tak więc siarka ze stopniem utlenienia –2 może być tylko reduktorem:



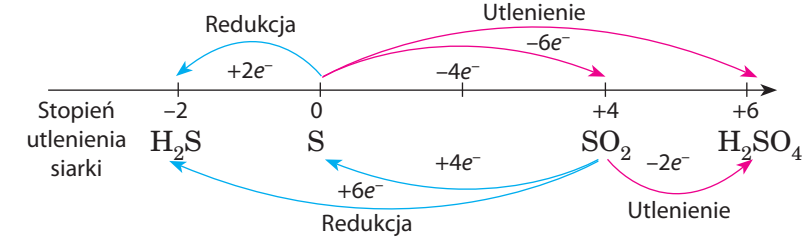
Wyższy stopień utlenienia siarki równa się +6, który uwidacznia się, na przykład, w kwasie siarkowym. Koncentrowany kwas siarkowy może utleniać wiele substancji i właściwości utleniające w tych przypadkach wykazuje właśnie siarka, która w stopniu utlenienia +6 oddała

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

wszystkie elektrony z zewnętrznego poziomu energetycznego i teraz może tylko je przyłączać, czyli być tylko utleniaczem:

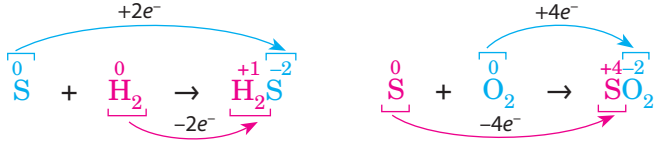


W stopniach pośrednich utlenienia – 0 (w siarce) i +4 (na przykład w SO_2) – atom siarki może zarówno przyłączać, jak i oddawać elektrony, wykazując właściwości zarówno utleniające, jak i redukcyjne. Może on redukować się albo utleniać do różnych stopni utlenienia, co ilustruje schemat:



Niższy stopień utlenienia (tylko reduktor) | Pośredni stopień utlenienia (i utleniacz, i reduktor) | Wyższy stopień utlenienia (tylko utleniacz)

Na przykład, podczas oddziaływania siarki z wodorem siarka wykazuje właściwości utleniające, a w reakcji z tlenem – redukcyjne:



Tak więc, jeden pierwiastek chemiczny w zależności od stopnia utlenienia, który wykazuje w tym lub innym związku, może być i utleniaczem, i reduktorem. Aby określić możliwości wchodzenia w takie, czy inne reakcje trzeba porównać stopień utlenienia pierwiastka w pewnym związku ze stopniem utlenienia, który może wykazywać pierwiastek, bazując na budowie jego powłoki elektronowej.

Rozpowszechnione substancje– utleniacze

Właściwości utleniające najbardziej wykazują typowe niemetale (halogen, tlen, siarka), jak również niektóre substancje złożone, które zawierają pierwiastki chemiczne w wysokich stopniach utlenienia (+5…+7).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tlen O_2 – najbardziej rozpowszechniony na Ziemi utleniacz. Może utleniać wiele substancji prostych i złożonych, tworząc tlenki. Reakcjom tym towarzyszy wydzielenie wielkiej ilości ciepła. Przy czym sam tlen redukuje się do niższego stopnia utlenienia: $\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$.

Najmocniejszym utleniaczem wśród substancji prostych jest **fluor** F_2. W normalnych warunkach reaguje on z większością substancji, a w razie podgrzewania utlenia również metale szlachetne – złoto i platynę. W atmosferze fluoru pali się nawet woda. Fluor w żadnym wypadku nie może być reduktorem, ponieważ fluor nie wykazuje dodatniego stopnia utlenienia.

Stężony kwas siarkowy H_2SO_4 mocny utleniacz dzięki siarce. Najczęściej w reakcjach redukuje się do stopnia utlenienia +4, tworząc tlenek siarki(IV) SO_2. Rozcieńczony kwas siarkowy jest słabym utleniaczem, ponieważ w takim przypadku utleniaczem jest jon wodoru H^+.

Kwas azotowy HNO_3 – mocny utleniacz dzięki azotowi. Podczas reakcji redukuje się do różnych stopni utlenienia: od +4 do −3. Mieszanina stężonych kwasów azotowego i solnego („woda królewska”) reaguje ze złotem i platyną: $Au + 4HCl + HNO_3 = HAuCl_4 + NO\uparrow + 2H_2O$.

Nadmanganian potasu $KMnO_4$ – jeden z najważniejszych reagentów w laboratoriach chemicznych. Wykazuje on mocne właściwości utleniające dzięki manganowi. Wykorzystywany jest jako utleniacz w syntezie organicznej, analizie chemicznej, do laboratoryjnego otrzymywania tlenu. Ma szerokie zastosowanie w medycynie jako środek antyseptyczny.

Dichromian potasu $K_2Cr_2O_7$ – cenny utleniacz, który ma zastosowanie w produkcji barwników, wyprawiania skóry, w pirotechnice, malarstwie. Jego mieszanina ze stężonym kwasem siarkowym (chromianka) jest wykorzystywana do mycia szkła laboratoryjnego, żeby pozbyć się niezauważalnych plam.

Nadtlenek wodoru H_2O_2 – reagent rozpowszechniony w laboratoriach chemicznych. Tlen w nim wykazuje stopień utlenienia –1, co jest pośrednie dla niego, tym samym nadtlenek wodoru można wykorzystywać zarówno jako utleniacz i reduktor.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rozpowszechnione substancje – reduktory

Redukcyjne właściwości są charakterystyczne dla wielu substancji prostych (metale oraz niektóre niemetale (wodór, węgiel)), jak również związków niemetalicznych w niższych stopniach utlenienia (–4…–1): H_2S, NH_3, HI, CH_4 itd.

Najbardziej rozpowszechnionym reduktorem w przemyśle jest **węgiel**, a przede wszystkim koks, który wytwarza się przez specjalną obróbkę węgla. Koks wykorzystuje się do redukcji metali z tlenków: $PbO + C = Pb + CO$.

Wodór H_2 – rozpowszechniony reduktor. Jest on także wykorzystywany do redukcji metali:

$$MnO_2 + 2H_2 = Mn + 2H_2O.$$

Przez swoją łatwopalność wodór nie jest tak rozpowszechniony w przemyśle, jak koks, ale w reakcjach z wodorem otrzymujemy metale o wiele wyższej jakości (czystsze).

Metale – typowe reduktory, przy czym im bardziej z lewej strony znajdują się w rzędzie aktywności, tym silniejsze posiadają właściwości redukcyjne. Niektóre metale znajdują zastosowanie w przemyśle do redukcji innych metali z tlenków: $Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr$.

Myśl główna

Pierwiastki chemiczne w wyższym stopniu utlenienia mogą wykazywać tylko właściwości utleniające, w niższym stopniu – tylko właściwości redukcyjne. Jeżeli pierwiastek znajduje się w stopniu pośrednim utlenienia, może być zarówno utleniaczem, jak i reduktorem.

Pytania kontrolne

184. W jakim stopniu utlenienia pierwiastki mogą wykazywać właściwości: a) wyłącznie utleniające; b) wyłącznie redukcyjne; c) i utleniające, i redukcyjne? Odpowiedzi objaśnijcie.

185. Podajcie przykłady substancji, które wykazują mocne właściwości utleniające i redukcyjne. Objaśnijcie swój wybór.

186. W jaki sposób zależy aktywność atomów pierwiastka w reakcjach utlenienia i redukcji od jego stopnia utlenienia?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

187. Czy może wykazywać właściwości redukcyjne: a) atom fluoru; b) jon fluorkowy; c) atom sodu; d) jon sodu? Odpowiedź uzasadnijcie.

188. Dlaczego fluor i tlen w reakcjach chemicznych jest przeważnie utleniaczem? Czy istnieją jeszcze substancje proste, które byłyby wyłącznie utleniaczami lub tylko reduktorami? Odpowiedź uzasadnijcie.

189. W każdym rzędzie substancji znajdźcie pierwiastek, który znajduje się we wszystkich trzech substancjach. Określcie jego stopień utlenienia we wszystkich związkach. Według stopnia utlenienia określcie, w której substancji pierwiastek ten może być wyłącznie utleniaczem, w której – wyłącznie reduktorem, a w której – wykazywać zarówno właściwości utleniające, jak i redukcyjne.

a) NaH, H_2, HCl;
b) NH_3, NO, HNO_3;
c) H_2S, SO_2, H_2SO_4;
d) HCl, Cl_2, $HClO_4$;
e) Cr, $CrCl_3$, CrO_3;
f) Mn, MnO_2, $KMnO_4$.

190. Ułóżcie równania reakcji spalania w tlenie podanych substancji i określcie pierwiastek-reduktor.

Żelazo, wodór, fosfor, siarkowodór, tlenek węgla(II), metan CH_4.

191. Ułóżcie równania spalania wapnia w tlenie. W której substancji atomy tracą elektrony, a w której – przyłączają? Nazwijcie utleniacz i reduktor.

192. Ułóżcie równania reakcji utlenienia wodorem następujących substancji: tlenek wolframu(IV), tlenek chromu(III), tlenek tytanu(IV).

W każdej reakcji określcie pierwiastek-utleniacz.

193. Żelazo można uzyskać redukcją tlenku żelaza(III) przy pomocy węgla, wodoru, glinu. Ułóżcie odpowiednie równania reakcji. Nazwijcie utleniacz i reduktor w każdej z tych reakcji.

194. Glin w bromku glinu znajduje się w wyższym stopniu utlenienia, a brom – w niższym. Który pierwiastek w tym związku może być utleniaczem, a który – reduktorem? Odpowiedź objaśnijcie, wykorzystując równania reakcji: $AlBr_3 + 3Na = 3NaBr + Al$; $2AlBr_3 + 3Cl_2 = 2AlCl_3 + 3Br_2$.

195. Parę stuleci temu obrazy malowano farbami, które zawierały biel ołowianą. W ciągu wielu lat takie obrazy bardzo ciemniały w następstwie przetworzenia się bieli na siarczek ołowiu(II) o czarnym kolorze. Podczas restauracji obrazów są one obrabiane roztworem nadtlenku wodoru, dzięki czemu czarny siarczek ołowiu(II) utlenia się do białej substancji, w której siarka wykazuje stopień utlenienia +6. W jaki związek przetwarza się siarczek ołowiu(II)? Ułóżcie równania tej reakcji. Jak uważacie, czy można nadtlenek wodoru wykorzystywać do wybielania wyrobów ze srebra, które ciemnieją w wyniku pokrycia siarczkiem srebra(I)?

196. Jak uważacie, w jakim powietrzu szybciej pociemnieje srebro: w czystym czy zabrudzonym? Ułóżcie plan eksperymentu, który mógłby udowodnić waszą myśl.

197. W źródłach dodatkowych znajdźcie informacje o wykorzystaniu procesów utlenienia i redukcji w życiu codziennym i przemyśle.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 17. Układanie równań reakcji utlenienia i redukcji. Metoda bilansu elektronowego

Przypomnijcie sobie: molekuły podanych substancji prostych są dwuatomowe: wodór H_2, azot N_2, tlen O_2, fluor F_2, chlor Cl_2, brom Br_2 i jod I_2.

Definicja bilansu elektronowego. Równania połówkowe utlenienia i redukcji

W przypadku podwyższenia stopnia utlenienia atom oddaje elektrony; w przypadku obniżenia – przyjmuje.

Równania reakcji utlenienia i redukcji, które już rozpatrzyliśmy w poprzednich paragrafach, wyglądają dosyć zwyczajnie: i w reagentach, i w produktach reakcji zapisano nie więcej niż dwa wzory substancji. Ale często mamy do czynienia z równaniami reakcji, w których w reagentach i w produktach zapisano po trzy lub więcej wzorów. Dobrać współczynniki dla takich równań jest dosyć ciężko. Dlatego w tych wypadkach układamy tak zwany bilans elektronowy. W 9 klasie rozpatrzymy układanie bilansu elektronowego dla substancji prostych reakcji utlenienia i redukcji, ale dalej może będziecie musieli dobierać współczynniki w równaniach bardziej złożonych, a robić to bez bilansu elektronowego będzie trudniej.

Ważnym etapem podczas układania bilansu elektronowego jest zapisanie równań połówkowych procesów utlenienia i redukcji. Takie równania są już wam znane z dwóch poprzednich paragrafów, a z równaniami tworzenia jonów już się zapoznaliście w klasie 8. Ale chciałoby się zaakcentować sposób ich układania.

Podczas ich układania trzeba pamiętać, że elektron ma ładunek ujemny –1: aby podwyższyć stopień utlenienia atom powinien oddać elektrony (ładunki ujemne), a aby obniżyć – przyjąć.

Przeanalizujcie równania połówkowe utlenienia i redukcji pierwiastków i zwróćcie uwagę, że ładunek sumaryczny w obu częściach tych równań jest jednakowy:

$\overset{0}{\mathrm{Al}} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{\mathrm{Al}}$

$0 - 3 \cdot (-1) = +3$

$\overset{-2}{\mathrm{S}} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{\mathrm{S}}$

$-2 - 2 \cdot (-1) = 0$

$\overset{+4}{\mathrm{N}} - e^- \rightarrow \overset{+5}{\mathrm{N}}$

$+4 - 1 \cdot (-1) = +5$

$\overset{0}{\mathrm{O}} + 2e^- \rightarrow \overset{-2}{\mathrm{O}}$

$0 + 2 \cdot (-1) = -2$

$\overset{+3}{\mathrm{N}} + e^- \rightarrow \overset{+2}{\mathrm{N}}$

$+3 + 1 \cdot (-1) = +2$

$\overset{+6}{\mathrm{S}} + 8e^- \rightarrow \overset{-2}{\mathrm{S}}$

$+6 + 8 \cdot (-1) = -2$

Układanie bilansu elektronowego reakcji utlenienia i redukcji

Główna zasada układania bilansu polega na tym, że w reakcjach utleniania i redukcji elektrony przechodzą od jednego atomu do drugiego, dlatego ilość elektronów, oddanych przez reduktor, powinna równać się ilości elektronów, przyjętych przez utleniacz.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Aby ułożyć bilans elektronowy trzeba przestrzegać pewnego algorytmu. Rozpatrzmy go na przykładach.

Przykład 1. Dobierzcie współczynniki metodą bilansu elektronowego dla równania reakcji oddziaływania tlenku żelaza(III) z czadem (tlenkiem węgla):

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

1. Wyznaczamy stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych, które znajdują się w składzie reagentów i produktów reakcji:

$$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3} + \overset{+2}{C}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$$

2. Wyznaczamy pierwiastki, które zawierają stopnie utlenienia:

Żelazo zmienia z +3 na 0: $\overset{+3}{Fe} \rightarrow \overset{0}{Fe}$

Węgiel zmienia z +2 na +4: $\overset{+2}{C} \rightarrow \overset{+4}{C}$

3. Aby wyrównać ładunki w obu częściach równań połówkowych trzeba koniecznie dopisać ilość oddanych albo przyjętych elektronów. Otrzymujemy równania połówkowe utlenienia i redukcji:

równanie połówkowe redukcji: $\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$

równanie połówkowe utlenienia: $\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}$

4. Istota bilansu elektronowego polega na tym, że ilość przyłączonych i oddanych elektronów ma być jednakowa. Żeby wyrównać ilość przyłączonych (w naszym przypadku 3) i oddanych (w naszym przypadku 2) elektronów, trzeba równanie połówkowe redukcji pomnożyć na dwa, a równanie połówkowe utlenienia – na 3. W tym przypadku w obu równaniach ilość elektronów będzie wynosić po 6:

$$(\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}) \cdot \mathbf{2} \quad \text{albo} \quad \mathbf{2}\overset{+3}{Fe} + \mathbf{6}e^- \rightarrow \mathbf{2}\overset{0}{Fe}$$

$$(\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}) \cdot \mathbf{3} \quad \text{albo} \quad \mathbf{3}\overset{+2}{C} - \mathbf{6}e^- \rightarrow \mathbf{3}\overset{+4}{C}$$

Najczęściej zapisuje się to w taki sposób:

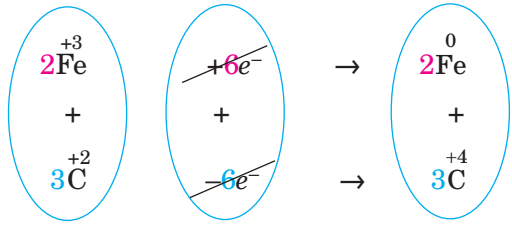
$$\begin{array}{l|l} \overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe} & \times \mathbf{2} \\ \overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C} & \times \mathbf{3} \end{array}$$

Aby określić współczynniki, na które trzeba pomnożyć równania połówkowe utlenienia i redukcji, można również wykorzystać wartości najmniejszej wspólnej wielokrotności (NWW) dla ilości elektronów w obu równaniach. W naszym przypadku przyłącza się 3 elektrony, a oddaje 2. Dla tych cyfr

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

NWW = 6, tak więc, oba równania połówkowe trzeba pomnożyć tak, aby w obu było po 6 elektronów: pierwsze na 2, a drugie na 3.

5. Dodamy częściami lewą i prawą stronę równań połówkowych utlenienia i redukcji z uwzględnieniem mnożenia na współczynniki. Równania połówkowe reakcji dodajemy tak samo, jak zwyczajne równania matematyczne, co robicie na lekcjach matematyki podczas rozwiązywania układów równań liniowych. Zwróćcie uwagę, że ilość elektronów w równaniach połówkowych redoks – to cyfry przeciwstawne, dlatego podczas dodawania ulegają one skróceniu:

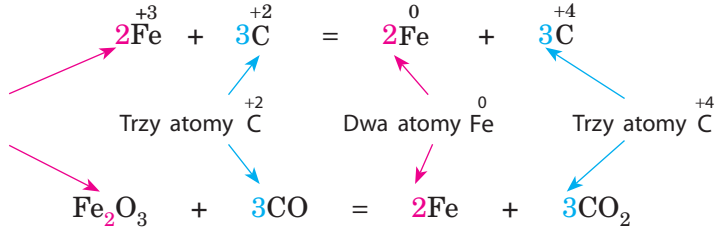


Otrzymujemy równanie sumaryczne:

$$2\overset{+3}{Fe} + 3\overset{+2}{C} \rightarrow 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}$$

6. Współczynniki w równaniu sumarycznym pokazują, ile atomów tego czy innego pierwiastka powinna być w równaniu molekularnym. Biorąc to pod uwagę, rozstawiamy współczynniki w równaniu molekularnym:

Atomów $\overset{+3}{Fe}$ ma być 2, ale w składzie Fe_2O_3 są już 2, dlatego przed wzorem Fe_2O_3 zostaje e cyfra 1, której najczęściej nie piszemy.



Po przeniesieniu współczynników koniecznie trzeba sprawdzić, czy wyrównała się liczba atomów innych pierwiastków, których nie było w równaniach połówkowych utlenienia i redukcji. W naszym przypadku to tlen: w obu częściach równania zapisano po 6 atomów tlenu:

$$Fe_2\mathbf{O_3} + \mathbf{3}CO = 2Fe + \mathbf{3}CO_2$$

7. Podczas wykonywania bilansu elektronowego również przyjęto wskazywać procesy utlenienia i redukcji oraz pierwiastek-utleniacz i pierwiastek-reduktor. Tak więc, otrzymujemy bilans elektronowy, zapisany w taki sposób:

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

$\overset{+3}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$	× 2	redukcja;	$\overset{+3}{Fe}$ – utleniacz
$\overset{+2}{C} - 2e^- \rightarrow \overset{+4}{C}$	× 3	utlenianie;	$\overset{+2}{C}$ – reduktor

$$2\overset{+3}{Fe} + 3\overset{+2}{C} \rightarrow 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}$$

Według takiego algorytmu można dobrać współczynniki dla równań dowolnej reakcji oddziaływania amoniaku z tlenem w obecności katalizatora.

Przykład 2. Dobierzcie współczynniki metodą bilansu elektronowego dla równania reakcji oddziaływania amoniaku z tlenem w obecności katalizatora:

$$NH_3 + O_2 \xrightarrow{\text{kat.}} NO + H_2O$$

1. Zapisujemy równanie połówkowe reakcji i zaznaczamy stopnie utlenienia pierwiastków:

$$\overset{-3\,+1}{N}H_3 + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2\,-2}{N}O + \overset{+1\,-2}{H_2}O$$

2. Stopnie utlenienia zmieniamy:

azot: $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$

tlen: $\overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{-2}{O}$ (zwróćcie uwagę, że wzór tlenu zapisujemy w formie molekuły dwuatomowej)

Wyrównujemy ilość atomów tlenu w równaniu połówkowym: $\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$

3. Wyrównujemy ładunki i dopisujemy elektrony:

$\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$

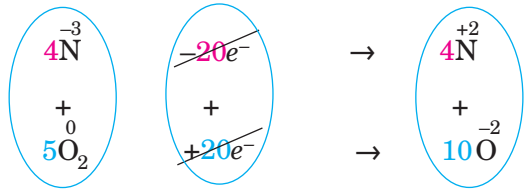
$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$ (ponieważ elektrony przyjmują dwa atomy tlenu, to elektronów ma być 4)

4. Wyrównajmy ilość przyjętych i oddanych elektronów:

$\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$	× **4**	**lub**	$4\overset{-3}{N} - 20e^- \rightarrow 4\overset{+2}{N}$
$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	× **5**	**lub**	$5\overset{0}{O_2} + 20e^- \rightarrow 10\overset{-2}{O}$

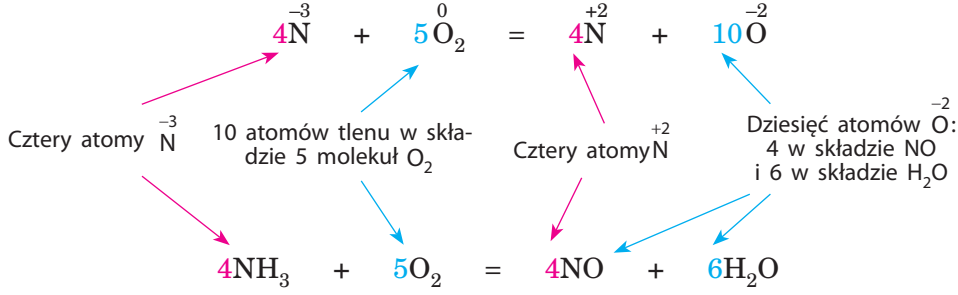
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

5. Dodajmy częściami równania połówkowe utlenienia i redukcji:



Otrzymujemy $4\overset{-3}{N} + 5\overset{0}{O_2} \rightarrow 4\overset{+2}{N} + 10\overset{-2}{O}$

6. Przenosimy współczynniki do równania molekularnego:



Sprawdzamy ilość atomów wodoru: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$ (po 12 w obu częściach).

7. Ukończony bilans elektronowy będzie wyglądał w następujący sposób:

$$4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$$

$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	× 5	redukcja;	$\overset{0}{O_2}$ – utleniacz
$\overset{-3}{N} - 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$	× 4	utlenienie;	$\overset{-3}{N}$ – reduktor

$$5\overset{0}{O_2} + 4\overset{-3}{N} \rightarrow 10\overset{-2}{O} + 4\overset{+2}{N}$$

Przykład 3. Dobierzcie współczynniki metodą bilansu elektronowego dla reakcji utlenienia chlorku żelaza(III) w środowisku kwaśnym:

$$FeCl_2 + O_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2O$$

1. Zapisujemy reakcję połówkową i zaznaczymy stopnie utlenienia pierwiastków:

$$\overset{+2}{Fe}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{O_2} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+3}{Fe}\overset{-1}{Cl_3} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

2. Stopnie utlenienia zmieniają:

żelazo: $\overset{+2}{\mathrm{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\mathrm{Fe}}$

tlen: $\overset{0}{\mathrm{O_2}} \rightarrow 2\overset{-2}{\mathrm{O}}$ (wraz z wyrównaniem ilości atomów tlenu)

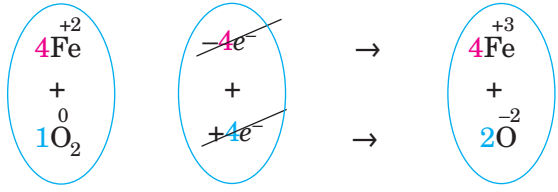
3. Wyrównujemy ładunki i dopisujemy elektrony:

$$\overset{+2}{\mathrm{Fe}} - e \rightarrow \overset{+3}{\mathrm{Fe}} \qquad\qquad \overset{0}{\mathrm{O_2}} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{\mathrm{O}}$$

4. Wyrównujemy ilość przyjętych i oddanych elektronów:

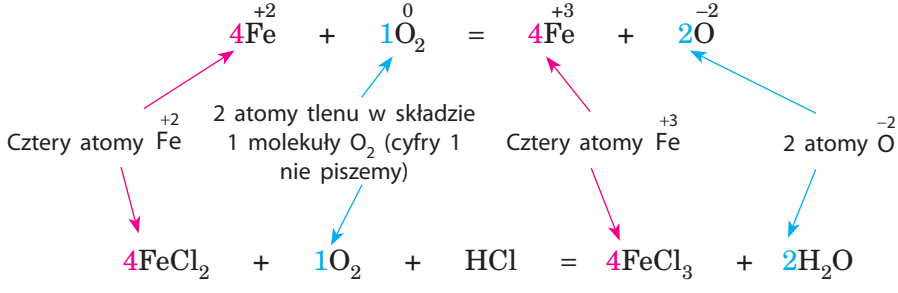
$\overset{+2}{\mathrm{Fe}} - e \rightarrow \overset{+3}{\mathrm{Fe}}$	× 4	lub $4\overset{+2}{\mathrm{Fe}} - 4e^- \rightarrow 4\overset{+3}{\mathrm{Fe}}$
$\overset{0}{\mathrm{O_2}} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{\mathrm{O}}$	× 1	lub $1\overset{0}{\mathrm{O_2}} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{\mathrm{O}}$

5. Dodamy częściami równania połówkowe utlenienia i redukcji:



Otrzymujemy $4\overset{+2}{\mathrm{Fe}} + 1\overset{0}{\mathrm{O_2}} \rightarrow 4\overset{+3}{\mathrm{Fe}} + 2\overset{-2}{\mathrm{O}}$

6. Przenosimy współczynniki do równania molekularnego:



Sprawdzamy ilość atomów chloru i wodoru w lewej i prawej częściach równania:

$$4\mathrm{FeCl_2} + \mathrm{O_2} + \mathrm{HCl} \rightarrow 4\mathrm{FeCl_3} + 2\mathrm{H_2O}$$

Chlor:	$4 \times 2 + 1 = 9$	$4 \times 3 = 12$	niejednakowe
Wodór:	1	$2 \times 2 = 4$	niejednakowe

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Aby wyrównać ilość atomów chloru i wodoru, przed wzorem HCl trzeba postawić współczynnik 4:

$$4FeCl_2 + O_2 + 4HCl = 4FeCl_3 + 2H_2O$$

7. Otrzymujemy bilans elektronowy:

$$4FeCl_2 + O_2 + 4HCl = 4FeCl_3 + 2H_2O$$

$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{-2}{O}$	× 1	redukcja;	$\overset{0}{O_2}$ – utleniacz
$\overset{+2}{Fe} - e^- \rightarrow \overset{+3}{Fe}$	× 4	utlenienie;	$\overset{+2}{Fe}$ – reduktor

$$\overset{+2}{4Fe} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+3}{4Fe} + \overset{-2}{2O}$$

Myśl główna

Sens bilansu elektronowego reakcji utlenienia i redukcji polega w wyrównywaniu ilości elektronów: oddanych przez reduktor i przyjętych przez utleniacz.

Zadania utrwalające wiedzę

198. Ułóżcie równania reakcji redukcji wodorem tlenku ołowiu(II), tlenku miedzi(II), tlenku azotu(II) do substancji prostych. Dobierzcie do nich współczynniki metodą bilansu elektronowego. Nazwijcie utleniacze i reduktory.

199. Dobierzcie współczynniki metodą bilansu elektronowego. Wskażcie utleniacz i reduktor.

a) $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$;
b) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
c) $P_2O_3 + O_2 \rightarrow P_2O_5$;
d) $HgO \rightarrow Hg + O_2\uparrow$;
e) $H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$;
f) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$;
g) $N_2 + Mg \rightarrow Mg_3N_2$;
h) $Al + V_2O_5 \rightarrow Al_2O_3 + V$;
i) $NH_3 + SO_2 \rightarrow N_2 + S\downarrow + H_2O$;
j) $FeCl_3 + H_2S \rightarrow FeCl_2 + S\downarrow + HCl$;
k) $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2\downarrow + KCl$;
l) $CuS + HNO_3(конц.) \rightarrow CuSO_4 + NO\uparrow + H_2O$;
ł) $KI + Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuI + I_2\downarrow + KNO_3$;
m) $MnS + HNO_3$ (конц.) $\rightarrow$ $\rightarrow MnSO_4 + NO_2\uparrow + H_2O$;
n) $NO + O_2 \rightarrow NO_2$;
o) $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$;
p) $Mn_2O_7 \rightarrow MnO_2 + O_2\uparrow$;
r) $H_2O_2 + HI \rightarrow I_2\downarrow + H_2O$;
s) $NH_3 + F_2 \rightarrow NF_3 + HF$;
t) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2\uparrow$;
u) $Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
w) $NaBr + Cl_2 \rightarrow NaCl + Br_2$;
y) $H_2S + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 18. Efekt cieplny reakcji chemicznych

Przypomnijcie sobie: jedną z cech reakcji chemicznych jest wydzielanie albo pochłanianie ciepła.

Reakcje egzotermiczne i endotermiczne

Już wiecie, że podczas rozpuszczenia substancji może wydzielać się albo pochłaniać się energia. Podczas reakcji chemicznych mieszanina reakcyjna również może wydzielać energię do środowiska naturalnego albo pochłaniać ją z niego. W większości reakcji chemiczynch energia wydziela się albo jest pochłaniana w postaci ciepła, a w niektórych reakcjach – w postaci światła.

Reakcje egzotermiczne:
- zachodzą, wydzielając ciepło;
- po rozpoczęciu zatrzymują się, kiedy zakończy się jeden z reagentów;
- mieszanina reakcyjna podczas reakcji rozgrzewa się.

Reakcje chemiczne, które zachodzą z wydzieleniem ciepła, nazywamy egzotermicznymi.

Jeżeli podczas reakcji ciepło się wydziela, to mieszanina reakcyjna się rozgrzewa. Egzotermiczne są wszystkie reakcje spalania i wiele innych reakcji. Na przykład, podczas gaszenia wapna (oddziaływania tlenku wapnia z wodą) wydziela się tak dużo ciepła, że woda może się zagotować i zamienić w pianę substancję stałą. Dlatego też wodorotlenek wapnia nazywany jest również „puszonką” (rys. 18.1):

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$$

Wiele ciepła wydziela się również podczas reakcji z udziałem substancji aktywnych chemicznie – fluorowców (halogenów), litowców itd.

Niektóre reakcje egzotermiczne nie rozpoczynają się od razu po zmieszaniu (początku zetknięcia się) reagentów. Na przykład drzewa zawsze mają kontakt z tlenem (w powietrzu), ale nie zapalają się. Aby rozpoczęło się spalanie, trzeba podgrzać drewno, czyli *zainicjować reakcję*. Po inicjacji spalanie samo się „podtrzymuje” i nie kończy się, póki nie zakończy się dostęp tlenu albo całe drewno się nie spali.

Rys. 18.1. Gaszeniu niegaszonego wapna wodą towarzyszy wydzielanie się dużej ilości ciepła

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tak więc, dla reakcji egzotermiczynch charakterystyczne są takie cechy: nie zatrzymują się, póki nie zakończy się jeden z reagentów; mieszanina reakcyjna podczas reakcji rozgrzewa się.

Reakcje chemiczne, w rezultacie których zachodzi pochłanianie ciepła, nazywamy reakcjami endotermicznymi.

Do endotermicznych reakcji należy większość reakcji rozkładu (analizy), na przykład rozpad węglanu wapnia:

$$CaCO_3(tw.) = CaO(tw.) + CO_2(g.)$$

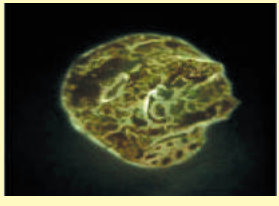
Większość reakcji endotermicznych trzeba ciągle podtrzymywać, najczęściej przez podgrzewanie. Na przykład, żeby

Reakcje endotermiczne:
- zachodzą, pochłaniając ciepło;
- zatrzymują się w razie zaprzestania podgrzewania;
- mieszanina reakcyjna podczas reakcji schładza się.

Istnieją reakcje chemiczne, w których energia wydziela się pod postacią ciepła. Najbardziej poszerzoną taką reakcją jest spalanie. Ale również są i inne. W przypadku składowania białego fosforu na powietrzu zaczyna on od razu reagować z tlenem. Część energii podczas tej reakcji wydziela się pod postacią światła, dlatego fosfor świeci w ciemności. Zjawisko to nosi nazwę *chemiluminescencji*. Właśnie ono jest intrygą powieści detektywistycznej „Pies Baskerville'ów" sir A. Conan Doyla.

Zjawisko chemiluminescencji posiadają również organizmy żywe: reakcje chemiczne zapewniają świecenie w ciemności świetlików, niektórych meduz itd. Między innymi chemiluminescencja jest bardzo rozpowszechniona wśród roślin i zwierząt w fantastycznym świecie z filmu „Awatar".

Istnieją reakcje chemiczne, które zachodzą, pochłaniając światło. Nazywane są reakcjami *fotochemicznymi*. Najbardziej znaną reakcją fotochemiczną jest fotosynteza. Również pod wpływem światła zachodzi przemiana tlenu w ozon. Substancje-barwniki, którymi jest zabarwione nasze ubranie, pochłaniają światło i przemieniają się w bezbarwne substancje, przez co ubrania z czasem tracą kolory. A w niektórych okularach znajdują się soczewki fotochromowe, dzięki którym takie okulary w pomieszczeniu są bezbarwne, a pod wpływem światła słonecznego robią się ciemne. W procesach fotochemicznych biorą udział specjalne molekuły na siatkówce naszego oka, dzięki którym widzimy.



Biały fosfor w powietrzu w ciemności

Świecenie świetlików

Świecenie mieszkańców głębin oceaniczynch

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

rozpoczął się rozpad węglanu wapnia (wapniaku), trzeba go ogrzać do temperatury blisko 1100 °C i cały czas ją podtrzymywać – podczas reakcji endotermicznej ciepło jest pochłaniane i jeżeli zatrzymamy podgrzewanie – reakcja zostanie przerwana.

Rzadko mamy do czynienia z reakcjami endotermicznymi, które zachodzą w warunkach normalnych. Lekko je rozpoznać, ponieważ zauważamy ochłodzenie mieszaniny reakcyjnej. Na przykład, podczas oddziaływania wodorotlenku baru z azotanem amonu mieszanina reakcyjna zamarza, a naczynie pokrywa się kroplami wody i nawet może przymarznąć do podstawki (rys. 18.2):

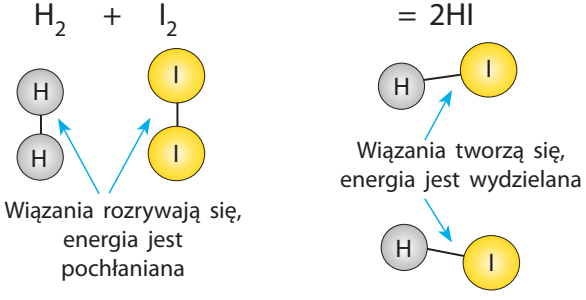
Rys. 18.2. Oddziaływnie wodorotlenku baru z azotanem amonu

$$Ba(OH)_2 + 2NH_4NO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

Efekt cieplny reakcji chemicznych. Definicja entalpii

Jak już wiecie, podczas reakcji chemicznych zachodzi przegrupowanie atomów, które zawarte są w substancjach-reagentach. W tym celu trzeba część wiązań chemicznych rozerwać. I na odwrót, podczas powstawania produktów reakcji tworzą się nowe wiązania. Ponieważ rozrywaniu i tworzeniu się wiązań chemicznych towarzyszy, odpowiednio, pochłanianie i wydzielanie się energii, to dla reakcji chemiczynch jest charakterystyczne wydzielanie albo pochłanianie energii (rys. 18.3).

Ilościowo wszystkie rodzaje oddziaływań (energię wiązań chemicznych, oddziaływań międzycząsteczkowych) w substancji określa się przy pomocy specjalnej wielkości – *entalpii* (od gr. *entalpio* – nagrzewam).



Rys. 18.3. Nagrzewanie i tworzenie wiązań chemicznych podczas reakcji wodoru z jodem

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Entalpia – wielkość fizyczna, która charakteryzuje energię układu (substancji albo mieszaniny), która jest dostępna do transformacji w ciepło przy stałym ciśnieniu.

Entalpią substancji nazywamy również jej „zawartość ciepła", ponieważ pokazuje ona, ile ciepła ma w „zapasie" substancja. Entalpię oznacza się literą H. W układzie CI jednostką mierzenia entalpii jest J/mol (kJ/mol), ale do dzisiaj jest ona mierzona w przestarzałych jednostkach – kaloriach.

Entalpia:
- charakteryzuje „zawartość ciepła" substancji;
- jest oznaczana literą *H*;
- jednostką mierzenia jest J/mol albo kJ/mol;
- różnica entalpii produktów reakcji i reagentów ΔH – to efekt cieplny reakcji.

Entalpii substancji zmierzyć nie można, ponieważ w praktyce wykorzystuje się wielkość, która charakteryzuje zmianę entalpii podczas pewnych procesów – $\boldsymbol{\Delta H}$. Ilość ciepła, która wydziela się albo jest pochłaniana podczas oddziaływania (czyli $\boldsymbol{\Delta H}$), można określić eksperymentalnie. Zmiana entalpii w mieszaninie reakcyjnej podczas reakcji chemicznych stanowi efekt *cieplny reakcji chemicznej*.

Efekt cieplny reakcji chemicznej ΔH – to różnica między entalpią produktów reakcji i entalpią reagentów:

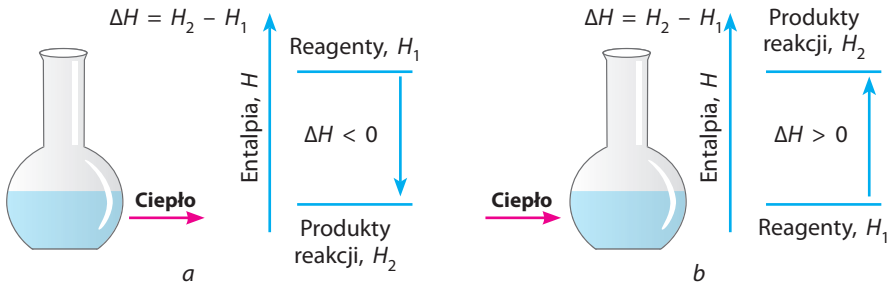
$$\Delta H(\text{reakcji}) = H(\text{produktów reakcji}) - H(\text{reagentów})$$

Jeżeli entalpia produktów reakcji jest mniejsza od entalpii reagentów ($\Delta H < 0$, czyli jest wielkością ujemną), to entalpia układu się zmniejsza, a nadwyżka energii wydziela się do środowiska naturalnego w postaci ciepła

Wybitny chemik. Urodził się w Genewie, potem rodzina wyjechała do Rosji. Uczył się na Uniwersytecie Dorpackim, w którym w wieku 20 lat obronił dysertację na stopień doktora medycyny, w której badał działanie lecznicze wód mineralnych. Pracował w Sztokholmie razem z Berzeliusem, a potem w Irkucku. W wieku 28 lat został wybrany do Petersburskiej Akademii Nauk, został kierownikiem katedry Instytutu Technologicznego. Opracował sposób otrzymania srebra z minerałów i opisał właściwości wielu minerałów, jako pierwszy zauważył działanie katalityczne platyny. Ale największe uznanie zdobył jako twórca termochemii: sformułował podstawowe jej prawo – prawo stałej sumy ciepła, które zostało nazwane jego imieniem.

German Iwanowycz Hess (1802–1850)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 18.4. Zmiana entalpii układu podczas reakcji *(a)* egzotermicznej i *(b)* endotermicznej

albo światła (rys. 18.4, a). Odpowiada to reakcji egzotermicznej.

- **Reakcje egzotermiczne:** $\Delta H < 0$ – ciepło się wydziela.
- **Reakcje endotermiczne:** $\Delta H > 0$ – ciepło jest pochłaniane.

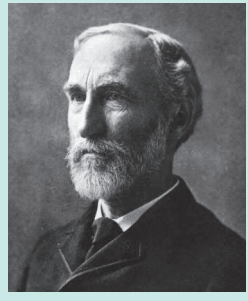
!!!!!

W reakcjach endotermicznych, na odwrót, entalpia produktów reakcji jest większa od entalpii reagentów ($\Delta H > 0$, jest wielkością dodatnią). Energia, potrzebna do zwiększenia entalpii, jest pochłaniana ze środowiska naturalnego (rys. 18.4, b).

Jaka będzie wartość ΔH, zależy tylko od zapasu energetycznego reagentów i produktów reakcji, czyli dla każdej reakcji ilość ciepła, które się wydziela (jest pochłaniane), zależy wyłącznie od natury substancji i jej ilości.

Efekty cieplne reakcji bada specjalny dział chemii – termochemia. Za jej twórcę uważa się Germana Hessa, ale największy wkład w jej rozwój zrobił Josiah Gibbs, który zastosował prawa fizyczne i modelowa-

Amerykański fizykochemik i matematyk, jeden z twórców termodynamiki chemicznej. W wieku 19 lat ukończył Uniwersytet Yale, a po pięciu latach obronił dysertację i na posadzie profesora wykładał w nim łacinę, matematykę i fizykę matematyczną. Główne badania Gibbsa związane są z badaniem procesów cieplnych w chemii, w których osiągnął wybitne wyniki. Jego imieniem nazwano wiele z opracowanych przez niego pojęć termodynamiki chemicznej: energia Gibbsa, paradoks Gibbsa, kanoniczny podział Gibbsa itd. W wieku 40 lat został wybrany do Akademii Nauk USA, chociaż na ten czas opublikował tylko trzy, ale bardzo ważne artykuły naukowe. Do dzisiaj w jego pracach nie znaleziono żadnego błędu, a wszystkie jego idee mają zastosowanie we współczesnej nauce.



Josiah Willard Gibbs
(1839–1903)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

nie matematyczne do zbadania procesów chemicznych i zapoczątkował nowy dział chemii – termodynamikę chemiczną.

Zadanie lingwistyczne

1. W języku greckim *echo* oznacza „zewnątrz", *endon* – „w środku". Co, waszym zdaniem, oznaczają terminy „egzotermiczny" i „endotermiczny?
2. Po łacinie *calor*, a po grecku *therme* oznacza „ciepło". *Dynamis* – greckie słowo, które oznacza „siła, moc", a *kinetikos* – „to, co wprowadza w ruch". Zastanówcie się, jakie znaczenie mają terminy „kaloria", „kalorymetria", „termometr", „termodynamika", „kinetyka chemiczna".

Myśl główna

Podczas reakcji endotermicznych środowisko reakcyjne schładza się, a podczas egzotermicznych – nagrzewa się.

Pytania kontrolne

200. Podajcie definicję terminów: „efekt cieplny reakcji", „reakcja endotermiczna", „entalpia substancji", „entalpia reakcji".
201. Podajcie po dwa przykłady reakcji egzotermicznych i endotermicznych.
202. Jak oznaczyć zmianę entalpii reakcji? W jakich jednostkach ją mierzymy?
203. Jak zgodnie z wartością zmiany entalpii reakcji określić przynależność reakcji chemicznej do egzotermicznej czy endotermicznej?
204. Dlaczego podczas reakcji chemicznych koniecznie zachodzi wydzielanie albo pochłanianie energii? Odpowiedź objaśnijcie.
205. Jak zmienia się temperatura środowiska reakcyjnego, jeżeli zachodzi reakcja egzotermiczna? endotermiczna?
206. Według jakich cech można odróżnić reakcje egzo- i endotermiczne?

Zadania utrwalające wiedzę

207. Jak uważacie, dlaczego większość reakcji rozpadu jest endotermiczna?
208. Procesy uprawy pszenicy i produkcji z niej chleba wymagają energii. Na początku pszenica pochłania światło słoneczne i zamienia dwutlenek węgla i wodę na węglowodany w procesie fotosyntezy. Pszenicę zbiera się i mieli na mąkę. Mąkę transportuje się do piekarni, w której piecze się chleb. Chleb spożywają ludzie. W wyniku trawienia energia pochodząca z jedzenia jest zużywana przez człowieka do aktywności fizycznej. Jakie formy energii i jak są przetwarzane z jednej formy energii w inną w tych procesach?
209. Zaproponujcie plan eksperymentu do określenia efektu cieplnego reakcji chemicznej. Jakie pomiary musicie zrobić, aby osiągnąć cel? Jakie czynniki wpłyną na dokładność eksperymentu?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 19. Równania termochemiczne reakcji

Definicja równania termochemicznego reakcji

Równania reakcji chemicznych, w których wskazano efekt cieplny nazywamy ***równaniami termochemicznymi***. Efekt cieplny wskazuje się jako wartość zmiany entalpii reakcji ΔH. W równaniach termochemicznych, w odróżnieniu od zwyczajnych równań chemicznych, koniecznie wskazujemy stany skupienia substancji (ciekły „c", stały „s" albo gazowy „g"). Jest to związane z tym, że ta sama substancja w różnych stanach skupienia ma różną entalpię. Dlatego reakcja chemiczna z udziałem takich samych substancji, ale w różnych stanach skupienia ma różny efekt cieplny.

Efekt cieplny reakcji w równaniach termochemicznych oznaczamy przy pomocy dwóch sposobów:

1) wskazujemy tylko znak ΔH – jeżeli trzeba zaznaczyć, czy reakcja jest egzo- czy endotermiczna:

$$2Na(s.) + 2H_2O(c.) = 2NaOH(s.) + H_2(g.);\ \Delta H < 0 \text{ (egzotermiczna)}$$

$$CaCO_3(s.) = CaO(s.) + CO_2(g.);\ \Delta H > 0 \text{ (endotermiczna)}$$

2) wskazuje się wartości ilościowe – w konieczności zrobienia obliczeń:

$$2Na(s.) + 2H_2O(c.) = 2NaOH(s.) + H_2(r.);\ \Delta H = -281 \text{ kJ/mol}$$

$$CaCO_3(s.) = CaO(s.) + CO_2(g.);\ \Delta H = +177 \text{ kJ/mol}$$

Zmiana entalpii, wskazana w równaniu termochemicznym, to taka sama część równania chemicznego, jak i wzory substancji i dlatego podlega tym samym współczynnikom. Na przykład, dla równania spalania etanu:

$$2C_2H_6(g.) + 7O_2(g.) = 4CO_2(g.) + 6H_2O(c.);\ \Delta H = -3120 \text{ kJ/mol}$$

Zużywa się:	Tworzy się:	Wydziela się:
2 mole C_2H_6		3120 kJ
7 moli O_2		3120 kJ
	4 mole CO_2	3120 kJ
	6 moli H_2O	3120 kJ

Dla innych ilości reagentów albo produktów ilość ciepła proporcjonalnie się zmieni.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Często, aby ułatwić korzystanie z równań termochemicznych współczynniki w nich skracamy tak, aby przed wzorami substancji, według których robi się obliczenia stał współczynnik 1. Wiadomo, że w takim przypadku inne współczynniki mogą stać się ułamkami, przy czym trzeba proporcjonalnie zmniejszać także wartość zmiany entalpii. Tak więc, dla reakcji oddziaływania sodu z wodą, przedstawionej wyżej, można zapisać równanie termochemiczne:

$$Na(s.) + H_2O(c.) = NaOH(s.) + \frac{1}{2}H_2(g.);\ \Delta H = -140{,}5\ kJ/mol.$$

Układanie termochemiczynch równań reakcji

Przykład 1. Podczas reakcji azotu o ilości 1 mola z tlenem, który tworzy tlenek azotu(II) pochłaniane jest 181,8 kJ energii. Ułóżcie termochemiczne równanie reakcji.

Rozwiązanie. Ponieważ energia jest pochłaniana, to ΔH jest liczbą dodatnią. Równanie termochemiczne wyglądałoby tak:

$$N_2(g.) + O_2(g.) = 2NO(g.);\ \Delta H = +181{,}8\ kJ/mol.$$

Przykład 2. Dla reakcji syntezy jodowodoru z prostych substancji gazowych $\Delta H = +52$ kJ/mol. Ułóżcie termochemiczne równanie rozkładu jodowodoru na substancje proste.

Rozwiązanie. Reakcje syntezy jodowodoru i jego rozpadu – to reakcje przeciwstawne. Analizując rysunek 18.4, można wysnuć wniosek, że w tym przypadku substancje, tym samym ich entalpie są jednakowe. Różnica polega tylko na tym, która z substancji jest produktem reakcji, a która – reagentem. Biorąc to pod uwagę, wysuwamy wniosek, że w procesach przeciwstawnych ΔH mają jednakową wartość, ale różne znaki.

Tak więc, dla reakcji syntezy jodowodoru:

$$H_2(g.) + I_2(g.) = 2HI(g.);\ \Delta H = +52\ kJ/mol,$$

a dla reakcji jego rozpadu:

$$2HI(g.) = H_2(g.) + I_2(g.);\ \Delta H = -52\ kJ/mol.$$

Ponieważ w praktyce mierzy się masę albo objętość substancji, to nieodzowne jest ułożenie równania termochemicznego, wykorzystując właśnie te dane.

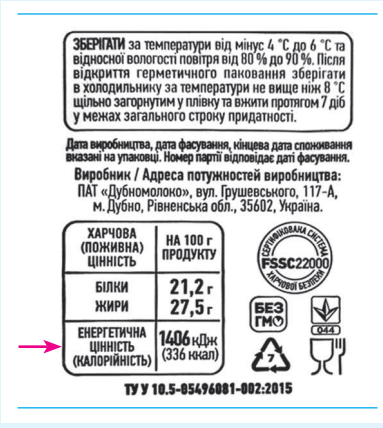
Przykład. Podczas tworzenia ciekłej wody o masie 18 g z substancji prostych wydzieliło się 241,8 kJ ciepła. Ułóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

Rozwiązanie. Woda o masie 18 g odpowiada ilości $n(H_2O) = m/M = 18\ g / 18\ g/mol = 1\ mol$. A w równaniu reakcji tworzenia wody z substancji prostych przed wzorem wody stawiamy współczynnik 2. Tak więc, w równaniu termochemicznym trzeba zaznaczyć zmianę entalpii podczas utworzenia wody o ilości 2 moli, czyli $241{,}8 \cdot 2 = 483{,}6$:

$$2H_2(g.) + O_2(g.) = 2H_2O(c.);\ \Delta H = -483{,}6\ kJ/mol.$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Na etykietach produktów spożywczych obowiązkowo wskazuje się dane o wartości energetycznej tych produktów, co często nazywane jest kalorycznością. Większość ludzi informację o kaloryczności wykorzystuje, rozumując: „o ile się poprawię, jeśli to zjem". Naprawdę cyfry, które wskazano na etykiecie, to efekt cieplny reakcji pełnego spalania 100 g tego produktu do dwutlenku węgla i wody. Ten efekt cieplny jest wskazywany w przestarzałych jednostkach miary ciepła – kaloriach albo kilokaloriach (1 cal = 4,18 J, 1 kcal = 4,18 kJ), skąd wziął się termin „kaloryczność".



Myśl główna

Zmiana entalpii – charakterystyka ilościowa wydzielonego albo pochłoniętego ciepła podczas reakcji chemicznych.

Zadania utrwalające wiedzę

210. Jakie równania reakcji nazywamy termochemiczymi?

211. Określcie, które z przytoczonych równań termochemiczynch odpowiadają procesom egzotermicznym? endotermicznym?
a) $4P(s.) + 5O_2(g.) = 2P_2O_5(s.)$; $\Delta H = -2984$ kJ/mol;
b) $2Al(s.) + Fe_2O_3(s.) = Al_2O_3(s.) + 2Fe(s.)$; $\Delta H = -850$ kJ/mol;
c) $S(s.) + O_2(g.) = SO_2(g.)$; $\Delta H = -297$ kJ/mol;
d) $2HgO(s.) = 2Hg(c.) + O_2(g.)$; $\Delta H = +362$ kJ/;
e) $H_2(g.) + Cl_2(g.) = 2HCl(g.)$; $\Delta H = -185{,}6$ kJ/mol;
f) $C_6H_{12}O_6(s.) + 6O_2(g) = 6CO_2(g.) + 6H_2O(c.)$; $\Delta H = -2800$ kJ/mol.

212. Według termochemicznego równania syntezy amoniaku obliczcie, ile ciepła wydzieli się podczas: a) zużycia azotu o ilości substancji 1 mol; b) utworzenia amoniaku o ilości 2 moli.
$N_2(g.) + 3H_2(g.) = 2NH_3(g.)$; $\Delta H = -92$ kJ/mol.

213. Zmiana entalpii reakcji spalania węgla równa się 393,5 kJ/mol. Ułóżcie termochemiczne równanie tej reakcji.

214. Podczas spalania metanu o ilości 1 mola wydzieliło się 890 kJ energii. Ułóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

215. Tlenek żelaza(II) redukuje się tlenkiem węgla(II) do żelaza. Reakcji tej towarzyszy wydzielanie się 1318 kJ ciepła podczas otrzymania 1 mola żelaza. Ułóżcie termochemiczne równanie tej reakcji.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

216. Podczas oddziaływania wodoru z jodem tworzy się jodowodór o ilości substancji 2 moli. Przy czym zostało pochłonięte 101,6 kJ energii. Ułóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

217. Według równania termochemicznego w zadaniu 211 ułóżcie równania termochemiczne reakcji: a) utworzenia tlenku rtęci(II) z substancji prostych: b) rozpadu chlorowodoru; c) utworzenia glukozy w procesie fotosyntezy.

218. W reakcji spalania tlenku węgla(II) o ilości 2 moli wydziela się 566 kJ energii. Ułóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

219. W procesie rozpadu węglanu baru o masie 197 g pochłonięto 272 kJ ciepła. Ulóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

220. Podczas oddziaływania żelaza o masie 56 g z siarką wydzieliło się 95 kJ ciepła. Ułóżcie równanie termochemiczne tej reakcji.

221. Porównajcie przedstawione przykłady równań termochemicznych i objaśnijcie różnice w zmianie entalpii:
$CH_4(g.) + 2O_2(g.) = CO_2(g.) + 2H_2O(g)$; $\Delta H = -802$ kJ/mol;
$CH_4(g.) + 2O_2(g.) = CO_2(g.) + 2H_2O(c.)$; $\Delta H = -890$ kJ/mol.

222*. Zmiana entalpii reakcji zobojętnienia kwasu solnego wodorotlenkiem sodu wynosi –56,1 kJ/mol, a wodorotlenkiem wapnia wynosi –56,3 kJ/mol. W reakcji kwasu azotowego z wodorotlenkiem litu zmiana entalpii wynosi –55,8 kJ/mol. Jak uważacie, dlaczego efekty cieplne reakcji między podanymi substancjami są prawie takie same?

§ 20. Szybkość reakcji chemicznej

Przypomnijcie sobie: metale, znajdujące się w rzędzie aktywności do wodoru, oddziaływują z kwasami, tworząc sole tego kwasu i wodoru.

Definicja szybkości reakcji

Poznając właściwości różnych związków chemicznych i przyglądając się różnym procesom w przyrodzie, na pewno zwróciliście uwagę na to, że różne reakcje zachodzą w ciągu różnego czasu. Rdza na wyrobach żelaznych tworzy się w ciągu kilku miesięcy, spalanie świeczki trwa kilka godzin, a wybuch odbywa się prawie natychmiast – w ciągu milionowej części sekundy. Wszystkie te reakcje zachodzą z różną szybkością.

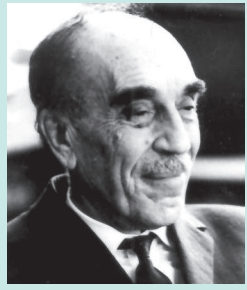
Szybkość reakcji określa się podobnie do szybkości ruchu ciała, którą poznaliście na lekcjach fizyki.

Szybkość reakcji chemicznej υ – to wielkość fizyczna, która równa się proporcji zmiany ilości wytworzonej albo zużytej substancji Δn do odcinka czasu Δt:

$$\upsilon = \frac{\Delta r(\text{produktu})}{\Delta t} \text{ chy } \upsilon = \frac{-\Delta n(\text{reagenta})}{\Delta t}$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny fizykochemik, laureat Nagrody Nobla z chemii w 1956 roku. W 1917 roku ukończył Uniwersytet Piotrogrodzki. W wieku 36 lat został akademikiem AN ZSRR. Opracował teorię wybuchu cieplnego mieszanin gazowych, która stała się podstawą nauki o rozszerzaniu się płomienia, detonacji, spalania substancji wybuchowych itd. Ale najważniejsze są jego prace z teorii reakcji łańcuchowych: odkrył istnienie procesów łańcuchowych, sformułował teorię, która matematycznie opisuje procesy podczas reakcji łańcuchowych. Za osiągnięcia w tym kierunku został nagrodzony Nagrodą Nobla.



Mykoła Mykołajowycz Siemionow
(1896–1986)

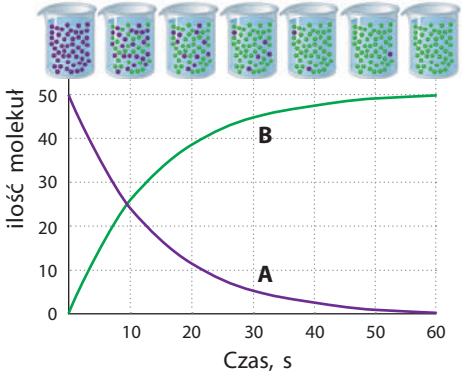
Jednostką miary szybkości reakcji jest mol/s.

Podczas reakcji chemicznych koncentracja reagentów ulega zmniejszeniu, a produktów reakcji – zwiększeniu (rys. 20.1). Dlatego w podanych wzorach zmiana ilości substancji Δn produktów podana jest ze znakiem dodatnim, a reagentów – z ujemnym. Im większa jest zmiana ilości substancji i czym krótszy czas, w którym zaszła ta zmiana, tym większa jest szybkość reakcji. Z podanego grafiku widać, że na początku szybkość reakcji jest najwyższa i z czasem etapami się zmniejsza, ponieważ zmniejsza się ilość substancji reagentów.

Szybkość reakcji chemicznej zależy od wielu czynników: natury substancji, temperatury, ciśnienia, istnienia katalizatora itd. Aby kierować procesami chemicznymi ważna jest wiedza o tym, jaka jest zależność szybkości reakcji od tych czynników. Da to możliwość stworzenia warunków w tym celu, żeby

Szybkość reakcji chemicznej równa się proporcji zmiany ilości substancji reagentów albo produktów reakcji w stosunku do odcinka czasu:

- im większa Δn, tym szybkość reakcji wyższa;
- im większa Δt, tym szybkość reakcji niższa.



Rys. 20.1. Zmiana ilości molekuł reagenta (A) i produktu (B) podczas reakcji chemicznej (kolorem fioletowym zaznaczono dane o reagentach, zielonym – o produktach reakcji)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Szybkość reakcji się zwiększa w przypadku:
- wykorzystania substancji bardziej aktywnych chemicznie;
- zwiększenia koncentracji reagentów;
- rozdrobnienia reagentów;
- podwyższenia temperatury;
- wykorzystania katalizatorów.

reakcje korzystne przebiegały szybciej, a niechciane – pomału.

Badaniem szybkości reakcji chemicznych zajmuje się rozdział chemii fizycznej – kinetyka chemiczna. Wielki wkład w jej rozwój wnieśli S. Arrhenius, J. van't Hoff; M. M. Siemionow, M. M. Emanuel, R. W. Kuczer itp.

Zależność szybkości reakcji od natury reagentów

Szybkość reakcji znacząco zależy od *natury reagentów*. Im bardziej aktywne chemicznie są substancje, tym szybciej wchodzą one w takie czy inne oddziaływania.

Na przykład metale zasadowe oddziaływują aktywnie z wodą (często z wybuchem), a magnez albo wapń ledwo reagują z wodą, a srebro i złoto w ogóle z nią nie oddziaływują. Więc im bardziej aktywne są substancje (w tym przypadku – im aktywniejszy jest metal), tym wyższa jest szybkość reakcji.

Rozpatrzmy, jak można ilościowo opisać tę zależność na przykładzie reakcji korozji wyrobów żelaznych.

Zadanie 1. Na wózku żeliwnym w ciągu 100 godzin utworzyło się 300 mg rdzy, a na stalowym z taką samą powierzchnią – 200 mg w ciągu 200 godzin. W którym przypadku szybkość korozji jest wyższa i ile razy?

Rozwiązanie. Żeliwo i stal – stopy metalowe na bazie żelaza, obydwa ulegają korozji w wilgotnym powietrzu. Oceńmy szybkość korozji. We wzorze na obliczenie szybkości reakcji podano ilość substancji. Jednakże ilość substancji jest wprost proporcjonalna do masy, dlatego zmianę masy również można wykorzystać do oceny szybkości zamiast zmiany ilości substancji.

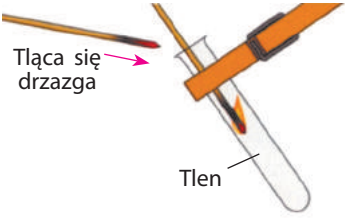
Szybkość korozji wózka żeliwnego:

$$v_1 = \frac{300\ \text{mg}}{100\ \text{godz}} = 3\ \text{mg/godz},\ \text{stalowego}\ v_1 = \frac{200\ \text{mg}}{200\ \text{godz.}} = 1\ \text{mg/godz}$$

***Odpowiedź*:** szybkość korozji wózka żeliwnego jest wyższa, niż wózka stalowego, trzy razy.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zależność szybkości reakcji od koncentracji substancji



Rys. 20.2. Tląca się drzazga w razie włożenia do czystego tlenu wybucha

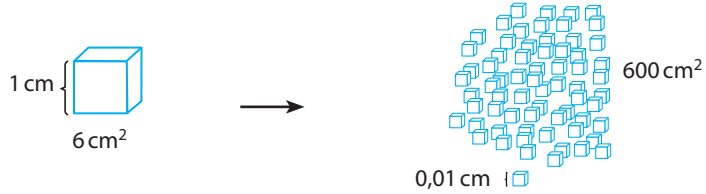
Szybkość reakcji znacznie zależy od *koncentracji reagentów*. Wiele substancji w czystym tlenie spala się o wiele szybciej, niż w powietrzu: przypomnijcie sobie jak w 7 klasie wyznaczaliście obecność czystego tlenu tlącą się drzazgą (rys. 20.2). Im większa koncentracja tlenu, tym szybciej zachodzi spalanie.

Zależność szybkości reakcji od koncentracji można objaśnić tym, że warunkiem oddziaływania dwóch substancji jest kolizja cząstek tych substancji ze sobą. Im więcej cząstek mieści się w pewnej objętości, tym częściej zderzają się one ze sobą, tak więc, więcej cząstek oddziaływuje w ciągu jednostki czasu.

Zależność szybkości reakcji od stopnia rozdrobnienia substancji

Dla substancji w stanie stałym pojęcie „stężenie” nie jest wykorzystywane, oprócz tego reakcje z substancjami stałymi zachodzą nie w całej objętości mieszaniny, a tylko na powierzchni substancji. Szybkość większości reakcji w obecności substancji stałych podwyższa się w razie ich *rozdrobnienia*: im drobniejsza substancja, tym większa powierzchnia kontaktu (rys. 20.3), a tym samym większa szybkość reakcji.

Wszystkim wiadomo, że wyroby aluminiowe w powietrzu nie palą się. Jednak proszek glinu w razie zetknięcia z płomieniem zapala się, rozrzucając snop iskier (rys. 20.4, s. 118). A jeżeli taki proszek wdmuchiwać do ognia, może dojść do wybuchu. Nic dziwnego, że bardzo rozdrobniony glin wykorzystuje się jako paliwo stałe w nośnikach rakiet, szczególnie tych które są produkowane w przedsiębiorstwie „Piwdenmasz” w mie-



Sześcian z krawędzią 1 cm
Powierzchnia ogólna – 6 cm²

W razie rozdzielenia sześcianu na drobne sześciany o krawędzi 0,01 cm otrzymamy 1 mln takich sześcianów. Ogólna powierzchnia wszystkich sześcianów – 600 cm²

Rys. 20.3. Zwiększenie ogólnego pola powierzchni w razie rozdrobnienia substancji

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 20.4. Spalanie proszku glinu

Rys. 20.5. Morski start rakiety (Sea Launch) z nośnikiem rakietowym, zbudowanym w ukraińskiej fabryce „Piwdenmasz" (m. Dnipro)

ście Dnipro (rys. 20.5). Im drobniejsze są cząsteczki glinu, tym szybciej reagują one z tlenem. Podobnie odbywa się w przypadku rozdrobnienia innych substancji.

Niektóre, na pierwszy rzut oka, „bezpieczne" substancje (cukier, mąka, drewno itp) w razie rozdrobnienia i rozpylenia w powietrzu mogą wybuchać. Tak, w ostatnim czasie miało miejsce wiele tragicznych wypadków: w fabryce obróbki drewna „Pinksdrew" doszło do wybuchu pyłu drzewnego (Pińsk, Białoruś, 2010 r.), pył mączny we młynie w mieście Semej (Kazachstan, 2014 r.), pył cukrowy w fabryce Sawanna (stan Georgia, USA, 2008 r.).

Zależność szybkości reakcji od temperatury

Jeszcze jednym ważnym czynnikiem jest temperatura. Otóż, jeżeli zmieszać wodór i tlen, to do reakcji między nimi w temperaturze pokojowej nie dojdzie. W razie stopniowego podwyższania temperatury do 400 °C zaczyna się pomału wydzielać para wodna. Podczas dalszego nagrzewania szybkość reakcji podwyższa się, a w temperaturze ponad 600 °C dojdzie do wybuchu: reakcja natychmiast zakończy się.

Nasze doświadczenie życiowe potwierdza, że szybkość większości reakcji chemicznych zwiększa się wraz z podwyższeniem temperatury. Na przykład mięso w temperaturze pokojowej psuje się o wiele szybciej, niż w lodówce. W państwach z ciepłym i wilgotnym klimatem owoce dojrzewają wcześniej, a samochody rdzewieją szybciej, niż w krajach północnych.

Eksperymentalnie udowodniono, że

podczas podgrzewania o każde 10 °C szybkość większości reakcji zwiększa się w przybliżeniu trzykrotnie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Holernderski chemik, pierwszy na świecie laureat Nagrody Nobla z chemii (1901 rok). Uznanie światowe zyskał po publikacji artykułu o budowie molekuł, który objaśniał istnienie izomerów optycznych związków organicznych. Został profesorem Uniwerstytetu Amsterdamskiego, zostaje wybrany do Berlińskiej Akademii Nauk. Van't Hoff posiadał gruntowne przygotowanie matematyczne, które pozwoliło mu rozwiązać wiele problemów podczas badania szybkości reakcji i równowagi chemicznej. Zastosowanie prawa Avogadra i praw gazowych pozwoliło mu opisać zjawisko osmozy i położyć podwaliny teorii dysocjacji elektrolitycznej, którą później sformułował jego uczeń S. Arrhenius.

Jacobus van't Hoff
(1852–1907)

To prawo nazywane jest *regułą van't Hoffa*. Zgodnie z tym prawem można oceniać czas przebiegu reakcji w różnych temperaturach, jak również przyśpieszać pewną reakcję wraz z podwyższeniem temperatury..

Regułę van't Hoffa można zapisać w formie wzoru. Jeżeli znamy szybkość reakcji v_1 w temperaturze T_1 i szybkość reakcji v_2 w temperaturze T_2, to:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

gdzie γ – współczynnik temperatury, który pokazuje, ile razy zwiększa się szybkość reakcji w razie podgrzewania o 10 °C.
Dla różnych reakcji współczynnik ten przyjmuje wartości od 2 do 4.

Zależność szybkości reakcji od obecności katalizatora

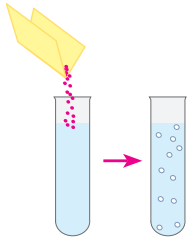
W wielu przypadkach szybkość reakcji można podwyższyć przy pomocy specjalnych substancji – *katalizatorów*. O takich substancjach słyszeliście już w kladach poprzednich.

Katalizator – substancja, która bierze udział w reakcji i zmienia jej prędkość, ale sama w reakcji nie ulega przemianie.

Najczęściej katalizator nie jest pokazywany ani w reagentach, ani w produktach reakcji, a zapisuje się go nad strzałką, na przykład:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO} 2SO_3$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 20.6. W warunkach normalnych nadtlenek wodoru prawie nie rozpada się (z lewej strony), ale w przypadku dodawania katalizatora – tlenku manganu(IV) – reakcja ulega przyspieszeniu tak, że ciecz prawie wrze od ilości tlenu, który się wydzielił (z prawej strony)

Katalizatory mogą zarówno przyspieszać reakcję, jak również ją spowalniać. Przyspieszenie reakcji nazywamy *katalizą dodatnią*, a same katalizatory – dodatnimi. Spowalnianie reakcji nazywamy *katalizą ujemną*, albo *inhibicją*, a katalizatory – ujemnymi, albo *inhibitorami*.

Na przykład w obecności związków miedzi, żelaza, niklu, manganu albo chromu reakcja rozpadu nadtlenku wodoru ulegnie znaczącemu przyspieszeniu (rys. 20.6). Za katalizator uniwersalny można uznać platynę, ponieważ przejawia ona aktywność katalizacyjną w prawie wszystkich przypadkach.

Katalizatory posiadają wielkie znaczenie dla współczesnego przemysłu i nauki. Prawie 90 % reakcji chemicznych zachodzi w obecności katalizatorów. Wiele ważnych reakcji chemicznych bez katalizatorów nie odbędzie się albo zachodziłyby w zbyt wysokich temperaturach, na przykład reakcja syntezy amoniaku z azotu i wodoru, znaczenie której już omówiliśmy w paragrafie 15.

Reakcje przetwórstwa ropy naftowej w rafineriach zachodzą wyłącznie z udziałem katalizatorów, co pozwala otrzymać benzynę wysokiej jakości, olej napędowy i paliwo lotnicze, oleje itp.

Rury wydechowe w samochodach koniecznie są zaopatrywane w specjalne urządzenia – katalizatory, dzięki którym tlenek węgla w spalinach zostaje przetworzony na bezpieczniejszy dwutlenek węgla, zmniejszając w ten sposób ilość substancji szkodliwych przedostających się do powietrza.

W fabryce przetwórstwa cukru ze zwykłego krochmalu przy użyciu kwasów (katalizatorem reakcji są kationy wodoru H^+) otrzymuje się patokę – słodki syrop, który potem jest wykorzystywany w przemyśle spożywczym do produkcji wyrobów cukierniczych, napojów, lodów, niektórych gatunków chleba, żywności dla sportowców itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Reakcje chemiczne w organizmach żywych również zachodzą przy udziale katalizatorów, które nazywamy enzymami. Z lekcji biologii wiecie, że enzymy katalizują wszystkie bez wyjątku reakcje w komórkach. Odmienną cechą enzymów jest ich wysoka specyficzność: dla każdej reakcji chemicznej istnieje swój enzym. A jeden enzym katalizuje tylko jedną konkretną reakcję. Odbywa się to dzięki temu, że kształt molekuły enzymu musi odpowiadać formie molekuły, której reakcję katalizuje (rys. 20.7).

Rys. 20.7. Kształt molekuły enzymu i molekuły, której przeobrażenie on katalizuje, pasują do siebie, jak klucz do zamku

Inna cecha enzymów polega na tym, że ich udział w reakcjach nietypowo zależy od temperatury. Do pewnej krytycznej temperatury szybkość reakcji enzymatycznych się zwiększa, a potem zachodzi niszczenie enzymu, jego działanie katalizacyjne zanika i reakcja się zatrzymuje. Dlatego u chorych procesy biochemiczne w organizmie zachodzą inaczej, niż u zdrowych. A w razie podwyższenia temperatury ciała ponad 42 °C człowiek może umrzeć, ponieważ niezbędne do życia enzymy ulegają zniszczeniu.

Działanie katalizatorów jest uwarunkowane tym, że tworzą one z reagentami związki pośrednie. Na przykład reakcja dwutlenku siarki z tlenem w warunkach normalnych zachodzi bardzo pomału:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

Ale jeżeli dodać tlenek azotu(II), to reakcja będzie zachodzić dwustopniowo i bardzo szybko nawet w warunkach normalnych:

$$2NO + O_2 = 2NO_2 \qquad NO_2 + SO_2 = NO + SO_3$$

W pierwszej reakcji tlenku azotu(II) ubywa, w drugiej – tworzy się on znowu. Ta substancja jest katalizatorem, czyli bierze ona udział w reakcji, przyspieszając ją, ale przy tym jej ogólna ilość nie ulega zmianie.

Termin „katalizator" ma pochodzenie greckie, i dokładnie słowo *katalysis* oznacza „niszczenie". Termin ten do nauk chemicznych wprowadził J. J. Berzelius, a w owym czasie znane reakcje katalizy były najczęściej reakcjami rozpadu substancji, szczególnie rozpad katalityczny krochmalu, tworzący glukozę, a dalej – alkohol i dwutlenek węgla. A termin „inhibitor" pochodzi od łacińskiego *inhibere* i oznacza bezpośrednio – „powstrzymywać, zatrzymywać".

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

- Pewnego razu dwóch inżynierów chemików rozmawiało obok otwartego naczynia z perhydrolem (stężonym roztworem nadtlenku wodoru), który został przygotowany do rozlania, a następnego dnia w tym naczyniu pozostały tylko domieszki nadtlenku. Okazało się, że jeden z inżynierów pracował w pracowni otrzymywania tlenku manganu(IV) i podczas rozmowy nieostrożnie strząsnął kilka kryształków ze swojego ubrania w naczynie z perhydrolem. Tego wystarczyło, żeby w nocy cały nadtlenek uległ rozpadowi. Dobrze, że naczynie było otwarte, ponieważ w zamkniętym, w takich warunkach doszłoby do wybuchu.
- Najszybsza ze znanych reakcji to reakcja połączenia atomów wodoru w fazie gazowej, w czasie której tworzy się molekuła wodoru H_2 zachodzi w czasie 10^{-14} s. A najwolniejsze reakcje zachodzą w skałach górskich i trwają miliony lat.

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE nr 10

Wpływ stężenia i temperatury na szybkość reakcji cynku z kwasem solnym

Wyposażenie: statyw z probówkami, szklanka z gorącą wodą, łopatka, palnik.

Odczynniki: kwas solny z ułamkiem masowym 5 % i 15 %, cynk.

Zasady bezpieczeństwa:

- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- uważajcie, żeby substancje nie trafiły na skórę, w oczy, na ubranie; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody.

1. Ponumerujcie dwie jednakowe probówki.

2. Do probówki nr 1 nalejcie kwasu solnego o ułamku masowym 5 % i objętości 1 ml, do probówki nr 2 – taką samą ilość kwasu o ułamku masowym 15 %. Do obydwu probówek włóżcie po jednej granulce cynku. Co zaobserwujecie? W jakim przypadku reakcja zajdzie szybciej i dlaczego?

3. Probówkę nr 1 z poprzedniego doświadczenia zanurzcie w szklance z gorącą wodą albo podgrzejcie na palniku. Porównajcie intensywność wydzielania się wodoru do i po zanurzeniu w gorącej wodzie. Objaśnijcie swoje spostrzeżenia.

4. Wysnujcie wniosek uogólniający.

Zadanie lingwistyczne

Po łacinie *fermentum* oznacza „zaczyn". Takie samo znaczenie posiada greckie słowo *zyme*. Dlaczego, waszym zdaniem, katalizatory biologiczne nazywamy fermentami albo enzymami?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Myśl główna

Szybkość reakcji chemicznej charakteryzuje ilość substancji, która przereagowała albo utworzyła się w wyniku reakcji, w ciągu jednostki czasu (sekundy, minuty, doby albo roku).

Pytania kontrolne

223. Sformułujcie definicję szybkości reakcji, katalizatora, inhibitora.
224. Od jakich czynników zależy szybkość reakcji? Objaśnijcie, w jaki sposób wpływają te czynniki na szybkość reakcji? Podajcie przykłady.
225. Skomentujcie zmianę stężenia reagentów i produktów reakcji, jak również treść grafików na rys. 20.1.
226. Dlaczego produkty spożywcze najczęściej przechowujemy w lodówce?
227. Dlaczego we wzorze szybkości reakcji chemicznej zmiana ilości substancji produktów reakcji jest wielkością dodatnią, a zmiana ilości substancji reagentów – ujemną?
228. Objaśnijcie, dlaczego różnorodne reakcje chemiczne, które potrzebują różnych warunków do jej przebiegu, w organizmach żywych zachodzą z wysoką prędkością w jednakowej temperaturze i ciśnieniu. Odpowiedź potwierdźcie przykładami.
229. Objaśnijcie, dlaczego istnieje niebezpieczeństwo wybuchu przechowywania wielkiej ilości suchej palnej substancji sproszkowanej. Podajcie przykłady takich sytuacji.

Zadania utrwalające wiedzę

230. Czy zmieni się szybkość reakcji między wodorem i tlenem, jeżeli do takiej mieszaniny dodać azotu?
231. Wykorzystując wiedzę o czynnikach wpływu na szybkość reakcji chemicznej, uargumentujcie twierdzenia: a) wiązka patyczków spali się o wiele szybciej, niż całe polano o takiej samej masie; b) podczas pożaru nie można otwierać okna; c) w razie zatrucia pokarmowego często przepisuje się węgiel aktywowany, którego działanie jest bardziej efektywne, jeżeli tabletkę maksymalnie rozdrobnić; d) aby podwyższyć temperaturę płomienia, do ognia podaje się powietrze albo czysty tlen; e)szynka w temperaturze 180 °C zostanie przygotowana szybciej, niż w temperaturze 120 °C; f) w sterylizacji konserw albo przyrządów medycznych są one jakiś czas przechowywane w wysokiej temperaturze; g) artykuły spożywcze dłużej pozostają świeże w woreczkach hermetycznych; h) latem wzrasta niebezpieczeństwo zatruć pokarmowych; i) termin służby miedzianych rur wodociągowych jest o wiele dłuższy od żelaznych (stalowych).
232. Według danych do rysunku 20.1 udowodnijcie, że szybkość reakcji jest maksymalna w momencie mieszania substancji (na początku reakcji) i z czasem się zmniejsza. Jak to można objaśnić?
233. Do dwóch kolb nalano kwasu solnego. Do pierwszej dodano żelazo o ilości substancji 0,01 mola, a do drugiej – cynk o takiej samej ilości. W której kolbie reakcja zakończy się wcześniej?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

234. W każdej parze podanych procesów wybierzcie te, które mają większą szybkość: a) rdzewienie żelaza czy ciemnienie miedzi; b) spalanie wosku czy spalanie papieru; c) wyparowanie benzyny czy wyparowanie wody. W każdym wypadku objaśnijcie swój wybór.

235. Na etykietce z lodami przeczytaliście informację o ich terminie przydatności do spożycia i warunkach przechowywania, ale niektóre miejsca na etykietce były zatarte: „### w temperaturze minus (24 ± 2)°C, @@@ w temperaturze minus (18 ± 2)°C". Zwróciliście się o pomoc do sprzedawcy, na co otrzymaliście odpowiedź: „w jednym miejscu ma tam być napisane „12 miesięcy", a w innym – „10 miesięcy". Który napis powinien znaleźć się w miejscu symboli ###, a który – zamiast @@@? Jak uważacie, jak długo można przechowywać lody w temperaturze +20°C?

236. Zostały przeprowadzone dwa doświadczenia z otrzymania tlenu przez podgrzewanie nadmanganianu potasu. W pierwszym doświadczeniu otrzymano 75 ml tlenu w ciągu 3 min., a w drugim – 100 ml w ciągu 5 minut. W którym przypadku szybkość reakcji będzie większa?

237. W ciągu miesiąca do początku zajęć laborant przygotował roztwór wodny nadtlenku wodoru, w którego 1 l mieściło się 0,3 mola H_2O_2. Pierwszego września nauczycielka chemii zbadała, że ilość nadtlenku wodoru w kolbie zmniejszyła się dwa razy. Obliczcie szybkość rozpadu nadtlenku wodoru (mol/dobę), biorąc pod uwagę, że miesiąc ma 30 dni. Jaka objętoć tlenu (w. n.) wydzieli się z 5 l roztworu w ciągu tego czasu?

238. W pierwszej kolbie zaszła reakcja między węglanem wapnia a kwasem solnym, w wyniku której w ciągu pewnego czasu wydzielił się gaz o masie 6,6 g. W drugiej kolbie oddziaływały ze sobą wodór i jod, i w takim samym okresie czasu utworzył się produkt reakcji o masie 16,64 g. W którym przypadku reakcja zaszła szybciej?

239. Zmieszano tlenek węgla(II) o ilości 0,15 mola z tlenem. Po 10 sekundach od rozpoczęcia reakcji ilość tlenku węgla zmniejszyła się do 0,1 mola. Obliczcie szybkość tej reakcji.

240. Jak uważacie, według jakiej zasady wybierane są substabcje (reagent albo produkt reakcji) do eksperymentalnego określenia szybkości reakcji chemicznej. Opiszcie metodykę eksperymentu i (w razie konieczności) przyrząd do określenia szybkości reakcji chemicznej: a) cynku z kwasem solnym; b) spalania siarki w powietrzu.

241. Podajcie przykłady procesów chemicznych, które: a) trzeba przyspieszyć; b) trzeba spowolnić; c) utrzymywać szybkość na pewnym poziomie. W jaki sposób w każdym przypadku można kontrolować albo zmieniać szybkość reakcji?

242*. Zaproponujcie plan eksperymentu, w celu określenia szybkości reakcji chemicznej. Jakie pomiary musicie zrobić, aby osiągnąć cel? Jakie czynniki wpływać będą na dokładność eksperymentu?

243*. Przypomnijcie sobie z lekcji fizyki, co oznacza termin „szybkość ruchu". Znajdźcie cechy wspólne i odmienne w terminach „szybkość ruchu ciała" i „szybkość reakcji chemicznej".

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

PRACA PRAKTYCZNA nr 3

Wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznych

Wyposażenie: statyw z probówkami, palnik, łopatka.

Odczynniki: HCl (5 %), cynk granulowany i sproszkowany, kawałki żelaza i miedzi, roztwór nadtlenku wodoru (5 %), MnO_2, drzazga do udowodnienia obecności tlenu.

Zasady bezpieczeństwa:

- do doświadczeń wykorzystujcie niewielkie ilości substancji;
- podczas nagrzewania nie dotykajcie gorących przedmiotów;
- uważajcie, żeby substancje nie trafiły na skórę, w oczy, na ubranie; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody.

1. Ponumerujcie sześć jednakowych probówek. Do probówek nr 1 i nr 2 nalejcie po 1 ml kwasu solnego. W probówce nr 1 umieśćcie granulkę cynku, a w nr 2 – okruch proszku cynku. Porównajcie intensywność wydzielania wodoru w probówkach nr 1 i nr 2. Objaśnijcie spostrzeżenia.

2. Do probówek nr 3 i nr 4 nalejcie po 1 ml kwasu solnego. Do probówki nr 3 dodajcie kawałek żelaza, a do probówki nr 4 – miedzi. Porównajcie intensywność wydzielania się wodoru w probówkach nr 1, nr 3 i nr 4. Objaśnijcie spostrzeżenia.

3. Do probówki nr 5 nalejcie 1 ml roztworu nadtlenku wodoru. Czy zauważycie wydzielanie się gazu w wyniku nagrzewania? Określcie obecność tlenu w probówce przy pomocy tlącej się drzazgi. Wysnujcie wniosek o wpływie podgrzewania na szybkość reakcji.

4. Do probówki nr 6 nalejcie 1 ml nadtlenku wodoru. Dodajcie odrobinę tlenku manganu(IV). Porównajcie szybkość wydzielania się tlenu w probówkach nr 6 i nr 5 (po podgrzewaniu). Objaśnijcie spostrzeżenia.

Wniosek. Wysnujcie wniosek uogólniający do pracy praktycznej. W tym celu wykorzystajcie odpowiedzi na pytania:

1. Jakie czynniki i w jaki sposób wpływają na szybkość reakcji chemicznej?

2. Objaśnijcie mechanizm wpływu podgrzewania i stopień rozdrobnienia substancji na szybkość reakcji chemiczne**j**.

3. Czy różni się mechanizm zmiany szybkości reakcji chemicznej w przypadku rozdrobnienia reagentów i zmiany ich stężenia? Odpowiedź objaśnijcie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 21. Klasyfikacja reakcji chemicznych

Klasyfikacja reakcji według ilości i składu reagentów oraz produktów reakcji

Reakcje według ilości i składu reagentów oraz produktów:
- syntezy: A + B → C
- analizy: A → B + C + D
- wymiany pojedynczej: A + BC → → AC + B
- wymiany podwójnej: AB + CD → → AD + CB

Podczas poznawania chemii poznaliście już wiele typów reakcji chemicznych. W tym paragrafie uogólnimy tę wiedzę i sklasyfikujemy znane wam reakcje według różnych cech.

Reakcje syntezy odpowiadają schematowi: A + B → C. Najbardziej charaktrystycznymi są:

- oddziaływanie substancji prostych: $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$
- uwodnienie tlenków: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
- oddziaływanie tlenków kwasowych z zasadowymi: $CO_2 + CaO = CaCO_3$

Reakcje analizy (rozkładu) odpowiadają schematowi: A → B + C + D. Analizie ulegają substancje wszystkich znanych klas związków nieorganicznych:

- kwasy: $H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$
- wodorotlenki: $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$
- sole: $CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$
- tlenki: $2HgO = 2Hg + O_2\uparrow$

Reakcje wymiany pojedynczej odpowiadają schematowi: A + BC → → AC + B. Najczęściej reakcje wymiany pojedynczej zachodzą pomiędzy jedną substancją prostą i jedną substancją złożoną:

- metal z tlenkiem: $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$
- metal z kwasem: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
- metal z solą: $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu\downarrow$
- niemetal z tlenkiem: $C + PbO = CO + Pb$

Chociaż spotykamy również reakcje wymiany między dwoma substancjami złożonymi, na przykład reakcja tlenku z solą:

$$SiO_2 + CaCO_3 = CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

Reakcje wymiany podwójnej odpowiadają schematowi: AB + CD → → AD + CB. Jest to najbardziej rozpowszechniona grupa reakcji między substancjami złożonymi, szczególnie, między kwasami, zasadami, solami i tlenkami.

Reakcje odwracalne i nieodwracalne

Często kierunek reakcji zależy od warunków, w których ona zachodzi. Na przykład, w normalnej temperaturze odbywa się reakcja utworzenia węglanu wapnia:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Reakcje według możliwości przebiegu w kierunkach przeciwstawnych:
- odwracalne;
- nieodwracalne.

Jednakże w przypadku podgrzewania do wysokiej temperatury (do 1000 °C) zaczyna mieć przewagę reakcja rozkładu (analizy) węglanu wapnia:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$$

Często widzimy, że w jednakowych warunkach reakcja chemiczna może zajść w dwóch przeciwstawnych kierunkach. Szczególnie, podana reakcja w pewnym przedziale temperatur zachodzi w dwóch przeciwstawnych kierunkach.

Reakcje, które w pewnych warunkach zachodzą zarówno w kierunku prostym, jak i odwrotnym, nazywamy odwracalnymi.

Aby zapisać równania takich reakcji zamiast znaku równości wykorzystuje się znak odwracalności (przeciwstawnie skierowane strzałki):

$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2\uparrow$$

Procesy odwracalne są bardzo powszechne. Należy do nich dysocjacja wody i kwasów słabych, oddziaływanie wodoru z bromem, jodem, azotem itd.

Nieodwracalnymi są takie reakcje chemiczne, których produkty nie są zdolne do reagowania ze sobą, aby utworzyć substancje początkowe. Dlatego w reakcjach nieodwracalnych wszystkie reagenty oddziaływują ze sobą w pełni, tworząc produkty reakcji. Większość reakcji w chemii nieorganicznej to właśnie reakcje nieodwracalne (w przeciwieństwie do reakcji z udziałem substancji organiczynch).

Zwróćcie uwagę: czasami przez pomyłkę uważa się, że jeżeli podczas łączenia roztworów elektrolitów nie wytworzył się gaz, woda albo osad, to zachodzi reakcja odwracalna. Na przykład między roztworami siarczanu sodu i węglanu potasu:

$$Na_2SO_4 + K_2CO_3 = K_2SO_4 + Na_2CO_3$$

Ale w reakcjach odwracalnych przeobrażenia zachodzą jednocześnie w obu kierunkach, a w tym przypadku przeobrażeń nie ma wcale. Po zlaniu roztworów Na_2SO_4 i K_2CO_3 tworzy się roztwór, w którym znajduje się mieszanina jonów Na^+, K^+, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, między którymi nie zachodzi żadna reakcja chemiczna.

Klasyfikacja reakcji według efektu cieplnego

Reakcje według efektu cieplnego:
- egzotermiczne;
- endotermiczne.

Każdej reakcji chemicznej towarzyszy efekt cieplny: w oddziaływaniach chemicznych ciepło może się wydzielać albo być pochłaniane. Reakcje egzotermiczne zachodzą z wydzieleniem ciepła, a endotermiczne – z pochłanianiem ciepła.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Klasyfikacja reakcji według zmiany stopnia utlenienia

Reakcje według stopnia utlenienia:
- utlenienia-redukcji: międzycząsteczkowe, wewnątrzcząsteczkowe;
- kwasowo-zasadowe: zobojętnienia

Stopnie utlenienia pierwiastki zmieniają w reakcjach utlenienia i redukcji. Wśród nich wyróżniamy:

• *międzycząsteczkowe* reakcje redoks – pierwiastki, które zmieniają stopnie utlenienia, znajdują się w składzie różnych molekuł (jednostek wzorów). Jest to najbardziej popularny typ reakcji utlenienia i redukcji:

$$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}$$

• *wewnątrzcząsteczkowe* reakcje redoks – pierwiastki, które zmieniają stopnie utlenienia, znajdują się w składzie jednej molekuły (jednostki wzoru):

$$2\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O} = 2\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2}$$

Reakcje chemiczne, w których stopnie utlenienia pierwiastków się nie zmieniają są ***kwasowo-zasadowe***. W kwasowo-zasadowych reakcjach substancje kwasowe oddziaływują z zasadowymi. Reakcje wymiany jonowej między solami również są kwasowo-zasadowe, chociaż są one opisywane nie przez znaną wam teorię kwasów i zasad Arrheniusa, a inną, bardziej ogólną teorię kwasów i zasad.

Wśród reakcji kwasowo-zasadowych wydzielamy grupę reakcji, które nazywamy reakcjami *zobojętnienia* – to grupa reakcji oddziaływania kwasów z zasadami, tworzącymi sole i wodę.

Przykład. Podzielcie podane niżej reakcje chemiczne według różnych cech klasyfikacji.

1) H_2SO_4(roztw.) + 2NaOH(roztw.) = Na_2SO_4(roztw.) + $2H_2O$; $\Delta H < 0$;

2) CO_2 (g.) + C (st.) $\rightleftarrows$ = 2 CO (g.); $\Delta H > 0$.

Reakcja 1 jest reakcją wymiany. Zachodzi ona tylko w jednym kierunku, tak więc jest nieodwracalna. Ciepło podczas reakcji wydziela się, więc ta reakcja jest egzotermiczna. Żaden pierwiastek nie zmienia swojego stopnia utlenienia: jest ona kwasowo-zasadowa, przy czym należy do reakcji zobojętnienia.

Reakcja 2 jest reakcją syntezy. Ponieważ zachodzi ona w obu kierunkach, to jest odwracalna. Według efektu cieplnego jest endotermiczna dzięki pochłanianiu ciepła w reakcji prostej. Podczas reakcji atomy węgla zmieniają stopień utlenienia, więc jest ona reakcją redoks, przy czym międzycząsteczkową.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Myśl główna

Klasyfikacja reakcji chemiczynch polega na podzieleniu ich na grupy według pewnych ważnych cech. Podczas klasyfikacji najważniejsze jest, aby ujawnić właśnie te cechy charakterystyczne reakcji chemicznej.

Zadania utrwalające wiedzę

244. Nazwijcie cechy, według których można podzielić reakcje chemiczne. Na jakie typy dzielimy reakcje chemiczne według tych cech?

245. Podajcie po jednym przykładzie: a) endotermicznej reakcji analizy; b) reakcji syntezy między gazami; c) reakcji redoks rozkładu; d) egzotermicznej reakcji między substancją w stanie stałym i gazowym; e) reakcji wymiany redoks między substancjami w stanie stałym i ciekłym.

246. Podane reakcje chemiczne podzielcie według cech klasyfikacji:

a) $N_2(g.) + 3H_2(g.) \rightleftarrows 2NH_3(g.)$; $\Delta H < 0$;

b) $2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2(g.)$; $\Delta H > 0$;

c) $Fe + CuSO_4(roztw.) = FeSO_4(roztw.) + Cu$; $\Delta H < 0$;

в) $NaOH(roztw.) + HNO_3(roztw.) = NaNO_3(roztw.) + H_2O$; $\Delta H < 0$;

e) $H_2O(c.) + SO_3(c.) = H_2SO_4(c)$; $\Delta H < 0$;

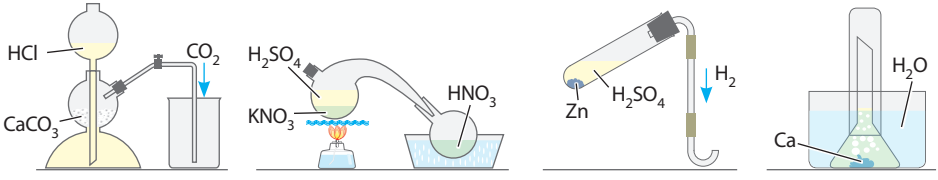
f) $Cl_2(g.) + H_2O \rightleftarrows HCl\ (roztw.) + HClO\ (roztw.)$; $\Delta H > 0$.

247. Ułóżcie równania reakcji, które odpowiadają podanym schematom:

a) $A \xrightarrow{\text{analiza}} B \xrightarrow{\text{synteza}} C \xrightarrow{\text{wymiana prosta}} D \xrightarrow{\text{wymiana podwójna}} E$;

b) $A \xrightarrow{\text{wymiana prosta}} B \xrightarrow{\text{synteza}} C \xrightarrow{\text{zobojętnienie}} D \xrightarrow{\text{analiza}} E$.

248. Określcie, które reakcje chemiczne są przedstawione na rysunku 21.1. Ułóżcie ich równania reakcji i sklasyfikujcie według różnych cech.



Rys. 21.1. Przykłady reakcji chemicznych

Tematy projektów edukacyjnych z tematu „Reakcje chemiczne”:

- Reakcje endotermiczne w służbie człowieka.
- Reakcje egzotermiczne w procesach życiowych organizmów żywych.

Sprawdźcie swoją wiedzę z tematu „Reakcje chemiczne”, wykonując zadania testowe na stronie internetowej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

TEMAT 3. PODSTAWOWE POJĘCIA O ZWIĄZKACH ORGANICZNYCH

W tym rozdziale dowiesz się…
- o właściwościach chemii organicznej i związków organicznych;
- że z atomów węgla i wodoru składa się wiele substancji;
- że węglowodory – to niezastąpione substancje dla rozwoju ludzkości;
- że polimery mogą zastąpić prawie każdy materiał;
- czy wszystkie tłuste na dotyk substancje są tłuszczami;
- dlaczego skrobia i wata nie są słodkie i co można zrobić, by były słodkie;
- z jakich substancji składają się żywe organizmy;
- że pokarm – to mieszanina polimerów organicznych.

§ 22. Wstęp do chemii organicznej

Początki chemii organicznej

Wiesz już, że substancje chemiczne tworzą atomy różnych pierwiastków chemicznych. Wsród pierwiastków chemicznych szczególne miejsce posiada węgiel, ponieważ on jest podstawą ogromnej liczby związków naturalnych i syntetycznych. Węgiel tworzy dziesiątki milionów substancji, które bada *chemia organiczna*.

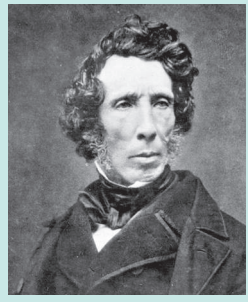
Chemia organiczna – to dział chemii, który bada związki węgla, ich właściwości i metody wydobycia.

Ta definicja nie jest dokładna, ponieważ istnieją związki węgla (dwutlenek i tlenek węgla, kwas węglowy i węglany i itp.), które pod względem charakteru właściwości zaliczane są do nieorganicznych. Świadczy to o tym, że zasadnicza różnica między substancjami organicznymi i nieorganicznymi nie istnieje, ponieważ związki organiczne mogą przekształcać się na nieorganiczne i na odwrót.

Substancje organiczne są znane ludzkości od dawna – to oleje, alkohol etylowy, kwas octowy, cukier, skrobia itp. Przez długi czas te substancje mogły być wyodrębniane tylko z organizmów żywych (roślin i zwierząt) albo produktów ich czynności życiowych i nie można było samodzielnie ich syntezować. Tłumaczono to teorią witalizmu (od łac. *vita* – życie), zgodnie z którą substancje organiczne mogą tworzyć się

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Znany chemik niemiecki. Z woli rodziców ukończył wydział medyczny na Uniwersytecie w Marburgu, chociaż od dzieciństwa interesował się chemią. Zdobył stopień doktora medycyny, lekarzem nie został, ale namówił Berzeliusa, by wziął go do siebie jako laboranta, potem przekwalifikował się na chemika. W wieku 28 lat został profesorem chemii, pracował na wielu uniwersytetach Niemiec. Był autorem kilku podręczników do chemii, z których uczyły się następne pokolenia chemików. Największym osiągnięciem Wöhlera było otrzymanie mocznika z cyjanianu amonu NH_4OCN – pierwsza w historii sztuczna synteza substancji organicznej, która stała się początkiem burzliwego rozwoju chemii organicznej.



Friedrich Wöhler
(1800–1882)

tylko w organizmach żywych pod wpływem jakiejś „siły życiowej”. Właśnie dlatego w 1807 roku szwedzki chemik Jöns Jacob Berzelius zaproponował nazwę „organiczne” na określenie substancji, które są otrzymywane z organizmów żywych.

Przełom dotyczący wiedzy o substancjach organicznych nastąpił po znanym doświadczeniu Friedricha Wöhlera. W 1828 roku Wöhler z nieorganicznego związku w zwykłej probówce zsyntezował mocznik, który do tego czasu pozyskiwano tylko z moczu i dlatego uważany był wyłącznie za substancję organiczną.

$$\underset{\text{cyjanian amonu (substancja nieorganiczna)}}{NH_4NCO} \rightarrow \underset{\text{mocznik (substancja organiczna)}}{(NH_2)_2CO}$$

Mimo, że mocznik nie był aż tak ważną substancją, jednak doświadczenie Wöhlera udowodniło, że substancje organiczne mogą tworzyć się bez „siły życiowej”. To był krach teorii witalizmu. Po oświadczeniu Wöhlera wielu chemików zaczęło przeprowadzać doświadczenia w zakresie otrzymania substancji organicznych. Zaczął się burzliwy rozwój nowego kierunku – chemii organicznej.

Historia chemii organicznej zna wiele wybitnych nazwisk, ale wśród chemików-organików należy wymienić przede wszystkim dwóch – Friedricha Kekulé i Aleksandra Butlerowa, których doświadczenia były najbardziej znaczące dla zrozumienia istoty budowy substancji organicznych i stały się potężnym narzędziem dla rozwoju chemii organicznej.

Rys. 22.1. Znaczek pocztowy Niemieckiej Kompanii Pocztowej z okazji syntezy Friedricha Wöhlera

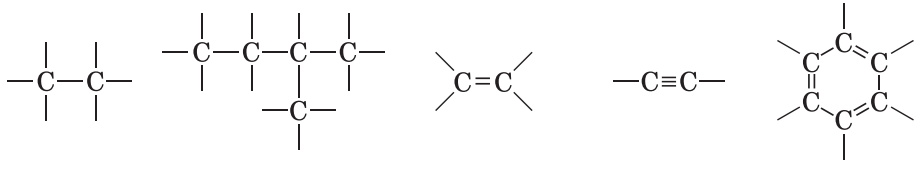
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Definicja substancji organicznych

Obecnie organicznymi są nazywane zarówno naturalne, jak i syntetyczne związki węgla. Znanych ich jest już ponad 20 milionów. Substancje organiczne odgrywają ważną rolę w przyrodzie, ponieważ są podstawą życia na Ziemi. Są one podstawowym składnikiem artykułów spożywczych, od dawna stosuje się je jako surowiec do produkcji tkanin; wchodzą one w skład różnych rodzajów paliwa (rys. 22.2). Współczesne syntetyczne wysokocząsteczkowe związki organiczne są wykorzystywane jako materiały konstrukcyjne do produkcji włókna itd. Wiele z nich pod względem swoich właściwości przewyższają naturalne odpowiedniki. Związki organiczne są podstawowymi składnikami leków, środków czyszczących itp.

Dlaczego właśnie węgiel jest podstawą związków organicznych? W odróżnieniu od innych pierwiastków chemicznych węgiel może tworzyć ogromną liczbę związków, co uwarunkowane jest dwiema ważnymi cechami jego atomów:

- atomy węgla mogą tworzyć między sobą mocne wiązania chemiczne i łączyć się w dość długie łańcuchy węglowe: proste, rozgałęzione i cykliczne;
- atomy węgla mogą tworzyć między sobą i z atomami innych pierwiastków wiązania o różnej krotności: pojedyncze, podwójne i potrójne:

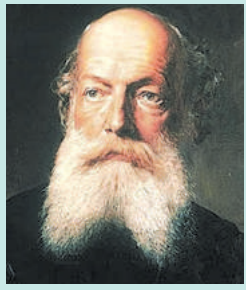


a *b* *c* *d*

Rys. 22.2. Substancje organiczne: *a* – artykuły spożywcze; *b* – leki; *c* – materiały budowlane; *d* – paliwo i środki smarujące

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny niemiecki chemik-organik. Studiował architekturę na Uniwersytecie w Gießen, ale po wykładach Liebiga zainteresował się chemią. Pracował na uniwersytetach w Paryżu, Gandawie, Heidelbergu, a w wieku 36 lat został profesorem na Uniwersytecie w Bonn, gdzie pracował do końca życia. Jego działalność naukowa była poświęcona teoretycznej i syntetycznej chemii organicznej. Po raz pierwszy zsyntezował wiele substancji organicznych, ustalił wzory strukturalne wielu substancji naturalnych. Jako pierwszy wysunął myśl, że wartościowość pierwiastków jest liczbą całkowitą, klasyfikował wszystkie pierwiastki pod względem wartościowości, umieścił pojęcie o wartościowości jako fundamentalnej właściwości atomów (teorię wartościowości). Ta teoria była podstawą teorii budowy chemicznej Butlerowa.



Friedrich August Kekulé von Stradonitz
(1829–1896)

Nie zważając na ogromną różnorodność, związki organiczne mają określone cechy wspólne:

- składają się z atomów węgla, wodoru, często zawierają azot, tlen, chociaż mogą też zawierać atomy innych pierwiastków;
- atomy węgla w cząsteczkach połączone są w różnorodne łańcuchy;
- między atomami w cząsteczkach są przeważnie niespolaryzowane lub słabo spolaryzowane wiązania kowalencyjne;
- większość ma budowę cząsteczkową, dlatego charakterystyczne są dla nich w porównaniu niskie temperatury topnienia i wrzenia;
- większość jest nierozpuszczalna w wodzie, są substancjami lotnymi lub łatwo topliwymi substancjami stałymi, wiele z nich w zwykłych warunkach – to gazy;
- rozpuszczalne w wodzie związki organiczne zazwyczaj są nieelktrolitami;
- przeważnie są substancjami palnymi;
- przy ogrzewaniu do temperatury powyżej 300 °C zwykle rozkładają się.

Wybitny chemik, akademik Petersburskiej Akademii Nauk. Początkowo interesował się biologią, ale pod wpływem wykładów Zinina zaciekawił się chemią. W wieku 26 lat obronił doktorat, a w wieku 29 lat został profesorem Uniwersytetu w Kazaniu. W 1868 roku dzięki propozycji Mendelejewa został wybrany profesorem Uniwersytetu w Sankt Petersburgu. W 1861 roku (w wieku 33 lat) opracował teorię struktury związków organicznych. Butlerow był założycielem znanej kazańskiej („butlerowskiej") szkoły chemików-organików, wśród których byli: W. Markownikow, O. Zajcew, O. Faworśkyj.

Aleksandr Butlerow
(1828–1886)

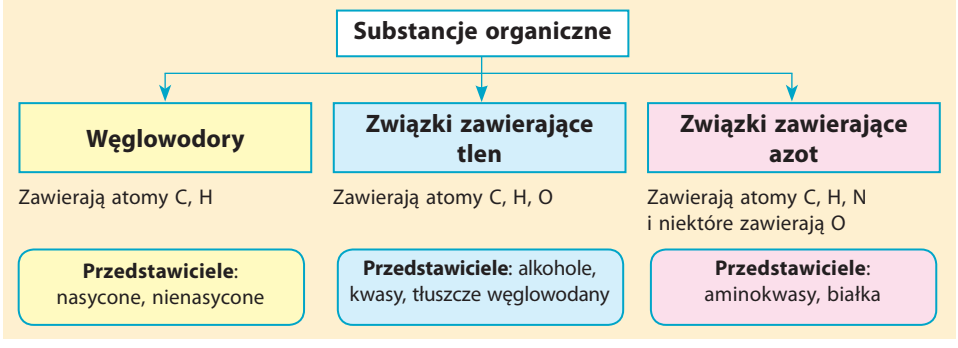
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Klasyfikacja związków organicznych

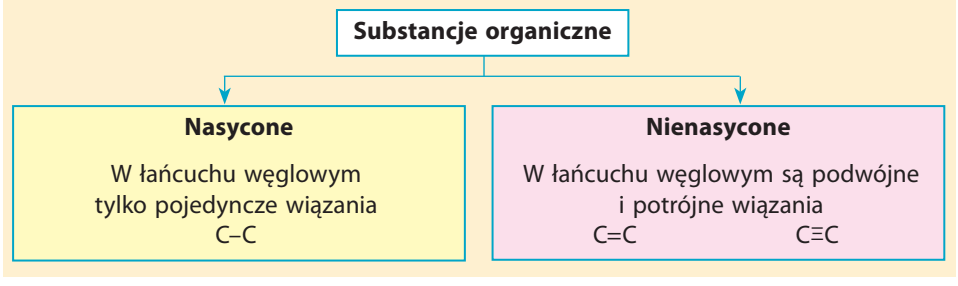
Aby poznawać związki organiczne, dogodnie jest klasyfikować je pod względem budowy lub właściwości, podobnie do tego, jak klasyfikuje się substancje nieorganiczne (schemat 1, s. 5).

- **Pod względem zawartości pierwiastków chemicznych**

Najprostsze związki organiczne zawierają tylko dwa pierwiastki – węgiel i wodór, nazywa się je węglowodorami (od dwóch wyrazów – węgiel i wodór), często związki organiczne zawierają atomy tlenu lub azotu. Ponieważ te cztery pierwiastki tworzą prawie wszystkie związki organiczne, które znajdują się w organizmach żywych, nazywa się je *pierwiastkami biogennymi*.



- **Pod względem obecności wiązania między atomami węgla**



W cząsteczkach niektórych związków organicznych znajdują się określone grupy atomów, które są charakterystyczne dla wszystkich związków tej klasy. Nazywa się je *funkcyjnymi* (lub *charakterystycznymi*) grupami. Węglowodory takich grup nie mają, grupa atomów –COOH zawsze znajduje się w cząsteczkach kwasów organicznych i jest charakterystyczna dla kwasów karboksylowych.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pod względem obecności grup funkcyjnych rozróżnia się następujące klasy związków organicznych:

- **węglowodory**: grup funkcyjnych nie mają;
- **alkohole**, w których cząsteczkach obecna jest grupa hydroksylowa –OH;
- **kwasy karboksylowe**, w których cząsteczkach obecna jest grupa karboksylowa –COOH;
- **aminokwasy**, w których cząsteczkach obecna jest grupa karboksylowa –COOH i grupa aminowa $–NH_2$.

Przytoczone klasyfikacje nie odzwierciedlają całej różnorodności związków organicznych, ale właśnie takie substancje będziesz poznawać w 9 klasie, a z innymi zapoznasz się w toku nauki chemii.

Myśl główna

Przedmiotem badań chemii organicznej są związki organiczne, ich przekształcanie i metody otrzymania. Do organicznych należą substancje o naturalnym i syntetycznym pochodzeniu, które powstały na bazie atomów węgla.

Pytania kontrolne

249. Co bada chemia organiczna?
250. Jakie były poglądy stronników teorii witalizmu dotyczące wydobycia substancji organicznych?
251. Co było historycznym bodźcem dla rozwoju chemii organicznej? Dlaczego?
252. Jakie substancje nazywają się organicznymi? Podajcie przykłady substancji organicznych.
253. Sformułujcie podstawowe różnice między substancjami organicznymi i nieorganicznymi.
254. Jakie pierwiastki chemiczne zawierają związki organiczne?
255. Jakie właściwości węgla warunkują obecność wielkiej ilości związków organicznych?
256. Ze względu na jakie cechy klasyfikuje się związki organiczne?

Zadania utrwalające wiedzę

257. Najprostszy związek organiczny – metan CH_4. Do jakich grup związków organicznych on należy?
258. Podano wzory trzech węglowodorów: $CH_3–CH_3$, $CH_2=CH_2$, $CH{\equiv}CH$. Zaproponujcie sposób klasyfikacji tych substancji pod względem różnych cech.
259. Jak sądzicie, dlaczego chemia organiczna jest wyodrębniana jako oddzielny dział chemii?
260. Znajdźcie w dodatkowych źródłach różne definicje chemii organicznej. Czym one się różnią od definicji, podanej w paragrafie? Która, według was, jest najdokładniejsza?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 23. Metan – węglowodór najprostszy

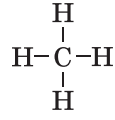
Przypomnijcie sobie:

- układanie elektronowo graficznych wzorów cząsteczek (według § 2);
- porównać gęstość gazów można, obliczając względną gęstość gazu, która dorównuje stosunkowi cząsteczkowych mas gazów (Dodatek 1).

Cząsteczkowy i strukturalny wzór metanu

Z poprzedniego paragrafu już wiesz, że najprostszymi związkami organicznymi są *węglowodory* – substancje zbudowane tylko z dwóch pierwiastków: węgla i wodoru. Wśród węglowodorów najprostszymi związkami są *węglowodory nasycon*e, lub alkany.

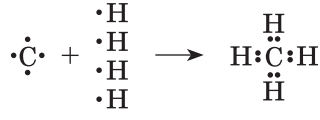
Wzór cząsteczkowy metanu – CH_4. W tej cząsteczce cztery atomy wodoru połączone są wiązaniami kowalencyjnymi z atomem węgla i wzór strukturalny metanu ma taką postać:



Węgiel i wodór mają bliskie wartości elektroujemności (2,55 i 2,20 odpowiednio). Dlatego między nimi jest wiązanie *kowalencyjne niespolaryzowane*. Cząsteczka metanu też jest *niespolaryzowana*.

Budowa cząsteczki metanu. Podstawowy i wzbudzony stan atomu węgla

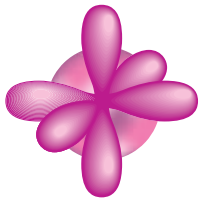
Cząsteczka metanu zawiera cztery wiązania C–H – są to wiązania kowalencyjne, do których zrealizowania niezbędne jest powstanie czterech wspólnych par elektronowych:



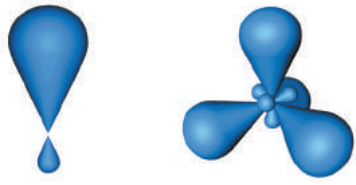
Przypomnij sobie, że w stanie zwykłym (podstawowym) na zewnętrznej powłoce elektronowej atomu węgla rozmieszczone są cztery elektrony: jedna para na *s*-orbitalu i dwa elektrony niesparowane na *p*-orbitalach.

W takim stanie atom węgla może utworzyć tylko dwa wiązania kowalencyjne. Aby powstały cztery wiązania na zewnętrznym poziomie powinny być cztery niesparowane elektrony. Dlatego atom węgla pochłania niedużą ilość energii i przechodzi w stan *wzbudzony*, w którym jeden z elektronów *s*-orbitalu przechodzi na wolny *p*-orbital.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

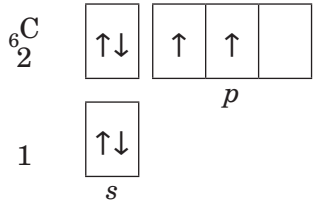


Rys. 23.1. W atomie węgla w stanie podstawowym *s*-orbital i trzy *p*-orbitale rozmieszczone są tak, że jądro atomu zbiega się z centrum każdego orbitalu. Przy takim rozmieszczeniu *s*-orbital jest niedostępny do pokrywania

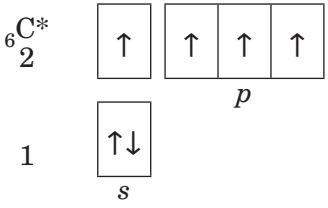


a *b*

Rys. 23.2. Zmienione orbitale zewnętrznego poziomu energetycznego *(a)* i ich rozmieszczenie w atomie węgla w stanie wzbudzonym (*b*)



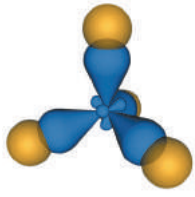
Stan podstawowy



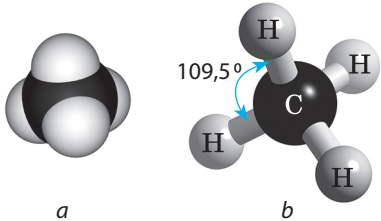
Stan wzbudzony

Lecz nawet pod warunkiem takiego przejścia jednego elektronu, jeden *s*-orbital i trzy *p*-orbitale zewnętrznego poziomu nie mogą utworzyć czterech wiązań, ponieważ s-orbital przestrzennie niedostępny jest do pokrywania się z orbitalami innych atomów (ras. 23.1). Właśnie dlatego, kiedy węgiel przechodzi w stan wzbudzony, wszystkie cztery orbitale zewnętrznego poziomu energetycznego nabywają jednakowej energii, to znaczy i kształtu (niesymetrycznej foremnej ósemki) (rys. 23.2, a) i orientuje się już inaczej (rys. 23.2, b): są one skierowane do wierzchołka regularnej piramidy trójkątnej (tetraedru). Przy takim kształcie i skierowaniu wszystkie orbitale atomu węgla w stanie wzbudzonym bez ograniczeń mogą pokrywać się z orbitalami innych atomów (rys. 23.3).

Przy powstaniu wiązań chemicznych między atomami węgla i wodoru te wiązania też będą skierowane ku wierzchołkowi piramidy trójkątnej pod kątem 109,5°, dlatego cząsteczki metanu mają kształt tetraedru (rys. 23.4).



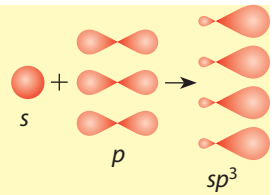
Rys. 23.3. Nakładanie się orbitali wzbudzonego atomu węgla z *s*-orbitalami wodoru w cząsteczce metanu



a *b*

Rys. 23.4. Modele cząsteczki metanu: *a* – czaszowy; *b* – z kul i prętów

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Zmianę kształtu i skierowania orbitali atomowych podczas przejścia atomów w stan wzbudzony nazywa się hybrydyzacją, a orbitale, które doznały zmian, nazywa się zhybrydyzowanymi. Przy powstaniu cząsteczki metanu zmiany zachodzą z jednym *s*-orbitalem i trzema *p*-orbitalami, dlatego taki stan atomu węgla nazywa się sp^3-zhybrydyzowanym (patrz rys).

Trzy jednakowe *p*-orbitale w atomie węgla w stanie podstawowym muszą być rozmieszczone w taki sposób, żeby znajdować się na maksymalnej odległości jeden od drugiego. Właśnie dlatego *p*-orbitale są rozmieszczone na osiach wzajemnie prostopadłych (rys. 23.1). W stanie wzbudzonym jednakowych (zhybrydyzowanych) orbitali jest już cztery i one też muszą być rozmieszczone w taki sposób, żeby znajdować się w maksymalnej odległości od siebie. Właśnie tak tłumaczy się tetraedryczne skierowanie *sp3*-zhybrydyzowanych orbitali. Zjawisko hybrydyzacji wyjaśnia kształt zarówno organicznych, jak i nieorganicznych cząsteczek, lecz z tym zapoznasz się w trakcie pogłębiania wiedzy chemicznej.

Fizyczne właściwości metanu i rozpowszechnienie w przyrodzie

Metan w warunkach zwykłych jest bezbarwnym gazem bez zapachu; gęstość przy 0 °C wynosi 0,7168 kg/m^3, nierozpuszczalny w wodzie (0,02 g metanu w 1 kg wody przy 25 °C), w przypadku silnego ochłodzenia przekształca się w ciecz lotną ($t_{wrz.}$ = –161,6 °C), a w przypadku dalszego ochładzania – w bezbarwne kryształy ($t_{top.}$ = –182,5 °C).

Przy stężeniu w powietrzu od 4,4 do 17 % metan wybucha. Metan jest podstawowym składnikiem gazu ziemnego, który wykorzystujemy w życiu codziennym i dlatego wyciek gazu może spowodować poważne skutki (rys. 23.5). Z powodu braku zapachu wyciek metanu wykryć jest niemożliwie, dlatego do gazu ziemnego podczas wydobywania dodaje się specjalne substancje z zapachem (odoranty). Zazwyczaj są to substancje organiczne należące do merkaptanów (tiole), które posiadają specyficzny zapach zepsutego mięsa.

Rys. 23.5. Skutki eksplozji gazu ziemnego w wielopiętrowym budynku mieszkalnym, 13 października 2007 roku, m. Dniepr

Metan – to gaz nietoksyczny i w małych stężeniach jest bezpieczny dla człowieka, lecz przy dużej zawartości metanu w powietrzu (25–30 %) człowiek może stracić przytomność i umrzeć, ponieważ metan nie podtrzymuje oddychania.

Metan – to jeden z gazów cieplarnianych, ponieważ on wykazuje

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

efekt cieplarniany, przy tym nawet 20–25 razy większy niż dwutlenek węgla. W ostatnich latach stężenie metanu w powietrzu znacznie zwiększyło się z powodu intensywnej hodowli zwierząt: każda krowa w ciągu doby wydziela około 300 l metanu, a światowa liczba krów wynosi ponad 1,5 mln, nie licząc trzody.

Rys. 23.6. Butle stalowe z metanem maluje się na czerwony kolor

Metan – to rozpowszechniona w przyrodzie substancja. Jego zawartość w gazie ziemnym wynosi 77–99 %, w gazie towarzyszącym ropie naftowej – 31–90 %. Także metan wchodzi w skład gazu górniczego (tego, który wydziela się w kopalniach) i błotnego (tego, który wydziela się na błotach).

Na Ukrainie złoża metanu w postaci gazu ziemnego wynoszą około 1,5 tryliona m^3 (28. miejsce wśród wszystkich krajów świata). Największe na Ukrainie złoża gazu i ropy naftowej zgromadzone są w regionie dnieprowsko-donieckim i karpackim. Znaczne złoża gazu ziemnego są w części równinnej Półwyspu Krymskiego oraz na szelfie czarnomorskim i azowskim. Według opinii wielu ekspertów, Ukraina ma wielkie perspektywy wydobywania gazu ziemnego na skalę światową w części północnej szelfu czarnomorskiego, gdzie prawdopodobnie rozmieszczone są największe złoża gazu ziemnego pod dnem Morza Czarnego.

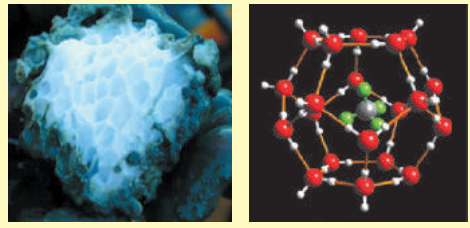
W wielkich ilościach metan jest transportowany rurociągami. Także metan można przechowywać pod wysokim ciśnieniem w specjalnych stalowych butlach pomalowanych na czerwony kolor (rys. 23.6).

Znaczna ilość metanu istnieje na Ziemi w postaci tak zwanych gazohydratów (produktów połączenia z wodą). Takie związki istnieją tylko w warunkach niskiej temperatury i wysokiego ciśnienia, dlatego są spotykane w morzach północnych na głębokości około 1 km. Uważa się, że zapasy takiego metanu są 100 razy większe od zapasów wszystkich poznanych obecnie złóż gazu ziemnego.

- Wybór merkaptanu do nadania zapachu metanowi nie jest przypadkowy: węch człowieka może pobierać zapach merkaptanu nawet wtedy, gdy w 1l powietrza będzie go tylko 10^{-16} moli. W takim stężeniu nawet pies nie może odczuć jego zapachu.
- Na Ukrainie gazowe oświetlenie ulic (z wykorzystaniem metanu) po raz pierwszy było wprowadzone we Lwowie w roku 1858, a potem zjawiło się w Odessie, Charkowie, Kijowie i Czerniowcach. Później w tych miastach gaz zaczęto wykorzystywać jako paliwo.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Gazohydraty są substancjami klatratowymi (od łac. *clathratus* – ten, który jest zamknięty kratami, posadzony do klatki), lub substancjami włączenia. Klatratowymi nazywają się związki, w których niewielkie cząsteczki, takie jak metan, rozmieszczone są w pustotach między cząsteczkami ciekłej wody (jak podano na rysunku) i faktycznie są gazowymi hydratami. Takie związki są charakterystyczne dla wielu substancji gazowych, zwłaszcza metanu, lecz one są związkami stałymi tylko w warunkach wysokiego ciśnienia i niskiej temperatury. W przypadku dostania się hydratu metanu w normalne warunki, rozkłada się on na metan gazowy i ciekłą wodę. Jedna objętość hydratu matanu może wydzielić 160–180 objętości czystego gazu.



a *b*

Wygląd zewnętrzny klatratu metanu *(a)* i jego budowa *(b)* (żółtymi liniami zaznaczono wiązania wodorowe)

Myśl główna

Węglowodory – to najprostsze substancje organiczne złożone z atomów węgla i wodoru. Metan – to najprostszy węglowodór.

Pytania kontrolne

261. Napiszcie strukturalny i elektronowy wzór metanu. Wymień rodzaje wiązań w metanie.

262. Na czym polega różnica między podstawowym i wzbudzonym stanem węgla? Jak jest to powiązane z możliwością powstania cząsteczki metanu i jego wzorem?

263. Podajcie opis fizycznych właściwości metanu.

264. Dlaczego do gazu ziemnego dodaje się substancję o silnym zapachu?

Zadania utrwalające wiedzę

265. Obliczcie, ile razy gęstość metanu jest większa (mniejsza) od powietrza.

266. Wykorzystując informację zawartą w paragrafie, obliczcie część masy metanu w jego nasyconym przy 25 °C roztworze w wodzie.

267. Przy temperaturze 0 °C rozpuszczalność metanu w wodzie stanowi 0,04 g na 1 kg wody. Obliczcie objętość metanu, który może wydzielić się z nasyconego przy tej temperaturze roztworu o masie 1000 kg.

268. Obliczcie minimalną objętość metanu, która wycieknie z pieca gazowego, aby powietrze w kuchni stało się wybuchowe. Uwzględnij, że powierzchnia kuchni wynosi 10 m^2, wysokość sufitu – 2,5 m, a ciśnienie w kuchni nie zmienia się. Inne dane znajdź w tekście paragrafu. (Pamiętajcie, że wyciek dowolnej ilości gazu jest bardzo niebezpieczną sytuacją!)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

269. W 2015 roku zużycie gazu ziemnego na Ukrainie stanowiło około 34 mld m^3 na rok. Znajdź w tekście paragrafu niezbędną informację i oblicz, na ile lat Ukrainie wystarczy własnych sprawdzonych zapasów gazu ziemnego, pod warunkiem jego użytkowania na tym samym poziomie.

§ 24. Homologi metanu – węglowodory nasycone

Przypomnijcie sobie:

- wzory cząsteczkowe odzwierciedlają tylko jakościowy i ilościowy skład substancji, a strukturalne – również kolejność wiązania atomów;
- przy zapisywaniu wzorów strukturalnych każde chemiczne wiązanie między atomami oznacza się kreską.

Homologi i szereg homologiczny metanu

W poprzednim paragrafie zapoznałeś się z węglowodorem o najprostszej budowie – metanem, on jest też najprostszym przedstawicielem klasy związków organicznych alkanów. Alkany – dość duża klasa związków organicznych. Wszyscy przedstawiciele alkanów mają wspólną cechę: ich wzory cząsteczkowe odpowiadają ogólnemu wzorowi $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$, gdzie n – liczba atomów węgla w cząsteczce. Jeżeli zamiast n wstawimy dowolną liczbę całkowitą, to otrzymamy cząsteczkowy wzór alkanu. Jeżeli na przykład podstawimy $n=1$, to otrzymamy wzór metanu CH_4. Wzory i nazwy pierwszych dziesięciu przedstawicieli alkanów podano w tabeli 10.

Tabela 10. Dziesięć pierwszych przedstawicieli alkanów

Liczba atomów węgla *n*	Wzór	Nazwa	Liczba atomów węgla *n*	Wzór	Nazwa
1	CH_4	Metan	6	C_6H_{14}	Heksan
2	C_2H_6	Etan	7	C_7H_{16}	Heptan
3	C_3H_8	Propan	8	C_8H_{18}	Oktan
4	C_4H_{10}	Butan	9	C_9H_{20}	Nonan
5	C_5H_{12}	Pentan	10	$C_{10}H_{22}$	Dekan

Zwróć uwagę, że czterej przedstawiciele alkanów – metan, etan, propan i butan – mają historycznie ukształtowane nazwy. Nazwy pozostałych tworzy się od greckich liczebników poprzez dodanie przyrostka *-an*: pentan, heksan itd.

Przeanalizuj wzory cząsteczkowe związków w tabeli. Jak różni się skład cząsteczek metanu i etanu? Wzór metanu – CH_4, a etanu – C_2H_6.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ich wzory różnią się o jeden atom C i dwa atomy H, czyli o grupę atomów CH_2. Jak różni się skład cząsteczek etanu i butanu? One różnią się o dwa atomy C i cztery atomy H, czyli o dwie grupy atomów CH_2.

Związki jednej klasy, które maja podobną budowę, ale różnią się pod względem składu o jedną lub kilka grup CH2, nazywają się homologami.

Grupę CH_2 nazywa się ***różnicą homologiczną***. Całokształt wszystkich homologów tworzy ***szereg homologiczny***.

Metan i jego homologi tworzą szereg homologiczny klasy alkanów. Pierwszych przedstawicieli tego szeregu o niewielkiej liczbie atomów węgla w cząsteczce nazywa się *niższymi* alkanami, a o dużej liczbie – *wyższymi*. Jednak dokładna granica między nimi nie istnieje.

Wzory strukturalne i budowa cząsteczek homologów metanu

Jeszcze na początku rozwoju chemii organicznej uczeni wyjaśnili, że większość związków organicznych – to substancje o budowie cząsteczkowej. Ale podczas określania wzorów substancji organicznych powstał problem dotyczący wartościowości pierwiastków w ich składzie. Jeśli na przykład będziemy określać wartościowość atomów węgla w etanie C_2H_6, to zgodnie z regułą, której uczyliście się w 7 klasie, atomy węgla powinny mieć wartościowość III, co jest sprzeczne z rzeczywistością. Doświadczenia F. Kekulé i A. Butlerowa udowodniły, że formalnie rozpatrywać zagadnienie z zakresu wartościowości w chemii organicznej nie można. Wartościowość węgla w związkach organicznych zawsze wynosi IV, ale to staje się zrozumiałe, jeśli zamiast wzorów cząsteczkowych wykorzystamy wzory strukturalne. Właśnie dlatego w chemii organicznej wykorzystuje się wzory strukturalne, a wzory cząsteczkowe – do rozwiązywania zadań obliczeniowych, ponieważ według nich łatwiej jest obliczać masę cząsteczkową.

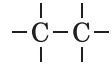
Zapisując wzory cząsteczkowe, należy pamiętać, że atomy węgla w cząteczkach substancji organicznych są połączone ze sobą i tworzą łańcuch, który nazywany jest też szkieletem węglowym.

Rozpatrzmy układanie wzorów strukturalnych na przykładzie etanu.

1. Układamy łańcuch węglowy – w etanie on składa się z dwóch atomów węgla, połączonych wiązaniem pojedynczym:

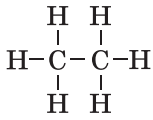
C–C

2. Węgiel jest czterowartościowy, dlatego od każdego atomu węgla rysujemy kreski tak, by każdy atom miał ich po cztery:



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

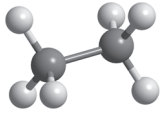
3. Dopisujemy symbole atomów wodoru i otrzymujemy wzór strukturalny etanu:



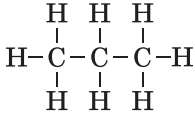
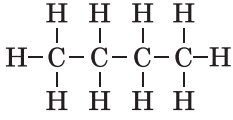
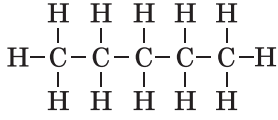
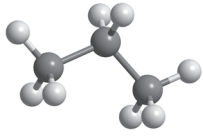
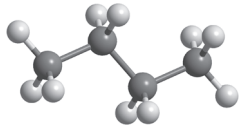
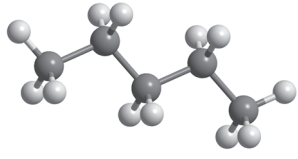
Często wzory strukturalne są zapisywane w uproszczonej postaci, nie ukazują wiązań C–H. Uproszczone wzory strukturalne są bardziej zwarte niż rozgałęzione:

$$CH_3–CH_3$$

Wzory strukturalne ukazują kolejność połączenia atomów, ale nie odzwierciedlają przestrzennej budowy cząsteczek. Atomy węgla w cząsteczkach homologów metanu znajdują się w stanie wzbudzonym, jak w cząsteczkach metanu, o czym dowiedziałeś się w poprzednim paragrafie. Otóż wszystkie związki chemiczne od każdego atomu węgla skierowane są ku wierzchołkowi tetraedru i cząsteczka metanu ma taką postać przestrzenną:



Według podanego algorytmu można stworzyć wzory strukturalne dowolnych węglowodorów:

	propan C_3H_8	butan C_4H_{10}	pentan C_5H_{12}
Wzory strukturalne:			
Uproszczone wzory strukturalne:	$CH_3–CH_2–CH_3$	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$
Modele cząsteczek:			

Podczas tworzenia wzorów strukturalnych związków innych klas również należy przestrzegać tych zasad i pamiętać, jak poprawnie uwzględniać wartościowość pierwiastków.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Przeanalizuj wszystkie wzory strukturalne podane w tym podrozdziale. Widać, że atomy węgla są czterowartościowe i każdy atom węgla wiąże się z czterema innymi atomami (węgla lub wodoru). Otóż wszystkie wartościowe możliwości atomów węgla „nasycone" są innymi atomami i już nie są zdolne przyłączyć żadnego atomu. Takie węglowodory nazywa się *nasyconymi*. Podstawową cechą związków nasyconych jest to, że w ich cząsteczkach wszystkie związki między atomami węgla są pojedyncze.

Związki nasycone – to związki organiczne, zawierające w cząsteczce wyłącznie wiązania pojedyncze pomiędzy atomami węgla.

Metan i jego homologi (węglowodory klasy alkanów) – to nasycone węglowodory.

- Nazwa pierwszego członu szeregu homologicznego alkanów „metan" wywodzi się od nazwy odpowiadającego mu alkoholu – metylowego. Ten alkohol od dawna nazywano drzewnym, ponieważ wydobywano go z drewna. Słowo „metyl" pochodzi od gr. *methy* – wino i *hile* – las (dosłownie – „wino z lasu").
- Alkan o najdłuższym łańcuchu węglowym – $C_{390}H_{782}$ – zsyntezowali w 1985 roku chemicy angielscy I. Bidd oraz M. Whiting.

Myśl główna

Dla każdej klasy związków organicznych charakterystyczny jest swój szereg homologiczny. Skład związków jednego szeregu odzwierciedla wzór ogólny.

Pytania kontrolne

270. Jaka jest wartościowość atomów węgla w związkach organicznych?
271. Jakie węglowodory nazywamy alkanami? Podajcie ich wzór ogólny.
272. Dlaczego metan i jego homologi nazywamy węglowodorami nasyconymi?
273. Podajcie definicję następujących pojęć: „homolog", „szereg homologiczny", „różnica homologiczna".
274. Jakie są różnice w budowie dwóch homologów?

Zadania utrwalające wiedzę

275. Podajcie rozgałęziony i uproszczony wzór strukturalny homologów metanu o liczbie atomów węgla 6 i 8.
276. Udowodnijcie, że propan i oktan są homologami.
277. Ile związków chemicznych ma cząsteczka propanu? Ile z nich jest związków C–C oraz ile C–H?
278. Z podanych wzorów węglowodorów wypiszcie wzory homologów metanu: C_3H_6, C_4H_{10}, C_6H_6, $C_{14}H_{30}$, C_8H_8.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

279. Obliczcie masę cząsteczkową węgla w metanie i propanie. W jakiej substancji masa cząsteczkowa węgla jest większa? Czy można stąd wyciągnąć wniosek, jak zmienia się masa cząsteczkowa węgla w alkanach wraz ze zwiększeniem się liczby atomów węgla w cząsteczce? Czy można wyciągnąć taki sam wniosek, nie obliczając masy cząsteczkowej?

280. Jaki homolog metanu ma gęstość, która prawie dorównuje gęstości powietrza?

§ 25. Właściwości metanu oraz jego homologów, ich zastosowanie

Przypomnijcie sobie: metan – substancja niepolarna o budowie molekularnej, która powoduje jego nierozpuszczalność w wodzie, lotność, niską temperaturę wrzenia.

Właściwości fizyczne homologów metanu

Ze względu na to, że substancje szeregu homologicznego metanu mają podobną budowę i różnią się tylko długością łańcucha węglowego, więc ich właściwości fizyczne są również podobne.

W zwykłych warunkach pierwsi czterej członkowie szeregu homologicznego metanu (od CH_4 do C_4H_{10}) – gazy, następujące po nich (od C_5H_{12} do $C_{16}H_{34}$) – ciecze, substancje z większą liczbą atomów węgla – ciała stałe (rys. 25.1). Wynika to z faktu, że wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego zwiększa się masa cząsteczkowa substancji, dlatego zwiększa się ilość energii niezbędnej do topnienia lub odparowywania substancji. Tak więc, dla każdego szeregu homologicznego sprawiedliwą będzie zasada, że wraz ze wzrostem liczby atomów węgla wzrasta temperatura topnienia i wrzenia substancji.

a *b* *c*

Rys. 25.1. Zależność właściwości fizycznych alkanów od długości łańcucha węglowego: *a* – gaz; *b* – ciecz; *c* – ciało stałe

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

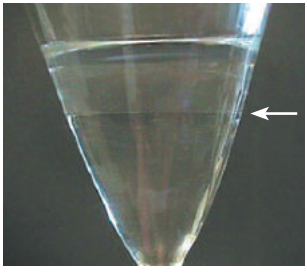
a *b* *c* *d*

Rys. 25.2. Alkany: *a*, *b* – zbiornik przemysłowy i pojemnik ze skroploną mieszaniną propanu z butanem; *c* – oktan (bezbarwna ciecz); *d* – parafina (biała substancja, mieszanina stałych alkanów))

Mimo iż propan i butan są gazowe, ale dobrze skraplają się podczas chłodzenia oraz w warunkach wysokiego ciśnienia. W domu oraz w przemyśle częściej stosuje się skroploną mieszaninę propanu i butanu (rys. 25.2, *a*, *b*).

Wszystkie homologi metanu są substancjami bezbarwnymi. W przeciwieństwie do alkanów gazowych i stałych, ciekłe mają specyficzny zapach węglowodorowy lub kwiatowy (rysunek 25.2, *c*).

Wszystkie homologi metanu – to związki niepolarne, dlatego są one prawie nierozpuszczalne w wodzie, a stałe – tłuste w dotyku (rysunek 25.2, *d*). Właśnie dlatego alkany oraz inne węglowodory niecykliczne nazywają się substancjami alifatycznymi (z grec. aleiphar – tłuszcz). Ciekłe alkany są lżejsze od wody, w przypadku mieszania z wodą mieszanina się rozwarstwia: alkan zbiera się od góry, a woda – od dołu (rys. 25.3). Dlatego ropa naftowa składa się przeważnie z ciekłych alkanów, w przypadku kontaktu z wodą rozpływa się cienką warstwą na powierzchni, co z kolei stwarza duże zagrożenie dla środowiska (rys. 25.4)



Rys. 25.3. Oktan nie rozpuszcza się w wodzie, a zbiera się nad warstwą wody (wyraźnie widać granicę podziału)

Rys. 25.4. Plama ropy naftowej na powierzchni oceanu

Rys. 25.5. Rozpuszczalnik do farb – biały spirytus – mieszanina węglowodorów ciekłych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ze względu na to, że alkany są substancjami niepolarnymi, można dobrze je wymieszać jeden z drugim oraz rozpuścić inne związki niepolarne (rys. 25.5).

Właściwości chemiczne metanu i jego homologów

Alkany są chemicznie nieaktywnymi substancjami, dzięki czemu w XIX wieku nazywano je „truposzami chemicznymi". Do początku XX wieku nie była dla nich znana żadna reakcja chemiczna, oprócz spalania.

Alkany aktywnie współdziałają z tlenem. Na przykład, jeśli podpalić metan, to spłonie on bladobłękitnym płomieniem, słabo widocznym w promieniach słońca:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Zwróćcie uwagę! W równaniach reakcji z udziałem substancji organicznych znak równości jest zawsze zastępowany strzałką, żeby nie mylić go z podwójnym wiązaniem.

Podczas spalania metanu uwalnia się dużo ciepła – około 50 kJ na 1 g węglowodoru.

Z powietrzem metan tworzy mieszaniny wybuchowe (przypomnijcie sobie z § 23, jaka zawartość metanu grozi eksplozją). Podczas pracy z metanem, na przykład przy użyciu pieców lub butli gazowych, należy stale kontrolować, żeby płomień nie zgasł.

Homologi metanu są również utleniane przez tlen z powietrza, ponadto całkowite utlenianie do dwutlenku węgla występuje tylko podczas spalania w nadmiarze tlenu. Na przykład, dla pentanu:

$$C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$$

Jeśli brakuje tlenu, to zamiast dwutlenku węgla powstaje niezwykle trujący tlenek węgla:

$$2C_6H_{14} + 13O_2 \rightarrow 12CO + 14H_2O$$

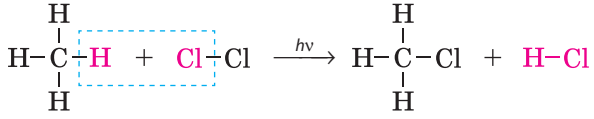
Wyższe homologi metanu, czyli alkany o dużej liczbie atomów węgla, podczas spalania mogą również tworzyć węgiel. Przykładowo zwykłe świece parafinowe składające się z mieszaniny stałych alkanów podczas spalania tworzą płomień, który kopci. Kopcenie – to cząsteczki sadzy (węgla), które nie zdążyły się spalić:

$$2C_{20}H_{42} + 21O_2 \rightarrow 40C + 42H_2O$$

Poza tlenem alkany reagują tylko z bardzo aktywnymi substancjami, na przykład z halogenami. Reakcje współdziałania z halogenami nazywane są *halogenowaniem*. Współdziałanie alkanów z chlorem lub bromem zachodzi tylko w warunkach oświetlenia lub nagrzewania.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Jednocześnie atom halogenu zastępuje atom wodoru w składzie molekuły organicznej, a inny – łączy się z uwolnionym atomem wodoru i tworzy molekułę halogenku wodoru (symbol *hν* w równaniach reakcji oznacza, że reakcja odbywa się w warunkach oświetlenia):



Za pomocą formuł molekularnych to równanie zapisujemy w następujący sposób:

$$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_3Cl + HCl$$

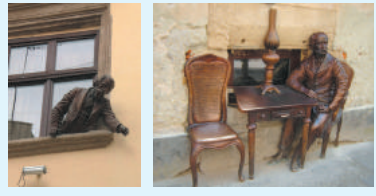
W przypadku nadmiaru halogenu może być zastępowanych kilka atomów wodoru:

$$CH_4 + 2Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CH_2Cl_2 + 2HCl, \qquad CH_4 + 3Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + 3HCl$$

$$CH_4 + 4Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CCl_4 + 4HCl$$

Podczas chlorowania metanu powstają cenne substancje: CH_2Cl_2 – dichlorometan, inaczej chlorek metylenu, który wykorzystuje się jako rozpuszczalnik w laboratoriach, w płynach do usuwania lakieru i odtłuszczania powierzchni, do produkcji szybko rozpuszczającej się kawy oraz ekstraktu chmielu; $CHCl_3$ – trichlorometan, inaczej chloroform, jest cennym rozpuszczalnikiem w produkcji lekarstw i barwników, od połowy XIX wieku i do niedawna był stosowany do znieczulenia podczas operacji chirurgicznych; CCl_4 – tetrachlorometan, który jest stosowany jako rozpuszczalnik dla tłuszczów i żywic, jest to jedna z niewielu niepalnych substancji organicznych, dzięki czemu wykorzystywana jest do gaszenia pożarów w inżynierii wojskowej i lotniczej.

Lampę naftową wynaleźli we Lwowie pracownicy apteki „Pod złotą gwiazdą" Ignacy Łukasiewicz i Jan Zeg w 1853 roku. W tym samym roku we lwowskim szpitalu przeprowadzono pierwszą operację chirurgiczną z oświetlaniem lampą naftową. Następnie lampę naftową przedstawiono na międzynarodowych targach w Monachium i wyróżniono specjalnym dyplomem.



Pomnik wynalazców lampy naftowej, Lwów

Zadanie lingwistyczne

W języku łacińskim *parum* oznacza „mało" lub „nieistotnie", a *affinis* – „pokrewny". Waszym zdaniem, dlaczego w XIX wieku alkany nazywano parafinami?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W lampach naftowych

Świece parafinowe

W kuchenkach gazowych

Wazelina i olej wazelinowy

Mieszanka propan-butanowa do ogrzewania autonomicznego

Ciekłe alkany – podstawa oleju silnikowego

Pozyskiwanie chłodziwa do urządzeń chłodniczych

Pozyskiwanie substancji do środków myjących

Rys. 25.6. Zastosowanie alkanów

Zastosowanie metanu i jego homologów

Węglowodory nasycone – ważne substancje w naszym życiu. Duże ilości otrzymanych węglowodorów stosuje się jako różnorodne paliwa: benzyna, nafta, olej napędowy, benzyna lotnicza, olej opałowy (spalany w elektrociepłowniach). Z węglowodorów nasyconych poprzez przekształcenia chemiczne uzyskuje się wiele cennych substancji: syntetyczne środki myjące, rozpuszczalniki, chłodziwa do lodówek, tworzywa sztuczne, kauczuk i in. (rys. 25.6).

Myśl główna

Metan i jego homologi – niepolarne i nisko aktywne substancje chemicznie.

Pytania kontrolne

281. Opiszcie właściwości fizyczne i zastosowanie metanu oraz jego homologów.

282. Jak zmieniają się temperatury topnienia i wrzenia przedstawicieli jednego szeregu homologicznego wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w molekule? Dlaczego?

283. Jakie właściwości chemiczne cechują metan i jego homologi? Ułóżcie równanie reakcji spalania całkowitego metanu.

284. W jakich warunkach możliwe jest niepełne spalanie alkanów? Czym to może grozić?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

285. Jakie są wspólne oraz wyróżniające właściwości fizyczne butanu i heksanu?

286. Jak rozróżnić dwie ciecze – heksan i wodę – w zależności od ich właściwości fizycznych? Zaproponujcie co najmniej trzy sposoby.

287. Ułóżcie równanie reakcji całkowitego spalania propanu. Jaka objętość tlenu jest potrzebna do spalania propanu o objętości 5,6 l (warunki zwykłe)? Jaka objętość dwutlenku węgla przy tym powstanie?

288. Próbka parafiny ważąca 1 g została całkowicie spalona w tlenie. Obliczcie masę osadu, który wydzieli się podczas przepuszczania dwutlenku węgla przez wodę wapienną, pod warunkiem, że powstaną tylko średnie sole. Załóżmy, że w parafinie molekuły zawierają średnio po 24 atomy węgla.

289. Obliczcie masę chlorometanu, który można uzyskać z metanu o objętości 5,6 l (zwykłe warunki).

290. Obliczcie masę produktów reakcji, które mogą powstać podczas wzajemnego oddziaływania metanu liczbą 0,15 mola z chlorem objętością (zwykłe warunki): a) 3,36 l; b) 6,72 l; c) 10,08 l; d) 13,44 l.

291*. W wielu budynkach mieszkalnych na Ukrainie korzysta się z kuchenek gazowych. Obliczcie jaką część ciepła spalania gazu ziemnego traci się na ogrzewanie, a jaką – rozprasza się. Informacja niezbędna do obliczenia: na średnim palniku kuchenki gazowej spala się 0,25 m^3 gazu na godzinę, woda o wadze 1 kg na takim palniku grzeje się od temperatury pokojowej (20 °C) do wrzenia w ciągu 8 minut, pojemność cieplna wody 4,2 kJ/(kg·°C), podczas spalania gazu ziemnego o ilości 1 mola uwalnia się 760 kJ ciepła, objętość molowa gazu w takich warunkach wynosi 24 litry/mol.

292*. Znajdźcie w dodatkowych źródłach informacje o stosowaniu alkanów. Wyjaśnijcie, dzięki jakim właściwościom fizycznym lub chemicznym alkanów uzasadnia się ich stosowanie.

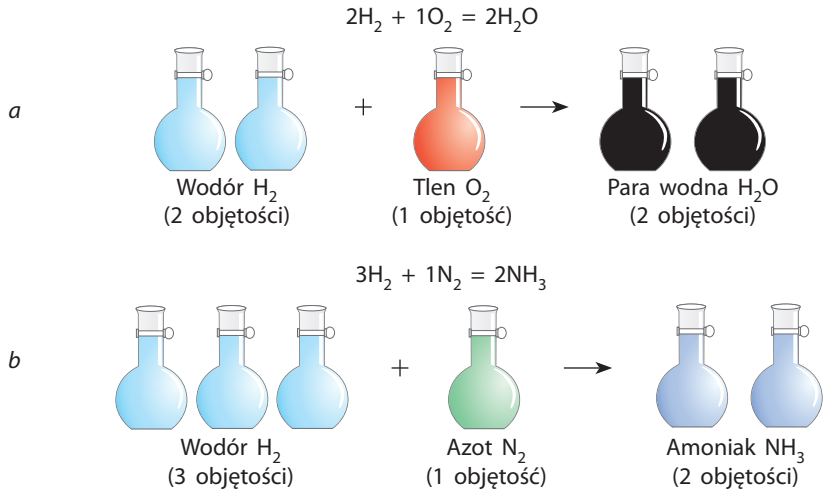
§ 26. Stosunek objętościowy gazów w reakcjach chemicznych

Przypomnijcie sobie: w jednakowych objętościach dwóch gazów w identycznych warunkach występuje identyczna liczba molekuł (prawo Avogadra).

Wiele reakcji występuje z udziałem substancji gazowych, mianowicie węglowodorów. Badając reakcję wodoru z tlenem, francuski naukowiec Gay-Lussac odkrył, że dwie objętości wodoru zawsze reagują z jedną objętością tlenu, tworząc dwie objętości wody gazowej (pary wodnej). Badając kilka kolejnych reakcji, Gay-Lussac odkrył, że kiedy gazy reagują między sobą, ich objętości zawsze są skorelowane jedna do drugiej jak nieduże liczby całkowite (rys. 26.1).

To prawo Gay-Lussac opublikował w 1808 roku, otrzymało ono nazwę *prawo stosunków objętościowych*:

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 26.1. Stosunek objętościowy gazów wchodzących w reakcję między sobą:
a – 2 l wodoru reagują z 1 l tlenu, tworząc 2 l pary wodnej;
b – 3 l wodoru reagują z 1 l azotu, tworząc 2 l amoniaku

Objętości gazów, które wchodzą w reakcję oraz powstają w wyniku reakcji, są skorelowane jak niewielkie liczby całkowite.

To prawo jest łatwo wytłumaczyć, opierając się na prawie Avogadra, zgodnie z którym taka sama liczba molekuł substancji gazowej w podobnych warunkach zajmuje taką samą objętość. Jeśli w reakcji powstania wody w stanie gazowym na każdą molekułę tlenu w reakcję wstępuje dwie molekuły wodoru, wówczas objętość tlenu i wodoru musi mieć stosunek jak 1 do 2: z każdym litrem tlenu do reakcji muszą przystąpić dwa litry wodoru.

Zwróćcie uwagę! W reakcjach z substancjami gazowymi objętości gazów korelują jak liczby równe współczynnikom stechiometrycznym w równaniach reakcji.

Zgodnie z prawem stosunków objętościowych łatwo jest rozwiązywać zadania, w których trzeba obliczyć objętości substancji gazowych.

Zwróćcie uwagę! W zadaniach na określenie objętości gazów, z którymi mieliście do czynienia wcześniej, obowiązkowo podawano warunki pomiaru gazów (dokładniej wskazywano, że objętości wymierzono w normalnych warunkach), więc do obliczeń trzeba było korzystać z objętości molowej gazów (22,4 l/mol). Prawo Gay-Lussaca pozwala przeprowadzić obliczenia z objętościami gazów, wymierzonych w dowolnych warunkach. Najważniejszą rzeczą jest to, żeby wszystkie objętości mierzono w tych samych warunkach.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Francuski chemik i fizyk. Ukończył Szkołę Politechniczną w Paryżu. Od 1809 roku profesor chemii na Sorbonie, od 1806 roku – członek Paryskiej Akademii Nauk, a od 1822 roku – jej prezydent. Pracował w różnych dziedzinach fizyki i chemii. Niezależnie od Daltona odkrył prawo ustanawiające stosunek między stopniem rozprężania się gazów a temperaturą. Odkrył prawo objętości krotnych, opracował metodę chemiczną wydobywania metali alkalicznych. Udowodnił, że chlor i jod – to substancje proste. Po raz pierwszy zbudował krzywe zależności rozpuszczalności soli w wodzie od temperatury. Razem z Chevrelem otrzymał patent na produkcję świec stearynowych. Wynalazł przenośny barometr rtęciowy..

Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850)

Zadanie. Obliczcie objętość tlenu potrzebną do spalenia metanu o objętości 1 litra. Jaka objętość dwutlenku węgla przy tym powstaje?

Dane:
$V(CH_4) = 1$ l

$V(O_2)$ – ?
$V(CO_2)$ – ?

Rozwiązanie:
Ułóżmy wzór reakcji:
$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
Do spalenia jednej molekuły metanu potrzebne są dwie molekuły tlenu. Odpowiednio objętości metanu i tlenu mają stosunek jak 1 : 2. Tak więc, na spalenie dowolnej objętości metanu traci się dwa razy więcej tlenu:
$V(O_2) = 2 \cdot V(CH_4) = 2 \cdot 1$ l $= 2$ l.
Współczynniki przed metanem i dwutlenkiem węgla we wzorze reakcji są takie same, więc ich objętości będą jednakowe: ile metanu spłonie, właśnie tyle dwutlenku węgla powstanie.
$V(CO_2) = V(CH_4) = 1$ l.
Odpowiedź: 2 l, 1 l.

Myśl główna

Objętość gazów wchodzących w reakcję oraz powstających w wyniku reakcji mają stosunek jak niewielkie liczby całkowite, które są równe stechiometrycznie współczynnikom w równaniach reakcji

Pytania kontrolne

293. Podajcie definicję stosunków objętościowych.

294. Wytłumaczcie słuszność prawa stosunków objętościowych na podstawie prawa Avogadra.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

295. Ustalcie, w wyniku spalania którego gazu – metanu, etanu czy propanu – powstanie większa ilość dwutlenku węgla.

296. Zapiszcie wzór gazowanego homologu metanu, podczas spalania którego powstaje dwutlenek węgla o cztery razy większej objętości niż objętość węglowodoru początkowego.

297. Porównajcie w jakim przypadku powstanie więcej dwutlenku węgla: podczas spalania metanu o objętości 5 m^3 czy masie 5 kg.

298. Niszcząca siła wybuchu gazu zależy od stosunku objętości produktów gazowych reakcji do objętości odczynników gazowych. Ustalcie w jakim przypadku siła niszcząca będzie większa: podczas wybuchu mieszaniny 1 l metanu czy 1 l propanu z odpowiednią ilością tlenu. Do obliczeń należy wziąć pod uwagę, że w reakcji występuje całkowite spalanie substancji, a powstała woda jest w stanie gazowym.

299. Obliczcie objętość tlenu potrzebną do całkowitego spalania mieszaniny składającej się z 40 l metanu i 20 l etanu.

300. Ułóżcie wzór reakcji całkowitego spalania: a) butanu; b) pentanu; c) heptanu. Jak zmienia się objętość tlenu, która jest potrzebna do całkowitego spalania alkanów, wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w molekule?

301. Ile razy podczas spalania metanu objętość całkowita odczynników przekracza objętość całkowitą produktów? (Objętości powstałej wody można nie uwzględniać.)

302. Obliczcie, ile razy zwiększa się objętość mieszaniny etanu z tlenem, w której proporcja objętości gazów 2 : 7, w przypadku całkowitego wzajemnego współdziałania substancji (zakładamy, że powstaje woda w stanie gazowym).

303. Obliczcie objętość tlenu potrzebnego do całkowitego spalania siarkowodoru o objętości 15 l. Jaka objętość tlenku siarki(IV) przy tym powstanie?

304. Obliczcie objętości etanu i tlenu, które przystępują do reakcji oraz ilości powstałego dwutlenku węgla, jeśli: a) $V(C_2H_6)$ = 200 ml; b) $V(O_2)$ = 3,5 l; в) $V(CO_2)$ = 800 m^3.

305. Obliczcie objętość tlenu potrzebnego do całkowitego spalania alkanu o objętości 3 l, którego gęstość względna w stosunku do helu wynosi 1818.

306. Obliczcie objętość ozonu, którą można uzyskać z tlenu o objętości 15 l.

§ 27. Eten i etyn – węglowodory nienasycone

Przypomnijcie sobie: w jaki sposób powstają krotne wiązania kowalencyjne (na podstawie § 2).

Wzory molekularny oraz strukturalny etenu i etynu

Węglowodory nienasycone – to węglowodory, w molekułach których między atomami węgla znajdują się wiązania krotne – podwójne lub potrójne.

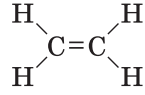
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Eten (etylen) – węglowodór nienasycony, pierwszy przedstawiciel rzędu homologicznego alkenów, podstawową cechą których jest obecność w molekule jednego podwójnego wiązania między atomami węgla.

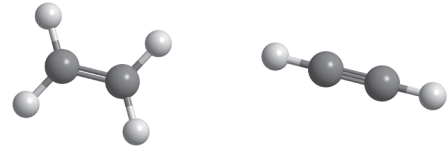
W obydwu tych węglowodorach w molekułach są po dwa atomy węgla, o czym można się dowiedzieć z nazwy: nazwy eten i etyn pochodzą od nazwy alkanu etanu, w molekule którego są dwa atomy węgla.

Ułóżmy wzory strukturalne etenu i etynu. Podobnie jak w przypadku z alkanami, najpierw zapiszemy łańcuch węglowy:

W etenie każdy atom węgla już tworzy po dwa wiązania, tak więc dla połączenia się z wodorem pozostaje również po dwa wiązania. W etynie każdy atom węgla tworzy po trzy wiązania i może przyłączyć tylko po jednym atomie wodoru. Tak więc, dla etenu i etynu:

Wzory strukturalne:  H–C≡C–H

Skrócone wzory strukturalne: $CH_2=CH_2$ $CH{\equiv}CH$

Modele molekuł: 

Teraz możemy obliczyć atomy w molekułach i uzyskamy wzory molekularne: eten – C_2H_4, etyn – C_2H_2.

Porównajcie wzory strukturalne oraz molekularne etenu i etynu z odpowiednimi wzorami etanu: w molekule etanu o dwa atomy wodoru jest mniej niż w molekule etanu, a w molekule etynu – o cztery atomy jest mniej. Z tego powodu atomy węgla w molekułach etenu i etynu nie są całkowicie nasycone atomami wodoru, dlatego eten i etyn są węglowodorami nienasyconymi.

Cechy fizyczne etenu i etynu

Cechy fizyczne węglowodorów nienasyconych są podobne do cech węglowodorów nasyconych. Eten i etyn – w zwykłych warunkach to substancje gazowe, bezbarwne, słabo rozpuszczalne w wodzie (rozpuszczalność etenu wynosi 22,6 ml, a etynu – 137 ml w 100 ml wody w temperaturze 0 °C), dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych, są bezwonne, temperatura topnienia etenu –169,2 °C, etynu –

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

-80,8 °C; temperatura wrzenia etenu –103,7 °C, etynu – -83,8 °C. Etyn techniczny uzyskuje się metodą węglikową, ma specyficzny, ostry zapach.

Cechy chemiczne etenu i etynu

Podobnie jak alkany, eten i etyn aktywnie przystępują do reakcji spalania z tlenem. Eten i etyn – substancje wysoce wybuchowe. Ponadto etyn na powietrzu może się zapalić od najmniejszej iskry (nawet od statycznej elektryki palców), dlatego zwykle uzyskuje się go bezpośrednio przed wykorzystaniem. Produktami spalania tych węglowodorów, jak w przypadku alkanów, jest dwutlenek węgla i woda:

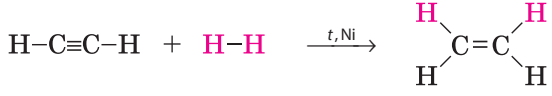
$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

Palenie się etynu jest powszechnie stosowane w technice spawania oraz cięcia metali, ponieważ acetylen jest rekordzistą pod względem temperaturu płomieni. Skonstruowano specjalne palniki acetylenowe, w których w warunkach odpowiednio dobranego reżimu podawania etynu i tlenu temperatura płomieni sięga prawie 3000 °C (rys. 27.1).

W przeciwieństwie do alkanów węglowodory nienasycone chemicznie są bardzo aktywne. Ponadto, dzięki nienasyceniu, najbardziej charakterystycznymi dla nich są reakcje przyłączania, w wyniku których do każdego atomu węgla w przypadku podwójnego lub potrójnego wiązania przyłącza się atom lub grupa atomów.

Uwodornienie (hydrogenizacja) – reakcja przyłączenia wodoru. Etyn reaguje z wodorem podczas nagrzewania w warunkach obecności katalizatora niklowego z powstaniem etenu:



lub $C_2H_2 + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_2H_4$

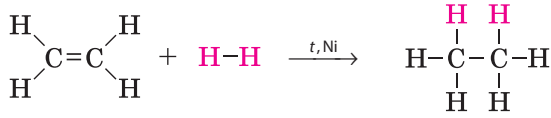
a

b

Rys. 27.1. Płomień palnika acetylenowo-tlenowego *(a)* oraz pojemnik do pozyskiwania acetylenu z węglika wapnia CaC_2 przed podaniem go do palnika – generator acetylenu (*b*)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Eten również jest nienasyconym węglowodorem i może łączyć się z wodorem w takich samych warunkach:

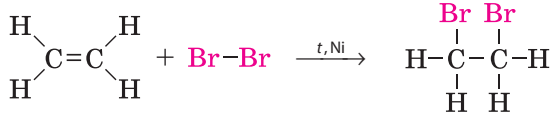


lub $C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{t,Ni} C_2H_6$

Pod warunkiem wystarczającej ilość wodoru etyn może natychmiast łączyć się z maksymalną ilością wodoru i przekształcać się w etan:

$$C_2H_2 + 2H_2 \xrightarrow{t,Ni} C_2H_6$$

Jeśli alkany z fluorowcami wchodzą w reakcję zastępowania, to węglowodory nienasycone z fluorowcami reagują tak samo, jak z wodorem: przystępują do reakcji przyłączenia. Na przykład:



Do tej reakcji katalizator nie jest potrzebny. Zachodzi ona nawet w wodnym roztworze bromu. W przypadku przepuszczania etenu lub etynu przez wodę bromową (roztwór bromu w wodzie) jej żółto-brązowy kolor znika. Ta reakcja jest stosowana do wykrywania jakościowych związków nienasyconych.

Zastosowanie węglowodorów nienasyconych

Eten w czystej postaci prawie nie jest używany, z niego uzyskuje się inne cenne produkty przemysłu chemicznego (rys. 27.2). Jedną z najcenniejszych właściwości etenu jest zdolność do polimeryzacji, co zostanie omówione w następnym paragfrafie. Dzięki tej właściwości z niego uzyskuje się różnorodne tworzywa sztuczne.

Eten ma bardzo interesującą cech: on jest fitohormonem, który przyspiesza dojrzewanie owoców. Zwykle warzywa i owoce, które trzeba przewieźć na długie odległości, na przykład z krajów Afryki lub Ameryki Południowej, zbierane są jeszcze, kiedy są zielone: jeśli zostaną zerwane jako dojrzałe, szybko się zepsują. A już na miejscu owoce i warzywa magazynuje się w specjalnej komorze o niewielkiej zawartości etylenu (około 2 ml etylenu na l powietrza), gdzie w ciągu 1–2 dni one dojrzewają.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Produkcja tworzyw sztucznych

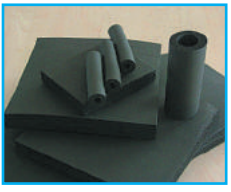
Produkcja materiałów wybuchowych

Produkcja płynów chłodzących

Do dojrzewania warzyw i owoców

Pozyskiwanie technicznego spirytusu etylowego

Pozyskiwanie paliwa o wysokiej zawartości oktanu



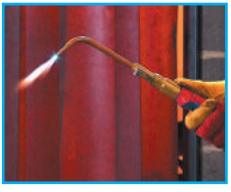
Pozyskiwanie kauczuku syntetycznego

Pozyskiwanie rozpuszczalników organicznych

Rys. 27.2. Zastosowanie etenu

Etyn jest stosowany w palnikach acetylenowych do spawania i cięcia metali. Jest on również surowcem do syntezy cennych substancji i materiałów (rys. 27.3).

Produkcja substancji leczniczych



W palnikach acetylenowych

Pozyskiwanie kauczuku syntetycznego

Produkcja włókien sztucznych

Produkcja farb i lakierów

Produkcja barwników syntetycznych

Pozyskiwanie polichlorku winylu (PVC)

Pozyskiwanie substancji zapachowych do perfum

Rys. 27.3. Zastosowanie etynu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Etylen służył do stymulowania dojrzewania owoców jeszcze w czasach Starożytnego Egiptu. Egipcjanie specjalnie drapali lub trochę zgniatali oraz odbijali daktyle, figi oraz inne owoce: uszkodzenie tkanek stymuluje tworzenie się etylenu przez rośliny i stymuluje dojrzewanie. W Starożytnych Chinach specjalnie palono drewniane patyczki aromatyczne lub świece aromatyczne w zamkniętych pomieszczeniach w celu stymulowania dojrzewania brzoskwiń: podczas spalania świec lub drewna uwalnia się nie tylko dwutlenek węgla, ale także inne produkty pośrednie niepełnego spalania, mianowicie etylen.

Myśl główna

Eten i etyn podobnie do alkanów są substancjami niepolarnymi, ale w przeciwieństwie do alkanów są znacznie bardziej aktywne chemicznie dzięki nienasyceniu.

Pytania kontrolne

307. Jakie węglowodory nazywamy nienasyconymi? Czym one się różnią od węglowodorów nasyconych?
308. Scharakteryzujcie cechy fizyczne etenu i etynu.
309. Podajcie wzory molekularne i strukturalne etenu oraz etynu.
310. Ułóżcie równania reakcji spalania etenu i etynu.
311. Opiszcie stosowanie etenu i etynu.
312. Na czym polega istotna różnica cech chemicznych węglowodorów nienasyconych od nasyconych? Ułóżcie równania reakcji wzajemnego oddziaływania etenu i etynu: a) z wodorem; b) z chlorem.

Zadania utrwalające wiedzę

313. Ustalcie, który węglowodór – eten czy etyn – ma większą gęstość. Porównajcie ich gęstość z gęstością powietrza.
314. Porównajcie objętości dwutlenku węgla powstałe w przypadku całkowitego spalania jednakowych objętości etanu, etenu i etynu.
315. Na spalanie jednakowych objętości węglowodoru – etanu, etenu czy etynu – zużywa się mniej tlenu?
316. Korzystając z informacji zawartych w paragrafie, obliczcie ułamek masowy etenu i etynu w ich nasyconych przy temperaturze 0 °C roztworach w wodzie.
317. Jak zmienia się rozpuszczalność etenu i etynu w wodzie pod warunkiem podwyższania temepratury? Czy uwidocznią się cechy podczas nagrzewania o określonej temperaturze nasyconego roztworu etenu? etynu?
318. Obliczcie objętość wodoru (zwykłe warunki), z którym współdziała: a) eten masą 7 g; b) etyn objętością 5,6 l (zwykłe warunki).
319. Obliczcie objętość etenu (zwykłe warunki) potrzebną do usunięcia zabarwienia wody bromowej ważącej 400 g, w której udział w masie bromu wynosi 2 %.
320. Obliczcie jak zmienia się objętość mieszaniny etylenu z tlenem, w którym stosunek objętości gazu wynosi 1 : 3, w warunkach całkowitego oddziaływania substancji oraz powstawania wody: a) płynnej; b) gazowej.

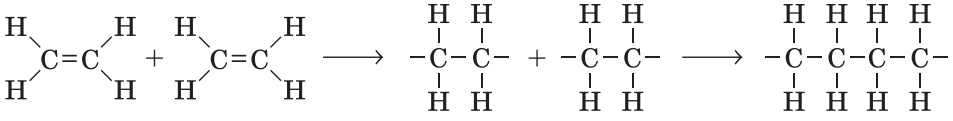
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 28. Informacja podstawowa o polimerach. Polietylen

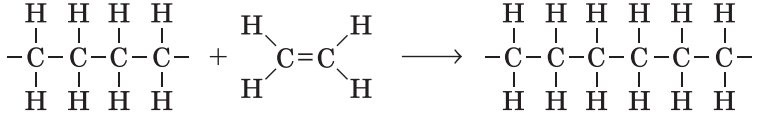
Reakcja polimeryzacji

Jak pamiętacie z poprzedniego paragrafu, eten – to nienasycony węglowodór. Dzięki temu atomy węgla w jego molekułach mogą przyłączyć inne atomy. Jedną z reakcji chemicznych, w której ta właściwość etenu jest realizowana, jest *reakcja polimeryzacji* (z grec. *polymeres* – ten, który składa się z wielu części).

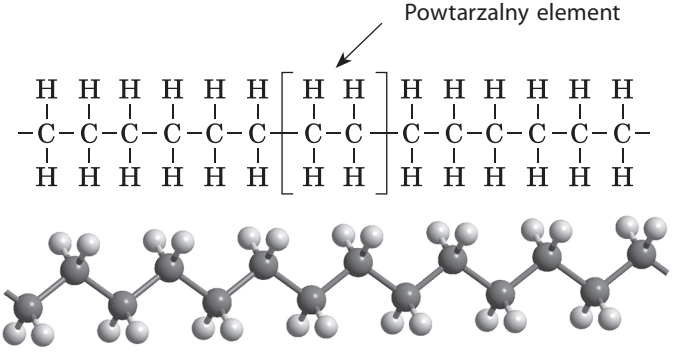
W wyniku działania pewnych substancji (inicjatorów) wiązanie podwójne w molekule etenu może pęknąć, a atomy węgla mogą przyłączyć inne atomy, mianowicie atomy węgla innej molekuły etenu:



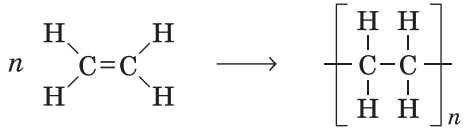
Cząsteczka, która powstała, również jest zdolna do przyłączenia molekuły etenu:



I tak może trwać, dopóki w pewnych okolicznościach, przyłączanie się zatrzyma. W wyniku reakcji powstają bardzo duże molekuły, w których jednakowy fragment powtarza się wielokrotnie:

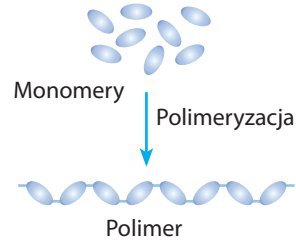


Umownie równanie reakcji polimeryzacji zapisujemy w następujący sposób:



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

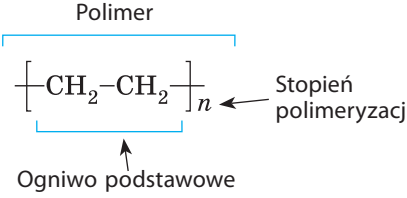
Sens reakcji polimeryzacji polega na połączeniu dużej liczby molekuł nienasyconych węglowodorów – *monomerów* – jednego z jednym (rys. 28.1). Produkty reakcji polimeryzacji nazywamy *polimerami*, w ich molekułach wielokrotnie powtarza się fragment molekuły monomeru.



Rys. 28.1. Molekuły monomeru łączą się w molekułę polimeru

Polimeryzacja – proces łączenia wielu molekuł substancji o małej masie cząsteczkowej (monomeru) w molekułę polimeru.

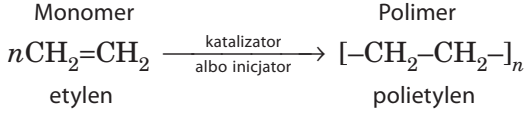
Fragment w molekule polimeru, który się powtarza, nazywa się *ogniwem podstawowym*, liczba n – *stopień polimeryzacji:*



Stopień polimeryzacji pokazuje liczbę molekuł monomeru, które połączyły się w jedną molekułę polimeru. Może on być od tysiąca do setek tysięcy. Ze względu na to, że molekuły polimerów składają się z dużej liczby fragmentów, mają one bardzo duże masy molekularne. Właśnie dlatego inna nazwa polimerów – *substancje makromolekularne*.

We wzorach polimerów nie podano, czym kończy się łańcuch węglowy. Na końcach molekuły polimeru znajdują się fragmenty molekuł rozpuszczalnika albo inicjatora polimeryzacji. Te atomy prawie nie wpływają na właściwości polimeru.

Nazwy polimerów pochodzą od nazwy monomerów. W naszym przypadku do reakcji polimeryzacji przystąpił etylen (eten), dlatego produkt reakcji nazywamy polietylenem:



Należy pamiętać, że etylen i polietylen mają jednakowy skład jakościowy oraz ilościowy: obydwa składają się z atomów węgla i wodoru, a w obydwu substancjach na jeden atom węgla przypada dwa atomy wodoru. Ważną różnicą między nimi jest to, że w molekule etenu wiązanie

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

jest podwójne – to nienasycony węglowodór, a w polietylenie wszystkie wiązania są pojedyncze. Faktycznie polietylen – to alkan o dużej masie molekularnej, dlatego chemicznie jest on dość obojętny. Polietylen nie oddziaływuje ani z kwasami, ani z zasadami, jest odporny na działanie utleniaczy. Właśnie dzięki odporności chemicznej polietylenu można wytłumaczyć jego powszechne zastosowanie.

Ogniwo podstawowe polietylenu $–CH_2–CH_2–$ składa się z dwóch identycznych grup atomów -CH2-. Więc dlaczego formuły polietylenu nie zapisuje się w postaci uproszczonej $[–CH_2–]$? Nie robi się tego, ponieważ wzór polimeru musi odzwierciedlać jego związek z substancją początkową – monomerem, w tym przypadku – etylenem $CH_2=CH_2$.

Większość polimerów (z wyjątkiem biopolimerów) różni się od substancji o małej masie molekularnej tym, że nie mają określonej masy molekularnej. W każdym przykładzie polietylenu wszystkie molekuły mają różne długości i masę, dlatego kiedy mówimy o polimerach używamy pojęcia *średnia masa cząsteczkowa*.

Właściwości fizyczne i zastosowanie polietylenu

Najbardziej rozpowszechnionym z polimerów jest polietylen. Jest to nieprzeźroczysta substancja, która słabo przewodzi ciepło i prąd, tłusta w dotyku oraz przypomina parafinę. Czasami potocznie błędnie nazywana jest celofan (celofan – to zupełnie inny materiał, który produkuje się z celulozy, wygląda jak folia polietylenowa).

W praktyce zwykle nie stosuje się czystych polimerów. Na ich podstawie produkuje się różnorode materiały, które nazywaje się *tworzywa sztuczne* lub *plastiki*. Do ich wytwarzania do polimerów dodaje się różne substancje: stabilizatory, plastyfikatory, barwniki, pianki itp. Ze względnie małej liczby polimerów produkuje się ogromną ilość różnych tworzyw sztucznych.

Większość polimerów ma również wady – niestabilność termiczną, łatwopalność i delikatność, ale dzięki osiągnięciom nauki ostatnio wymyślono wiele nowych materiałów polimerowych. Może wkrótce tworzywa sztuczne staną się jedynym materiałem, z którego ludzkość będzie korzystać, zachowując przy tym materiały naturalne.

W przemyśle polietylen produkuje się w postaci granulek, które następnie poddaje się obróbce termicznej (rys. 28.2).

Masa cząsteczkowa polietylenu waha się od 30 tys. do 3 mln w zależności od ciśnienia, w jakim ma miejsce reakcja polimeryzacji (tab. 11).

Rys. 28.2. Granulki polietylenu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

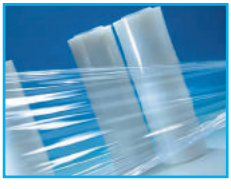
Tabela 11. Porównanie różnych rodzajów polietylenu

Cecha do porównania	Polietylen o niskiej gęstości LDPE (uzyskany pod ciśnieniem ok. 2000 atmosfer)	Polietylen o wysokiej gęstości HDPE (uzyskany pod ciśnieniem ok. 40 atmosfer)
Masa cząsteczkowa	Niska	Wysoka
Temperatura zmiękczania	Powyżej 100 °C	Powyżej 120 °C
Temperatura topnienia	Powyżej 120 °C	Powyżej 125 °C
Gęstość	Około 0,90 g/cm^3	Około 0,95 g/cm^3
Charakterystyka	Dość giętki, miękki, reklamówki wyprodukowane z niego nie szeleszczą, błyszczą się, są podobne do wosku	Bardziej sztywny, mocniejszy, bardziej odporny na wysokie temperatury i działanie chemikaliów, posiada lepsze właściwości mechaniczne
Zastosowanie	Materiały opakowaniowe: folia owijająca, pojemniki, reklamówki wytrzymujące obciążenie do 4 kg	Rury o dużej średnicy, kanistry, pojemniki na rozpuszczalniki, reklamówki wytrzymujące obciążenie do 20 kg

Kanistry i naczynia do odczynników

Elementy złącz

Pojemniki żywnościowe



Folia do owijania

Folia do szklarni

Reklamówki żywnościowe

Rury

Worki na śmieci

Rys. 28.3. Zastosowanie polietylenu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W 1882 roku amerykański chemik Charles Mackintosh podczas eksperymentów z naturalnym kauczukiem przypadkowo wylał na swoje ubranie roztwór kauczuku w benzynie. Po jakimś czasie zauważył, że rozpryski wody spływają po ubraniu, a nie przesiąkają go. Ubiór stał się wodoodporny. Rok później Mackintosh rozpoczął produkcję płaszczy przeciwdeszczowych, które nazywano jego imieniem – „Mackintosh".

Myśl główna

Polietylen – syntetyczny związek organiczny, który nie występuje w przyrodzie. Jest on podstawą wielu cennych materiałów, które zastąpiły materiały naturalne.

Pytania kontrolne

321. Jakie substancje nazywamy polimerami? Jakie są ich cechy wyróżniające je od innych materiałów?
322. Co jest wspólnego między monomerem a podstawowym ogniwem polimeru? Czym one się różnią?
323. Podajcie definicję pojęć „reakcja polimeryzacji", „monomer", „polimer", „stopień polimeryzacji" i „ogniwo podstawowe".
324. Opiszcie właściwości fizyczne polietylenu.
325. Wymieńcie zakres stosowania polietylenu.
326. Wytłumaczcie, dlaczego właściwości chemiczne polietylenu różnią się od właściwości etylenu.

Zadania utrwalające wiedzę

327. Określcie cechy wspólne oraz różnice między: a) alkanami a polietylenem; b) etenem a polietylenem.
328. Z §2 przypomnijcie sobie cechy szczególne właściwości fizycznych substancji amorficznych i krystalicznych. Na podstawie właściwości fizycznych polietylenu wyciągnijcie wniosek, do jakich substancji on należy: krystalicznych lub amorficznych.
329. Wymieńcie zakres stosowania polietylenu. Uzasadnijcie, dzięki jakim właściwościom fizycznym polietylen jest używany właśnie w taki sposób i czy jest uzasadnione zastąpienie materiałów naturalnych polietylenem.
330. Średnia względna masa cząsteczkowa polietylenu uzyskanego w niskim ciśnieniu wynosi 280 tys. Ile molekuł etylenu zużywa się średnio na stworzenie jednej molekuły polimeru?
331. Obliczcie i porównajcie udział masy węgla i wodoru: a) w etenie; b) w polietylenie składającym się z $[-CH_2-CH_2-]_{1000}$.
332*. W dodatkowych źródłach znajdźcie informację na temat pozyskiwania, właściwości chemicznych i fizycznych oraz zastosowania tworzyw sztucznych.
333*. Jak uważacie, czy ludzkość może całkowicie porzucić stosowanie materiałów naturalnych na rzecz tworzyw sztucznych? Objaśnijcie „za" i „przeciwko" takiej zamiany.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 29. Naturalne źródła węglowodorów

Przypomnijcie sobie: destylacja – sposób podziału mieszaniny płynów lotnych metodą stopniowego odparowywania z dalszą kondensacją.

Ropa naftowa. Destylacja ropy naftowej

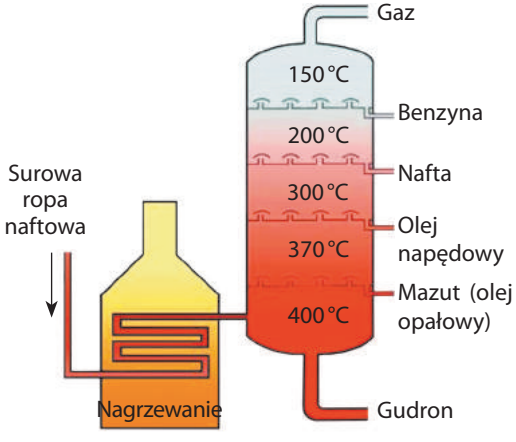
Wiele substancji organicznych, z którymi masz do czynienia na co dzień – tworzywa sztuczne, farby, środki myjące, lekarstwa, lakiery, rozpuszczalniki – syntetyzowane są z węglowodorów. W przyrodzie są trzy podstawowe źródła węglowodorów – ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny.

Ropa naftowa jest jedną z najważniejszych kopalin. Nie da się wyobrazić sobie współczesnego społeczeństwa bez ropy naftowej i produktów jej przetwarzania. Nic dziwnego, że kraje bogate w ropę naftową odgrywają ważną rolę w gospodarce światowej.

Ropa naftowa jest ciemną oleistą cieczą, która leży w skorupie ziemskiej na różnej głębokości (rys. 29.1). Ma ona również postać jednorodnej mieszaniny złożonej z kilkuset substancji – przeważnie nasyconych węglowodorów o liczbie atomów węgla w molekule od 1 do 40. Do przetwarzania tej mieszaniny stosuje się zarówno metody fizycznie, jak i chemicznie.

Najpierw ropę naftową dzieli się na prostsze mieszanki – frakcje – przez destylację (rektyfikację), która jest oparta na tym, że różne substancje w składzie ropy naftowej wrzą w różnych temperaturach (tab. 12). Destylacja występuje w kolumnie rektyfikacyjnej w warunkach znacznego nagrzewania (rys. 29.2). Frakcje o najwyższej temperaturze wrzenia, które w wysokich temperaturach się rozkładają, destylują w niskim ciśnieniu.

Rys. 29.1. Wygląd zewnętrzny ropy naftowej



Rys. 29.2. Schemat destylacji ropy naftowej w kolumnach rektyfikacyjnych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tabela 12. Frakcje rafinacji ropy naftowej

Frakcja	Liczba atomów węgla w molekułach	Temperatura wrzenia, °C	Zastosowanie
Frakcja gazowa	1–4	Mniejsza niż 20	Paliwo
Benzyna	5–10	20–180	Paliwo samochodowe
Olej naftowy	6–12	160–200	Paliwo, surowce do syntezy
Nafta	10–16	180–250	Benzyna lotnicza
Olej napędowy	13–25	220–350	Desel
Mazut (olej opałowy)	26–30	350–430	Paliwo dla elektrociepłowni
Ciężki mazut	Powyżej 30	Podczas nagrzewania rozkłada się, dystyluje się w niskim ciśnieniu	Produkcja asfaltu, bitumu, parafiny, smarów, paliwo do kotłowni

Ukraina jest dość bogata w złoża ropy naftowej. Podstawowe pokłady znajdują się w trzech regionach roponośnych: wschodni (obwody sumski, połtawski, czernihowski oraz charkowski), zachodni (obwód lwowski oraz iwanofrankiwski) i południowy (Pryczornomoria, szelfy Morza Azowskiego i Czarnego). Zapasy ropy naftowej na Ukrainie oceniane są na około 2 mld ton, ale spora ich część znajduje się na dużych głębokościach (5–7 km). Roczne wydobycie ropy naftowej na Ukrainie wynosi około 2 mln ton, a zapotrzebowanie wynosi 16 mln ton, dlatego, niestety, Ukraina póki co zmuszona jest importować duże ilości ropy naftowej.

Rafinowanie chemiczne produktów naftowych

Niektóre produkty destylacji ropy naftowej mogą być stosowane natychmiast, bez dalszego przetwarzania – to benzyna i nafta, ale w ropie naftowej jest ich tylko 20–30 %. Ponadto po destylacji benzyna jest niskiej jakości (o małej liczbie oktanowej, czyli podczas ściskania w silniku eksploduje, ale nie pali się). Silnik, który pracuje na tym paliwie, charakterystycznie stuka i szybko się psuje. Dla poprawy jakości benzyny i zwiększenia jej wydajności ropę naftową poddaje się obróbce chemicznej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 29.3. Model instalacji do krakowania ropy naftowej

Rys. 29.4. Rafineria Krzemieńczucka

Jednym z najważniejszych sposobów obróbki chemicznej ropy naftowej jest *krakowanie* (od ang. *to crack* – dzielić, łamać, ponieważ podczas krakowania dochodzi do rozszczepiania łańcuchów węglowych) (rys. 29.3). Podczas nagrzewania do 500 °C bez dostępu powietrza, pod warnkiem obecności specjalnych katalizatorów, długie molekuły alkanów dzielą się na drobniejsze. Podczas krakowania z nasyconych węglowodorów powstaje mieszanina lżejszych nasyconych i nienasyconych węglowodorów, na przykład:

$$C_{16}H_{34} \xrightarrow{500\,^{\circ}C,\text{kat.}} C_8H_{16} + C_8H_{18}$$

W wyniku tego procesu zwiększa się wydajność benzyny i nafty. Taka benzyna czasami jest nazywana benzyną krakowania.

Przetwórstwo ropy naftowej odbywa się w specjalnych przedsiębiorstwach – rafineriach. Przeprowadza się tam zarówno rektyfikację surowej

Jedną z cech określających jakość benzyny jest *liczba oktanowa*, która wskazuje możliwość detonacji (wybuchu) mieszaniny paliwa i powietrza w silniku. Im wyższa jest wartość liczby oktanowej, tym mniejsze jest prawdopodobieństwo detonacji, a więc wyższa jest jakość benzyny.

Heptan nie nadaje się na paliwo silnikowe, wybucha z dużym prawdopodobieństwem, podczas gdy izooktan (2,2,4-trimetylopentan) ma odwrotne właściwości – prawie nie wybucha w silniku. Te dwie substancje są podstawą skali do określania jakości benzyny – skala liczby oktanowej. W tej skali heptan otrzymał wartość 0, a izooktan – 100. Zgodnie z tą skalą benzyna o liczbie oktanowej 95 ma takie same cechy detonacyjne jak mieszanina 95 % izooktanu i 5 % heptanu.

Liczba oktanowa benzyny obowiązkowo podawana jest na stacjach benzynowych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

ropy naftowej, jak i chemiczne przetwarzanie otrzymanych produktów naftowych. Na Ukrainie jest sześć rafinerii: w Odessie, Krzemieńczuku, Chersoniu, Łysyczańsku, Nadworniańsku oraz Drohobyczu. Łączna moc wszystkich ukraińskich rafinerii przekracza 52 mln ton rocznie.

Gaz ziemny

Drugim najważniejszym źródłem surowców węglowodorowych jest gaz ziemny, którego głównym składnikiem jest metan (93–99 %). Gaz ziemny jest przede wszystkim używany jako efektywne paliwo. Podczas jego spalania nie powstaje ani popiół, ani trujący tlenek węgla, dlatego gaz ziemny jest uważany za paliwo przyjazne dla środowiska.

Duże ilości gazu ziemnego wykorzystuje przemysł chemiczny. Przetwórstwo gazu ziemnego sprowadza się głównie do wydobywania nienasyconych węglowodorów i gazu syntezowego. Etylen i acetylen powstają podczas odszczepiania się wodoru od niższych alkanów:

$$C_2H_6 \xrightarrow{t,\ kat.} C_2H_4 + H_2$$

Gaz syntezowy – mieszanina tlenku węgla(II) i wodoru – wydobywany jest poprzez nagrzewanie metanu z parą wodną:

$$CH_4 + H_2O \xrightarrow{t,\ kat.} CO + 3H_2$$

Z tej mieszaniny, stosując różne katalizatory, syntezuje się związki zawierające tlen – spirytus metylowy, kwas octowy itp.

Podczas przepuszczania nad katalizatorem kobaltowym gaz syntezowany przekształca się w mieszaninę alkanów, która jest syntetyczną benzyną:

$$nCO + (2n+1)H_2 \rightarrow C_nH_{2n+2} + nH_2O$$

Węgiel kamienny

Kolejnym źródłem węglowodorów jest węgiel kamienny. W przemyśle chemicznym przetwarza się go poprzez koksowanie – nagrzewanie do 1000 °C bez dostępu powietrza (rys. 29.5, s. 170). Jako wynik tego procesu powstaje koks i żywica smołowa, masa której wynosi tylko kilka procent masy węgla. Koks jest stosowany jako środek redukujący w hutnictwie (na przykład, do pozyskiwania żelaza z jego tlenków).

Żywica węgla kamiennego zawiera kilkaset związków organicznych, przeważnie węglowodorów aromatycznych, które są pozyskiwane z niej poprzez destylację.

Węgiel kamienny jest również używany jako paliwo, ale powoduje to istotne problemy ekologiczne. Po pierwsze węgiel zawiera mieszan-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 29.5. Z pieca koksochemicznego pobieraja się gotowy koks

ki niepalne, które w trakcie spalania przekształcają się na żużel; po drugie do składu węgla wchodzą niewielkie ilości związków siarki i azotu, podczas spalania których powstają tlenki zanieczyszczające atmosferę.

Ukraina ze względu na zapasy węgla posiada jedno z pierwszych miejsc. Na terytorium, które wynosi 0,4 % światowego, na Ukrainie znajduje się około 5 % zapasów światowych surowca energetycznego, z czego 95 % przypada na węgiel kamienny (około 54 mld ton). W 2015 roku wydobycie węgla wynosiło 40 mln ton, co stanowi prawie dwukrotnie mniej niż w 2011 roku. Obecnie na Ukrainie jest 300 kopalni węgla kamiennego, z czego 40 % – to wydobycie węgla koksowego (to, które można przetwarzać na koks). Wydobycie koncentruje się głównie w obwodach donieckim, ługańskim, dniepropietrowskim oraz na Wołyniu.

Zadanie lingwistyczne

W języku greckim *pyr* oznacza „ogień", a *lysis* – „rozkład". Co sądzisz, dlaczego terminy „krakowanie" i „piroliza" często używane są jako synonimy?

Myśl główna

Podstawowymi źródłami węglowodorów dla przemysłu jest ropa naftowa, węgiel kamienny i gaz ziemny. W celu bardziej efektywnego wykorzystania tych kopalin naturalnych należy je poddać przetwórstwu dla oddzielenia poszczególnych substancji lub niektórych mieszanin.

Pytania kontrolne

334. Wymień podstawowe naturalne źródła węglowodorów.
335. Na czym polega metoda fizyczna podziału ropy naftowej na frakcje?
336. Na jakie frakcje dzieli się ropę naftową podczas destylacji? Scharakteryzujcie ich zastosowanie. Który produkt przetwarzania ropy naftowej jest najbardziej wartościowy dla współczesnego społeczeństwa?
337. Czym różnią się najważniejsze produkty naftowe ze względu na skład chemiczny?
338. Wykorzystując informację tego paragrafu i lekcji wcześniejszych, opiszcie wykorzystanie gazu ziemnego w przemyśle chemicznym.
339. Jakie produkty podstawowe wydobywane są poprzez koksowanie z węgla kamiennego?
340. Dlaczego węgiel kamienny podczas obróbki nagrzewa się bez dostępu powietrza?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

341. Dlaczego gaz ziemny jest lepszy niż węgiel jako paliwo?
342. Jakie substancje i materiały są pozyskiwane w procesie przetwarzania węgla i gazu ziemnego?

Zadania utrwalające wiedzę

343. Podczas krakowania węglowodorów $C_{20}H_{42}$ powstają dwa produkty o takiej samej liczbie atomów węgla w molekułach. Ułóżcie wzór reakcji.
344. Na czym polega zasadnicza różnica między krakowaniem ropy naftowej a rektyfikacją?
345. Jak uważacie, dlaczego podczas bezpośredniej destylacji ropy naftowej nie udaje się jej przetworzyć na benzynę bardziej niż w 20 %?
346. Przeanalizujcie rys. 29.2 i opiszcie sposób destylacji ropy naftowej.
347. Ułóżcie wzór reakcji pozyskiwania etylenu i acetylenu ze składników gazu ziemnego.
348. Jednym ze składników benzyny jest węglowodór mający skład C_8H_{18}. Ułóżcie wzór reakcji pozyskiwania jego z tlenku węgla(II) i wodoru.
349. Podczas całkowitego spalenia benzyny w silnikach powstają dwutlenek węgla i woda. Ułóżcie wzór reakcji spalania benzyny, jeśli założymy, że składa się on z węglowodoru mającego skład C_8H_{18}.
350. W gazach spalinowych samochodów znajdują się substancje trujące: tlenek węgla(II) oraz tlenek azotu(IV). Wytłumaczcie, w wyniku jakich reakcji chemicznych one powstały.
351. Obliczcie, na ile zwiększy się objętość mieszaniny paliwowo-powietrznej, składającej się z 40 ml oparów oktanu i 3 litrów powietrza, w przypadku jej podpalenia. Przy obliczaniu należy wziąć pod uwagę, że w powietrzu znajduje się 20 % tlenu (objętościowo).
352. Benzyna sprzedawana w krajach o ciepłym klimacie składa się z węglowodorów o większej masie cząsteczkowej niż benzyna sprzedawana w krajach o zimnym klimacie. Zastanówcie się, dlaczego rafinerie różnicują w ten sposób benzynę.
353*. Ropa naftowa zawiera tak wiele cennych substancji organicznych, że D. I. Mendelejew, który przez jakiś czas badał ropę naftową, mówił o niej: „Palić ropą naftową w piecu – niemal to samo, co palić obligacjami". Jak rozumiecie to powiedzenie D. I. Mendelejewa? Zaproponujcie sposoby racjonalnego wykorzystania naturalnych źródeł węglowodorów.
354*. W dodatkowych źródłach znajdźcie informację o materiałach i substancjach, surowcem dla których jest ropa naftowa, gaz ziemny lub węgiel kamienny. Czy można je wytwarzać bez użycia naturalnych źródeł węglowodorów? Czy współczesna ludzkość może zrezygnować z wykorzystania tych materiałów? Odpowiedź uzasadnijcie.
355*. Korzystając z wiedzy uzyskanej na lekcjach geografii w klasach 8–9, opiszcie istniejące i perspektywiczne baseny oraz obszary wydobycia węgla, ropy naftowej, gazu ziemnego na Ukrainie. Czy lokalizacje przedsiębiorstw z przetwarzania tych źródeł węglowodorów są tożsame z ich złożami?.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 30. Alkohol metylowy i etylowy

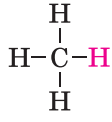
Przypomnijcie sobie: na czym polega istota wiązania wodorowego i jego wpływ na właściwości fizyczne substancji (według § 5).

Definicja alkoholi

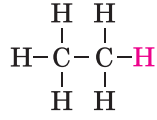
Alkohole – to pochodne węglowodorów, w których molekułach znajduje się jeden albo kilka atomów wodoru zamienionych przez grupę hydroksylową (wodorotlenową) –OH.

Ta grupa hydroksylowa występuje w molekułach wszystkich alkoholi. W nazwach alkoholi występowanie grupy hydroksylowej –OH oznacza się sufiksem *–ol*. Wiedząc o tym, ułożymy wzory i nazwy najprostszych alkoholi:

Alkan:

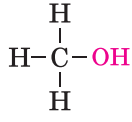


metan

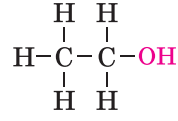


etan

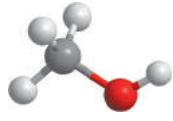
Alkohol:



albo $CH_3–OH$
metanol (alkohol metylowy)



albo $CH_3–CH_2–OH$ (C_2H_5OH)
etanol (alkohol etylowy)



Alkohole, które zawierają jedną grupę –OH, nazywamy *jednoatomowymi*, a te które zawierają dwie albo więcej – *wieloatomowymi*.

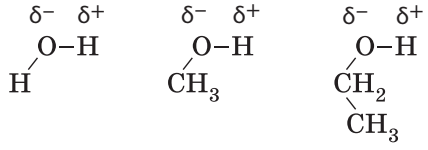
Właściwości fizyczne metanolu i etanolu

Metanol i etanol – to lotne bezbarwne ciecze ze specyficznym zapachem, piekące w smaku. Są one lżejsze od wody (gęstość metanolu – 0,792 g/cm^3, a etanolu – 0,789 g/cm^3), łatwo wyparowują (metanol $t_{top.} = –97{,}6\,°C$, $t_{wrz.} = 64{,}7\,°C$, a etanolu $t_{top.} = –114{,}2\,°C$, $t_{wrz.} = 78{,}4\,°C$).

Alkohole te bez ograniczeń rozpuszczają się w wodzie, jak również dobrze mieszają się z innymi substancjami organicznymi (benzenem, chloroformem, acetonem itp).

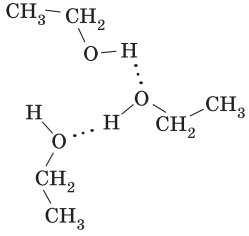
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

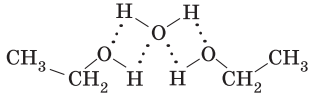
Składem chemicznym i budową alkohole są podobne do wody, można je nazwać pochodnymi wody, w których jeden atom wodoru jest zamieniony przez zamiennik organiczny:



woda metanol etanol

Warunkuje to możliwość utworzenia wiązania wodorowego zarówno między molekułami alkoholi, jak również między molekułami alkoholi i molekułami wody:





Dzięki takim właściwościom temperatura wrzenia etanolu jest o wiele wyższa od temperatury wrzenia odpowiadającego mu alkanu (etanu). Również, w odróżnieniu od alkanów, etanol dobrze miesza się z wodą.

Właściwości chemiczne alkoholi. Spalanie etanolu

Etanol, jak również większość innych alkoholi jednoatomowych, to substancja wybuchowa i łatwopalna, dzięki jego lotności i zdolności łatwego zapłonu. Przez tę właściwość etanol należy do grupy cieczy łatwopalnych.

Etanol pali się na powietrzu ledwo zauważalnym niebieskim płomieniem (rys. 30.1). Produktami reakcji są dwutlenek węgla i woda:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Dlatego właśnie alkohol etylowy jest wykorzystywany w palnikach w laboratoriach szkolnych.

Rys. 30.1. Spalanie etanolu (płomień jest dobrze widoczny tylko w pomieszczeniu zaciemnionym)

Zastosowanie etanolu

Etanol – to najbardziej rozpowszechniony alkohol, zdobył on również największe zastosowanie w życiu codziennym i technice wśród wszystkich alkoholi. Etanol jest waż-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

nym produktem przemysłowym: na świecie produkuje się około 700 mld litrów, a na Ukrainie w fabrykach koncernu „Ukrspyrt" – prawie 300 mln litrów alkoholu każdego roku. W życiu codziennym etanol jest nazywany po prostu spirytusem albo spirytusem medycznym.

Alkohol, który chemicy nazywają „czysty spirytus", naprawdę zawiera 95,4 % etanolu i 4,4 % wody. A całkowicie czysty spirytus, bez domieszek wody (nazywany jest „etanol absolutny (bezwodny)") jest bardzo trudno uzyskać.

W laboratorium w celu uzyskania spirytusu absolutnego jest on gotowany z tlenkiem wapnia, który wiąże się chemicznie z wodą i tworzy wodorotlenek wapnia. Ale podczas przechowywania na powietrzu etanol absolutny bardzo szybko pochłania wodę z powietrza do ilości 4,4 %.

Alkohol, przeznaczony do wykorzystania w technice, zawiera niewielkie ilości metanolu i benzenu. Mieszaninę tę nazywamy „spirytus skażony – denaturat".

Metanol tworzy się podczas podgrzewania drewna bez dostępu powietrza, dlatego jest również nazywany alkoholem drzewnym. Metanol – to substancja dosyć aktywna chemicznie, dlatego jest wykorzystywany do syntezy organicznej i jako rozpuszczalnik. Z alkoholu metylowego w przemyśle otrzymuje się formaldehyd, potrzebny do produkcji plastików i żywic formaldehydowych.
W przyszłości wzrastać będzie nadal znaczenie alkoholu metylowego do produkcji różnych substancji, potrzebnych dla ludzkości. Różnorodnością zastosowania przewyższa on alkohol etylowy i w przyszłości może zamienić węglowodory nasycone i ropę w syntezie organicznej.

- Słowa „etan", „eter" i „etanol" pochodzą od greckiego *aitherios* – „ten, który wysoko wznosi się w powietrze, niebiański". Słowem tym filozofowie Starożytnej Grecji nazywali substancję, która wypełnia cały kosmos. Kiedy po raz pierwszy ze spirytusu winnego zsyntezowano ciecz, która łatwo wyparowuje (leci do nieba), to nazwano ją „duchem eteru", a później po prostu eterem (dzisiaj nosi on nazwę dietylowy albo medyczny). Później okazało się, że ten eter zawiera grupę składającą się z dwóch atomów węgla, którą nazwano etylenem. Dlatego spirytus winny nazwano etylowym, a odpowiadający mu alkan – etanem.
- Nazwa grupowa „alkohole" pochodzi od arabskiego *al-kohol* – „proszek, puder, pył". Od najmniejszego podmuchu powietrza pył unosi się w powietrze tak samo, jak opary winne podczas podgrzewania. A słowo „spirytus" pochodzi od łacińskiego spiritus – „dech, duch, dusza". Tak więc, „spirytus winny" (spiritus vini) oznacza „duch wina". Alchemicy spirytusami nazywali wszystkie substancje lotne (woda amoniakalna itp).
- W życiu codziennym można usłyszeć wyraz „suchy spirytus" i niektórzy uważają, że jest to alkohol etylowy w jakiś sposób zamieniony w stan stały. Naprawdę wyraz „suchy spirytus" jest nieprawidłowy, i jeżeli uważnie przeczytać etykietkę, to jest na niej napisane „paliwo turystyczne". Co więcej, substancja, którą wykorzystuje się do produkcji paliwa turystycznego, w ogóle nie ma nic wspólnego z alkoholami.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zastosowanie etanolu

W **życiu codziennym** najczęściej czysty etanol nie jest wykorzystywany. Najczęściej mamy do czynienia ze środkami zawierającymi alkohol: płynami do mycia okien, płynami do czyszczenia szkła i samochodowymi płynami chłodzącymi, balsamami, perfumami itp. Etanol znajduje się w składzie niektórych past do zębów, szamponów, płynów pod prysznic.

W **medycynie** wykorzystuje się wielkie ilości alkoholu. Zarówno w postaci czystej do dezynfekcji, jak i w składzie niektórych roztworów: nalewki jodowej (roztwór jodu w alkoholu), zieleni brylantowej, spirytusu bornego, mrówkowego i salicylowego (roztwory kwasu bornego, mrówkowego i salicylowego) itp.

Przemysł farmaceutyczny produkuje wiele preparatów lekarskich na bazie roztworów etanolu: są to nalewki roślin leczniczych (głogu, nagietka lekarskiego, waleriany itp.), preparaty lekarskie (korwalol, walokordyn itp.), balsamy itp.

W **laboratoriach chemicznych** etanol jest ważnym rozpuszczalnikiem, który wykorzystywany jest do doświadczeń w syntezie organicznej.

Przemysł chemiczny wykorzystuje wielkie ilości etanolu jako rozpuszczalnika, szczególnie w gałęziach lakierniczej i farbiarskiej, jak również do syntezy substancji: 1,3-butadienu do produkcji sztucznego kauczuku, eteru medycznego, esencji owocowych dla przemysłu spożywczego, kwasu octowego, etylenu, chloroformu itp.

Etanol jako **paliwo** zaczęto wykorzystywać już w XIX wieku. Obecnie producenci aut stopniowo przechodzą do produkcji samochodów „biopaliwowych”, ponieważ są one o wiele bardziej ekologiczne. W tym celu opracowuje się technologie pozyskania etanolu z taniego materiału roślinnego – bioetanolu. Dzisiaj do benzyny dodaje się 5–10 % alkoholu.

Alkohol jest najbardziej wydajnym **antyspeptykiem**, czyli zabija bakterie. Umożliwia to długi czas przechowywać różne preparaty anatomiczne i zoologiczne w muzeach i szkolnych gabinetach biologii. W Europie w muzeach anatomicznych znajdują się preparaty, które są przechowywane w spirytusie kilkaset lat.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Myśl główna

Zamiana atomu wodoru w węglowodorach na grupę hydroksylową prowadzi do zasadniczych zmian we właściwościach fizycznych i chemicznych.

Pytania kontrolne

356. Jakie substancje należą do grupy alkoholi?
357. Jaka grupa atomów jest obecna w molekułach alkoholi?
358. W jaki sposób nazwa alkoholu jest powiązana z nazwą odpowiedniego alkanu?
359. Scharakteryzujcie właściwości fizyczne etanolu. Objaśnijcie wpływ na nie wiązania wodorowego.
360. Zapiszcie równania reakcji spalania etanolu.
361. Opiszcie zastosowanie etanolu. Na jakich właściwościach ono bazuje?

Zadania utrwalające wiedzę

362. Wykorzystując równania strukturalne, udowodnijcie, że metanol i etanol – to alkohole nasycone.
363. Jakie właściwości fizyczne etanolu świadczą o jego budowie molekularnej?
364. Roztwory alkoholi w wodzie nie przewodzą prądu elektrycznego, tymczasem roztwory zasad, które również zawierają grupę hydroksylową, przewodzą. Czym to można objaśnić?
365. Alkohol etylowy jest wykorzystywany do produkcji perfum. Na jakiej właściwości etanolu bazuje takie jego wykorzystanie?
366. Wykorzystując wartości elektroujemności, porównajcie spolaryzowanie wiązań C–H, C–O i O–H. Molekuły których substancji – alkoholi czy węglowodorów – są bardziej spolaryzowane? Jaki to ma wpływ na właściwości fizyczne tych substancji?
367. Podczas spalania etanolu o ilości substancji 1 mola wydziela się 1408 kJ ciepła. Ułóżcie termochemiczne równanie tej reakcji.
368. Na etykietce preparatu lekarskiego jest napisane: „Skład: fenobarbital 20 g, ester izobutylowy kwasu walerianowego 40 g, alkohol etylowy 480 g, woda 520 g". Obliczcie ułamek masowy etanolu w tym preparacie.
369. Obliczcie masę etanolu, do którego spalania wystarczy tlenu o objętości 6,72 l (w.n).
370. Obliczcie objętość tlenu potrzebnego do spalania oparów etanolu o objętości 3 l. Jaka objętość dwutlenku węgla wytworzy się w tym procesie?
371. Spalono alkohol etylowy o masie 11,5 g. Dwutlenek węgla, który się utworzył przepuszczono przez wodę wapienną w szklance. Obliczcie masę utworzonego osadu, jeżeli utworzyła się tylko średnia sól.
372*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informację o pozyskiwaniu i wykorzystaniu etanolu. Na czym polega różnica między bioetanolem i zwykłym etanolem? Dlaczego wykorzystanie bioetanolu jest lepsze w porównaniu z tradycyjnymi rodzajami paliwa?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 31. Toksyczność metanolu i etanolu

Toksyczność metanolu

Wszystkie alkohole jednoatomowe – to substancje toksyczne. Zauważono, że wraz ze zwiększeniem ilości atomów węgla w molekule, toksyczność alkoholi wzrasta. W tym, chociaż w molekule metanolu liczba atomów węgla jest najmniejsza, jest on najbardziej toksyczny wśród alkoholi. Spożywanie tylko 25 ml metanolu może doprowadzić do śmierci człowieka, a mniejsza ilość powoduje paraliż nerwu ocznego i, jako następstwo, utraty wzroku.

Jest to objaśniane tym, że, dostając się do organizmu człowieka, metanol (jak i każda inna trucizna) utlenia się w wątrobie do formaldehydu. Większość substancji toksyczynch w przypadku utlenienia staje się bezpieczna, ale toksyczność formaldehydu jest o wiele większa od dowolnego alkoholu.

Dostając się do mózgu, przede wszystkim poraża tkankę nerwową. Prowadzi to do rozwoju ślepoty, a z czasem, i śmierci.

Niebezpieczeństwo również polega na tym, że zapachem metanol i etanol prawie się nie różnią, i w niektórych przypadkach można je pomylić i wypić metanol. Pierwszą oznaką zatrucia metanolem jest pogorszenie widzenia. Trzeba zrobić płukanie żołądka, wypić etanol (jest on przeciwjadem) i jak najszybciej zwrócić się po pomoc lekarską.

Szkodliwe działanie etanolu na organizm człowieka

Etanol w przyrodzie tworzy się podczas fermentacji alkoholowej glukozy w obecności grzybów – drożdży. Właśnie dzięki temu procesowi ludzkość po raz pierwszy odkryła alkohol i napoje alkoholowe.

Etanol – to główny składnik napojów alkoholowych, właśnie on jest przyczyną niebezpiecznych następstw ich spożycia. W różnych gatunkach piwa znajduje się od 4 do 9 % etanolu, w winie – od 10 do 13 %, a w mocnych napojach alkoholowych – 40 % i więcej. Smak napojów alkoholowych zależy nie od koncentracji etanolu, a od dodanych domieszek.

Etanol, jak i wszystkie alkohole, jest substancją toksyczną. Spożywanie wielkiej ilości etanolu albo napojów alkoholowych może prowadzić do ostrego zatrucia alkoholowego. W zależności od ilości i koncentracji etanol wykazuje narkotyczne (albo toksyczne) działanie. Pod pojęciem ilości narkotycznej (toksycznej) rozumiemy ilość minimalną, wraz z którą pojawiają się objawy zatrucia. Podczas narkotycznego zatrucia alkoholem pojawia się stupor, utrata wrażliwości na ból, zostaje porażone działanie centralnego układu nerwowego. Dawka narkotyczna etanolu wynosi 1–4 g na 1 kg masy ciała. Podobnie jak każdą truciznę, organizm próbuje

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

zneutralizować etanol, ale podczas tego procesu etanol przemienia się w aldehyd octowy, który wykazuje o wiele większe działanie toksyczne i uszkadza DNA.

Wielka ilość wypitego alkoholu może spowodować ciężką chorobę – alkoholizm, który jest przyczyną degradacji socjalnej jednostki i uszkodzenia organów wewnętrznych: marskości wątroby, choroby wrzodowej żołądka, itp.

Najbardziej wrażliwym na działanie alkoholu jest organizm nastolatków, ponieważ w wieku 12–17 lat kończy się formowanie głównych organów i spożywanie alkoholu (w tym również wina i piwa) może spowodować patologię żołądka, wątroby, mózgu itp., co wpływa na wzrost i ogólny rozwój, obniża odporność na infekcje. Szczególnie podatny na działanie alkoholu jest układ płciowy nastolatków, którego zaburzenie normalnego rozwoju w tym wieku może spowodować poważne nieprawidłowości, a nawet bezpłodność. U nastolatków aktywnie rozwija się psychika i nawet jednorazowe spożycie alkoholu narusza jej normalny rozwój: zwiększa się agresywność, pogarsza pamięć i zdolność wykonywania podstawowych działań arytmetycznych, zanika zdolność przekazania treści przeczytanego tekstu. Alkohol powoduje procesy hamowania układu nerwowego, dlatego człowiek traci kontrolę nad swoim zachowaniem, obniża się jego krytyczny stosunek do siebie. Przebywając pod wpływem alkoholu, człowiek jest zdolny do działań, których następstwa mogą być straszne.

Toksyczne działanie alkoholu na organizm nastolatka jest kilka razy większe, niż na organizm osoby dorosłej, dzięki bardziej intensywnej przemianie materii. Przy koncentracji alkoholu we krwi 0,5–0,6 % (odpowiada 0,5 l wódki) u nastolatka może nastąpić śmierć.

Pamiętajcie, że alkohol jest realnym niebezpieczeństwem dla waszego zdrowia i całej przyszłości!

Alkohol etylowy – to substancja narkotyczna, czyli wykazuje pewne działanie przeciwbólowe. Dzięki temu podczas II wojny światowej był wykorzystywany jako narkoza w czasie operacji chirurgicznych. Jednakże alkohol etylowy jest bardzo niebezpieczny. Podobnie jak każda substancja narkotyczna, posiada on zarówno dawkę przeciwbólową, jak i śmiertelną, przy czym dla etanolu różnica między tymi dawkami jest bardzo niewielka: jeżeli pacjent wypije trochę mniej, będzie odczuwał ból, a jeżeli trochę więcej – umrze.

Myśl główna

Alkohol etylowy wykazuje bardzo mocne działanie narkotyczne i toksyczne na organizm człowieka i powoduje uszkodzenie wielu organów i układów. Alkohol jest szczególnie niebezpieczny dla nastolatków.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pytania kontrolne

373. Scharaktryzujcie szkodliwe działanie alkoholu na organizm człowieka.
374. Na czym polega osobliwość działania alkoholu na organizm nastolatków?

Zadania utrwalające wiedzę

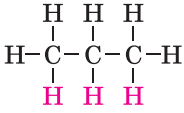
375*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informacje o osobliwościach fizjologicznego oddziaływania alkoholu na organizm: a) dzieci; b) nastolatków; c) kobiet; d) ciężarnych; e) organizm ludzki podczas rozwoju wewnątrzmacicznego.
376*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informację i opiszcie społeczne następstwa nadmiernego spożywania napojów alkoholowych..
377*. Przeprowadźcie sondę socjologiczną wśród swoich rówieśników o ich stosunku do napojów alkoholowych.

§ 32. Glicerol

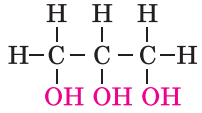
Przypomnijcie sobie: jakie reakcje nazywamy jakościowymi i w jakim celu są one wykorzystywane (według § 13).

Wzór glicerolu

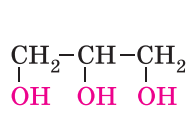
W przyrodzie występują alkohole, których molekuły zawierają więcej niż jedną grupę hydroksylową –OH. W nazwach takich alkoholi istnienie grup –OH również oznacza się sufiksem *–ol*, ale częściej dla nich wykorzystuje się nazwy tradycyjne. Najbardziej rozpowszechniony w przyrodzie z takich alkoholi jest glicerol (albo gliceryna). To najprostszy alkohol trójatomowy, którego molekuły zawierają trzy grupy hydroksylowe. Zgodnie z nomenklaturą chemiczną nazywa się on propantriol:



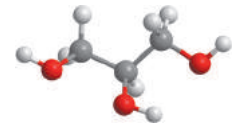
propan



albo



propantriol, albo glicerol

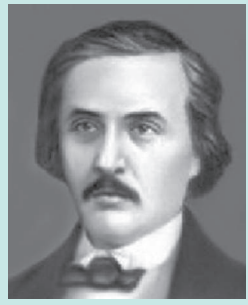


Zwróćcie uwagę, że w molekule glicerolu grupy hydroksylowe są związane z różnymi atomami węgla. Dwie grupy hydroksylowe nie mogą być przyłączone do jednego atomu węgla – takie substancje są niestabilne i rozkładają się podczas utworzenia.

Wraz z metanolem i etanolem, glicerol jest jednym z pierwszych alkoholi, który aktywnie został zbadany przez chemików. Wykazują one dosyć wysoką aktywność chemiczną, dzięki czemu odkryto wiele praw, nad którymi pracował O.P. Eltekow, O.M. Zajcew, W.W. Markownikow itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny ukraiński chemik organiczny. W 1868 roku ukończył Uniwersytet Charkowski, w którym pracował do końca życia. Główne prace poświęcone są określeniu budowy i zbadaniu przeobrażeń węglowodorów i ich zawierających tlen pochodnych (alkoholi i eterów). Doszedł do wniosku o nietrwałości niektórych alkoholi nienasyconych i, opierając się na tym, sformułował prawo, które dzisiaj nazywamy jego imieniem – prawo Eltekowa (po kilku latach do takiego samego wniosku doszedł Erlenmeyer, dlatego prawo to nazywane jest jeszcze prawem Eltekowa-Erlenmeyera). Opracował metodę określania budowy związków nienasyconych, metodę syntezy wyższych węglowodorów, która dzisiaj jest podstawą syntezy niektórych rodzajów paliwa silnikowego.



Oleksandr Pawłowycz Eltekow
(1846–1894)

Wzór molekularny glicerolu jest następujący $C_3H_8O_3$, ale najczęściej nie jest wykorzystywany, ponieważ nie odzwierciedla on istoty chemicznej substancji. Czasami wzór molekularny glicerolu zapisuje się tak: $C_3H_5(OH)_3$.

Fizyczne właściwości glicerolu

Glicerol – to bezbarwna syropowata substancja, bardzo lepka (wśród znanych cieczy glicerol posiada największą lepkość), nietoksyczna. Temperatura topnienia wynosi 17,8 °C, a temperatura wrzenia 290 °C. Glicerol nie jest substancją lotną, jest cięższy od wody (gęstość 1,26 g/ml), całkowicie rozpuszcza się w wodzie (miesza się w dowolnych proporcjach). Glicerol jest bardzo higroskopijny (pochłania parę wodną z powietrza), słodki w smaku, od czego otrzymał swoją nazwę (z greckiego *glykos* – słodki).

Podobnie do alkoholi jednoatomowych molekuła glicerolu może utworzyć po dziewięć takich wiązań, co wpływa na jego właściwości fizyczne: nadzwyczajna lepkość, nieograniczona rozpuszczalność. Temperatura wrzenia glicerolu jest bardzo wysoka, znajduję sią na granicy możliwości istnienia związków organiczynch: w takiej tamperaturze substancje organiczne się rozkładają i glicerol nie jest wyjątkiem, podczas silnego podgrzewania zaczyna on dymić i wydzielać toksyczne produkty rozkładu.

Chemiczne właściwości glicerolu

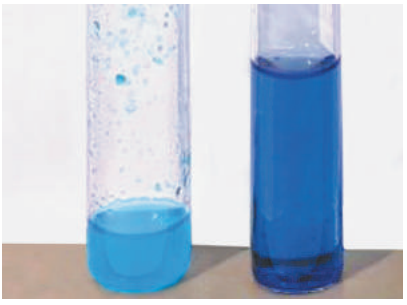
Spalanie. Jak większość substancji organicznych, glicerol spala się w powietrzu. Ale dzięki znacznej ilości wiązań wodorowych między molekułami glicerol nie jest lotny, a do spalania ciecz powinna na po-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

czątku odparować. Dlatego glicerol pali się po pewnym podgrzaniu:

$$2C_3H_8O_3 + 7O_2 \rightarrow 6CO_2 + 8H_2O$$

Reakcja jakościowa glicerolu. Odróżnić glicerol, jak i inne alkohole wieloatomowe, od jednoatomowych można przy pomocy reakcji jakościowej. Reakcją jakościową glicerolu jest jego oddziaływanie ze świeżo wytrąconym (dopiero otrzymanym) wodorotlenkiem miedzi(II). Atomy miedzi zamieniają atomy wodoru w grupach hydroksylowych. W wyniku reakcji, w razie dodawania do błękitnego osadu wodorotlenku miedzi(II) roztworu glicerolu, utworzy się przeźroczysty ciemnoniebieski roztwór związku miedzi z glicerolem (rys. 32.1).



Rys. 32.1. Świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II) (z lewej strony) i po dodaniu glicerolu (z prawej strony)

Uproszczony wzór utworzonego związku można zapisać tak:

$$C_3H_8O_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow \text{związek ciemnoniebieskiego koloru}$$

Analogicznie wodorotlenek miedzi(II) oddziaływuje z innymi alkoholami wieloatomowymi.

Podczas poznawania właściwości dopiero odkrytego glicerolu Karl Scheele zdecydował oddziaływać na niego stężonym kwasem siarkowym. Podczas reakcji po pokoju zaczął rozchodzić się ostry zapach, od którego uczony zaczął silne łzawić. W taki sposób otrzymano akroleinę (w tłumaczeniu z greckiego „ostry olej"). Akroleina również określa zapach przypalonego tłuszczu w gasnących świecach z tłuszczu zwierzęcego.

Zastosowanie glicerolu

Zastosowanie glicerolu przede wszystkim bazuje na jego higroskopijności. Dzięki niej zmiękcza on skórę, co jest wykorzystywane przy produkcji skóry i do produkcji preparatów kosmetycznych. Glicerol dodaje się do wyrobów cukierniczych, żeby dłużej pozostawały świeże i do napojów gazowanych jako słodzik. Dzięki lepkości i niskiej temperaturze topnienia glicerol jest wykorzystywany do produkcji płynów hamulcowych i samochodowych płynów chłodzących. Z glicerolu otrzymuje się nitroglicerynę, która jest podstawą materiałów wybuchowych i preparatu medycznego w leczeniu chorób serca.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Produkcja świec przeźroczystych

Produkcja dynamitu

W przemyśle skórzanym

Produkcja kremów i maści

W wyrobach cukierniczych (dodatek do żywności E422)

Kriokonserwacja żywych tkanek

Preparat leczniczy w chorobach serca

Produkcja płynów hamulcowych i samochodowych płynów chłodniczych

Rys. 32.2. Zastosowanie glicerolu

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE nr 11

Oddziaływanie glicerolu z wodorotlenkiem miedzi(II)

Wyposażenie: statyw z probówkami, podstawka do probówek, palnik.
Odczynniki: roztwór glicerolu, $CuSO_4$, NaOH (albo KOH).

Zasady bezpieczeństwa:
- do przeprowadzenia doświadczeń korzystajcie z niewielkich ilości odczynników;
- podczas podgrzewania nie dotykajcie gorących przedmiotów;
- unikajcie trafiania odczynników na skórę, do oczu, na odzież; w przypadku dostania się substancji żrącej zmyjcie ją obfitą ilością wody i przetrzyjcie uszkodzone miejsce roztworem sody.

1. Otrzymajcie wodorotlenek miedzi(II): do probówki nalejcie roztwór zasady o objętości 1–2 ml i dodajcie kilka kropel roztworu siarczanu miedzi(II).

2. Do osadu, który się wytrącił, dodajcie po kropelce roztworu glicerolu do rozpuszczenia osadu wodorotlenku miedzi(II). Wymieszajcie mieszaninę. Co zachodzi? Na jaki kolor zabarwił się roztwór?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

3. Otrzymany roztwór ostrożnie podgrzejcie w płomieniu palnika. Co zachodzi? Sformułujcie cechy reakcji jakościowej na alkohole wieloatomowe.

Myśl główna

Zwiększenie ilości grup hydroksylowych w molekule dobrze ilustruje prawo przechodzenia zmian ilościowych w jakościowe: zasadniczo właściwości się nie zmieniają, ale te, które są, pojawiają się w inny sposób.

Pytania kontrolne

378. Według jakiej cechy związki należą do alkoholi wieloatomowych?
379. Scharakteryzujcie właściwości fizyczne glicerolu. Czym one się różnią od właściwości alkoholi jednoatomowych? Czym to jest uwarunkowane?
380. Podajcie wzór molekularny glicerolu. Pochodną jakich węglowodorów on jest?
381. Czym jest podobne i czym się różni spalanie glicerolu od spalania etanolu? Ułóżcie odpowiednie równania reakcji.
382. Opiszcie zastosowanie glicerolu. Na których właściwościach bazuje jego zastosowanie w różnych gałęziach przemysłu?

Zadania utrwalające wiedzę

383. Udowodnijcie, że glicerol to związek nasycony.
384. Porównajcie fizyczne właściwości etanolu i glicerolu. Objaśnijcie, jak wiązania wodorowe wpływają na podobieństwa i różnice ich właściwości.
385. W dwóch probówkach znajdują się dwie ciecze – etanol i glicerol. Jak można je odróżnić? Ułóżcie plan przeprowadzenia doświadczenia.
386. Porównajcie objętość tlenu potrzebną do spalenia etanolu i glicerolu o masie po 1 g. W jakim przypadku więcej tlenu się zużyje?
387. Do przygotowania roztworu nawilżającego zaleca się wymieszać jedną łyżeczkę do herbaty glicerolu z trzema łyżkami stołowymi wody. Obliczcie ułamek masowy glicerolu w takim roztworze, jeżeli łyżeczka do herbaty mieści prawie 5 ml płynu, a stołowa – 15 ml. Inne potrzebne dane znajdziecie w tekście paragrafu.
388. Preparaty kosmetyczne do nawilżenia skóry na bazie glicerolu zaleca się stosować przy wilgotności powietrza większej niż 65 %, ponieważ przy niższej wilgotności takie preparaty, na odwrót, wysuszają skórę. Objaśnijcie ten fakt.
389*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informację o składzie i sferze zastosowania płynów chłodzących. Które właściwości glicerolu są wykorzystywane w takich mieszaninach?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 33. Kwasy karboksylowe. Kwas etanowy

Przypomnijcie sobie:

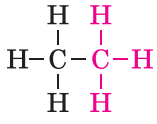
- kwasy w roztworze dysocjują, tworząc jony wodoru;
- zasadowość kwasu – to liczba atomów wodoru, które mogą być zamienione atomem pierwiastka metalicznego.

Definicja kwasów karboksylowych

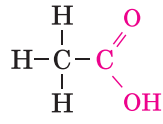
Większość kwasów organicznych stanowi grupę kwasów karboksylowych.

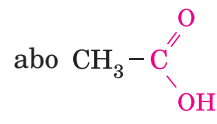
Kwasami karboksylowymi nazywamy pochodne węglowodorów, w molekułach których znajduje się grupa karbosylowa —C(=O)OH, albo w skrócie –COOH.

Ta grupa karboksylowa obecna jest w molekułach wszystkich kwasów karboksylowych. Przynależność związku do kwasów karboksylowych zaznacza się w jej nazwie przez zakończenie *-owy kwas*, na przykład:

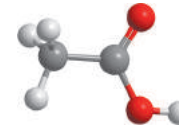


etan





kwas etanowy



W molekule kwasu, której wzór został przedstawiony, znajdują się dwa atomy węgla, tak więc nazwa kwasu pochodzi od nazwy etanu – kwas etanowy. Większość kwasów karboksylowych posiada tradycyjne nazwy, na przykład kwas etanowy posiada nazwę – octowy.

Wzór molekularny kwasu etanowego jest następujący CH_3–COOH. Według takiej zasady można ułożyć wzory prawie każdego kwasu karboksylowego.

Właściwości fizyczne kwasu etanowego

Rys. 33.1. Lodowaty kwas octowy

Kwas etanowy (octowy) – to bezbarwna lotna ciecz o charakterystycznym zapachu, higroskopijna, bez ograniczeń rozpuszczalna w wodzie, trochę cięższa od wody (gęstość 1,05 g/ml). Czysty (bezwodny) kwas etanowy nazywa się lodowatym dzięki temu, że jego temperatura topnienia wynosi 16,8 °C, a w stanie stałym przypomina lód (rys. 33.1). Kwas etanowy wrze w temperaturze 118 °C. Podobnie do alkoholi, molekuły kwasu etanowego tworzą wiązania wodorowe między molekułami kwasu, jak również z molekułami wody, co ma wpływ na fizyczne właściwości kwasów.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Z czystym kwasem etanowym trzeba postępować ostrożnie. Jest on bardzo lotny, a jego opary podrażniają śluzówkę dróg oddechowych i powodują duszności. Nie tylko czysty kwas, ale również jego stężony roztwór (esencja octowa, w = 70%) powoduje poważne chemiczne poparzenia skóry. Przedostanie się do wnętrza organizmu powoduje ciężkie następstwa: poparzenia śluzówki jamy ustnej, przewodu pokarmowego i żołądka, zakłócenie krzepliwości krwi, krwotoki żołądkowo-jelitowe itd. Dawka śmiertelna kwasu etanowego wynosi 20 ml (w przeliczeniu na czysty kwas).

Właściwości chemiczne kwasu etanowego

Czysty kwas etanowy jest cieczą łatwopalną i bardzo łatwo się zapala. Pali się ledwo zauważalnym błękitnym płomieniem, tworząc dwutlenek węgla i wodę:

$$CH_3COOH + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

Rozcieńczone roztwory kwasu etanowego (ocet stołowy) się nie pali.

Kwas etanowy posiada właściwości kwasowe i w roztworze wodnym dysocjuje, tworząc jon wodoru, zmieniając kolor wskaźników, jak znane już wam kwasy nieorganiczne:

$$CH_3–COOH \qquad CH_3–COO^- + H^+$$

Zwróćcie uwagę, że podczas dysocjacji kwasów karboksylowych może odłączyć się tylko ten atom wodoru, który znajduje się w składzie grupy karboksylowej, dlatego bez względu na to, że w molekule kwasu etanowego znajdują się cztery atomy wodoru, odłączyć się podczas dysocjacji i zamienić na jony pierwiastków metaliczynch może tylko jeden. W ten sposób, kwas etanowy – to kwas jednozasadowy, a jego reszta kwasowa – anion CH_3COO^-.

Wszystkie kwasy karboksylowe są słabe, ich dysocjacja elektrolityczna jest odwracalna. W roztworze o objętości 1 l, który zawiera 0,1 mola kwasu etanowego, na jony dysocjuje tylko 1,8 % molekuł. Dlatego właśnie kwas etanowy wykazuje wszystkie znane wam właściwości kwasów słabych: reaguje z aktywnymi metalami, tlenkami zasadowymi, zasadami i solami słabszych kwasów:

- z metalami: $2CH_3COOH + Zn \rightarrow Zn(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$
- z tlenkami zasadowymi: $2CH_3COOH + MgO \rightarrow Mg(CH_3COO)_2 + H_2O$
- z zasadami: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$
- z solami: $2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Kwas jabłkowy (jabłka, arbuzy, jarzębina, malina, berberys)

Kwas mrówkowy (gruczoły mrówek i pszczół, pokrzywa, jodła, meduzy parzące)

Kwas cytrynowy (jodła, owoce cytrusowe, cytryniec chiński)

Kwas szczawiowy (szczaw, pomidory, oskomian, rabarbar)

Kwas mlekowy (produkty z mleka kwaśnego, zbiera się w mięśniach podczas wysiłku fizycznego)

Kwas winowy (sok winogronowy, wino, kwaśny sok wielu owoców)

Rys. 33.2. Najbardziej znane kwasy karboksylowe

Zwróćcie uwagę, że wzory soli kwasu etanowego z jednowalencyjnymi pierwiastkami metalicznymi zapisujemy trochę nietypowo: symbol pierwiastka metalicznego zapisujemy zamiast symbolu wodoru, który on zamienił (CH_3COONa, CH_3COOK, CH_3COOLi). Sole kwasu etanowego nazywamy *octanami*: CH_3COONa – octan sodu.

Występowanie kwasów organiczynch

Kwasy karboksylowe są powszechne w przyrodzie. Znajdują się one w składzie wielu warzyw, owoców i innych produktów spożywczych. Nazwy niektórych kwasów wskazują na te produkty, z których zostały one po raz pierwszy wyodrębnione (rys. 33.2).

Zastosowanie kwasu etanowego

Kwas etanowy – jest najbardziej znany wśród kwasów organicznych. Jego zapach jest znany każdemu, kto chciaż raz wykorzystywał ocet stołowy (6 %-owy lub 9 %-owy wodny roztwór kwasu octowego). Stężony roztwór kwasu etanowego (70–80 %) nazywany jest esencją octową. Ten kwas tworzy się podczas fermentacji wina i soku jabłkowego. Kwas etanowy również ma szerokie zastosowanie w różnych gałęziach przemysłu (rys. 33.3).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Produkcja taśmy filmowej

Produkcja włókna acetonowego

Synteza esencji owocowych

Usuwanie osadu z kamienia

Produkcja środków do walki z owadami

Synteza preparatów lekarskich

Synteza barwników do tkanin

Konserwacja żywności (dodatek spożywczy E260)

Rys. 33.3. Zastosowanie kwasu etanowego

Pochodzenie tradycyjnej nazwy etynu – acetylen – jest związane z łacińskim słowem *acetum* – „ocet", ponieważ w reakcji dwustopniowej z acetylenu można otrzymać kwas octowy. Od nazwy tego kwasu pochodzi również nazwa acetonu, który kiedyś był z niego otrzymywany.

Zadanie lingwistyczne

Po łacinie *formica* oznacza „mrówkę", a po grecku *oksos* – „kwas" albo „kwaśny". Objaśnijcie pochodzenie tradycyjnych nazw kwasu metanowego i etanowego i ich soli.

Myśl główna

Kwasy karboksylowe wykazują wszystkie cechy kwasów nieorganicznych, ale w oddziaływaniach chemicznych zachowują się jak słabe kwasy.

Pytania kontrolne

390. Jakie substancje należą do kwasów karboksylowych?
391. W jaki sposób tworzy się nazwy kwasów karboksylowych?
392. W jakie oddziaływania chemiczne wchodzą kwasy karboksylowe? Co jest wspólne w chemicznych właściwościach kwasu etanowego i kwasów nieorganicznych?
393. Objaśnijcie, dlaczego kwas etanowy jest jednozasadowy.
394. Scharakteryzujcie występowanie kwasów karboksylowych w przyrodzie.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

395. Udowodnijcie, że kwas etanowy jest związkiem nasyconym.

396. .Wyliczcie obszary zastosowania kwasu etanowego. Dla każdego przykładu objaśnijcie, na jakich właściwościach bazuje jego zastosowanie.

397. Ułóżcie schemat utworzenia wiązań wodorowych między: a) dwoma molekułami kwasu etanowego; b) molekułą kwasu etanowego i molekułami wody. Objaśnijcie wpływ wiązania wodorowego na właściwości fizyczne kwasu etanowego.

398. Porównajcie chemiczne właściwości kwasów nieorganiczynch i karboksylowych. W tym celu w jednym słupku ułóżcie równania reakcji kwasu solnego, a w drugim słupku – kwasu etanowego z: KOH, Mg, FeO, $CaCO_3$.

399. Jak odróżnić roztwór kwasu octowego od: a) roztworu etanolu; b) kwasu solnego?

400. Aby usunąć plamy rdzy z odzieży można je obrobić roztworem kwasu etanowego. Ułóżcie molekularne i jonowo-molekularne równanie reakcji , co zajdzie, jeśli rdzę opisać wzorem wodorotlenku żelaza(III).

401. Do marynowania ogórków potrzeba 750 ml octu stołowego (ułamek masowy kwasu stanowi 6 %, gęstość roztworu równa się gęstości wody), ale macie tylko esencję octową (ułamek masowy kwasu wynosi 70 %). Obliczcie masę esencji octowej i objętość wody, którą trzeba do niej dodać, aby przygotować potrzebną wam ilość octu.

402. Octan sodu jest wykorzystywany jako konserwant produktów spożywczych. W fabryce spożywczej postawiono zadanie przygotowania 100 l roztworu tej soli o ułamku masowym 0,05 %, gęstość roztworu równa się gęstości wody. Obliczcie masę krystalicznego wodzianu trihydratu octanu sodu, czego potrzebujecie w tym celu.

403. Sól ołowiu i kwasu octowego – octanu ołowiu(II) – ma szerokie zastosowanie w medycynie w ołowianych okładach. Sól ta ma słodki smak, dlatego jest nazywana cukrem ołowianym, ale ze względu na obecność jonów ołowiu jest ona bardzo trująca. Ułóżcie równania reakcji otrzymania cukru ołowianego oddziaływaniem metalu i kwasu. Obliczcie masę tej soli, którą można otrzymać z ołowiu o masie 1 g.

404. Octan żelaza(II) jest wykorzystywany do obróbki powierzchni metalowych w celu ochrony przed korozją. Otrzymać go można oddziaływaniem metalu z kwasem. Obliczcie masę żelaza, potrzebnego do otrzymania tej soli o masie 26,1 g.

405. Węglan wapnia – to główny komponent osadu z kamienia w czajniku. Aby oczyścić czajnik od osadu wlano do niego ocet stołowy. Po zakończeniu reakcji chemicznej wydzielił się gaz o objętości 336 ml. Obliczcie masę osadu, która była w czajniku.

406. Oddziaływanie sody z octem – jeden z procesów, potrzebnych do pieczenia ciasteczek (gaszenie sody). Obliczcie masę octu stołowego (uła-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

mek masowy kwasu 6%), potrzebnego do oddziaływania z węglanem sodu o masie 5 g.

PRACA PRAKTYCZNA nr 4

Właściwości kwasu etanowego

Wyposażenie: statyw z probówkami, stojak na probówki, łopatka, pipetki.

Odczynniki: proszek magnezu, MgO (albo inny tlenek zasadowy), Na_2CO_3, roztwory CH_3COOH, NaOH, lakmus.

Zasady bezpieczeństwa:

- do przeprowadzania eksperymentów używajcie małych ilości substancji;
- chrońcie się przed trafieniem odczynników na skórę, do oczu, na odzież; w razie dostania się substancji żrącej zmyjcie ją wielką ilością wody i przetrzyjcie uszkodzone miejsce rozcieńczonym roztworem kwasu bornego (w przypadku dostania się zasady) albo roztworem sody (w przypadku dostania się kwasu);;
- aby określić zapach substancji nie podnoście probówki do twarzy, a kierujcie powietrze rękami do siebie.

Doświadczenie 1. Do dwóch probówek nalejcie po 1 ml roztworu kwasu etanowego. Do pierwszej dodajcie parę kropli roztworu lakmusu, a potem zobojętnijcie kwas roztworem zasady. Do drugiej probówki nasypcie trochę proszku magnezu (na końcu łopatki). Według jakich cech można wysnuć wniosek o przebiegu reakcji w obu probówkach? Ułóżcie równania reakcji w postaci molekularnej i jonowej.

Doświadczenie 2. Do dwóch probówek nalejcie po 1 ml roztworu kwasu octowego. Do pierwszej probówki dodajcie trochę tlenku magnezu, a do drugiej – węglanu sodu. Według jakich cech można wysnuć wniosek o przebiegu reakcji w obu przypadkach? Ułóżcie równania reakcji w postaci molekularnej i jonowo-molekularnej.

Wysnujcie wniosek do pracy praktycznej. Aby sformułować wniosek, wykorzystajcie odpowiedzi na następujące pytania:

1. W jaki sposób można wykryć kwas etanowy?
2. Jakie właściwości kwasu etanowego charakteryzują podobieństwo właściwości kwasów organicznych i nieorganicznych?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 34. Wyższe kwasy karboksylowe. Mydło

Przypomnijcie sobie:

- w solach między kationami i anionami istnieje wiązanie jonowe;
- z lekcji biologii przypomnijcie sobie znaczenie terminu „hydrofilowy" i „hydrofobowy".

Wyższe kwasy karboksylowe

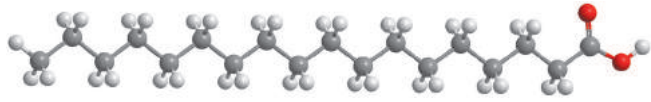
Wyższymi kwasami karboksylowymi (WKK) nazywamy kwasy karboksylowe, w których molekułach znajduje się od 12 do 22 atomów węgla. Podobnie jak węglowodory, wyższe kwasy karboksylowe mogą być nasycone i nienasycone.

Wśród ***wyższych nasyconych kwasów karboksylowych*** najczęściej występują kwasy stearynowy i palmitynowy.

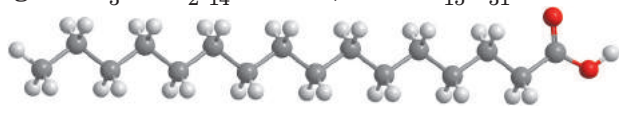
Kwas stearynowy:

$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–COOH$

Ponieważ we wzorze wiele razy powtarza się grupa CH_2, to wzór można skrócić w taki sposób: $CH_3–(CH_2)_{16}–COOH$, abo $C_{17}H_{35}COOH$



Molekuły *kwasu palmitynowego* zawierają o dwa atomy węgla mniej, niż stearynowego: $CH_3–(CH_2)_{14}–COOH$, albo $C_{15}H_{31}COOH$



Kwas stearynowy i palmitynowy – to substancje stałe białego koloru o wyglądzie woskopodobnym bez zapachu, tłuste w dotyku, nierozpuszczalne w wodzie, ale dobrze rozpuszczalne w roztworach organiczynch, łatwotopliwe (dla kwasu stearynowego $t_{st.}$= 70 °C, dla kwasu palmitynowego $t_{st.}$ =63 °C). Są wykorzystywane do produkcji świeczek, napalmu, olejów, wyrobów kosmetycznych i różnych rodzajów mydła.

Nienasyconych wyższych kwasów karboksylowych istnieje o wiele więcej, niż nasyconych. Wśród nich najbardziej popularne są:

oleinowy: $C_{17}H_{33}COOH$, abo $CH_3–(CH_2)_7–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$

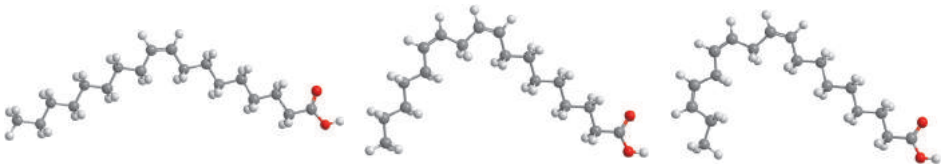
linolowy: $C_{17}H_{31}COOH$,

albo $CH_3–(CH_2)_4–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$

linolenowy: $C_{17}H_{29}COOH$,

albo $CH_3–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–CH_2–CH=CH–(CH_2)_7–COOH$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Oleinowy Linolowy Linolenowy

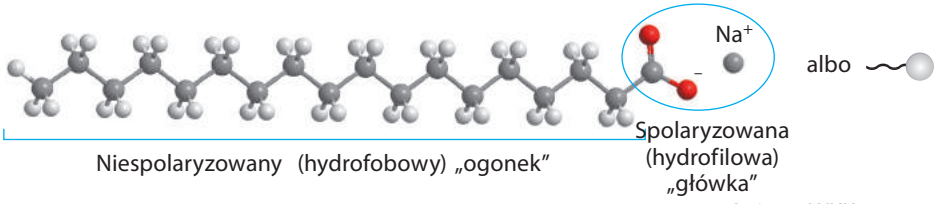
Nienasycone wyższe kwasy karboksylowe – to bezbarwne albo jasnożółte ciecze oleiste bez zapachu, nierozpuszczalne w wodzie, ale dobrze rozpuszczalne w wielu rozpuszczalnikach organicznych. Ich zastosowanie w technice zasadniczo nie różni się od kwasów nasyconych, ale są one o wiele cenniejsze dla człowieka jako substancje odżywcze w składzie tłuszczów, o czym dowiecie się w następnym paragrafie.

Mydło

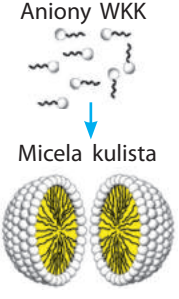
Wyższe kwasy karboksylowe nie rozpuszczają się w wodzie, ale ich sole z pierwiastkami zasadowymi dobrze rozpuszczają się w wodzie, ponadto posiadają właściwości myjące. Jest to możliwe dzięki temu, że:

• sole mają budowę jonową, a związki jonowe lepiej rozpuszczają się w wodzie, niż molekularne;

• w anionach WKK można wydzielić silnie spolaryzowaną „główkę” (grupę karboksylową) i niespolaryzowany „ogonek” (łańcuch karboksylowy):



Spolaryzowana część anionu jest hydrofilowa, czyli „dąży” do otoczenia wodnego. Łańcuch węglowodorowy, odwrotnie jest częścią hydrofobową, czyli stara się „uciec” z otoczenia wodnego. Dzięki temu w roztworze wodnym sole WKK tworzą specyficzne cząsteczki – micele: w jednym miejscu zbiera się wiele anionów WKK, które ukierunkowują się tak, aby ogonki hydrofobowe były skierowane do środka cząsteczki, a hydrofilowe „główki” – na zewnątrz, czyli do wody (rys. 34.1).



Rys. 34.1. Tworzenie miceli z anionami WKK w roztworze

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Dzięki utworzeniu miceli sole WKK mają dosyć dużą rozpuszczalność w wodzie i wykazują działanie myjące. Takie substancje jeszcze noszą nazwę *substancji powierzchniowo czynnych* (w skrócie SPC). Powierzchniowo czynne są wszystkie sole WKK z jonami pierwiastków zasadowych, szczególnie stearynian sodu $C_{17}H_{35}COONa$, stearynian potasu $C_{17}H_{35}COOK$ itd.

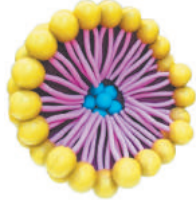
Sole WKK są wykorzystywane w chemii do produkcji mydła. Zwyczajne mydło gospodarcze w 72% składa się z soli WKK, cała reszta w składzie mydła – to woda, resztki wodorotlenku sodu i węglanu sodu, które są wykorzystywane do otrzymania soli WKK i inne domieszki. Do produkcji mydła toaletowego z soli WKK są usuwane niepotrzebne domieszki i dodawane barwniki, aromatyzatory i inne substancje dla poprawy wyglądu produktu. Sole sodu są podstawowym składnikiem mydła stałego (twardego), a sole potasu – ciekłego (w płynie).

Oczywiście, że nie tylko sole WKK są substancjami powierzchniowo czynnymi, należy do nich również wielka ilość innych pochodnych kwasów karboksylowych i węglowodorów, które są wykorzystywane do produkcji syntetycznych środków myjących, z którymi zapoznacie się podczas dalszej nauki chemii.

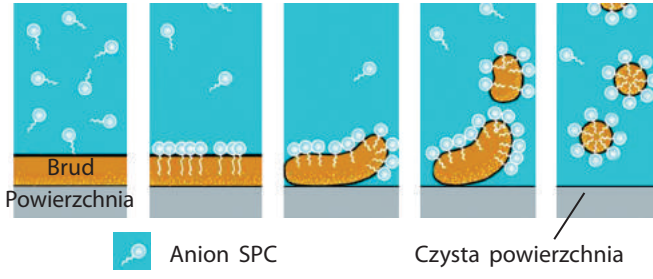
Działanie myjące mydła

Już wiecie, że dzięki możliwości tworzenia miceli substancje powierzchniowo czynne wykazują działanie myjące. Krople tłuszczu i inne cząsteczki brudu są hydrofobowe: jeżeli znajdują się one w pobliżu miceli, to „chowają się" przed wodą w środku miceli i w takiej formie pływają w wodzie. W taki sposób tłuszcz staje się rozpuszczalny w wodzie (rys. 34.2).

Jeżeli brud przylepił się do jakiejś powierzchni, działanie SPC będzie takie samo: cząsteczki SPC otaczają brud, odrywają go od powierzchni i otaczają ze wszystkich stron, dzięki czemu cząsteczki brudu stają się rozpuszczalnymi w wodzie. Jeżeli przemyć powierzchnię wodą, to brud zmyje się z mydłem i powierzchnia będzie czysta (rys. 34.3)



Rys. 34.2. Micela SPC z hydrofobową substancją w środku



Rys. 34.3. Myjące działanie substancji powierzchniowo czynnych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Mydło posiada jedną istotną wadę. Woda wodociągowa jest w większości regionów Ukrainy twarda, czyli zawiera w dużym stężeniu jony wapnia Ca^{2+} i magnezu Mg^{2+}, z którymi aniony WKK tworzą osad.
Dlatego podczas używania mydła w wodzie twardej staje się ona mętna (rys. *a*). W niektórych regionach Ukrainy woda jest miękka, czyli zawiera niewielką ilość jonów Ca^{2+} i Mg^{2+} i i nie przeszkadza w używaniu mydła (rys. *b*). Chociaż taka woda posiada inną wadę: jeżeli namydliliście ręce, to mydło z nich jest bardzo ciężko zmyć, długo odczuwamy namydlenie.

a

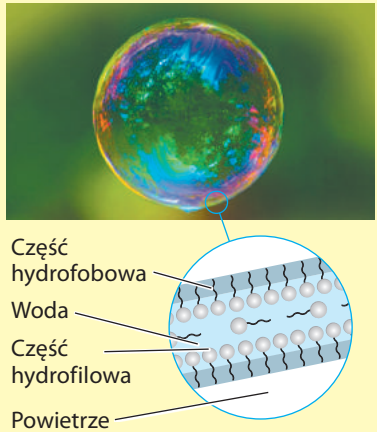
b

Roztwór mydła: *a* – mętny w wodzie twardej; *b* – przeźroczysty w wodzie miękkiej

Utworzenie osadu podczas używania mydła w wodzie twardej

Podczas używania mydła w wodzie twardej w naczyniu zbiera się dużo nieatrakcyjnego z wyglądu osadu i wiele osób uważa, że to odmyty brud. Oczywiście, że ten osad nie poprawia czystości, ale nie jest również brudem – są to nierozpuszczalne sole WKK.
Podczas prania w wodzie twardej nierozpuszczalne w wodzie sole osiadają na włóknach taknin. Dlatego w czasie prania takie tkaniny w dotyku są twardsze, niż przed praniem. Z tego powodu i wodę zaczęto nazywać twardą.

Bańki mydlane również istnieją dzięki SPC, w pewnym sensie można je nazwać ogromnymi micelami. Bańka mydlana jest cieniutką warstwą wody, na której powierzchni szczelną palisadą ułożone są aniony SPC, które są skierowane hydrofobową częścią w stronę powietrza. Woda w środku błony dość szybko ścieka do dolnej części bańki, w następstwie czego błona staje się cieńsza i z czasem pęka.



Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Jest rzeczą ciekawą, że produkcja lodów i pranie ma wiele cech wspólnych. Lody to zamrożona emulsja. Przypomnijcie sobie z § 3: emulsja – to grubodyspersyjna mieszanina dwóch cieczy, które się w sobie nie rozpuszczają, na przykład mieszanina oleju i wody. I rzeczywiście, główne składniki lodów – to tłuszcz mleczny i woda. Ponieważ nie mieszają się one ze sobą, to z czasem tłuszcz wypływa do góry i lody powinny się rozwarstwić jeszcze przed zamarznięciem. Dlatego, żeby do rozwarstwienia nie doszło, do lodów dodaje się emulgatory. Emulgatory to substancje powierzchniowo czynne, które otaczają drobne kropelki tłuszczu ogonkami hydrofobowymi, a ich hydrofilowe główki skierowane są ku górze. Taka emulsja może istnieć bardzo trwały czas. Majonez – to również emulsja, która tworzy się w czasie mieszania oliwy z jajkiem. Emulgatorem w danym przypadku jest lecytyna, która znajduje się w żółtku jajka. Emulgatory – to substancje dość rozpowszechnione, są one wykorzystywane w wielu gałęziach przemysłu, szczególnie do produkcji artykułów spożywczych, w których trzeba przeciwdziałać rozwarstwieniu składników.

Zadanie lingwistyczne

W języku greckim *hydro* oznacza „woda", *philia* – „miłość, *phobos* – „strach". Objaśnijcie znaczenie terminów „hydrofilowy" i „hydrofobowy".

Myśl główna

Istnienie w cząsteczce wielkiego fragmentu hydrofobowego i niewielkiego fragmentu hydrofilowego określa możliwość wykazywania przez substancje aktywności powierzchniowej i działania myjącego.

Pytania kontrolne

407. Jakie związki należą do wyższych kwasów karboksylowych?
408. Podajcie wzory molekularne i nazwy wyższych kwasów karboksylowych, o których była mowa w paragrafie. Które z nich są nasycone, a które – nienasycone?
409. Jakie substancje są mydłami? Czym one się różnią od WKK?
410. Objaśnijcie, dlaczego WKK są nierozpuszczalne w wodzie, a ich sole – rozpuszczalne.
411. Opiszcie myjące działanie mydła.
412. Jak myślicie, dlaczego anionom SPC „na rękę" jest tworzenie miceli w roztworach wodnych?

Zadania utrwalające wiedzę

413. Na przykładzie kwasu stearynowego i palmitynowego zilustrujcie zależność temperatury topnienia substancji organicznych jednej grupy od masy molekularnej.
414. Jak, według was, wpływa nasycenie związków organicznych na ich temperaturę topnienia? Zilustrujcie to na przykładzie wyższych kwasów karboksylowych, opisanych w paragrafie.
415. Do jakich kwasów – jednozasadowych czy wielozasadowych – należą wyższe kwasy karboksylowe, o których była mowa w paragrafie?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

416. Oznaczając numerem jeden atom węgla w składzie grupy karboksylowej molekuły kwasu oleinowego, rozstawcie numery atomów węgla całego łańcucha zgodnie z porządkiem. Między którymi (zgodnie z numerem) atomami węgla znajduje się utworzone podwójne wiązanie w tej molekule. Powtórzcie to dla innych nienasyconych wyższych kwasów karboksylowych, opisanych w paragrafie.

417. Wykorzystując informację o rozpuszczalności wyższych kwasów karboksylowych, wysnujcie wniosek, czy są one spolaryzowane, czy niespolaryzowane.

418. Czy mogą cząsteczki brudu być hydrofilowe? Odpowiedź uzasadnijcie.

419. Sole wyższych kwasów karboksylowych z pierwiastkami zasadowymi są rozpuszczalne w wodzie, a z jonami wapnia albo magnezu – nierozpuszczalne. Ułóżcie równania reakcji wymiany stearynianu potasu z chlorkiem wapnia.

420. Mieszanina kwasów palmitynowego i stearynowego nazywana jest stearyną i jest wykorzystywana do produkcji świec stearynowych. Ułóżcie równania reakcji pełnego spalania tych kwasów, jeżeli w obu przypadkach produktami reakcji jest dwutlenek węgla i woda. Jaka objętość tlenu (w. n.) jest potrzebna do spalania świecy o masie 200 g, jeżeli w stearynie masy kwasów palmitynowego i stearynowego są takie same.

421*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informację o produktach spożywczych, w których wykorzystuje się emulgatory. Objaśnijcie rolę emulgatorów w każdym przypadku.

EKSPERYMENT DOMOWY nr 2

Porównanie myjącego działania mydła i proszku do prania

Będziecie potrzebowali: mydło (najlepiej wykorzystywać mydło w płynie, szybciej się rozpuszcza), proszek do prania ręcznego, woda wodociągowa, woda destylowana (można kupić w aptece albo w sklepach motoryzacyjnych), roztwór chlorku wapnia albo siarczanu magnezu (można je kupić w aptece, najczęściej chlorek wapnia jest sprzedawany pod nazwą „chlorek wapniowy", a siarczan magnezu – „magnezja").

Zasady bezpieczeństwa:

- do przeprowadzenia doświadczeń korzystajcie z niewielkich ilości substancji;
- unikajcie trafiania substancji na skórę, odzież, do oczu; w przypadku dostania się substancji należy zmyć dużą ilością wody.

Ocenić efektywność działania myjącego można według specjalnego wskaźnika – tworzenia piany i trwałością piany. Tworzenie piany cha-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

rakteryzuje objętość albo wysokość wytworzonej piany, a wytrzymałość piany charakteryzuje czas, w którym piana zaniknie, albo w jakim czasie jej wysokość zmniejszy się o pewną ilość.

1. Weźcie trzy jednakowe wąskie szklanki. Do pierwszej szklanki nalejcie 50 ml wody destylowanej, do drugiej – taką samą ilość wody wodociągowej, a do trzeciej nalejcie 40 ml wody destylowanej i dodajcie 10 ml roztworu chlorku wapnia albo siarczanu magnezu (aby modelować wodę z dużą twardością). Do każdej szklanki dodajcie połowę łyżeczki mydła w płynie i rozpuśćcie delikatnie mieszając. W razie wykorzystania mydła w kostce weźcie niewielkie kawałki o objętości nie większej niż 1 cm^3, a po dodawaniu poczekajcie, aż się całkowicie rozpuści. W żadnym przypadku nie wykorzystujcie środków w płynie do mycia szkła, podłogi albo naczyń, mają one inny skład chemiczny! Każdą szklankę lekko potrząsajcie w ciągu 1 minuty. Linijką zmierzcie wysokość utworzonej piany i zaznaczcie czas, w którym ta wysokość zmniejszy się o połowę (albo o jedną trzecią).

2. Powtórzcie poprzednie doświadczenie, ale zamiast mydła wykorzystajcie proszek do prania ręcznego. (Lepiej nie wykorzystujcie proszku do prania w pralce automatycznej, ponieważ dodaje się do niego specjalne środki zapobiegające tworzeniu się piany, żeby piana nie uszkodziła pralki.)

3. Wyniki doświadczenia opracujcie w formie tabeli, a we wniosku porównajcie działanie myjące mydła i proszku do prania w różnych rodzajach wody.

§ 35. Tłuszcze

Przypomnijcie sobie z lekcji biologii rolę tłuszczów i lipidów w organizmach żywych, szczególnie w organizmie człowieka.

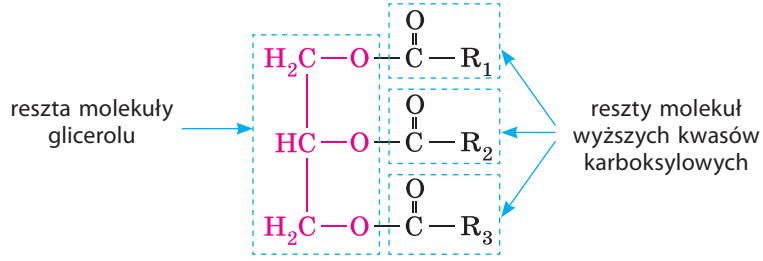
Definicja tłuszczów, skład tłuszczów

W tym paragrafie zaczynamy poznawać nie tylko substancje organiczne, ale substancje nieodzowne dla naszego życia, które są nieodłączną częścią naszego żywienia. Jedną z takich substancji są tłuszcze.

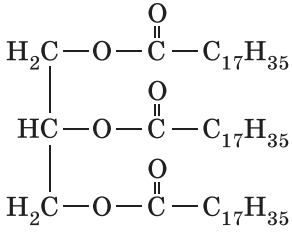
Tłuszcze – to grupa związków organiczynch, których molekuły składają się z resztek molekuł wieloatomowego alkoholu glicerolu (gliceryny) i wyższych kwasów karboksylowych

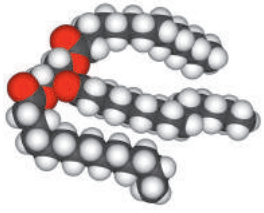
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ogólny wzór tłuszczów można przedstawić tak:



gdzie R_1, R_2, R_3 – łańcuchy węglowodorowe w składzie molekuł wyższych kwasów karboksylowych; w zależności od tłuszczu mogą być jednakowe, a mogą być i różne. Na przykład tristearynian – tłuszcz, którego molekuły składają się z reszty molekuły glicerolu i resztek trzech molekuł kwasu stearynowego $C_{17}H_{35}COOH$. Kwas stearynowy posiada łańcuch węglowodorowy – jest to grupa atomów $C_{17}H_{35}$. Tak więc, we wzorze tristearynianu $R_1 = R_2 = R_3 = C_{17}H_{35}$:





Do obliczeń i w celu ułatwienia składania równań reakcji można ułożyć molekularny wzór tłuszczu, ale trzeba w nim oddzielnie wydzielać wzór reszty glicerolu i resztek WKK. Podany tristearynian będzie miał następujący wzór molekularny $C_3H_5O_3(C_{17}H_{35}CO)_3$, albo $C_{54}H_{110}O_6$.

Skład tłuszczów określili francuski uczony M. Chevreul i M. Berthelot. W 1811 roku Chevreul stwierdził, że podczas podgrzewania tłuszczu z wodnym roztworem zasady utworzy się glicerol i kwasy karboksylowe. A w 1854 roku Berthelot wykonał reakcję odwrotną i zsyntezował tłuszcz przez podgrzewanie glicerolu z kwasami karboksylowymi.

Właściwości fizyczne i klasyfikacja tłuszczów

Tłuszcze – to bezbarwne lepkie ciecze albo substancje stałe, lżejsze od wody (ich gęstość waha się w granicach 0,9 – 0,95 g/cm3), są nierozpuszczalne w wodzie, ale rozpuszczalne w wielu rozpuszczalnikach organiczynch (rys. 35.1, s. 198).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

a *b*

Rys. 35.1. Tłuszcze w wodzie się nie rozpuszczają, są one lżejsze od wody i wypływają na powierzchnię *(a)*, ale dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych, na przykład w benzynie (*b*)

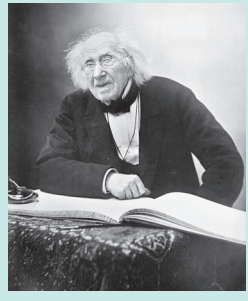
Tłuszcze stałe:
- zawierają przeważnie resztki molekuł kwasów nasyconych;
- są pochodzenia zwierzęcego (wyjątek stanowią – masło kokosowe i kakaowe).

Tłuszcze ciekłe:
- zawierają przeważnie resztki molekuł kwasów nienasyconych;
- są pochodzenia roślinnego (wyjątek stanowi – tłuszcz rybi).

Stan skupienia tłuszczów zależy od ich składu. Im więcej resztek molekuł kwasów nasyconych w molekule tłuszczu, tym wyższa jest jego temperatura topnienia. Tłuszcze, które w warunkach normalnych są stanu *stałego*, zawierają najczęściej resztki molekuł kwasów nasyconych (stearynowego lub palmitynowego): 45–70 % wszystkich resztek w zależności od pochodzenia tłuszczu. Dla tłuszczów stałych często stosuje się słowa „słonina" albo „masło", na przykład „masło śmietankowe". Tłuszcze stałe – to tłuszcze pochodzenia zwierzęcego (wołowy, barani, wieprzowy), za wyjątkiem masła kokosowego i kakaowego.

W molekule *tłuszczów ciekłych* znajdują się przeważnie resztki molekuł kwasów nienasyconych (oleinowego, linolowego i linolenowego): 65–85 % zależnie od pochodzenia. Ciekłe tłuszcze częściej nazywamy słowem „olej". Tłuszcze ciekłe – to tłuszcze pochodzenia roślinnego (lniany, słonecznikowy, oliwa z oliwek itp.), za wyjątkiem tłuszczu rybiego.

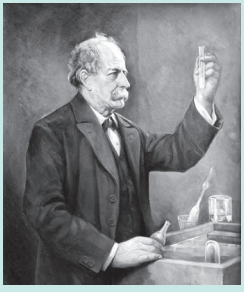
Wybitny francuski chemik. Urodził się i żył w Paryżu. Pracował na Sorbonie, w Liceum Karola Wielkiego, kierował katedrą chemii stosowanej w Muzeum Historii Naturalnej w Paryżu. Główna jego działalność naukowa była poświęcona badaniu tłuszczów: po raz pierwszy uzyskał glicerol z tłuszczów, udowodnił chemiczny skład tłuszczów, odkrył sposób uzyskiwania tłuszczów stałych z ciekłych. W ciągu swojego życia (103 lata) przygotował bardzo wielu uczniów. Jeszcze za życia, do 100-rocznicy jego urodzin postawiono mu pomnik , a jego nazwisko wpisano na listę 72 najwybitniejszych francuskich uczonych, wyrytą na pierwszym piętrze wieży Eiffla.



Michel Eugène Chevreul
(1786–1889)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny francuski fizykochemik oraz działacz polityczny, członek Paryskiej Akademii Nauk. Ukończył Uniwersytet Paryski, pracował w Collège de France. Zsyntezował wiele węglowodorów prostych, z glicerolu i kwasów węglowych otrzymał tłuszcz, udowodnił, że glicerol – to alkohol trójatomowy, odkrył sposób otrzymywania etanolu z etylenu. Jest jednym z założycieli termochemii i kinetyki chemicznej, wprowadził terminy reakcji: „endotermiczna" i „egzotermiczna". wyjaśnił znaczenie węgla, wodoru, azotu i innych pierwiastków do życia roślin. Jakiś czas był ministrem oświaty i ministrem spraw zagranicznych Francji. Głęboko wierzył w siłę nauki , uważał, że z jej pomocą bez rewolucji można rozwiązać wszystkie problemy socjalne.



Marcellin Pierre Berthelot
(1827–1907)

Tłuszcze w przyrodzie. Biologiczna rola tłuszczów

Tłuszcze są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie. Wraz z węglowodanami i białkami są one częścią wszystkich organizmów roślinnych i zwierzęcych.

Tłuszcze są to substancje bardzo energetyczne, podczas utleniania 1 g tłuszczu wydziela się 39 kJ (9,3 kcal) energii. Dlatego właśnie w organizmach żywych tłuszcze są rezerwowym źródłem energii. W warunkach ich nadmiaru w jedzeniu odkładają się one w pewnych miejscach organizmu: u zwierząt jest to warstwa podskórna tłuszczu, u roślin – płody albo nasiona.

Tkanka tłuszczowa zwierząt wypełnia również funkcję ochronną – ochrania wewnętrzne organy przed uderzeniami i wychłodzeniem, jak również wypełnia rolę smaru włókien mięśniowych. Tłuszcze najczęściej stanowią 10–20 % ogólnej ilości masy ciała człowieka.

Tłuszcze rozpuszczają niektóre witaminy: A, D, E itd. Dlatego, jedząc tłuszcze, otrzymujemy potrzebne dla nas witaminy.

a *b* *c* *d*

Rys. 35.2. Tłuszcze naturalne: *a* – masło kakaowe; *b* – tłuszcz barani; *c* – olej lniany; *d* – tłuszcz rybi

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Tłuszcze – to cenne źródło wyższych kwasów karboksylowych. Organizm ludzki może syntezować nasycone wyższe tłuszcze karboksylowe i kwas oleinowy. A kwasy linolowy i linolenowy (witamina F) są kwasami niezamiennymi, czyli tymi, które nie syntezują się w organizmie, dlatego tłuszcze, które je zawierają, koniecznie muszą znaleźć się w diecie człowieka. W takie kwasy są bogate tłuszcze: sojowy, bawełniany, słonecznikowy, lniany, konopny, oblepichowy, słonina wieprzowa i tłuszcz wielorybi.

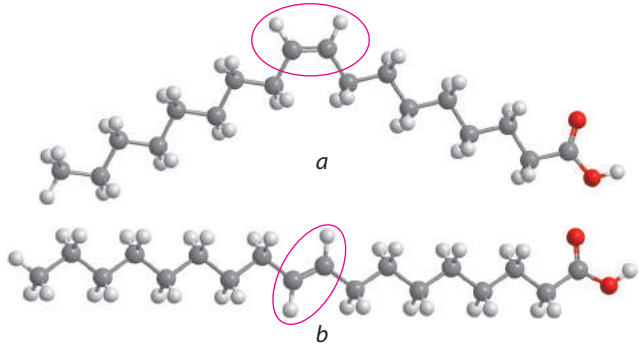
Czy istnieją tłuszcze niebezpieczne dla człowieka?

Niektórzy dietetycy zalecają zrezygnowanie ze spożywania tłuszczów. Ale jest to błędne rozumowanie, ponieważ tłuszcze są źródłem niezastąpionych dla człowieka substancji. Jest rzeczą pewną, że trzeba ograniczyć spożycie tłuszczów zwierzęcych i dodać do diety więcej tłuszczów roślinnych, ale w rozsądnych ilościach tłuszcze są bardzo korzystne.

Nie mniej, niektóre tłuszcze mogą być szkodliwe dla naszego organizmu. To tak zwane tłuszcze *trans*, o których ostatnio głośno jest w środkach masowego przekazu. Nazywane są również *tłuszczami sztucznymi*. Czym one są?

Tłuszczami *trans* mogą być tylko tłuszcze nienasycone. Żeby poznać różnice między zwyczajnymi tłuszczami i tłuszczami *trans*, porównajmy na rysunku 35.3, w jakiej konfiguracji mogą występować tłuszcze nienasycone. Na obu rysunkach *(a* i *b)* podano model molekuły kwasu oleinowego. Ale zwróćcie uwagę na formę łańcucha węglowego obok wiązania podwójnego. Model a – to konfiguracja *cis* (forma naturalna) kwasu oleinowego, a model *b* – *trans* konfiguracja (modyfikowana).

Między tłuszczami *cis* i *trans* różnica jest bardzo niewielka, ale działaniem biologiczynm różnią się one znacząco. Podczas spożywania tłuszczów *trans* zwiększa się ryzyko zachorowań sercowo-naczyniowych,



Rys. 35.3. Różne konfiguracje kwasu oleinowego: *a* – forma *cis* (naturalna); *b* – forma *trans* (modyfikowana)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

szczególnie choroby niedokrwiennej i zawału serca, jak również pojawienie się zmian rakowych, cukrzycy, chorób wątroby i choroby Alzheimera. Światowa Organizacja Zdrowia zaleca ograniczyć spożycie tłuszczów *trans* na poziomie nie większym niż 2 % ogólnej ilości tłuszczów.

Rys. 35.4. Witryna w supermarkecie w USA, która uprzedza klientów przed produktami spożywczymi z zawartością tłuszczów *trans*

Skąd biorą się te szkodliwe tłuszcze *trans*? W tłuszczach naturalnych reszty wyższych kwasów karboksylowych syntezują się przeważnie w konfiguracji cis. Podczas obróbki chemicznej tłuszczów konfiguracja *cis* kwasu przemienia się w konfigurację *trans*. Obróbce chemicznej są poddawane oleje roślinne w celu otrzymania tanich odpowiedników tłuszczów zwierzęcych (stałych). Dlatego tłuszcze *trans* znajdują się w tanich tłuszczach: przede wszystkim w kombitłuszczach, które wykorzystują zakłady żywienia zbiorowego do smażenia i we frytkownicach, jak również w tłuszczu spożywczym, margarynach i masłach miękkich (spredach – mieszaninie margaryny i masła śmietankowego), które wykorzystuje się do przemysłowego wypieku bułeczek, ciasteczek, krakersów, chipsów, popcornu, frytek ziemniaczanych itp. Tak więc, spożywając tłuste jedzenie w tak zwanych fast foodach, z wielkim prawdopodobieństwem spożywacie właśnie tłuszcze *trans*.

Myśl główna

Tłuszcze – to nadzwyczaj cenne substancje dla wszystkich organizmów żywych. Dla człowieka tłuszcze są rezerwowym źródłem energii, jak również źródłem niezamiennych nienasyconych wyższych kwasów karboksylowych.

Pytania kontrolne

422. Jakie substancje nazywamy tłuszczami? Co jest wspólnego w budowie molekuł tłuszczów i kwasów karboksylowych?

423. Resztki molekuł których kwasów znajdują się w molekułach tłuszczów? Jak skład tłuszczów wpływa na ich właściwości fizyczne?

424. Opiszcie właściwości fizyczne tłuszczów. Jakie cechy szczególne tłuszczów pozwalają im wykonywać te funkcje w organizmach, o których była mowa w paragrafie?

425. Scharakteryzujcie rozpowszechnienie tłuszczów w przyrodzie i ich rolę biologiczną.

426. Na czym polega szkodliwość tłuszczów trans? W jaki sposób trafiają one do jedzenia?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

427. Ułóżcie wzór strukturalny trylinoleatu – tłuszczu, który został utworzony przez kwas linolenowy.

428. Jak uważacie, o jakie tłuszcze chodzi, kiedy mówi się „tłuszcze jednonienasycone" albo „tłuszcze wielonienasycone"?

429. Napiszcie dwa możliwe wzory tłuszczu, które w molekule zawierają 57 atomów węgla i w resztach WKK mają dwa podwójne wiązania.

430. Kiedy dietetycy mówią o tłuszczach, często wykorzystują termin „omega-9", „omega-6", lub „omega-3 tłuszcze nienasycone". Jakie tłuszcze i jakie cechy budowy ich molekuł oznaczamy tymi terminami? W odpowiedzi na pytania we wzorach strukturalnych nienasyconych WKK ponumerujcie atomy węgla w łańcuchu, zaczynając od końca przeciwległego do grupy karboksylowej.

431. Na etykietkach niektórych rodzajów lodów jest napisane „Bez tłuszczów roślinnych". O czym świadczy ten napis?

432. Jak uważacie, dlaczego w dziejach ewolucji tak się stało, że w organizmach ryb syntezuje się tłuszcz ciekły, chociaż ryby – to zwierzęta.

433. Pływacy profesjonalni przed pływaniem maratońskim, szczególnie jeżeli zawody odbywają się w zimnej wodzie, nacierają swoje ciało tłuszczem. Po co to robią? Jakie właściwości tłuszczów są tego przyczyną?

434. W kalorymetrze spalono dwie próbki tłustego jedzenia. Podczas spalania próbki nr 1 o masie 6 g wydzieliło się 37,6kJ. Która z próbek jedzenia jest bardziej kaloryczna?

435. Od dawna ludzie wykorzystują do oświetlenia domostw lampy olejne. Jedna z takich lamp została opisana w bajce o Aladynie. Do lamp olejnych nalewano roztopiony tłuszcz zwierzęcy, wstawiano knot i podpalano. Ułóżcie równania reakcji pełnego spalania tristearynianu, którego wzór został podany w tekście paragrafu, jeżeli produktami spalania są tylko dwutlenek węgla i woda. Obliczcie objętość tlenu (w.n), który zostanie zużyty podczas spalania w lampie olejnej takiego tłuszczu o masie 500 g.

436*. W źródłach dodatkowych znajdźcie informacje o tłuszczach *trans* i produktach spożywczych, które zawierają tłuszcze hydrogenizowane (uwodornione).

§ 36. Węglowodany: glukoza i sacharoza

Przypomnijcie sobie: reakcję jakościową na alkohole wielowodorotlenowe (w § 32).

Pojęcie węglowodanów oraz ich klasyfikacja

W przyrodzie ogromne znaczenie mają węglowodany (sacharydy) – związki organiczne o wzorze ogólnym $\mathbf{C}_n(\mathbf{H_2O})_m$ (m, n > 3). Nazwa tej klasy związków pochodzi od ich cech rozkładu na węgiel i wodę podczas nagrzewania lub pod działaniem stężonego kwasu siarkowego, co również znajduje odzwierciedlenie w ich wzorze ogólnym (rys. 36.1).

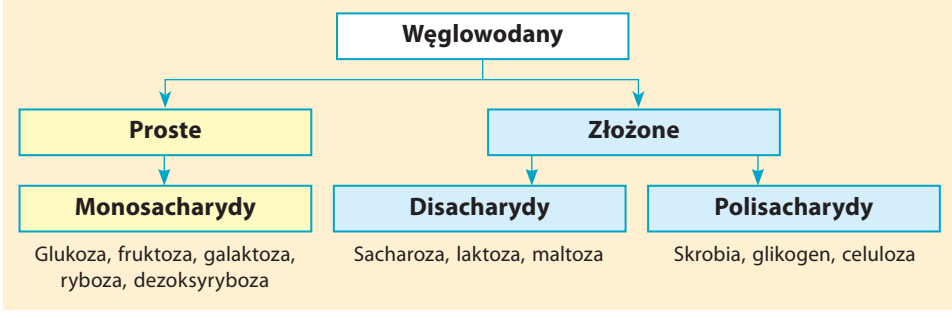
Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Czas: 0 sek. Czas: 15 sek. Czas: 30 sek.

Rys. 36.1. Pod działaniem kwasu siarkowego węglowodany rozkładają się na węgiel i wodę

Węglowodany dzielą się na *proste* (monosacharydy) i *złożone* (disacharydy i polisacharydy) (schemat 6). Zasadniczo różnią się one tym, że węglowodany złożone w pewnych warunkach hydrolizują się do prostych (rozkładają się), a proste już nie mogą ulec hydrolizie. Molekuły disacharydów składają się z dwóch, a polisacharydy – z dużej liczby pozostałości molekuł monosacharydów.

Schemat 6. Klasyfikacja węglowodanów



Glukoza

Glukoza – najbardziej rozpowszechniony węglowodan w przyrodzie żywej, właśnie ona jest jednym z produktów procesu fotosyntezy, w wyniku którego rośliny akumulują energię Słońca.

Glukoza $C_6H_{12}O_6$ to bezbarwna krystaliczna substancja bez zapachu, gęstość 1,54 g/cm^3, temperatura topnienia 146 °C. W warunkach nagrzewania do wyższej niż ta temperatury, rozkłada się, nie osiągając punkt wrzenia. Glukoza jest słodka w smaku, ale półtora razy mniej słodsza

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

od sacharozy. Dobrze rozpuszcza się w wodzie: w 100 g wody w temperaturze 0 °C rozpuszcza 32 g glukozy, a w temperaturze 25 °C – 82 g, słabo rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych. Jej roztwory nie są przewodnikami prądu elektrycznego (glukoza nie jest elektrolitem).

Molekuła glukozy zawiera kilka grup –OH, takich jak glicerol, dlatego ma ona, podobnie jak glicerol, współdziałać ze świeżo osadzonym wodorotlenkiem miedzi(II) (rys. 36.2, *a* i *b*):

$$C_6H_{12}O_6 + Cu(OH)_2 \rightarrow \text{substancja o jasnoniebieskim kolorze}$$

Podczas nagrzewania glukoza ulega rozkładowi, podobnie jak wszystkie węglowodany, na węgiel i wodę:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{t} 6C + 6H_2O$$

Glukoza jest jednym z podstawowych produktów metabolizmu w żywych organizmach. W przyrodzie powstaje ona w zielonych częściach roślin w procesie fotosyntezy, która występuje przy absorpcji światła słonecznego:

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\uparrow$$

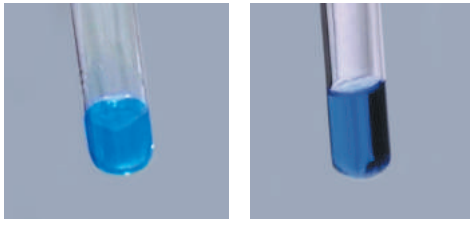
Możliwa jest również reakcja odwrotna:

$$C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O$$

Taki wzór może opisać cały proces, w wyniku którego wszystkie zwierzęta otrzymują energię dla swego życia: glukoza trafia do naszego organizmu razem z żywnością, tlen wdychamy przez płuca, a produkt reakcji – dwutlenek węgla – wydychamy. Również to równanie opisuje proces palenia się i wybuchu glukozy. Podpalić glukozę jest dość trudno, pali się ona tylko pod warunkiem obecności katalizatora, a wybucha w przypadku bardzo silnego rozdrobnienia (patrz § 20).

W roślinach glukoza jest przekształcana w węglowodany złożone – skrobia i celuloza:

$$nC_6H_{12}O_6 \rightarrow [C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O$$



a *b*

Rys. 36.2. Reakcja jakościowa na glukozę: *a* – świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II); *b* – w warunkach obecności glukozy osad zanika, powstaje jaskrawoniebieski roztwór

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 36.3. Znaczne ilości glukozy zawarte są w owocach, mianowicie w winogronach

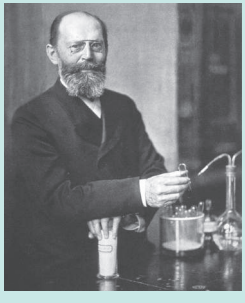
Rys. 36.4. Glukometr – urządzenie do szybkiego ustalania stężenia glukozy we krwi

Syntezowanie glukozy metodami chemii organicznej jest o wiele bardziej trudne. Po raz pierwszy ta synteza została przeprowadzona przez Hermanna Emila Fischera.

Z żywnością roślinną węglowodany trafiają do organizmu zwierząt, gdzie są one podstawowym źródłem energii. Tak więc z 1 g węglowodanów organizm otrzymuje około 17 kJ (4 kcal). Jeśli ta energia nie jest całkowicie zużyta, ciało odkłada ją „na zapas", skierowując na syntezę tłuszczów.

Po raz pierwszy glukoza została wydzielona z winogron, dlatego jest ona również nazywana cukrem winogronowym. W czystej postaci glukoza zawarta jest w słodkich jagodach i owocach: określa ona słodkość niektórych części roślin (jagód, owoców, korzeni roślin i in.). Razem z fruktozą jest ona w miodzie. W krwi człowieka zawartość glukozy wynosi około 0,1 %, odchylenie tego wskaźnika od normy świadczy o zachorowaniu na cukrzycę. Zawartość glukozy we krwi (często ten wskaźnik nazywamy po prostu „cukier we krwi") jest kontrolowana poprzez kliniczne badania krwi. Takie badania można przeprowadzić również w domu za pomocą specjalnego urządzenia – glukometru (rys. 36.4).

Niemiecki chemik organik, laureat Nagrody Nobla z chemii w 1902 roku. Wykształcenie wyższe uzyskał na uniwersytetach w Bonn i Strasburgu. Po obronie rozprawy doktorskiej w wieku 22 lat został wykładowcą na Uniwersytecie w Strasburgu. Fischer jako pierwszy określił budowę niektórych substancji organicznych, mianowicie kofeiny, teobrominy, puryny, kwasu moczowego oraz niektórych sacharydów, mianowicie glukozy i fruktozy. Wynalazł metody ich syntezy. Ustalił cechy reakcji z udziałem enzymów, zaproponował klasyfikację białka. Za badania i syntezę sacharydów oraz pochodnych puryny zdobył Nagrodę Nobla. Na jego cześć Niemieckie Towarzystwo Chemiczne ustanowiło medal Hermanna Emila Fischera.



Hermann Emil Fischer (1852–1919)

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Glukoza w przemyśle jest wydzielana przez hydrolizę skrobi lub celulozy. Ale czysta glukoza nie jest powszechnie stosowana. Taka glukoza stosowana jest w różnych badaniach biologicznych i biochemicznych. W medycynie wykorzystuje się ją do przeprowadzania testu na tolerancję glukozy – badanie, które pozwala diagnozować cukrzycę. A roztwór glukozy podaje się człowiekowi dożylnie w przypadku niektórych chorób. W przemyśle spożywczym jako środek słodzący stosuje się ją w małych ilościach: jest droższa i mniej słodka niż cukier.

Glukozę cechuje reakcja *fermentacji*.
Pod wpływem bakterii mleczkowych z glukozy powstaje kwas mlekowy:

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{bakterie mleczkowe}} 2C_3H_6O_3$$

Ta reakcja występuje podczas ukwaszania mleka i jest podstawą produkcji różnorodnych produktów nabiałowych – kefiru, jogurtów, sera, śmietany i in. Fermentacja mlekowa zachodzi podczas kiszenia kapusty oraz innych warzyw, co z kolei zapobiega rozwojowi bakterii gnilnych i sprzyja długoterminowemu przechowywaniu produktów. Ten proces może również występować w jamie ustnej, co powoduje próchnicę zębów.

Produkty nabiałowe

Sacharoza

Największe znaczenie wśród disacharydów posiada sacharoza $C_{12}H_{22}O_{11}$. Jest to chemiczna nazwa cukru zwyczajnego, który jest uzyskiwany z buraków cukrowych lub trzciny cukrowej.

Sacharoza – bezbarwna substancja krystaliczna bez zapachu, o gęstości 1,59 g/cm^3, temperaturze topnienia 186 °C. Sacharoza jest słodka w smaku i półtora razy słodsza od glukozy. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie: w 100 g wody w temperaturze 0 °C rozpuszcza się 179 g sacharozy, a w temperaturze 100 °C – 487 g.

Podobnie jak w przypadku glukozy, podczas nagrzewania sacharoza ulega rozkładowi:

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{t} 12C + 11H_2O$$

Ta reakcja zachodzi podczas produkcji karmelu oraz wypiekania ciasteczek i tortów, dzięki czemu powstaje słodka karmelizowana skorupa o specyficznym smaku spalonego cukru (rys. 36.5).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Podobnie jak większość substancji organicznych, sacharoza może się palić z wydzielaniem się dwutlenku węgla i wody:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 11H_2O$$

Rys. 36.5. Topnieniu się sacharozy towarzyszy zmiana koloru i pojawienie się specyficznego zapachu karmelu

Ale jeśli po prostu spróbować zapalić cukier, to on się nie zapali, do tego porzebny jest katalizator – sól litowa. Mocno pokruszony cukier może nie tylko się palić, jego zawiesina w powietrzu może eksplodować, o tym opowiedziano w § 20.

Sacharoza nazywana jest *disacharydem*, ponieważ molekuła sacharozy składa się z pozostałości molekuł dwóch monosacharydów – glukozy i fruktozy, połączonych ze sobą.

Podczas hydrolizy sacharozy w środowisku kwaśnym lub pod wpływem działania enzymów związek między tymi pozostałościami rozrywa się i powstają molekuły glukozy oraz fruktozy:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

sacharoza + woda → glukoza + fruktoza

Takie przekształcenie odbywa się w organizmach pszczół: zbierając nektar z kwiatów, spożywają sacharozę, która następnie się hydrolizuje. Dlatego miód – to mieszanina podobnych ilości glukozy i fruktozy, oczywiście z dodatkiem innych substancji (rys. 36.6).

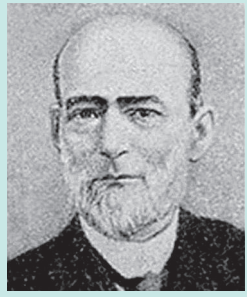
W znacznych ilościach sacharoza jest obecna tylko w trzech roślinach: burakach cukrowych i trzcinie cukrowej, które wykorzystujemy do

Rys. 36.6. Miód – produkt przetwórstwa sacharozy przez pszczoły – składa się z jednakowych ilości glukozy i fruktozy

Rys. 36.7. Cukier w 98 % składa się z sacharozy, reszta – woda

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Wybitny ukraiński chemik, profesor Uniwersytetu Kijowskiego. Urodził się w Warszawie. Ukończył Uniwersytet Kijowski, w którym od 1870 roku wykładał chemię techniczną. Studiował elektrolizę związków organicznych i nieorganicznych. Podstawowe osiągnięcia naukowe należą do chemii technicznej, mianowicie produkcji win, cukru. Udoskonalił technologię produkcji cukru z buraka cukrowego. Badał technologię tworzenia kryształków cukru, warunki powstawania, skład i przekształcenia galaretki buraka. Zorganizował szkołę techniczną z produkcji cukru, opublikował 33 tomy „Rocznika Przemysłu Cukrowniczego". Był jednym z organizatorów oświetlenia gazowego i elektrycznego w Kijowie, zaopatrzenia w wodę i kanalizacji.



Mykoła Andrijowycz Bunge
(1842–1914)

produkcji przemysłowej cukru, a także w klonach cukrowych (z niego uzyskujemy syrop klonowy). W niewielkich ilościach sacharoza jest w nektarze kwiatów do wabienia owadów, a także w owocach i jagodach.

Na Ukrainie przemysł cukrowniczy jest jedną z najstarszych i najważniejszych gałęzi przemysłu spożywczego, produkcja której jest ważnym produktem eksportowym. Istotny wpływ na rozwój przemysłu cukrowniczego na Ukrainie miał wybitny ukraiński naukowiec M.A. Bunge. Obecnie na Ukrainie jest około 100 cukrowni o maksymalnej łącznej wydajności około 7 milionów ton rocznie. W tych przedsiębiorstwach można produkować cukier z buraków (surowce lokalne), jak również z trzciny cukrowej (zwykle importuje się z Kuby). Największym zakładem produkującym cukier na Ukrainie jest Cukrownia Łochwycka (obwód połtawski) o wydajności dziennej 9300 ton cukru. W ostatnich latach na Ukrainie rocznie produkuje się około 2 mln ton cukru, część którego trafia na eksport.

- Cukier brązowy – zwykły cukier trzcinowy, który podczas procesu produkcyjnego nie był dokładnie oczyszczony z zanieczyszczeń. Co ciekawe, że w jego produkcji jest mniej procesów technologicznych (brak ostatecznego oczyszczania), w produkcji jest on tańszy, ale w sprzedaży jest znacznie droższy od zwykłego cukru białego.
- Wyrazy „sacharoza" i „cukier" pochodzą ze praindyjskiego „sarkara", co oznaczało kawałki krystalicznej substancji, które powstają podczas zagęszczania soku z trzciny cukrowej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE nr 12

Wzajemne oddziaływanie glukozy z wodorotlenkiem miedzi(II)

Wyposażenie: statyw z probówkami.

Odczynniki: roztwory glukozy i sacharozy, $CuSO_4$, NaOH.

Zasady bezpieczeństwa:

• do przeprowadzenia doświadczeń korzystajcie z małych ilości odczynników;

• nikajcie trafiania odczynników na skórę, do oczu, na ubrania; w przypadku trafienia substancji żrącej zmyjcie dużą ilością wody i przemyjcie uszkodzone miejsce rozcieńczonym roztworem kwasu borowego.

Uzyskajcie wodorotlenek miedzi(II): do 1–2 ml roztworu zasady w probówce dodajcie kilka kropel roztworu siarczanu miedzi(II). Do osadu, który powstał, dodajcie po kropelce roztwór glukozy do rozpuszczenia osadu siarczanu miedzi(II). Wymieszajcie mieszaninę. Co się dzieje? Jakiego koloru staje się roztwór? Jakie wnioski dotyczące budowy molekuły glukozy można wyciągnąć na podstawie wyników eksperymentu?

Powtórzcie badanie, ale zamiast roztworu glukozy użyjcie roztworu sacharozy. Czy są różnice w waszych obserwacjach? Czy ulegną zmianie wyniki badań, jeśli zamiast glukozy i sacharozy wykorzystać glicerol?

Myśl główna

Węglowodany są materialnymi nośnikami energii, zapewniają przenoszenie energii Słońca od roślin do zwierząt.

Pytania kontrolne

437. Podajcie definicję klasy węglowodanów.

438. Jak klasyfikuje się węglowodany? Podajcie przykłady przedstawicieli każdej grupy węglowodanów.

439. Scharakteryzujcie cechy fizyczne glukozy i sacharozy.

440. W wyniku jakiego procesu powstaje glukoza w przyrodzie?

441. Jaka reakcja umożliwia wykrycie glukozy?

442. Opiszcie występowanie i stosowanie glukozy oraz sacharozy. Na jakich cechach ono się opiera?

Zadania utrwalające wiedzę

443. Z poniższych wzorów wypiszcie formuły węglowodanów: C_3H_8O, $C_5H_{10}O_5$, $C_{12}H_{26}O_2$, $C_{12}H_{22}O_{11}$, $C_6H_{12}O$.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

444. Obliczcie udział węgla i wody: a) w glukozie; b) w sacharozie. Która z tych substancji jest bardziej bogata w węgiel, a która – w wodę?

445. Porównajcie ilość ciepła, które otrzymuje organizm z 1 g tłuszczu i z 1 g glukozy. Jak myślicie, dlaczego węglowodany są podstawowym źródłem energii u zwierząt, a tłuszcze – tylko źródłem rezerwowym?

446. Ustalcie nieznaną substancję X oraz ułóżcie wzór reakcji odpowiadający następującemu schematowi przekształceń: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow X \rightarrow CaCO_3$.

447. W medycynie do zastrzyków stosuje się roztwór glukozy z ułamkiem masowym około 5 %. Obliczcie masę glukozy potrzebną do wytworzenia takiego roztworu o masie 1 kg.

448. W przypadku spalania glukozy o ilości substancji 1 mol wydzieliło się 2800 kJ energii. Utwórzcie wzór termochemiczny tej reakcji.

449. Na podstawie informacji z poprzedniego zadania ułóżcie wzór termochemiczny reakcji fotosyntezy.

450. Podczas hydrolizy sacharozy powstało 360 g mieszanki glukozy i fruktozy. Określcie masę sacharozy i wody, które reagowały.

451. Jedno drzewo w ciągu doby średnio przekształca na węglowodany dwutlenek węgla masą 55 g. Jaka masa glukozy przy tym powstaje?

452. Do procesu fotosyntezy zielone rośliny naszej planety pochłaniają co roku 200 miliardów ton dwutlenku węgla. Jaka objętość tlenu (nowo powstałego) wydzieliła się przy tym do atmosfery?

453*. W reklamach telewizyjnych można usłyszeć, że po spożyciu jedzenia w jamie ustej zakłóca się równowaga kwasów i zasad, a żeby ją przywrócić, trzeba żuć gumę z mocznikiem. Jak myślicie, w jaki sposób narusza się ta równowaga? W wyniku jakiego procesu ona zostaje naruszona? Jaka jest rola mocznika w przywracaniu równowagi?

454*. Na etykiecie żywnościowej obowiązkowo podaje się zawartość składników odżywczych: tłuszczy, białka i węglowodanów. Przyjrzyjcie się etykietom żywnościowym produktów, które często spożywacie (napoje, przekąski, czekoladki i in.) i oceńcie zawartość cukru, którą codziennie spożywacie z tymi produktami. Porównajcie uzyskaną masę z zaleceną przez dietetyków dzienną dawką węglowodanów.

§ 37. Węglowodany: skrobia i celuloza

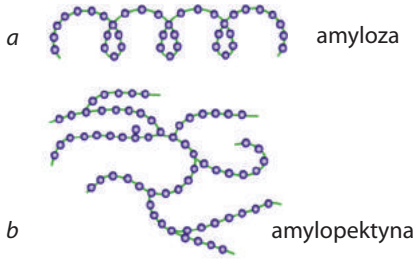
Przypomnijcie sobie:

- jakie roztwory nazywamy koloidami (na podstawie § 3);
- jakie substancje nazywamy polimerami (na podstawie § 28).

Skrobia

Najważniejszymi polisacharydami naturalnymi jest skrobia i celuloza. Obydwie substancje to polimery o tym samym wzorze chemicznym: $[C_6H_{10}O_5]_n$. Różnią się one jedynie strukturą molekuł.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 37.1. Skrobia składa się z dwóch typów molekuł: *a* – nierozgałęzione (amyloza) i *b* – rozgałęzione (amylopektyna)

Rys. 37.2. Ustalić obecność skrobi w produktach można za pomocą roztworu jodu

Skrobia – amorficzny proszek o charakterystycznym chrzęszczeniu, o gęstości 1,5 g/cm^3, w przeciętnych warunkach nie rozpuszcza się w wodzie. W przypadku przedostania się do gorącej wody cząsteczki skrobi wchłaniają wodę i mocno pęcznieją, ich warstwy zewnętrzne niszczą się, ziarna pękają i powstaje roztwór koloidalny. Nazywamy go pastą klejącą i czasami wykorzystujemy jako klej. Temperatury topnienia i wrzenia skrobia nie ma, ponieważ podczas nagrzewania rozkłada się.

Skrobia składa się z dwóch typów molekuł. Z tego powodu czasami mówi się, że składa się ona z dwóch substancji: amylozy i amylopektyny. Amyloza (jej zawartość wynosi około 20 %) ma molekuły liniowe (rys. 37.1, a) i lepiej rozpuszcza się w wodzie. Jedna molekuła amylozy zawiera około tysiąca resztek molekuł glukozy. Molekuły amylopektyny są rozgałęzione i zawierają około dziesięć tysięcy resztek molekuł glukozy (rys. 37.1, b). Amylopektyna nie rozpuszcza się w wodzie, ale tylko pęcznieje.

Podczas dłuższego nagrzewania w środowisku kwaśnym lub w obecności enzymów skrobia poddaje się hydrolizie, a wiązania pomiędzy resztkami molekuł glukozy rozrywają się. Produktem hydrolizy całkowitej skrobi jest glukoza:

$$[C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$$

Reakcja ta jest stosowana w przemyśle do produkcji melasy i produkcji spożywczego spirytusu etylowego.

Obecność skrobi ustala się za pomocą roztworu jodu: jod tworzy ze skrobią substancję o kolorze ciemnoniebieskim (rys. 37.2). Korzystając z tej reakcji jakościowej, można znaleźć skrobię w wielu produktach spożywczych: ziemniakach, chlebie, kukurydzy i in:

$$\text{skrobia} + I_2 \rightarrow \text{substancja o barwie ciemnoniebieskiej}$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Skrobia powstaje w roślinach z glukozy i gromadzi się w korzeniach, bulwach i nasionach:

$$n C_6H_{12}O_6 \rightarrow [C_6H_{10}O_5]_n + nH_2O$$

Skrobia jest głównym węglowodanem naszego pożywienia. Dużo skrobi znajduje się w pszenicy oraz innych zbożach i mące, która z nich powstaje. Bezpośrednio przez organizm nie jest ona trawiona. W wyniku działania enzymów następuje hydroliza skrobi, która zaczyna się już podczas żucia w jamie ustnej, trwa w żołądku i kończy się w jelitach. Glukoza, która powstaje w wyniku hydrolizy, jest wchłaniana do krwi i przedostaje się do wątroby, a stamtąd – do wszystkich tkanek ciała. Nadmiar glukozy jest osadzany w wątrobie w postaci polisacharydu *glikogenu*, który ponownie hydrolizuje się do glukozy w zależności od jej wytrat w komórkach organizmu.

Duże ilości skrobi przetwarzane są podczas produkcji spirytusu etylowego. W tym procesie skrobia najpierw jest poddawana hydrolizie pod wpływem enzymów słodu, a produkt hydrolizy po fermentacji pod warunkiem zawartości drożdży przekształca się w spirytus.

Celuloza

Celuloza (błonnik) – biała substancja włóknista, nierozpuszczalna w wodzie i innych rozpuszczalnikach (w przeciwieństwie do skrobi). Gęstość celulozy, w zależności od surowca, wynosi od 1,27 до 1,61 g/cm^3.

Wzór chemiczny celulozy jest taki sam jak skrobi – $[C_6H_{10}O_5]_n$. Ale w przeciwieństwie do skrobi, molekuły celulozy nie bywają rozłożone i zawierają dziesiątki tysięcy resztek molekuł glukozy (masa molekularna celulozy osiąga kilku milionów). Z tego powodu poszczególne makromolekuły celulozy rozmieszczają się uporządkowanie i szczelnie względem siebie, tworząc silne włókna, co nie jest cechą charakterystyczna dla skrobi (rys. 37.3).

Celuloza współdziała z wodą poddając się hydrolizie w znacznie trudniejszych warunkach niż skrobia – w przypadku długiego wrzenia z kwasem. Oczywiście produktem hydrolizy jest również glukoza.

Celulozę, a dokładniej drewno, które ją zawiera, wykorzystuje się jako paliwo. Podobnie jak większość substancji organicznych, celuloza spala się do dwutlenku węgla i wody:

$$[C_6H_{10}O_5]_n + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

a *b*

Rys. 37.3. Cząsteczki skrobi mają przeważnie rozgałęzioną strukturę *(a)*, a cząsteczki celulozy – strukturę liniową (*b*)

Rys. 37.4. Bawełna – prawie czysta celuloza

Celuloza – główna substancja komórek roślinnych: drewno składa się z niej w 50%, a bawełna i len – to prawie czysta celuloza (rys. 37.4). Ciało ludzkie oraz wielu innych zwierząt (z wyjątkiem zwierząt żujących, koni i królików) nie jest w stanie strawić celulozy.

Choć skrobia i celuloza mają ten sam skład chemiczny, ze względu na różną budowę molekuł pełnią różne funkcje w organizmie: skrobia – składnik odżywczy, a celuloza – trwały materiał budowlany.

Główny przemysł, w którym jest wykorzystywana celuloza – papierniczy. Papier, na którym ten tekst jest nadrukowany, składa się głównie z celulozy, która jest otrzymywana z drewna. Celuloza jest również stosowana do produkcji sztucznych włókien i materiałów wybuchowych. Z

Kwas octowy

Proch bezdymny

Papier

Sztuczny jedwab

Taśma foto i wideo

Kalafonia

Terpentyna

Drewno
i węgiel aktywny

Rys. 37.5. Wykorzystanie celulozy

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

prawie czystej celulozy produkowana jest bardzo mocna folia – celofan. Poprzez obrabianie celulozy kwasem octowym uzyskuje się acetylocelulozę, z której produkuje się włókno octanowe (sztuczny jedwab), taśmę filmową i fotograficzną oraz inne wartościowe materiały.

Niemieckie *Kraftmehl* („krochmal") pochodzi od niemieckich wyrazów *Kraft* – „moc" oraz *Mehl* – „mąka", czyli krochmal (skrobia) – moc mąki. Skrobię z ziemniaków uzyskano po raz pierwszy w 1781 roku, a do tego czasu pozyskiwano ją z pszenicy.

DOŚWIADCZENIA LABORATORYJNE nr 13, 14

Wyposażenie: statyw z probówkami, łopatka, statyw do probówek, palnik.

Odczynniki: woda, skrobia, roztwór jodu (alkohol lub roztwór Lugol).

Zasady bezpieczeństwa:

- do przeprowadzenia doświadczeń korzystajcie z niewielkich ilości odczynników;
- podczas nagrzewania nie dotykajcie gorących przedmiotów;
- unikajcie trafiania odczynników na skórę, do oczu, na odzież.

Stosunek skrobi z wodą

Do dwóch probówek wlejcie po 2–3 ml wody. Jedną z nich nagrzejcie prawie do wrzenia wody. W obydwie probówki wsypcie nieduże ilości (na czubku łopatki) skrobi oraz delikatnie wymieszajcie poprzez wstrząśnięcie. Wyciągnijcie wniosek na temat rozpuszczalności skrobi w zimnej i gorącej wodzie.

Jak nazywamy roztwór skrobi w wodzie? Do jakiego rodzaju systemów rozproszonych on należy?

Oddziaływanie skrobi z jodem

Do roztworu skrobi uzyskanego w poprzednim doświadczeniu, dodajcie jedną kroplę rozcieńczonego roztworu jodu (o kolorze jasnosłomianym). Co widzicie? Wyciągnijcie wnioski na temat cech reakcji jakościowej na skrobię.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

EKSPERYMENT DOMOWY nr 3

Wykrycie skrobi w żywności

Będziecie potrzebowali: pipetka, szklanka, jodyna, spirytus salicylowy (albo borowy czy mrówkowy) – można je kupić w aptece lub wziąć w apteczce domowej; dowolna żywność z zawartością skrobi: skrobia ziemniaczana, mąka, chleb, ciasteczka, chipsy, sok pomidorowy, makaron, ryż gotowany lub inne zboża, mortadela (lub parówki), śmietana i in.

Zasady bezpieczeństwa:

- do przeprowadzenia doświadczeń korzystajcie z niewielkich ilości substancji;
- unikajcie trafiania substancji na skórę, odzież, do oczu; w przypadku dostania się substancji należy ją zmyć dużą ilością wody.

1. Przygotujcie roztwór jodu. Zwykła apteczna jodyna zawierająca 5 % jodu. Aby wykryć skrobię taki roztwór jest niewygodny w użyciu: jest bardzo ciemny i pojawienia się granatowego koloru pod warunkiem obecności skrobi można nie zauważyć. Dlatego roztwór jodu należy rozcieńczyć. W wodzie jod nie rozpuszcza się, dlatego do rozpuszczenia jodu należy wykorzystać etanol (w postaci produktów farmaceutycznych na jego bazie). Do zbędnej szklanki lub buteleczki wlać około dwóch łyżek spirytusu salicylowego. Do tego spirytusu pipetką dodać jedną lub więcej kropli jodyny, żeby uzyskać roztwór o kolorze jasnosłomianym. Z tego roztworu można teraz korzystać do wykrywania skrobi.

2. Przetestujcie posiadaną przez was żywność na zawartość skrobię. W tym celu na niewielkie kawałki pipetką dodajcie po kilka kropel roztworu jodu. Wraz ze zmianą koloru wyciągnijcie wnioski o obecności skrobi w badanych produktach. Wyniki doświadczeń podajcie w postaci tabeli:

Numer eksperymentu	Nazwa produktu	Czy wykryto skrobię?	Czy ma być skrobia w produkcie?

Myśl główna

Polisacharydy – to naturalne polimery, monomerami których są resztki molekuł monosacharydów. Najbardziej rozpowszechnione z nich – skrobia i celuloza – polimery utworzone przez glukozę.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Pytania kontrolne

455. Podajcie wzór chemiczny skrobi i celulozy. Dlaczego te węglowodany nazywane są polimerami?
456. Czym różni się budowa molekuł skrobi i celulozy?
457. Scharakteryzujcie właściwości fizyczne skrobi i celulozy.
458. W jaki sposób można wykryć skrobię w roztworze lub w innych mieszankach?
459. Opiszcie stosowanie skrobi oraz celulozy. Na jakich ich właściwościach jest ono oparte?

Zadania utrwalające wiedzę

460. Opiszcie, które procesy zachodzą podczas następujących przekształceń: celuloza → dwutlenek węgla → glukoza → skrobia.
461. Ile jednostek strukturalnych $C_6H_{10}O_5$ znajduje się w molekule celulozy, jeśli jej względna masa molekularna wynosi 2,1 mln?
462. Obliczcie objętość celulozy ilością substancji 1 mola, jeśli jedna molekuła celulozy zawiera średnio 10 000 resztek molekuł glukozy, a jej gęstość – 1,52 g/cm^3.
463. Do przyrządzenia kiślu na 1 litr płynu zwykle dodaje się 2 łyżki skrobi. Obliczcie udział w masie skrobi w takim kiślu, jeśli w jednej łyżce jest około 30 g skrobi ziemniaczanej.
464. Obliczcie objętość dwutlenku węgla emitowanego podczas całkowitego spalania waty o masie 1 kg, zakładając, że ona całkowicie składa się z celulozy. Jaka objętość tlenu będzie potrzebna do tego (w.n.)?
465*. Wyobraź sobie, że jesteś chemikiem w przemyśle włókienniczym i musisz przeprowadzić projekt badawczy mający na celu wykorzystanie syntetycznych zamienników bawełny. Jaką informację należy zebrać i jakie kwestie rozwiązać dla wykonania tego zadania? Ułóżcie plan eksperymentu dla rozpoczęcia swoich badań.
466*. Jak usunąć plamę jodyny na tkaninie, wykorzystując w tym celu rozcięty kawałek surowej bulwy ziemniaka?
467*. Jak myślicie, z jakich ziemniaków można uzyskać więcej skrobi: ze świeżo wykopanych czy tych, które przez całą zimę leżały w piwnicy z warzywami?

PRACA PRAKTYCZNA nr 5

Wykrycie związków organicznych w produktach spożywczych

Wyposażenie: statyw z probówkami, łopatka.
Odczynniki: próbki produktów spożywczych (w przybliżeniu): winogrona, jabłka, świeże mleko, kefir, twaróg miękki (twaróg domowy),

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

sok winogronowy, pomarańczowy i pomidorowy; roztwory jodu, siarczanu miedzi(II), zasady, wskaźnik uniwersalny (lub papier wskaźnikowy).

Zasady bezpieczeństwa:

- do przeprowadzania eksperymentów używajcie małych ilości substancji;
- unikajcie trafiania substancji na skórę, odzież, do oczu; w przypadku dostania się substancji należy zmyć ją dużą ilością wody.

Doświadcznie 1. Poznajcie zawartość skrobi w kefirze, twarogu domowym i soku pomidorowym. W celu zidentyfikowania skrobi do próbki testowej należy dodać 1–2 krople roztworu jodu. Jaka cecha ma świadczyć o obecności skrobi? Opiszcie swoje obserwacje. Czy powinna znajdować się skrobia w badanych produktach?

Doświadcznie 2. Korzystając ze wskaźnika uniwersalnego, ustalcie wartość pH w istniejących próbkach produktów (dla zbadania winogron z nich należy wycisnąć sok, a mały kawałek jabłka należy pokroić). Jakie środowisko (kwaśne, alkaliczne lub obojętne) jest w posiadanych próbkach? Jakie środowisko powinno być w tych próbkach? Jeśli środowisko jest kwaśne, zastanówcie się, które kwasy organiczne zawierają te produkty.

Doświadcznie 3. Zbadajcie zawartość glukozy w winogronach, jabłkach, soku winogronowym i pomarańczowym (w celu zbadania winogron należy z nich wycisnąć sok, a nieduży kawałek jabłek należy pokroić). W celu określenia zawartości glukozy najpierw trzeba uzyskać świeżo wytrącony osad wodorotlenku miedzi(II) poprzez oddziaływanie siarczanu miedzi(II) z zasadami (jak to robiliście w doświadczeniu laboratoryjnym nr 12, s. 209). Następnie do osadu dodajcie badany sok, aż zniknie osad. Opiszcie swoje obserwacje. Czy we wszystkich próbkach znajduje się glukoza? W jakiej próbce znaleźliście glukozę?

Wyniki doświadczeń przedstawcie w postaci tabeli:

Numer doświadczenia	Produkt	pH próbki, możliwe kwasy w składzie	Obecność skrobi	Obecność glukozy

Wyciągnijcie wniosek podsumowujący. W tym celu skorzystajcie z odpowiedzi na pytania:

1. Jakie reakcje nazywamy jakościowymi? Na jakich cechach opiera się wykrycie tych lub innych substancji w roztworze?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

2. Za pomocą których reakcji jakościowych można wykryć glicerol, glukozę, skrobię?

3. Co wspólnego jest w budowie molekuł glicerolu i glukozy?

4. Jakie wnioski dotyczące jakości produktów spożywczych można wyciągnąć na podstawie wyników doświadczeń?

§ 38. Białka i aminokwasy

Przypomnijcie sobie: co wiecie z kursu biologii na temat budowy oraz roli biologicznej aminokwasów i białka.

Pojęcie aminokwasów. Aminokwasy – monomery białka

Ogromne znaczenie dla życia na Ziemi mają kwasy organiczne, w molekułach których poza grupą karboksylową –COOH jest jeszcze jedna grupa – *grupa aminowa* $-NH_2$. Takie substancje nazywamy ***aminokwasami***. Wszystkie białka znajdujące się w składzie żywych organizmów składają się z resztek molekuł różnych aminokwasów.

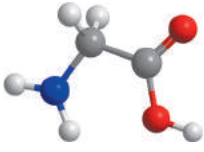
W przyrodzie dominują aminokwasy, w molekułach których obydwie grupy – karboksylowa i aminogrupa – połączone są z jednym atomem węgla:

$$\begin{array}{l} R\text{–}CH\text{–}COOH \\ \quad\;\; | \\ \quad NH_2 \end{array}$$

gdzie R – atom wodoru lub pewna grupa atomów. Takie aminokwasy nazywamy α-aminokwasy.

Najprostszy aminokwas – aminoetan, nazywamy go także kwasem aminooctowym lub glicyną:

$$NH_2\text{–}CH_2\text{–}C(=O)\text{–}OH$$



Aminokwasy, podobnie jak innych związków organicznych, jest bardzo dużo. W żywych organizmach jest około 700 aminokwasów, ale dla syntezy białek roślinnych i zwierzęcych stosujemy tylko 21 aminokwasów, w tym tylko α-aminokwasy.

Aminokwasy – twarde bezbarwne substancje krystaliczne, dobrze rozpuszczają się w wodzie i słabo – w rozpuszczalnikach organicznych.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rozpuszczalność aminokwasów można wytłumaczyć możliwością tworzenia związków wodorowych.

Definicja białka

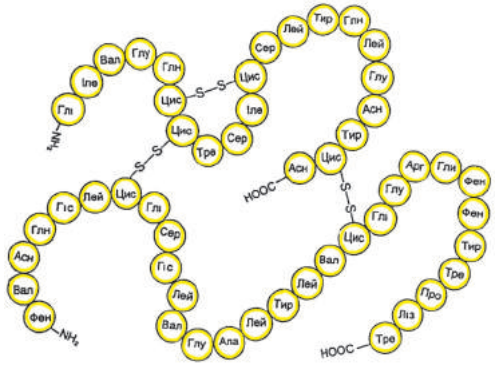
Białka – to naturalne związki makromolekularne, molekuły których składaja się z pozostałości molekuł aminokwasów, które są ze sobą połączone wiązaniami peptydowymi.

Białka są polimerami, monomerami których są aminokwasy. Zwykle białka zawierają 100 lub więcej resztek molekuł aminokwasów, które tworzą łańcuch polipeptydowy. Większość białek ludzkiego organizmu zawiera kilkaset resztek aminokwasowych. Tak więc, molekularna masa białka waha się od kilku tysięcy do kilkunastu milionów.

Ze względu na skład białka dzielą się na *proteiny* – białka proste, które składają się tylko z resztek molekuł aminokwasów oraz *proteidy* – białka złożone składające się z resztek aminokwasów oraz różnych związków niebiałkowych, na przykład jonów elementów metalowych (takie jak Fe^{2+} w hemoglobinie) i różnych związków organicznych.

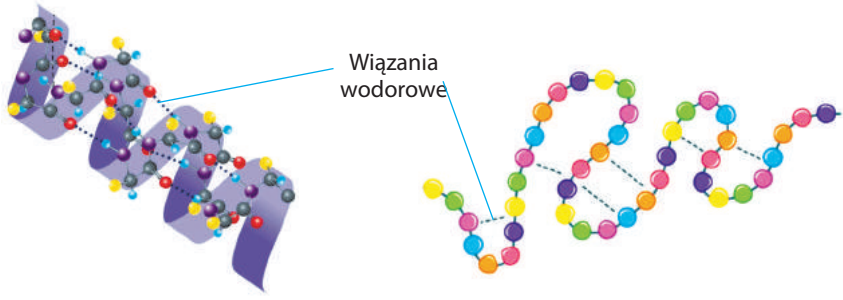
Budowa białka

W budowie białka naszego organizmu spotykamy resztki molekuł ponad 20 aminokwasów. Właściwości białka zależą nie tylko od tego, jakie resztki aminokwasów je tworzą, ale także od tego, w jakiej kolejności są one połączone ze sobą. Taką kolejność aminokwasów nazywamy *pierwotną strukturą białk*a (rys. 38.1). Określenie pierwotnej struktury białka – to ważne zadanie współczesnej nauki. Informacja o pierwotnej strukturze wszystkich białek w organizmie znajduje się w molekułach kwasów deoksyrybonukleinowych (DNA).



Rys. 38.1. Pierwotna struktura białka (insulina). Poszczególnymi krążeczki oznaczono resztki molekuł aminokwasów. Wewnątrz krążeczków podano ich skróty, na przykład „Гли" oznacza „glicynę"

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

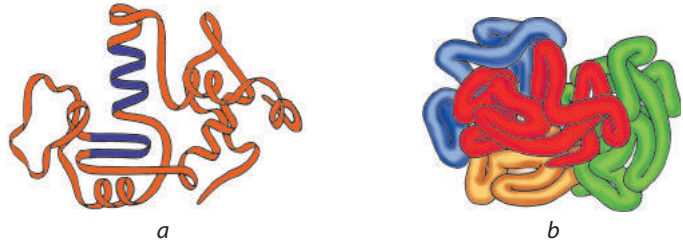


a *b*

Rys. 38.2. Struktura wtórna białek:
łańcuch polipeptydowy zwija się w α-spiralę *(a)* lub β-strukturę fałdową (*b*)

Łańcuch polipeptydowy jest zazwyczaj zwinięty w spiralę, która ma pewną strukturę przestrzenną – α-spiralę (rys. 38.2, *a*) lub składa się w β-strukturę fałdową (rys. 38.2, *b*). Takie zwijanie się nazywają *strukturą wtórną* białek. Istnienie struktury wtórnej wynika z możliwości tworzenia wiązań wodorowych pomiędzy różnymi częściami sąsiednich resztek aminokwasowych. Strukturę spiralną białek po raz pierwszy zidentyfikował wybitny amerykański naukowiec Linus Pauling.

Natomiast spirala może mieć pewną budowę przestrzenną, która jest specyficzna dla każdego białka: spirala zwija się w kłębek (globulę). Taką budowę nazywamy *strukturą trzeciorzędową* białka (rys. 38.3, *a*). W przypadku niektórych białek typowym jest łączenie kilku globul (podjednostek) w jedną cząstkę, co z kolei określa *strukturę czwartorzędową* białek (rys. 38.3, *b*). W składzie takich struktur mogą być jony pierwiastków metalicznych lub innych substancji pochodzenia niebiałkowego. Tak więc molekuła białka hemoglobiny składa się z czterech podjednostek połączonych z jonem żelaza, co z kolei umożliwia molekule hemoglobiny transport tlenu i dwutlenku węgla w organizmach zwierzęcych.



a *b*

Rys. 38.3. Struktura trzeciorzędowa (*a*) i czwartorzędowa (*b*) białka

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 38.4. Podczas kwaśnienia mleka powstaje kwas mleczny, który doprowadza do denaturacji białka znajdującego się w mleku

Pomimo złożoności budowy molekuł białka, ich synteza w komórkach żywych organizmów odbywa się bardzo szybko, w ciągu kilku sekund. Żywe komórki – to dobrze zorganizowane „fabryki", które posiadają dobrze ugruntowany system dostaw surowców (aminokwasów) oraz technologię zbierania (syntezy) białek.

W przyrodzie istnieje wiele różnych białek. Ze względu na właściwości fizyczne mogą one znacznie się różnić, co wynika z wykonywania różnych funkcji. Mogą one być miękkie i dobrze się rozpuszczać w wodzie, jak białko albumina, które jest w jajku. A mogą być bardzo twarde i w ogóle nie mieszać się z wodą, jak białko keratyna, z którego składają się rogi, kopyta, paznokcie i pióra. Ale można śmiało powiedzieć, że białka nie mają temperatury topnienia: podczas nagrzewania białko ulega niszczeniu i rozkłada się.

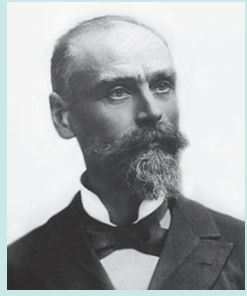
Denaturacja białek. Pod wpływem różnych czynników białka mogą rozkładać się, tracąc swoją strukturę przestrzenną. Niszczenie struktury przestrzennej białka z zachowaniem jego pierwotnej struktury nazywamy denaturacją. Występuje ona podczas nagrzewania, zmiany kwasowości środowiska, działania promieniowania lub roztworów soli metali ciężkich oraz rozpuszczalników organicznych. Przykładami denaturacji jest zwijanie się (koagulacja) białka podczas gotowania jaj lub kondensacja białka mleka podczas kwaśnienia (rys. 38.4). Denaturacja białek mięsa występuje podczas jego obróbki cieplnej oraz solenia. Działanie antyseptyczne spirytusu etylowego opiera się również na denaturacji: podczas wycierania skóry lub przyrządów medycznych białko bakterii denaturuje, co doprowadza do ich śmierci i odkażania powierzchni.

Hydroliza białek. Inną właściwością chemiczną białek jest zdolność do hydrolizy w środowiskach kwaśnych lub alkalicznych. Podczas hydrolizy wiązanie peptydowe ulega rozkładowi i dochodzi do rozszczepiania łańcucha polipeptydowego. Pełna hydroliza poszczególnych aminokwasów występuje w trakcie długotrwałego nagrzewania białka ze stężonym kwasem solnym.

Po przedostaniu się substancji białkowych do żołądka pod wpływem kwasu solnego oraz enzymu pepsyny odbywa się ich hydroliza. Nasze ciało spożywa substancje białkowe tylko w postaci mieszaniny aminokwasów.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ukraiński biochemik, członek zagraniczny Akademii Nauk USRR. Urodził się we wsi Zarubyńce obwodu tarnopolskiego. Wykształcenie wyższe zdobył na Wydziale Medycyny Uniwersytetu Wiedeńskiego. Profesor Uniwersytetu Czeskiego w Pradze, Ukraińskiego Uniwersytetu w Wiedniu, rektor Uniwersytetu Ukraińskiego w Pradze. Podstawowe jego badania zostały poświęcone biochemii wymiany związków zawierających azot. Jako jeden z pierwszych określił aminokwasową naturę białka, zdolność do hydrolizy kwasów nukleinowych. Zbadał sposoby powstawania kwasu moczowego w organizmie, co stało się skuteczną metodą diagnostowania zachorowań. Był inicjatorem stworzenia ukraińskiej terminologii chemicznej. W 1911 r. był kandydatem do Nagrody Nobla.



Iwan Jakowycz Horbaczewski
(1854–1942)

Rola biologiczna aminokwasów i białka

Aminokwasy – to cegiełki, z których zbudowane są białka, a zatem są podstawą życia na naszej planecie. Jako jeden z pierwszych na świecie hipotezę o aminokwasowym składzie białka wysnuł ukraiński uczony I. J. Horbaczewski. Niektóre aminokwasy posiadają własne funkcje, przykładowo glicyna i glutamina – neuromediatory, biorą udział w przekazywaniu impulsów nerwowych, a z tyrozyny powstaje jodotyroksyna – hormon tarczycy. Aminokwasy uzyskuje się poprzez hydrolizę białek lub syntezuje się z odpowiednich kwasów karboksylowych.

Używamy ich jako składników odżywczych w medycynie oraz jako suplementów do żywności i pasz.

Białka w żywych organizmach pełnią różne funkcje, o czym uczyliście się na lekcjach biologii. Przypomnijmy sobie najważniejsze z nich.

Wszystkie bez wyjątku reakcje chemiczne w organizmie zachodzą pod warunkiem obecności specjalnych katalizatorów – enzymów, które są molekułami białka. Przyspieszają one reakcję milion razy, przy czym każdą reakcję katalizuje poszczególny enzym.

Niektóre białka pełnią funkcję transportową – przenoszą molekuły lub jony do miejsc syntezy lub gromadzenia się substancji. Na przykład, białko hemoglobiny w składzie erytrocytów przenosi tlen do tkanek i dwutlenek węgla od nich, a białko mioglobiny magazynuje tlen w mięśniach.

Białka są materiałem budowlanym komórek, z których zbudowane są tkanki organizmu.

Białka receptory odbierają i przekazują sygnały z sąsiednich komórek lub z otoczenia. Na przykład, działanie światła na siatkówkę oka odbiera białko rodopsyna.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Białka są niezbędne dla każdego organizmu i dlatego są najważniejszą częścią żywności. W trakcie trawienia są hydrolizowane do aminokwasów, które są z kolei surowcem do syntezy innych białek niezbędnych dla organizmu.

- Jeśli podczas gotowania mleko wrze i przypala się na blacie kuchenki gazowej, to rozprzestrzenia się zapach charakterystyczny dla palonego białka, co wskazuje na jego obecność w mleku.
- Aspartam – substancja zalecana dla osób chorych na cukrzycę i osób z nadwagą, jest 100–200 razy słodszy niż cukier. Nie ma gorzkiego metalicznego smaku charakterystycznego dla sacharyny. Aspartam jest białkiem, który jest dobrze wchłaniany przez ludzkie ciało i jest źródłem aminokwasów. Nie doprowadza on do próchnicy zębów, a jego wchłanianie nie zależy od produkcji insuliny przez organizm.
- Pierwszym białkiem, skład którego został odczytany była insulina. Zawiera ona tylko 51 resztek aminokwasowych, ale na ustalenie ich kolejności angielski biochemik Frederick Sanger potrzebował 10 lat, za co w 1958 roku otrzymał swoją pierwszą Nagrodę Nobla. Frederick Sanger – jeden z czterech uczonych w historii – dwukrotny laureat Nagrody Nobla i jedyny, który otrzymał ją dwukrotnie w dziedzinie chemii.

Myśl główna

Białka – naturalne polimery, monomerami których są aminokwasy. Z aminokwasów proteinogennych zbudowanych jest wiele różnych molekuł białek, które w żywych organizmach pełnią różne funkcje.

Pytania kontrolne

468. Jakie substancje są aminokwasami?
469. Jakie aminokwasy częściej można spotkać w przyrodzie?
470. Scharakteryzujcie właściwości fizyczne aminokwasów i białek.
471. Opiszcie biologiczną rolę aminokwasów i białka.
472. Opiszcie poziomy organizacji strukturalnej białka.
473. Dzięki którym wiązaniom realizowana jest struktura pierwotna i wtórna białka?

Zadania utrwalające wiedzę

474. Żelatyna jest jedną z najbardziej powszechnie używanych substancji żelujących. Jeśli do roztworu żelatyny dodać świeży ananas, to żel nie powstanie. Ale żel bardzo szybko powstaje, jeśli dodać do roztworu żelatyny konserwowany lub poddany wstępnej obróbce cieplnej ananas. Wytłumaczcie ten fakt.
475. Ile resztek aminokwasowych zawiera białko przedstawione na rysunku 38.1?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

476. Uwzględniając strukturę białka, jak uważacie, czy zależy budowa i „zachowanie" molekuł białka od pH roztworu? Dlaczego?

477. W białku jaja kurzego udział białka wynosi 11 %, tłuszczy – 0,2 %, węglowodanów – 0,7 %, a wszystko inne – woda oraz sole nieorganiczne. W żółtku jaja kurzego udział białek wynosi 16 %, tłuszczy – 27 %, węglowodanów – 3,6 %, inne – woda, cholesterol oraz witaminy. Średnia masa jajka kurczaka wynosi 60 g, w którym masa skorupy, białka i żółtka korelują jak 12 : 56 : 32. Obliczcie masę białek, tłuszczy i węglowodanów spożytych przez człowieka z jednym jajkiem kurzym.

478. Ze wszystkich związków organicznych, których uczyliście się w 9 klasie, wypiszcie te, których molekuły są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych. Wyciągnijcie wnioski na temat wpływu wiązań wodorowych na właściwości substancji.

479*. Obliczcie masę glicyny, którą można uzyskać z kwasu octowego masą 15 g.

480*. Wymieńcie czynniki powodujące denaturację białek. Wytłumaczcie mechanizm ich działania. Dlaczego denaturacja różnych białek występuje w różnych warunkach?

§ 39. Naturalne i syntetyczne związki organiczne. Ochrona środowiska przed trwałymi zanieczyszczeniami organicznymi

Przypomnijcie sobie: stosowanie substancji organicznych (z § 22–38).

Naturalne i syntetyczne substancje organiczne w służbie ludzkości

Zapoznaliście się już z wieloma substancjami organicznymi: węglowodorami, etanolem, glicerolem, kwasem etanowym, tłuszczami, węglowodanami i białkami. Wszystkie te substancje organiczne są ***naturalne***, ponieważ występują w naturze. Ale to nie znaczy, że nie da się ich syntetyzować sztucznie. W ostatnich dekadach większość z tych substancji jest syntetyzowana w przemyśle chemicznym, ponieważ nie da się ich uzyskać z naturalnych źródeł w niezbędnej ilości: w przyrodzie po prostu nie ma tylu niezbędnych substancji, ilu potrzebuje współczesne społeczeństwo. Surowcem do syntezy wielu substancji jest przeważnie ropa naftowa i gaz ziemny.

Ponadto znacie już substancję, która należy do polimerów organicznych – polietylen. Polietylen nie występuje w przyrodzie. Żaden żywy organizm nie może go syntetyzować, dlatego też takie substancje nazywamy ***syntetyczne***.

Oczywiście, nie wszystkie substancje znane są ludzkości. W tym paragrafie zajmiemy się jeszcze innymi naturalnymi i syntetycznymi związkami, z którymi macie do czynienia na codzień.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Naturalne substancje organiczne

Niezbędnymi do życia substancjami organicznymi są witaminy. Nic dziwnego, że ten wyraz pochodzi od łacińskiego *vita* – „życie”. Igły drzew iglastych i czarna porzeczka zawierają witaminę C, nasiona słonecznika – B_1 (chlorek tiaminy), marchewka – witaminę A (retinol) i in.

Istnieje wiele roślin leczniczych. Zawierają one różne naturalne związki organiczne, wśród których wyróżnia się grupę **alkaloidów**. Ich stosowanie jest bardzo zróżnicowane: morfina – lek przeciwbólowy, kofeina i teobromina – środki psychostymulujące, kodeina – środek przeciwkaszlowy i in.

Z cięć w miejscach uszkodzeń na pniach drzew iglastych często wycieka gęsta substancja, zwana **żywicą**. Żywica jest cennym źródłem substancji organicznych. Z niej produkuje się terpentynę, kalafonię, substancje do produkcji balsamów leczniczych i in.

W Brazylii w 1754 roku odkryto unikatowe drzewo – heveę (kauczukowiec). Jeśli sok mleczny, który wycieka z cięć na jej pniu, odstawić na kilka dni, a następnie podgrzać, to otrzymamy lateks (lub **kauczuk naturalny**). Poprzez obróbkę lateksu wytwarza się różnego rodzaje gumy.

Naturalną substancją organiczną jest **wosk**. Może on być roślinny (olej jojoba) i zwierzęcy (pszczeli). Z wosku produkuje się świece, używa się ich do produkcji środków kosmetycznych (maści, kremów, szminek), powłoki ochronnej wyrobów drewnianych i marmurowych, materiałów wybuchowych. Woskiem pokrywaja się owoce i sery, w celu dłuższego przechowywania.

Większość roślin ma niepowtarzalny zapach. Dzięki pewnemu przetwarzaniu ten zapach jest "zabierany" roślinom w postaci **olejków eterycznych**: mięty, lawendy, eukaliptusa i in. Oleje te są stosowane w perfumerii, jako lekarstwa i aromatyzatory żywności.

Z niektórych naturalnych obiektów pobieraja się substancje organiczne, które następnie wykorzystywane są jako **suplementy diety**. Na przykład, aby zagęścić potrawy i przyrządzić galaretkę dodaje się już znaną wam skrobię (ziemniaczaną lub kukurydzianą), żelatynę (pobieraną z kości, kopyt i rogów), agar-agar (otrzymuje się z czerwonych i brązowych glonów).

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Syntetyczne substancje organiczne

Pojawienie się **włókien syntetycznych** stało się prawdziwą rewolucją w nauce i technice. Są one dużo tańsze od naturalnych i pozwalają produkować ubrania, których nie da się wyprodukować z surowców naturalnych: niepalne ubrania dla strażaków, szczelne ubrania dla kosmonautów, mocne liny i wiele innych rzeczy.

Od dawna korzystamy z mydła i sody do prania. Ale ze względu na ich skuteczność nie można ich porównywać z nowoczesnymi syntetycznymi **środkami czystości**. Są to środki do prania w różnej wodzie, prania ręcznego lub w automatycznej pralce, do mycia naczyń, szkła itp.

Wraz z rozwojem przemysłu kauczuku naturalnego już brakowało, żeby zaspokoić wszystkie potrzeby. Prawie 100 lat temu odkryto sposób do pozyskiwania **kauczuku syntetycznego**, z którego po pewnej obróbce otrzymuje się setki rodzajów gum.

Dzięki różnym dodatkom z 20–30 polimerów organicznych produkuje się tysiące gatunków **tworzyw sztucznych**, które mogą zastąpić każdy materiał naturalny. A niektóre tworzywa sztuczne ze względu na właściwości są znacznie lepsze niż materiały naturalne i są o wiele tańsze.

Zanim została odkryta penicylina w 1928 roku, nawet zwykłe przeziębienie mogło być śmiertelne. **Antybiotyki** dokonały przewrotu w medycynie. I mimo, iż Fleming uzyskał penicylinę z naturalnych surowców, obecnie wszystkie antybiotyki to substancje syntetyczne. Odkryto ich już bardzo dużo, a naukowcy pracują nad syntezą nowych.

Surowce roślinne nie pokrywają już zapotrzebowania ludzkości na leki. Dlatego wiele firm farmaceutycznych syntetyzuje różnorodne **substancje lecznicze**. Firmy chemiczne zajmują się poszukiwaniem nowych leków stosowanych w leczeniu chorób, które w tej chwili uważane są za nieuleczalne.

Przed odkryciem przez M. Zinina taniego sposobu pozyskiwania aniliny, barwniki naturalne były bardzo kosztowne. Obecnie z barwników naturalnych prawie się nie korzysta, zastąpiły je **barwniki syntetyczne**. Są one bardziej trwałe, nie wypalają się na słońcu i, co jest bardzo ważne, można je uzyskać w dowolnym kolorze i odcieniu.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Obecnie agronomowie stosują wiele różnych **pestycydów** – środków ochrony chemicznej roślin uprawnych przed chwastami (herbicydy), grzybami (fungicydy) i in. Wy również korzystacie ze środków owadobójczych, żeby przepędzić komary i kleszcze.

Przemysł spożywczy stosuje wiele różnych **syntetycznych suplementów diety**. Są to różne zamienniki cukru, przeciwutleniacze, środki smakowo-zapachowe, barwniki spożywcze, konserwanty, emulgatory i stabilizatory smaku, środki zwiększające właściwości smakowe i in.

Nie da się wyobrazić motoryzacji lub budownictwa bez nowych materiałów syntetycznych, które wykorzystuje się do łączenia części, ochrony przed korozją, uszczelnienia krawędzi itp. Takie są nowe syntetyczne **lakiery, emalie, farby, żywice, kleje, uszczelniacze** i in.

Syntetyczne substancje organiczne wykorzystuje się do produkcji materiałów **wybuchowych** i **pirotechnicznych**. Niestety, są one nadal używane do produkcji broni, ale również używane są one do celów pokojowych: podczas budowy tuneli, wydobywania kopalin użytecznych itp.

Chemicy stworzyli unikalne włókno, które ze względu na strukturę podobne jest do pajęczyny – **kevlar**. Tkanina z niego jest odporna na zużycie i uderzenia, dlatego produkuje się z niej tkaniny wzmacniające do kamizelek kuloodpornych oraz hełmów, z których w szczególności korzystają wojskowi Sił Zbrojnych Ukrainy.

Współczesna chemia jest ukierunkowana na rewolucję w technologiach informacyjnych. Miniaturyzacja nowoczesnych urządzeń elektronicznych doprowadziła do przeprowadzenia pewnych procesów na poziomie molekularnym. Wkrótce pojawią się urządzenia do zapisywania informacji, w których 1 bit informacji będzie przechowywała jedna molekuła.

W ciągu ostatniego dziesięciolecia szybko się rozwija „młody” rozdział chemii – **chemia supramolekularna**. Naukowcy syntetyzują substancje, molekuły których są zdolne do wykonywania pewnych prac mechanicznych. Już powstały prototypy molekuł, które działają jak silnik molekularny, sprężyna, winda itp.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Ochrona środowiska przed trwałymi zanieczyszczeniami organicznymi

Niestety rozwojowi cywilizacji towarzyszy zanieczyszczenie naszej planety.

Po pierwsze są to *odpady produkcji przemysłowej*, które są wyrzucane do środowiska. Podstawowymi podmiotami, które zanieczyszczają środowisko jest przemysł farb i lakierów, papieru i koksochemiczny. Ich emisje są niezwykle toksyczne, nie rozpadają się w środowisku naturalnym, gromadzą się w organizmach żywych, a w środowisku wodnym mogą z nich powstawać niebezpieczne substancje.

Po drugie są to *syntetyczne substancje organiczne*, które są „obce" naturze, czyli w żadnych okolicznościach nie mogłyby powstać w organizmach żywych. Taką substancją jest na przykład polietylen. Jest on oczywiście bardzo wygodny w wykorzystaniu. Ale jego zaleta – odporność na wiele czynników naturalnych – jest jego wadą. Na śmietniku materiały polimerowe nie gniją, nie ulegają rozkładowi w ciągu 300 i więcej lat w przeciwieństwie do papieru, który zgnije w glebie w ciągu 2–3 lat.

Aby rozwiązać ten problem obecnie opracowuje się nowe materiały, które mogą szybko rozkładać się w glebie – bioplastiki.

Również poważnym zagrożeniem są *pestycydy*. Z jednej strony, chronią one uprawy, ale z deszczem trafiają do gleby, a następnie – do wód gruntowych, rzek, mórz i oceanów. Mogą one zatruć mieszkańców Oceanu Światowego lub gromadzić się w organizmach ryb oraz innych zwierząt wodnych i razem z żywnością dostać się do organizmu ludzkiego, powodując zatrucia.

Jednym z najbardziej niebezpiecznych pestycydów należących do grupy trwałych zanieczyszczeń organicznych (TZO) jest DDT (dichlorodifenylotrichloroetan, nazwa potoczna – dust). Jest on bardzo skuteczny

Rys. 39.1. Emisje przedsiębiorstw przemysłowych są zagrożeniem dla środowiska

Rys. 39.2. Materiały polimerowe przez dłuższy czas przechowywane są w glebie i zanieczyszczają środowisko

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 39.3. Niekontrolowane i zbędne wykorzystanie środków chemicznych ochrony roślin, mianowicie pestycydów, doprowadza do zanieczyszczenia nie tylko gleby, lecz również wód gruntowych, rzek oraz mórz, i jest zagrożeniem dla żywych organizmów

w walce z komarami przenoszącymi malarię i szkodnikami bawełny, soi oraz orzeszków ziemnych. Ale ma on działanie rakotwórcze i mutagenne. Do zatrucia wystarczy 10–20 mg. Z tego powodu DDT jest zabroniony w wielu państwach świata, między innymi na Ukrainie.

Aby chronić środowisko przed TZO Organizacja Narodów Zjednoczonych zainicjowała globalny program bezpieczeństwa chemicznego, w wyniku którego w 2001 roku w Sztokholmie podpisano Konwencję o TZO. Zgodnie z jej postulatami zakazano produkcji i wykorzystania dwunastu substancji chemicznych (tak zwanego „brudnego tuzinu substancji"). Ukraina ratyfikowała tę Konwencję w 2007 roku.

Ale dla ochrony środowiska same zakazy nie wystarczą. Konieczne trzeba unowocześnić produkcję, wdrażać nowe technologie przetwarzania odpadów lub technologie bezodpadowe. To, jaką będzie Ziemia za 50–100 lat zależy od nas!

Myśl główna

Naturalne substancje organiczne znajdują się w naturalnych obiektach, a substancje syntetyczne w przyrodzie nie występują, produkuje się je sztucznie i często są one źródłem zanieczyszczenia środowiska.

Pytania kontrolne

481. Jakie substancje organiczne nazywamy naturalnymi, a jakie – syntetycznymi? Czym one się różnią?

482. Czy mogą syntetyczne substancje organiczne występować w przyrodzie?

483. Wymieńcie i opiszcie stosowanie naturalnych i syntetycznych substancji organicznych.

484. Jakie substancje nazywają się trwałymi zanieczyszczeniami organicznymi? Na czym polega problem z ich wykorzystaniem? Zaproponuj sposoby ochrony środowiska przed tymi substancjami.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Zadania utrwalające wiedzę

485*. W dodatkowych źródłach znajdźcie informację na temat Konwencji Sztokholmskiej oraz wykazu substancji zaliczanych do trwałych zanieczyszczeń organicznych. Jakie procesy technologiczne są źródłem tych substancji, w jakim celu korzysta się z tych substancji? Czy da się zlikwidować produkcję i stosowanie tych substancji? Na ile aktualny jest problem korzystania z tej grupy substancji na Ukrainie?

Tematy projektów szkolnych z tematu „Pojęcia wstępne o substancjach organicznych”:

- Użycie polimerów – aspekt ekologiczno-gospodarczy.
- Alternatywne źródła energii.
- Ekotrofologia – nauka o ekologicznie czystym odżywianiu się.
- Produkcja mydła na bazie mydlanej.
- Badanie składu chemicznego żywności.
- Skład chemiczny gumy do żucia.
- Skład chemiczny produktów do pielęgnacji jamy ustnej.
- Drugie życie papieru.
- Źródła zanieczyszczeń organicznych terytorium rejonu (dzielnicy miasta).

Sprawdźcie swoją wiedzę z tematu „Pojęcia wstępne o substancjach organicznych”, wykonując zadania testowe na stronie internetowej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

TEMAT 4. UOGÓLNIENIE WIEDZY Z CHEMII

§ 40. Znaczenie chemii w życiu społeczeństwa. Rola chemii dla zapewnienia zrównoważonego rozwoju

Znaczenie chemii we współczesnym społeczeństwie

Wiedza chemiczna jest potężną siłą w rękach ludzkości. Znajomość właściwości substancji chemicznych oraz sposobów ich uzyskania nie tylko umożliwia badanie i rozumienie natury, lecz również pozwala otrzymywać nowe nie znane jeszcze substancje, przewidywać istnienie substancji o potrzebnych właściwościach.

Ale chemia może być niebezpieczna dla ludzi i środowiska. Znany pisarz fantasta i naukowiec chemik Isaac Azimow napisał: „Chemia – to śmierć, która jest zapakowana w puszki i pudełka". Wypowiedź ta dotyczy nie tylko chemii, lecz także elektryczności, elektroniki radiowej, transportu. Nie możemy żyć bez prądu, ale goły drut jest śmiertelnie niebezpieczny, samochody pomagają nam się poruszać, ale pod ich kołami często giną ludzie. Korzystanie przez ludzkość z osiągnięć współczesnej nauki i techniki, w tym również chemii, wymaga wysokiej kultury ogólnej i głębokiej wiedzy.

Tylko odpowiedzialne, racjonalne korzystanie z zasobów naturalnych może stać się kluczem do trwałego rozwoju naszej cywilizacji!

Chemia w życiu codziennym

Bez chemii nie da się wyobrazić sobie nowoczesnego życia ludzi. I nie tylko pośrednio poprzez używanie żywności, odzieży, obuwia, paliwa, mieszkań, ale także bezpośrednio poprzez korzystanie z wyrobów ze szkła, plastiku, porcelany i fajansu, lekarstw, środków do dezynfekcji, produktów kosmetycznych, różnych klejów, lakierów, farb, suplementów diety itp.

Ostatecznie zadomowiły się u nas przeróżne środki myjące. Ale poza mydłem i szamponami korzystamy z wielu innych środków, mianowicie do wybielania. Działanie większości z nich opiera się na właściwościach substancji zawierających chlor, które są silnymi utleniaczami. Na niektórych środkach myjących można zobaczyć napis „Nie zawiera chloru". Takie środki również zawierają silne utleniacze, na przykład nadboran sodu $NaBO_2 \cdot H_2O_2 \cdot 3H_2O$ lub nadwęglan sodu $Na_2CO_3 \cdot 1{,}5H_2O_2 \cdot H_2O$.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Twarda woda może uszkodzić pralkę, więc używamy środków do jej zmiękczenia.

Tworzenie nowych materiałów

Tworzenie nowych materiałów – potrzeba życia współczesnego. Materiały o nowych, ulepszonych właściwościach muszą zastąpić przestarzałe. Nowych materiałów wymagają również branże przemysłu wysokotechnologicznego: technika kosmiczna i atomowa, elektronika. Do potrzeb praktycznych niezbędne są takie materiały, jak metale, polimery, ceramika, barwniki, włókna.

Szczególne miejsce wśród nowych materiałów zajmują kompozyty. Ze względu na wiele właściwości – trwałość, lepkość – kompozyty o wiele przewyższają tradycyjne materiały, przez co zapotrzebowanie na nie społeczeństwa nieustannie rośnie. Na tworzenie kompozytów traci się coraz więcej zasobów, a głównymi odbiorcami kompozytów obecnie jest przemysł motoryzacyjny i kosmiczny (rys. 40.1).

Biomateriały

Wraz z rozwojem medycyny powstała potrzeba zastąpienia narządów i tkanek organizmu człowieka. Materiały, które można stosować do produkcji różnorodnych implantów, tworzone są w laboratoriach chemicznych. Protezy metalowe są łatwe w produkcji, są bardzo trwałe, chemicznie obojętne i stosunkowo tanie. Główną wadą metali jest to, że są one narażone na korozję, przez co redukowana jest moc mechaniczna, a organizm trują jony elementów metalowych. Dość obiecującym o produkcji implantów są stopy tytanu (przykładowo Ti–Al–V) – są one mocne, stosunkowo lekkie i odporne na korozję.

Obecnie coraz częściej stosowane są bioimplanty ceramiczne. Ceramika – wspaniały biomateriał: jest silna, nie jest podatna na korozję.

a *b* *c*

Rys. 40.1. Zastosowanie materiałów kompozytowych: tkanina węglowa (włókno węglowe) *(a)* stosuje się do armowania części rowerów oraz samochodów, z włókna szklanego produkuje się kadłuby kajaków i małych łodzi *(b)*, a nawet całe domy *(c)*

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 40.2. Nowoczesne biomateriały stosuje się do produkcji sztucznych stawów oraz wielofunkcyjnych protez kończyn

Poza tym ceramika nie ściera się, co jest ważne dla sztucznych stawów, a także charakteryzuje się biokompatybilnością.

Racjonalne korzystanie z surowców naturalnych

Natura wydaje się być niewyczerpującym się spichlerzem, z którego ludzkość bierze potrzebne surowce. W ciągu ostatnich 20 lat wydobyto więcej surowców naturalnych, niż w całej historii ludzkości. Na świecie corocznie wydobywa się i przetwarza około 100 miliardów ton skał. Wiele źródeł surowców jest już wyczerpanych, więc ostro powstaje problem surowców. Już teraz wielu krajom brakuje poszczególnych zasobów naturalnych. Przykładowo na Ukrainie nie ma wystarczającej ilości ropy naftowej i gazu ziemnego.

Kompleksowe wykorzystanie surowców i odpadów – podstawa produkcji skombinowanej (różnych sektorów chemicznych, chemicznych z metalurgicznymi itp.).

Konieczne jest wprowadzenie technologii bezodpadowych, czyli takich procesów produkcyjnych, w których odpady jednej produkcji stają się surowcami (reagentami) dla innej.

Niewyczerpującym się źródłem surowców są odpady przemysłowe i domowe. Zadanie chemików polega na opracowaniu metod skutecznego wykorzystania takich odpadów. Stosowanie surowców wtórnych pozwala zaoszczędzić surowce naturalne oraz energię, a

Rys. 40.3. Korzystanie z technologii energooszczędnych oraz alternatywnych źródeł energii umożliwi zmniejszenie wykorzystania surowców naturalnych

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

także obniżyć koszty produkcji towaru, ponieważ wydatki na surowce są 2–3 razy (a w niektórych rodzajach do 6 razy) mniejsze, niż do produkcji z surowców pierwotnych. Przykładowo wytop stali ze złomu potrzebuje 6–7 razy mniej energii i jest 25 razy tańszy niż produkcja stali z rudy.

Myśl główna

Chemia weszła we wszystkie dziedziny życia i działalności człowieka. W życiu codziennym korzystamy z wielu produktów chemicznych. Korzystając z wiedzy chemicznej, powstają nowe materiały, które nie istnieją w przyrodzie.

Pytania kontrolne

486. Wymień produkty produkcji chemicznej, które są stosowane w życiu codziennym.

487. Podaj przykłady niekorzystnych skutków stosowania wiedzy chemicznej, substancji lub technologii dla środowiska lub człowieka.

488. Opiszcie, jakie byłoby wasze życie, gdyby nie było w nim towarów wyprodukowanych w zakładach chemicznych.

489. Scharakteryzuj rolę chemii w tworzeniu nowych materiałów, w rozwiązywaniu problemu energetycznego i surowcowego.

Zadania utrwalające wiedzę

490*. Dowiedzcie się od dorosłych, czy są w waszym mieście, rejonie, obwodzie zakłady chemiczne. Jakie? Co one produkują? Jaki mają wpływ na środowisko? Czy może człowiek nie korzystać z tych produktów? Odpowiedź uzasadnijcie.

491*. Znajdźcie w dodatkowych źródłach informacje na temat zasad racjonalnego korzystania z zasobów natury i znaczenia chemii we wdrażaniu tych zasad.

§ 41. Miejsce chemii w systemie nauk

Klasyfikacja nauk

Łatwo jest klasyfikować nauki ze względu na to, w jakim „świecie", czyli w której dziedzinie wiedzy „działa" nauka. Można wyodrębnić cztery takie „światy": świat idei, świat natury, świat kultury i świat ludzki (życiowy lub praktyczny). Zgodnie z tym kryterium nauki są podzielone na cztery klasy: intelektualizm, nauki przyrodnicze, kulturologia i prakseologia.

Intelektualizm jako przedmiot badań wykorzystuje świat idei, pojęcie o liczbach, figurach, wartościach. Do takich nauk zaliczamy matematy-

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

kę, filozofię, teologię itp. Nauki intelektualne nie stawiają przed sobą żadnego praktycznego celu. Nauk intelektualnych „nie obchodzi", czy będą wykorzystywane ich wyniki badań, czy nie.

Nauki przyrodnicze jako klasa nauk różni się zasadniczo od intelektualizmu. Ich przedmiotem jest natura żywa i martwa. Nauki przyrodnicze powstają w procesie zetknięcia człowieka z naturą. Podstawa nauk przyrodniczych – doświadczenie zdobyte podczas bezpośredniego badania przedmiotów lub zjawisk. Ta doświadczenia nie da się uzyskać tylko poprzez rozważania.

Kulturologia łączy nauki społeczne i historyczne. Do nich zaliczamy socjologię, historię, etnografię i in.

Prakseologia łączy nauki, skierowane na praktyczne stosowanie, nazywają je jeszcze praktyczne. Praktyczna fizyka, matematyka, chemia, psychologia oraz inne korzystają z uzyskanej wiedzy tam, gdzie jest to tylko możliwe. Do prakseologii zaliczamy ekonomię, pedagogikę, politologię, prawo oraz inne nauki, które realizują ogólnoprzyjęte lub znaczące wartości za pomocą metod naukowych. W przeciwieństwie do nauk przyrodniczych, prakseologia jest subiektywna – stosowanie nauk przyrodniczych może być wzajemnie przeciwne. Na przykład wiedzę chemiczną można wykorzystać do stworzenia nowoczesnych leków, albo, wręcz przeciwnie, broni chemicznej.

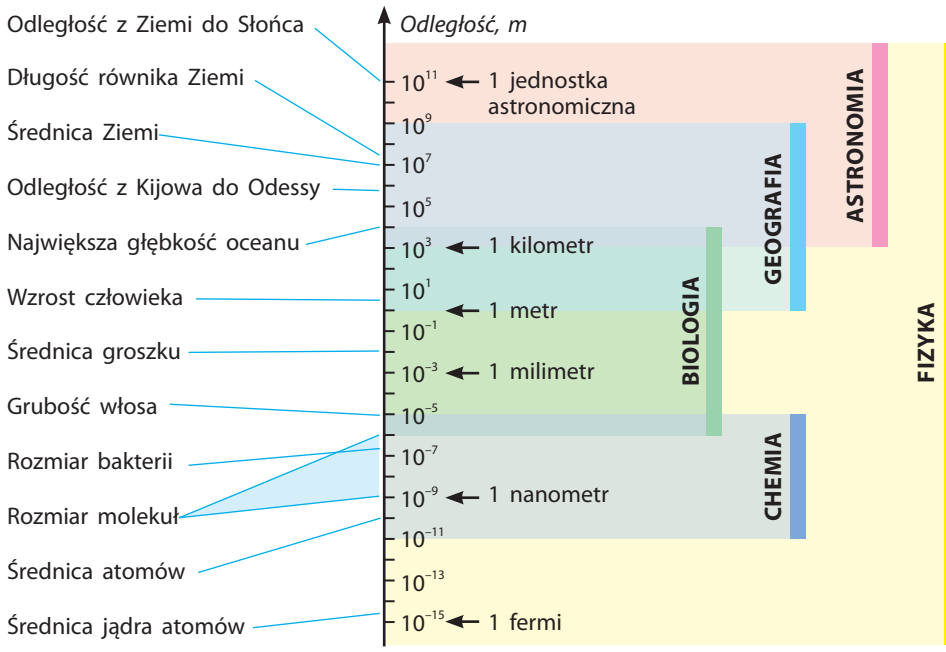
Miejsce chemii wśród nauk przyrodniczych

Chemia – jedna z nauk przyrodniczych, czyli nauk, które badają obiekty i zjawiska natury. Wszystkie nauki przyrodnicze badają naturę, ale z różnych stron. Przykładowo jedno i to samo ciało może badać i chemia, i fizyka, i astronomia. Ale dla chemii przede wszystkim ważny jest skład chemiczny ciała oraz przekształcenia, które mogą się z nim odbyć. Ze względu na to, że w reakcjach chemicznych jądra atomów nie ulegają zmianie, a zachodzi tylko przebudowa struktury elektronowej atomów i molekuł, to dla chemii można zaproponować następującą definicję:

Chemia jest to nauka o przekształceniach substancji związanych ze zmianą otoczenia elektronowego jąder atomowych.

Składnikami substancji chemicznych są cząstki chemiczne: atomy, molekuły oraz jony. Ich rozmiary wynoszą około 10^{-10}–10^{-6} metra (rys. 41.1, s. 236). Badaniem obiektów o większych i mniejszych rozmiarach zajmują się inne nauki przyrodnicze.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua



Rys. 41.1. Zestawienie rozmiarów obiektów przyrodniczych i nauk, które je badają

Chemia, badając atomy, molekuły, substancje chemiczne oraz ich wzajemne oddziaływanie, musi w pełni wykorzystać prawa fizyki. Z kolei biologia i geologia, badając swoje obiekty, muszą również korzystać z zasad chemii.

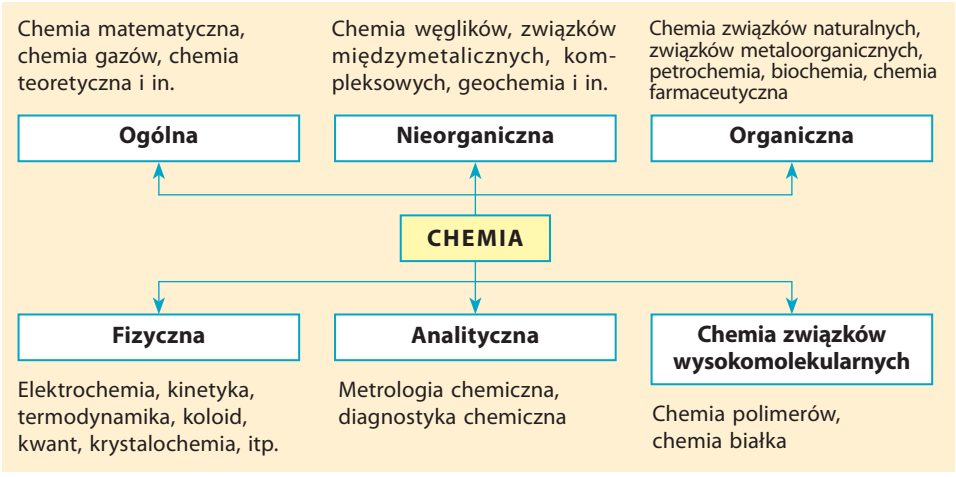
Jeszcze w XVIII wieku powiązania chemii i fizyki zauważył oraz wykorzystał w swojej pracy M. W. Łomonosow, który pisał: „Chemik bez znajomości fizyki podobny jest do człowieka, który wszystkiego ma szukać po omacku. I te dwie nauki są ze sobą powiązane w taki sposób, że jedna bez drugiej nie może być doskonała".

Struktura nauk chemicznych

Współczesną chemię dzieli się na co najmniej pięć rozdziałów: nieorganiczną, organiczną, fizyczną, analityczną oraz chemię związków wielkocząsteczkowych. Każdy z tych rozdziałów jest również podzielony na wiele poszczególnych przedmiotów (schemat 7). Czasami również wyodrębniamy chemię ogólną, przedmiot nauki której jest ściśle związany z chemią nieorganiczną: pierwiastki chemiczne, utworzone przez nie najprostsze związki nieorganiczne oraz ogólne prawa fizyczne i chemiczne. Jednak wyraźnych granic pomiędzy poszczególnymi rozdziałami nie ma.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Schemat 7. Struktura nauk chemicznych



Nowoczesną chemię cechuje integracja z innymi naukami, dzięki której powstają jej nowe rozdziały.

Wzajemne powiązania chemii i fizyki

Szczególnie intensywnie rozwijają się wzajemne powiązania między fizyką a chemią. Na różnych etapach swego rozwoju fizyka była dla chemii źródłem różnych koncepcji teoretycznych, które miały znaczący wpływ na rozwój chemii. Im bardziej skomplikowane stawały się eksperymenty chemiczne, tym więcej sprzętu i metod badań fizycznych one potrzebowały. Do pomiarów efektów cieplnych reakcji, przeprowadzenia analizy spektralnej i rentgenostrukturalnej, badania izotopów i materiałów promieniotwórczych pierwiastków chemicznych, sieci krystalicznych substancji, struktur molekularnych potrzebne są najbardziej skomplikowane urządzenia fizyczne – spektroskopy, spektrometry mas, mikroskopy elektronowe i in.

Współczesna fizyka przyczyniła się do badania natury związku chemicznego, cech budowy chemicznej molekuł związków organicznych i nieorganicznych.

Na pograniczu fizyki i chemii powstał taki rozdział chemii, jak chemia fizyczna. Przedmiotem jej badań jest budowa i właściwości molekuł substancji chemicznych, wpływ różnych czynników na warunki przebiegu reakcji chemicznych. Chemia fizyczna dzisiaj jest fundamentem ogólnoteoretycznym całej nauki chemicznej. Jej teorie mają ogromne znaczenie dla rozwoju chemii nieorganicznej oraz, szczególnie, organicznej.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

W pierwszej połowie XX wieku powstał nowy rozdział fizyki (mechanika kwantowa, teoria elektroniczna atomów i molekuł), który później zaczęto nazywać fizyką chemiczną. Zajmuje się ona wzajemnymi powiązaniami oraz wzajemnymi przekształceniami chemicznej i subatomowej form energii.

Wzajemne powiązania chemii i biologii

Do wzajemnych powiązań chemii z biologią przyczyniło się powstawanie chemii organicznej. Rozwój nauki umożliwił szczegółowe zbadanie budowy i składu żywych komórek, procesów chemicznych w organizmach żywych, umożliwił ujawnienie związku między funkcjami biologicznymi organizmu a reakcjami chemicznymi.

Takie cechy specyficzne organizmów żywych, jak wzrost, rozmnażanie, poruszanie się, pobudliwość, zdolność do reagowania na zmiany środowiska, powiązane są z pewnymi kompleksami przekształceń chemicznych w komórkach.

Znaczenie chemii w badaniach biologicznych jest bardzo duże. Właśnie chemia ujawniła najważniejszą rolę chlorofilu jako podstawy chemicznej fotosyntezy, hemoglobiny jako podstawy procesu oddychania. Został wyjaśniony charakter chemiczny przekazywania impulsu nerwowego, określono strukturę kwasów nukleinowych i in. Okazało się, że wszystkie funkcje i procesy występujące w żywym organizmie, można opisać w języku chemii w postaci konkretnych reakcji chemicznych.

Na pograniczu biologii, chemii i fizyki powstały następujące nauki: biochemia – nauka o wymianie substancji i procesach chemicznych w organizmach żywych; chemia bioorganiczna – nauka o budowie, funkcjach i sposobach syntezy związków, z których składają się organizmy żywe; biologia fizykochemiczna – nauka o funkcjonowaniu złożonych systemów przekazywania informacji i regulacji procesów biologicznych na poziomie molekularnym, a jeszcze biofizyka, chemia biofizyczna i biologia promieniowania.

Myśl główna

Wszystkie nauki przyrodnicze badają przyrodę, ale każda pod swoim kątem. Tylko połączenie całej wiedzy tworzy całościowy obraz świata.

Pytania kontrolne

492. Podajcie znane wam definicje nauki chemii. Co jest przedmiotem badań chemii?

493. Według jakiej zasady klasyfikowane są współczesne nauki?

494. Jakie nauki należą do nauk przyrodniczych?

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

495. Jakie są podstawowe zadania chemii?
496. Podajcie obiekt badań: a) astronomii; b) biologii; c) geografii; d) fizyki. Na czym polega wzajemne powiązanie tych nauk z tym, czym zajmuje się chemia?
497. Co, waszym zdaniem, badają biochemia, koksochemia, geochemia, agrochemia, krystalochemia oraz chemia analityczna?
498. Na czym polega wzajemne powiązanie chemii z innymi naukami przyrodniczymi?
499. Przeanalizujcie rys. 41.1. Zróbcie zestawienie rozmiarów podanych na nim obiektów z naukami, które je badają. Podajcie przykłady obiektów, które jednocześnie są przedmiotem badań różnych nauk przyrodniczych.
500. Jak uważacie, co jest przedmiotem badań nauk wymienionych w schemacie 7?

§ 42. Nauka chemiczna na Ukrainie

Cechy szczególne współczesnej nauki

Nasz świat bardzo szybko się zmienia. Jeśli porównać liczbę odkryć we wszystkich naukach dokonanych w XVIII wieku z odkryciami w ostatnim dziesięcioleciu tylko w chemii organicznej, to przewaga będzie w naszych czasach. Współczesna chemia istotonie różni się nie tylko od tej, która była 100 lat temu. Nawet 30 lat temu naukowcy pracowali w zupełnie inny sposób. Oczywiście prawa natury się nie zmieniły, ale

Rys. 42.1. Nowoczesne laboratorium chemiczne

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

istotnie zmieniły się sposoby przedstawiania oraz opracowania informacji chemicznej.

Komputeryzacja nauki umożliwiła nie tylko pisanie i rozpowszechnianie tekstów oraz przedstawianie do prezentacji wizualnych. Obecnie znacznie ułatwiono proces rozwiązywania zadań chemii teoretycznej, obliczanie geometrii molekuł złożonych, modelowanie procesów chemicznych i fizycznych w każdej temperaturze i ciśnieniu. Oczywiście wzory obliczeniowe były znane od dawna. Ale jeszcze 30 lat temu trzeba było kilka miesięcy wcześniej zajmować kolejkę, żeby skorzystać z komputera, który wtedy mógł zajmować kilka pięter, a jeszcze nawet tydzień czekać na wyniki obliczeń. A dzisiaj każdy komputer na biurku może rozwiązać takie zadania w ciągu kilku minut.

Z jednej strony rozwój techniczny znacznie ułatwił dostęp do informacji i jej przetwarzanie. Z innej zaś strony – ogromna ilość informacji naukowej przekracza zdolność człowieka do jej opanowania, co doprowadza do ograniczenia zainteresowań naukowych.

Można wyróżnić następujące cechy współczesnej chemii:

• wąska specjalizacja naukowców: wiedzy zgromadzono tyle, że żaden chemik nie może być specjalistą w różnych działach chemii, a jakiekolwiek badania powinien przeprowadzać zespół specjalistów z różnych lub powiązanych dziedzin;

• wzrost ilości badań teoretycznych: dzięki komputeryzacji nauki często nie ma potrzeby przeprowadzania tego lub innego eksperymentu, żeby zrozumieć, czy zdarzy się to, czy nie. Często wystarczy zmodelować procesy na komputerze, a następnie przeprowadzić tylko tę reakcję, która rzeczywiście zajdzie;

• wysokie koszty badań: nowoczesna chemia potrzebuje bardzo dużo nakładów finansowych. Jeśli 200 lat temu dla sprzętu laboratorium wystarczyło kupić odczynniki, naczynia i wyposażyć w piece do ogrzewania, to obecnie nie da się tego zrobić bez nowoczesnych drogich urządzeń do pomiaru różnych właściwości substancji: widma absorpcji, jądrowego rezonansu magnetycznego, widma promieniowania, chromatogramu i in.

Powstawanie nauk chemicznych na Ukrainie

Wykorzystanie pewnej wiedzy chemicznej na terytorium Ukrainy nastąpiło jeszcze w czasach starożytnych i było związane z hutnictwem metali, produkcją ceramiki, prochu i in. Ale jako nauka chemia zaczęła się rozwijać stosunkowo niedawno, od początku XIX wieku wraz z rozwojem ośrodków naukowych.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

a *b*

Rys. 42.2. Charkowski Uniwersytet Narodowy imienia W. N. Karazina: *a* – pierwszy gmach uniwersytetu z 1804 r. (były pałac gubernatora); *b* – wygląd współczesny gmachu głównego

Pierwsze badania z zakresu chemii są powiązane z założeniem Uniwersytetu Charkowskiego (1804 r.), w którym swoje badania zaczynał Wasyl Karazin. W XIX wieku rozwój chemii w Charkowie był powiązany z M. Beketowem (termochemia i teoria roztworów, odkrył szereg napięciowy metali), O. Eltekowem (chemia organiczna), O. Danylewskim (chemia fizjologiczna), O. Palladinem (biochemia).

W założonym w 1833 r. Uniwersytecie Kijowskim badania chemiczne prowadzili M. Kajander (dysocjacja elektrolityczna), J. Mychajłenko i O. Sperański (teoria roztworów). Badaniami z zakresu chemii koloidalnej zajmowali się I. Borszczow i A. Dumański (ten ostatni jako pierwszy zaczął wygłaszać wykłady z tego przedmiotu). Również na Uniwersytecie Kijowskim powstała potężna szkoła chemików organików dzięki pracom P. Aleksiejewa, M. Bungego i światowej sławy S. Reformackiego, któ-

a *b*

Rys. 42.3. Kijowski Uniwersytet Narodowy imienia Tarasa Szewczenki: *a* – zdjęcie z XIX w.; *b* – wygląd współczesny gmachu głównego „czerwonego”

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

a

b

Rys. 42.4. Lwowski Uniwersytet Narodowy imienia Iwana Franki:
a – gmach główny (były gmach Sejmu Galicji);
b – biblioteka naukowa uniwersytetu, jedna z najstarszych na Ukrainie

ry zbadał nowy typ reakcji z udziałem kwasów organicznych (reakcja Reformackiego).

Na Uniwersytecie Lwowskim od połowy XIX wieku prowadził badania z chemii analitycznej L. Pebal, z chemii ogólnej i farmaceutycznej – B. Radziszewski, z chemii fizycznej – S. Tołłoczka, z chemii organicznej – W. Kemula i E. Linneman.

Rozwój chemii na Uniwersytecie Odeskim wspierali wybitni chemicy tacy jak P. Melikiszwili oraz M. Zieliński (chemia organiczna), F. Szwedow (chemia koloidalna), O. Sachanow (elektrochemia), L. Pisarzewski (reakcje utleniania i redukcji) oraz I. Gorbaczewski (biochemia).

Warto również wymienić pierwszego prezydenta Ukraińskiej Akademii Nauk światowej sławy Wołodymyra Wernadzkiego, który został założycielem nowego działu nauk biogeochemii oraz autorem doktryny o biosferze i noosferze.

a

b

Rys. 42.5. Odeski Uniwersytet Narodowy imienia I. I. Miecznikowa: *a* – gmach główny;
b – wydział chemii

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Nauki chemiczne na współczesnej Ukrainie

Dzisiejsza chemia jest jedną z najważniejszych nauk przyrodniczych. Formalnie chemia jest podzielona na uniwersytecką i akademicką. Nauka uniwersytecka – badania prowadzone w placówkach szkolnictwa wyższego (uniwersytetach) dzięki wysiłkowi wykładowców, doktorantów oraz studentów. Przeważnie na uniwersytetach prowadzone są badania fundamentalne skierowane na rozwiązanie podstawowych zagadnień, powiązanych z formułowaniem współczesnych teorii i hipotez. Potężne szkoły chemiczne są obecnie na uniwersytetach Kijowa, Lwowa, Charkowa, Odessy, Czerkas, Czerniowiec, Dniepru, Użgorodu oraz innych.

Druga strona nauki – akademicka, w której badania prowadzane są w instytucjach Narodowej Akademii Nauk (NAN) Ukrainy. W strukturze NAN Ukrainy pracuje wiele instytucji naukowych, wśród nich istnieją również specjalizujące się w badaniach chemicznych: Instytut Chemii Organicznej (Kijów), Instytut Chemii Fizycznej imienia L.W. Pisarzewskiego (Dniepr), Instytut Chemii Makromolekularnej O.W. Bogackiego (Odessa), Instytut Chemii Macromolekularnej (Kijów), Instytut Chemii Ogólnej i Nieorganicznej imienia W.I. Wernadzkiego (Kijów), Instytut Biochemii imienia O.W. Pałładina (Kijów), Instytut Chemii Koloidalnej i Chemii Wody imienia A.W. Dumańskiego (Kijów), Instytut Chemii Fizyko-Organicznej i Węglochemii imienia L.M. Litwinienki (Kijów), Instytut Chemii Bioorganicznej i Petrochemii (Kijów), Instytut Chemii Biokoloidalnej imienia F.D. Owczarenki (Kijów), Instytut Chemii Powierzchni imienia O.O. Czujki (Kijów) oraz Instytut Monokryształów (Charków).

Już tylko na podstawie nazw tych instytutów można sobie wyobrazić zakres badań naukowych, które są w nich przowadzone. Instytuty akademickie są prekursorami podstawowych i stosowanych badań naukowych. Opracowują w nich najnowsze nowoczesne materiały, związki fluorescencyjne do szybkiej analizy gleb, wody oraz badań biologiczno-medycznych, przeprowadzają badania w dziedzinie chemii supramolekularnej i nanochemii.

Należy nadmienić, że bardzo ważne są badania w chemii stosowanej, dzięki którym opracowywane są nowe technologie wydobycia pokładów złóż mineralnych, rafinacji ropy naftowej, nowe metody produkcji metalurgicznej i in. Zasługują również na uwagę osiągnięcia światowego poziomu z zakresu poprawy technologii do produkcji produktów szybkiego przygotowania, syntezy bioaktywnych materiałów ceramicznych do implantów oraz odnowy tkanki kostnej. Ostatnio w Instytucie Monokryształów (Charków) przedstawiono nowy materiał na bazie sztucznego szafiru, który dzięki swoim cechom trzykrotnie przewyższa wytrzymałość

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

a *b* *в*

Rys. 42.6. Produkcja Zespołu Naukowo-Technicznego „Instytut Monokryształów" NAN Ukrainy (Charków): scyntylacyjne materiały do urządzeń laserowych *(a)* oraz reaktorów atomowych *(b)*; z monokryształów szafiru produkuje się szkło kuloodporne do środków naprowadzających oraz pojazdów opancerzonych Sił Zbrojnych Ukrainy *(c)*

szkła pancernego. Przedstawili także ultra cienkie płytki z germanu do nowoczesnych urządzeń obrazowania termicznego. W takie materiały jest już wyposażany ukraiński sprzęt wojskowy.

Myśl główna

Współczesna nauka znacznie się różni od zasad pracy naukowców XIX wieku, przede wszystkim dzięki najnowszym osiągnięciom w zakresie wysokich technologii. Współczesnego uczonego wyróżnia wąska specjalizacja oraz możliwość przeprowadzenia eksperymentów symulowanych przy użyciu modelowania komputerowego.

Pytania kontrolne

501. Co różni prace naukowe współczesnego naukowca od pracy naukowców XVIII-XIX w.?

502. W jaki sposób powstawała nauka chemiczna na Ukrainie?

503. Wymień nazwiska naukowców – twórców nauki chemicznej na Ukrainie.

504. Na stronach tego podręcznika znajdźcie informację o naukowcach krajowych i zagranicznych. Opiszcie ich wkład w tworzenie teorii, odkrycia praw oraz badań naukowych, których uczyliście się w 9 klasie.

505. W jakich regionach Ukrainy rozwija się nowoczesna chemia?

506. Jakimi kwestiami zajmują się współczesni naukowcy chemicy?

507*. W dodatkowych źródłach znajdźcie informację na temat naukowych zadań chemicznych rozwiązywanych w jednej z podanych placówek NAN Ukrainy. Wyjaśnijcie ich aktualność i niedzowność dla współczesnego społeczeństwa.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

§ 43. Produkcja chemiczna na Ukrainie

Miejsce branży chemicznej w przemyśle Ukrainy

Kompleks chemiczny – jeden z wiodących w strukturze współczesnej gospodarki Ukrainy. Od jego rozwoju w dużym stopniu zależy postęp naukowo-technologiczny kraju. Zakłady chemiczne produkują towary dla wszystkich głównych gałęzi przemysłu, transportu, rolnictwa, obrony, usługi konsumenckie oraz innych dziedzin działalności człowieka.

Przemysł chemiczny Ukrainy ma około 200 przedsiębiorstw i kompleksów produkcyjnych, w którym jest zatrudnionych ponad 350 tys. osób. Przedsiębiorstwa chemiczne produkują do 20 tys. towarów o łącznej wartości 40–45 mld hrywien (tab. 13).

Obecnie podstawą kompleksu chemicznego jest produkcja nawozów mineralnych, która stanowi ponad 60% wszystkich wyprodukowanych w kraju produktów chemicznych.

Kompleks chemiczny kraju obejmuje liczne wyspecjalizowane gałęzie przemysłu korzystające z różnych surowców, produkują one duży asortyment produkcji i są połączone między sobą wspólną technologią. Najczęściej wyodrębniamy chemię podstawową (nieorganiczną), chemię syntezy organicznej, górniczo-chemiczną, przemysł farmaceutyczny i mikrobiologiczny, chemię gospodarczą.

Tabela 13. Produkcja poszczególnych rodzajów produkcji przemysłu chemicznego na Ukrainie

Nazwa produktu	Rok			
	1990	1997	2010	2015
Amoniak syntetyczny, tys. t	2086	3782	4163	2168
Nawozy mineralne (w przeliczeniu na substancje użyteczne), tys. t	2376	4815	2285	1345
Kwas siarkowy, tys. t	1438	5011	1295	525
Soda kalcynowana, tys. t	368	1120	858	640
Wodorotlenek sodu, tys. t	156	445	85,6	36
Włókna chemiczne i nici, tys. t	26,0	179,2	15,6	45,3
Opony, tys. szt.	7544	11 203	3901	14255
Środki ochrony chemicznej roślin (w przeliczeniu na substancje aktywne)	2,7	50,5	—	73,4

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Baza surowcowa przemysłu chemicznego Ukrainy

Ukraina posiada potężną bazę surowcową dla przemysłu chemicznego, czyli zapasy prawie wszystkich rodzajów mineralnych surowców chemicznych: węgiel, gaz ziemny, ropa naftowa, siarka, surowce węglanowe, sól kuchenna i potasowa, ruda tytanu i in. Spośród głównych rodzajów surowców mineralnych na Ukrainie dotychczas nie zostały jeszcze odkryte złoża surowców fosforu (znane są tylko małe złoża fosforytów i apatytu).

Ukraina ma praktycznie nieograniczone zapasy soli kuchennej (ponad 10 mld ton), większość z których koncentruje się w Złożach Artemowsko-Słowiańskich na pograniczu obwodów donieckiego, ługańskiego i charkowskiego. Duże znaczenie dla przemysłu chemicznego mają również zapasy soli w północnej części Krymu, mianowicie jezior Sywaszu, w skład których wchodzą roztwory soli sodu, magnezu, bromu, jodu, tytanu oraz innych cennych substancji.

Na Pryykarpaciu znajdują się złoża soli potasowych, z których uzyskuje się nawozy bezchlorowe i magnez. Rozwijaja się wydobycie w dużych złożach w obwodach iwanofrankiwskim (Kałusz) i lwowskim (Stebnyk).

Ukraina posiada duże pokłady siarki rodzimej na Przykarpaciu: rozdolskie, jaworowskie, niemyrowskie (obwód lwowski), Głumajowskie (obwód iwanofrankiwski) i in.

Złoża surowców zawierających fosfor – rudy apatytowe – skoncentrowane są na pograniczu obwodów dniepropietrowskiego i żytomierskiego.

Na terytorium Ukrainy zostały odkryte dość duże złoża rud tytanu, które są wykorzystywane do uzyskania czystego metalu, a także do produkcji pigmentowego tlenku tytanu(IV). Podstawowe pokłady rudy tytanu znajdują się w obwodzie żytomierskim i dniepropietrowskim.

Rys. 43.1. Wydobycie ropy naftowej na szelfie Morza Czarnego

Rys. 43.2. Jeziora Sywaszu bogate są w różne sole, które są surowcami dla wielu gałęzi przemysłu. Stężenie soli jest tak wysokie, że odkłada się ona na brzegu

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Rys. 43.3. Złoża rudy żelaznej koło Krzywego Rogu z wydobyciem Wydobycie ropy naftowej

Rys. 43.4. Pojemniki naftowe Rafinerii Łysyczańskiej – jednego z największych przetwórców ropy naftowej

Surowiec węglanowy (kreda, wapień) jest dostępny w wielu miejscach Ukrainy (Przyczornomorza, Nizina Doniecko-Dnieprowska i in.) oraz całkowicie zaspokaja potrzeby przemysłu chemicznego w ten surowiec.

Pomimo istnienia potężnej bazy surowcowej, przemysł chemiczny cechuje znaczna zależność od importu niektórych rodzajów surowców (gaz ziemny, koncentraty apatytu, piryt siarczanowy i in.) oraz półprodukty (kauczuk syntetyczny, celuloza i in.).

Przedsiębiorstwa przemysłu chemicznego Ukrainy

Jednym z czołowych podsektorów przemysłu chemicznego Ukrainy jest produkcja nawozów mineralnych, przede wszystkim azotowych (saletra amoniakowa, mocznik, siarczan amonu i in.). Uzyskuje się je za pomocą syntezy z azotu powietrza i wodoru, który uwalnia się z odpadów produkcji koksu. Wraz z nawozami w tych samych fabrykach produkuje się kwas azotowy i pokrewne produkty, które są wykorzystywane do produkcji tworzyw sztucznych, włókien syntetycznych, różnorodnych barwników i in. Główne zakłady produkcyjne znajdują się na Donbasie i Przydnieprzu (Kamiańskie, Krzywy Róg i in.), a także w Czerkasach, Równym i w rejonach dookoła portu w Odessie.

Produkcja nawozów potasowych rozwija się na Pryykarpaciu i w Kałuszu (obwód iwanofrankiwski) oraz Stebnyku (obwód lwowski). Nawozy potasowe produkuje się również w zakładach tytanu i magnezu w Zaporożu razem z produkcją podstawową.

Ważne miejsce w kompleksie chemicznym Ukrainy zajmuje produkcja kwasu siarkowego i węglanu sodu (sody kalcynowanej). Kwas

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

siarkowy jest „chlebem” dla przemysłu chemicznego. Jest on uniwersalnym środkiem chemicznym, ponieważ wykorzystywany jest do produkcji nawozów mineralnych (fosforanów) oraz innych kwasów, w przemyśle metalurgicznym, rafinacji ropy naftowej, branży tekstylnej oraz innych. Zakłady produkcyjne kwasu siarkowego znajdują się w Sumach, Kostiantynówce, Winnicy i Odessie. Poza tym produkują go w Kamieńskim („DniproAzot”), na koksowniach Donbasu i Przydnieprza. Surowcem dla otrzymania kwasu siarkowego może być każda substancja zawierająca siarkę: siarka naturalna, piryt i in. Na Ukrainie są duże złoża siarki w obwodzie lwowskim, na bazie których powstały przedsiębiorstwa górniczo-chemiczne w Rozdole i Jaworowie. W Kostiantynówce kwas siarkowy produkowany jest z gazów siarczystych – produktu ubocznego wytapiania cynku.

Do produkcji sody stosowana jest sól kuchenna, wapień i dużo paliwa (dla 1 tony gotowego produktu potrzebnych jest 5 m^3 solanki oraz 1,5 tony wapienia). Produkcja sody znajduje się na Donbasie (Słowiańsk), gdzie są duże złoża soli. Dość dużo sody produkują Krymskie Zakłady Sody znajdujące się w Krasnoperekopsku, surowiec wydobywa się z Jezior Sywaszu. Produkcję przemysłu sodowego (soda kalcynowana i kaustyczna, wodorowęglan) powszechnie stosuje się w przemyśle hutniczym, papierniczym, farmaceutycznym, spożywczym, a także do potrzeb gospodarstw domowych.

Wiodącą branżą w strukturze przemysłu chemicznego Ukrainy jest wytwarzanie polimerów: żywic syntetycznych, różnorodnych tworzyw sztucznych, włókien syntetycznych i in. Taka produkcja jest niezwykle skomplikowana. Wymaga znacznych ilości surowców węglowodorowych, energii elektrycznej, ciepła i wody.

Rys. 43.5. Produkcja amoniaku w Odeskiej Fabryce Portowej

Rys. 43.6. Czerkaskie Zakłady „Azot” – potężny producent nawozów mineralnych na Ukrainie

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Żywice syntetyczne i tworzywa sztuczne są wytwarzane w rejonach koncentracji surowców: na Donbasie (Siewerodonieck), w Przydnieprzu (Kamiańskie, Dniepr, Zaporoże), Czerkasach, Odessie oraz in.

Rys. 43.7. Kolumna krakowania ropy naftowej w Rafinerii Odeskiej

Żywice syntetyczne, które są produkowane na Ukrainie, a także importowaną celulozę wykorzystuje się do produkcji włókien chemicznych. Produkcja ta charakteryzuje się dużą pracochłonnością i dlatego koncentruje się na obszarach o dużych zasobach pracowniczych, które z reguły są również regionami koncentracji przemysłu tekstylnego. Włókna chemiczne produkuje się w Kijowie, Czernihowie, Czerkasach, Żytomierzu, Sokalu (obwód lwowski). Około jednej trzeciej włókien chemicznych wytwarzanych na Ukrainie wykorzystywana jest do potrzeb technicznych.

Materiały polimerowe są podstawą przemysłu gumy i azbestu Ukrainy. Łączą się z nim inne produkcje, które są największymi odbiorcami kauczuku syntetycznego, włókien chemicznych, sadzy. Jest ona ścisle powiązana z budową maszyn, mianowicie z przemysłem motoryzacyjnym – głównym odbiorcą opon. Podstawowym surowcem tego przemysłu jest kauczuk, który jest importowany z Rosji oraz sadza techniczna, która jest produkowana z gazu ziemnego i gazów towarzyszących w Krzemieńczuku i Stachanowie. Większość przedsiębiorstw przemysłu gumowego i azbestowego koncentruje się w Dnieprze i Białej Cerkwi, a także w Charkowie, Kijowie, Zaporożu, Odessie, Berdiańsku i in.

Rys. 43.8. Przedsiębiorstwo „Sumychimprom" – jeden z najstarszych zakładów chemicznych – potężny producent nawozów fosforanowych, pigmentów zawierających tytan biały i żelazo

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Na Ukrainie rozwija się przemysł produkujący farby i lakiery. Surowcem dla niego są naturalne żywice, oleje roślinne, materiały syntetyczne. Asortyment produkcji, która jest wytwarzana, jest bardzo szeroki: lakiery oraz farby antykorozyjne i dekoracyjne, rozpuszczalniki, żywice itp. Większość tych produktów wywarzana jest na Donbasie i w Przydnieprzu (Dniepr, Krzywy Róg). Produkcja lakierów i farb znajduje się również w Kijowie, Charkowie, Krzemieńczuku, Lwowie, Borysławowiczu, Iwano-Frankiwsku, Odessie.

W dużych miastach, które mają placówki badawcze, rozwinął się przemysł chemiczny i farmaceutyczny, jego ośrodki to: Kijów, Żytomierz, Charków, Połtawa, Lwów, Odessa.

Myśl główna

Przemysł chemiczny razem z budową maszyn i hutnictwem stali jest lokomotywą gospodarki Ukrainy.

Pytania kontrolne

508. Podajcie cechy podstawowe przemysłu chemicznego kompleksu gospodarki narodowej Ukrainy.

509. Wymieńcie produkty przemysłu chemicznego Ukrainy, z których korzystają: a) w rolnictwie; b) w budowie maszyn; c) w przemyśle włókienniczym; d) w życiu codziennym.

510. Opiszcie surowce wydobywane na Ukrainie dla przemysłu chemicznego. W których złożach są one skoncentrowane? Gdzie one się znajdują?

511. Jakie surowce Ukraina musi importować?

512. Wymieńcie podstawowe grupy produktów przemysłu chemicznego. W jakich przedsiębiorstwach lub w jakich regionach są one produkowane?

513. Jakie przedsiębiorstwa branży chemicznej znajdują się w waszej okolicy? Opiszcie produkty, które są w nich wytwarzane.

Tematy projektów edukacyjnych na temat: „Rola chemii w życiu społecznym":

- Wybitni chemicy krajowi i zagraniczni jako naukowcy i osoby prywatne.
- Sytuacja ekologiczna w mojej miejścowości: czuję, myślę, działam.
- Kwestionariusze uczniów placówki edukacyjnej dotyczące ich uczestnictwa w rozwiązywaniu problemów ekologicznych miejscowości.
- Badania niezawodności reklamy z punktu widzenia chemii.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

ZAŁĄCZNIK 1

Wzory obliczeniowe, które są wykorzystywane w chemii

Ilość substancji $n = \frac{N}{N_A}$ albo $n = \frac{m}{M}$ albo $n = \frac{V}{V_m}$

Ułamek masowy pierwiastka w związku

$w(\text{perwiastka}) = \frac{n \cdot A(\text{perwiastka})}{M(\text{substancji})}$ albo $w(\text{perwiastka}) = \frac{x \cdot M(\text{perwiastka})}{M(\text{substancji})}$

Ułamek masowy soli w wodzianie krystalicznym

$$w(\text{soli}) = \frac{M(\text{soli})}{M(\text{wodzianu krystalicznego})}$$

Ułamek masowy substancji w roztworze $w(\text{substancji}) = \frac{m(\text{substancji})}{m(\text{roztworu})}$

Gęstość $\rho = \frac{m}{V}$

Względna gęstość gazu $D_A(\text{B}) = \frac{\rho(\text{B})}{\rho(\text{A})} = \frac{M(\text{B})}{M(\text{A})}$

Dla powietrza wykorzystuje się średnią masę molową (cząsteczkową) $M = 29\ \text{g/mol}$.

ZAŁĄCZNIK 2

Charakterystyczne stopnie utlenienia niektórych pierwiastków

Azot	NH_3 AlN; N_2H_4; NH_2OH; N_2; N_2O; NO; N_2O_3 HNO_2 $NaNO_2$; NO_2 N_2O_4; N_2O_5 HNO_3 $NaNO_3$ — -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5
Fosfor	PH_3 Ca_3P_2; P_2H_4; P; H_3PO_2 NaH_2PO_2; P_2O_3 H_3PO_3 PCl_3; P_2O_5 H_3PO_4 Na_3PO_4 — -3, -2, 0, +1, +3, +5
Siarka	H_2S Na_2S; H_2S_2 FeS_2; S; S_2Cl_2; SCl_2; SO_2 Na_2SO_3; SO_3 K_2SO_4 — -2, -1, 0, +1, +2, +4, +6
Chlor	HCl NaCl; Cl_2; Cl_2O HClO; $HClO_2$; ClO_2; $HClO_3$ $KClO_3$; $HClO_4$ $KClO_4$ — -1, 0, +1, +3, +4, +5, +7
Mangan	Mn; MnO $MnSO_4$; Mn_2O_3; MnO_2; K_2MnO_4; $KMnO_4$ — 0, +2, +3, +4, +6, +7
Żelazo	Fe; FeO $FeCl_2$; Fe_2O_3 $FeCl_3$; K_2FeO_4 — 0, +2, +3, +6

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Odpowiedzi do zadań rachunkowych

Powtórzenie najważniejszych zagadnień z chemii w klasie 8

9. 336 i 112 l. **10.** 3,1 g. **11.** 1514 g. **12.** 5.

Temat 1. Roztwory

37. 160 g. **38.** 1998 g. **50.** $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. **51.** $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. **67.** a) 120 g; b) ≈88 g; c) ≈25 g; d) ≈4 g; e) 20 i 85 g. **71.** 720 ml, mniej, więcej. **72.** 0,32 g. **73.** ≈1,1 g, słaborozpuszczalna. **74.** a) rozpuszczalna; b) słaborozpuszczalna; c) nierozpuszczalna. **75.** ≈65 g. **81.** 164 ml, 218 g. **82.** 52,4 %. **83.** 29,7 ml. **84.** ≈44,9 %. **85.** 35 g на 100 g wody. **86.** 42,8 g. **87.** 2,24 l. **88.** 15,6 g. **89.** 2244 g. **90.** a) 7,11 %; b) 6,12 %; c) 19,5 %; d) 11,8 %; e) 5,75 %. **91.** 36,6 g krystalicznego wodzianu, ≈963 g wody, 20 g soli bezwodnej. **96.** a) 2 mol; b) 2 mol; c) 3 mol; d) 3 mol. **111.** 2 mol. **125.** 14,2 g. **126.** 0,008 mola, średniej mocy. **142.** a) straci barwę; b) straci barwę; c) straci barwę. **156.** 1,435 g. **158.** 1,095 g.

Temat 2. Reakcje chemiczne

212. a) 92 kJ; b) 92 kJ **214.** ΔH = –890 kJ/mol. **215.** ΔH = –1318 kJ/mol. **216.** ΔH = +101,6 kJ/mol. **218.** ΔH = –566 kJ/mol. **219.** ΔH = +272 kJ/mol. **220.** ΔH = –95 kJ/mol. **236.** W pierwszym. **237.** 0,005 mola/dobę, 8,4 l. **238.** W pierwszym. **239.** 0,005 mola/s.

Temat 3. Podstawowe pojęcia o związkach organicznych

265. Mniejsza 1,8 raza. **266.** 0,002 %. **267.** 56 l. **268.** 1,1 m^3. **269.** 44 lata. **279.** 75 % w metanie, 81,8 % w propanie. **280.** Etan. **287.** 28 l tlenu, 16,8 l dwutlenku węgla. **288.** 7,1 g. **289.** ≈12,6 g. **290.** a) 7,575 g, b) 12,75 g, c) 17,925 g, d) 23,1 g. **291.** 31,8 % na podgrzewanie. **295.** Najwięcej ma propan, najmniej – metan. **298.** Propanu. **299.** 150 l. **301.** 3 razy. **302.** 1,1 raza. **303.** 22,5 l tlenu, 15 l tlenu. **304.** a) $V(O_2)$ = 700 ml, $V(CO_2)$ = 600 ml; b) $V(C_2H_6)$ = 1 l, $V(CO_2)$ = 2 l; в) $V(C_2H_6)$ = 400 m^3, $V(O_2)$ = 1400 m^3. **305.** 24 l. **306.** 10 l. **313.** W etenie, oba są lżejsze od powietrza. **314.** Jednakowe. **315.** Etynu. **316.** Etenu 0,028 %, etynu 0,16 %. **318.** a) 5,6 ml; b) 11,2 l. **319.** 1,12 l. **320.** a) Zmniejszy się 2 razy; b) nie zmniejszy się. **330.** 10 000. **331.** 85,7 % węgla i 14,3 % wodoru w obu wypadkach. **351.** Zwiększy się 1,05 raza. **367.** ΔH = –1408 kJ/mol. **368.** 45,3 %. **369.** 4,6 g. **370.** 9 l tlenu, 6 l dwutlenku węgla. **371.** 50 g. **386.** 1,46 l dla etanolu та 0,85 l dla glicerolu. **387.** 12,3 %. **401.** 64,3 g esencji, 685,7 ml wody. **402.** 82,9 g. **403.** 1,57 g. **404.** 8,4 g. **405.** 1,5 g. **406.** 94,3 g. **420.** ≈406 l. **434.** Drugi. **435.** 1030 l. **444.** a) 40 % węgla i 60 % wody; b) 42,1 % węgla i 57,9 % wody. **447.** 50 g. **448.** ΔH = –2800 kJ/mol. **450.** 342 g sacharozy i 18 g wody. **451.** 37,5 g. **452.** $1{,}02 \cdot 10^{17}$ l albo 102 trln m^3. **461.** 12 963. **462.** 1,066 m^3. **463.** 5,7 %. **464.** Po 138,3 l dwutlenku węgla i tlenu. **477.** Białek 6,768 g, tłuszczów 5,2512 g, węglowodanów 0,9264 g. **479.** 18,75 g.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Skorowidz alfabetyczny

A
Alkohole 172
Aminokwasy 218
Anion 47

B
Białka 219

D
Dipol 26
Dysocjacja elektrolityczna 46

E
Efekt
  cieplny reakcji 110
Elektrolity 207
  mocne 55
  słabe 57
Emulsje 18
Entalpia 110
Enzymy 123

F
Frakcje ropy naftowej 166

G
Gaz ziemny 169

H
Hydrat 26

I
Inhibitor 122

K
Katalizator 122
Kation 47
Klasyfikacja związków organicznych 136
Krystaliczne wodziany 29
Krzywa rozpuszczalności 36
Kwas 50
Kwasowość środowiska 60

M
Monomer 162
Mydło 191

N
Nieelektrolity 44

P
Polimer 162
Polimeryzacja 162
Polisacharydy 210

R
Reakcje
  analizy (rozkładu) 128
  egzotermiczne 107
  endotermiczne 108
  jakościowe 78
  nieodwracalne 129
  odwracalne 129
  syntezy 128
  utlenienia i redukcji 89
  wymiany podwójnej 128
  wymiany pojedynczej 128
  polimeryzacji 161
Redukcja 89
Ropa naftowa 166
Różnica homologiczna 144
Rozpuszczalność 34
Roztwory
  właściwe (rzeczywiste) 20
  koloidalne 20
  nasycone 39
  nienasycone 39
  rozcieńczone 39
  stężone 39

S
Szereg homologiczny 144
Skala pH 61
Sole 52
Stopień dysocjacji 57
Stopień polimeryzacji 162
Suspensje 18
Szybkość reakcji chemicznej 116

T
Tłuszcze 196

U
Utlenienie 89
Układ dyspersyjny 17

W
Węglowodany 202
Węglowodory 138
  nasycone 146
  nienasycone 155
Wiązanie wodorowe 32

Z
Zasady 52

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Зміст

Powtórzenie najważniejszych zagadnień z chemii w klasie 8 5

§ 1. Budowa i właściwości podstawowych rodzajów związków nieorganicznych 5

§ 2. Wiązanie chemiczne i budowa substancji 11

Temat 1. Roztwory

§ 3. Definicja układu dyspersyjnego. Roztwory koloidalne i właściwe 17

Eksperyment domowy nr 1 24

§ 4. Budowa molekuły wody. Rozpuszczanie substancji w wodzie. Krystaliczne wodziany 25

§ 5. Definicja wiązania wodorowego 31

§ 6. Rozpuszczalność substancji, jej zależność od różnych czynników 34

§ 7. Charakterystyka roztworów 39

§ 8. Elektrolity i nieelektrolity. Dysosjacja elektrolityczna 44

§ 9. Dysocjacja elektrolityczna kwasów, zasad i soli w roztworach wodnych 50

§ 10. Elektrolity mocne i słabe. Stopień dysocjacji elektrolitycznej 55

§ 11. Kwasowość środowiska. Definicja pH roztworu 60

Doświadczenia laboratoryjne nr 1–3 65

§ 12. Reakcje wymiany między roztworami elektrolitów. Jonowo-molekularne równania reakcji chemicznych 68

Doświadczenia laboratoryjne nr 4–6 74

Praca praktyczna nr 1 76

§ 13. Wykrywanie jonów w roztworach 77

Doświadczenia laboratoryjne nr 7–9 80

Praca praktyczna nr 2 82

Temat 2. Reakcje chemiczne

§ 14. Stopień utlenienia pierwiastków 84

§ 15. Reakcje redukcji i utlenienia (redoks) 88

§ 16. Utleniacze i reduktory 95

§ 17. Układanie równań reakcji utlenienia i redukcji. Metoda bilansu elektronowego 100

§ 18. Efekt cieplny reakcji chemicznych 107

§ 19. Równania termochemiczne reakcji 113

§ 20. Szybkość reakcji chemicznej 116

Doświadczenia laboratoryjne nr 10 124

Praca praktyczna nr 3 127

§ 21. Klasyfikacja reakcji chemicznych 128

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Temat 3. Podstawowe pojęcia o związkach organicznych

§ 22. Wstęp do chemii organicznej 132
§ 23. Metan – węglowodór najprostszy 138
§ 24. Homologi metanu – nasycone węglowodory 143
§ 25. Właściwości metanu oraz jego homologów, ich stosowanie 147
§ 26. Stosunek objętościowy gazów w reakcjach chemicznych 152
§ 27. Eten i etyn – węglowodory nienasycone 155
§ 28. Informacja podstawowa o polimerach. Polietylen 161
§ 29. Naturalne źródła węglowodorów 166
§ 30. Alkohol metylowy i etylowy 172
§ 31. Toksyczność metanolu i etanolu 177
§ 32. Glicerol 179
Doświadczenia laboratoryjne nr 11 182
§ 33. Kwasy karboksylowe. Kwas etanowy 184
Praca praktyczna nr 4 189
§ 34. Wyższe kwasy karboksylowe. Mydło 190
Eksperyment domowy nr 2 195
§ 35. Tłuszcze 196
§ 36. Węglowodany: glukoza i sacharoza 202
Doświadczenia laboratoryjne nr 12 209
§ 37. Węglowodany: skrobia i celuloza 210
Doświadczenia laboratoryjne nr 13, 14 214
Eksperyment domowy nr 3 215
Praca praktyczna nr 5 216
§ 38. Białka i aminokwasy 218
§ 39. Naturalne i syntetyczne związki organiczne. Ochrona środowiska przed trwałymi zanieczyszczeniami organicznymi 224

Temat 4. Uogólnienie wiedzy z chemii

§ 40. Znaczenie chemii w życiu społeczeństwa. Rola chemii dla zapewnienia zrównoważonego rozwoju 231
§ 41. Miejsce chemii w systemie nauk 234
§ 42. Nauka chemiczna na Ukrainie 239
§ 43. Produkcja chemiczna na Ukrainie 245

Dodatki

Wzory obliczeniowe, które są wykorzystywane w chemii 251
Charakterystyczne stopnie utlenienia niektórych pierwiastków 251

Odpowiedzi do zadań rachunkowych 252
Skorowidz alfabetyczny 253

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має
Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua

Відомості про користування підручником

№ з/п	Прізвище та ім'я учня/учениці	Навчальний рік	Стан підручника	
			на початку року	в кінці року
1				
2				
3				
4				
5				

Навчальне видання

ГРИГОРОВИЧ Олексій Владиславович

ХІМІЯ
підручник для 9 класу загальноосвітніх навчальних закладів з навчанням польською мовою

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

Переклад з української

Перекладачі *Т. Калуські, О. Слюсар*

Польською мовою

Редактори *Р. Калуські, В. Ільчук*
Художник *О. Юхтман*
Художнє оформлення *В. Труфен*
Комп'ютерна верстка *М. Бацай*

В оформленні підручника використані зображення, розміщені в мережі Інтернет для вільного використання

Формат 70*90/16. Ум. друк. арк. 18,72. Обл.-вид. арк. 24,34.
Наклад 137 прим. Зам. № 1225

Видавець і виготовлювач видавничий дім „Букрек"
вул. Радищева, 10, м. Чернівці, 58000

www.bukrek.net

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єкта видавничої справи ЧЦ № 1 від 10.07.2000 р.

Право для безоплатного розміщення підручника в мережі Інтернет має Міністерство освіти і науки України http://mon.gov.ua/ та Інститут модернізації змісту освіти https://imzo.gov.ua