

Міністерство освіти і науки України
Національний університет «Чернігівська політехніка»

Ж. В. Замай, С. В. Ткаченко

**ХІМІЯ НАВКОЛИШНЬОГО
СЕРЕДОВИЩА.**

Частина 1. Загальна хімія

Навчальний посібник

для здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальністю 101 – Екологія

Чернігів 2020

УДК 54(075.8)

3-26

Рекомендовано до друку вченою радою Національного університету «Чернігівська політехніка» (протокол № 7 від 28 вересня 2020 р.).

Рецензенти:

О. Л. Гуменюк, канд. хім. наук, доц.;

В. В. Суховєєв, д-р хім. наук, проф.

Замай Ж. В.

3-26 Хімія навколишнього середовища. Частина 1. Загальна хімія : навч. посіб. для здобувачів першого рівня вищої освіти за спеціальністю 101 – Екологія / Ж. В. Замай, С. В. Ткаченко. – Чернігів : НУ «Чернігівська політехніка», 2020. – 124 с.

ISBN 978-617-7571-97-0

У посібнику розглянуто основні теоретичні положення загальної хімії - першої частини курсу «Хімія навколишнього середовища». Розглянуто теоретичні питання, приклади розв'язку типових завдань, завдання з відповідями для самостійного опрацювання, а також приклади тестових завдань із кожної теми курсу.

Посібник призначений для вивчення у ЗВО дисципліни «Хімія навколишнього середовища». Також може бути корисним при вивченні дисциплін «Біогеохімія», «Геологія», «Методи вимірювання параметрів навколишнього середовища», «Екологічна безпека та техноекоекологія».

УДК 54(075.8)

ISBN 978-617-7571-97-0

© Ж. В. Замай, С. В. Ткаченко, 2020

© НУ «Чернігівська політехніка», 2020

ЗМІСТ

Передмова	4
Основні хімічні поняття	5
Класи неорганічних сполук. Номенклатура.....	29
Будова атомів. Будова молекул	36
Енергетика хімічних процесів	55
Основи хімічної кінетики і хімічна рівновага	62
Розчини. Концентрація розчинів	69
Теорія електролітичної дисоціації. Реакції в розчинах електролітів.....	88
Окисно-відновні процеси у природі, виробництві та техніці	107
Рекомендована література.....	116
Додатки.....	118

ПЕРЕДМОВА

Навчальна дисципліна «Хімія навколишнього середовища» згідно з освітньо-професійною програмою підготовки «Екологія» першого рівня вищої освіти за спеціальністю 101 – Екологія є обов'язковою компонентою циклу загальної підготовки. Робоча програма передбачає вивчення розділів загальної хімії, необхідних для подальшого вивчення як цього курсу, так і інших екологічних дисциплін, та другої частини – поширення та перетворення металів, неметалів та їх сполуки в навколишньому середовищі, а також питання хімічного складу, природи забрудників геосфер Землі.

Основу наукових і практичних знань, що містяться в посібнику, становлять сучасні уявлення про будову речовини, про основні закономірності перебігу хімічних та фізико-хімічних процесів, про властивості розчинів та інші. Наведено інформацію про використання різноманітних хімічних реагентів у вирішенні природоохоронних завдань, а також розглянуто речовини, що є забрудниками довкілля.

У кожному розділі коротко викладено основні теоретичні моменти, розглянуто приклади розв'язку типових завдань, наведено завдання для самостійної роботи (в порядку зростання їхньої складності), а також тестові завдання. Навчальний посібник вміщує також список рекомендованої літератури та довідкові матеріали.

Призначено для студентів, що навчаються за спеціальністю 101 – Екологія.

Основну увагу в посібнику приділено темам «Розчини. Концентрація розчинів» і «Розчини електролітів», які використовуються для подальшого вивчення дисциплін «Біогеохімія», «Геологія», «Методи вимірювання параметрів навколишнього середовища», «Екологічна безпека та техноекологія» тощо, а також формують відповідні фахові компетенції. Крім того, докладно розглядаються теми «Основні поняття і закони хімії», «Класи неорганічних сполук, номенклатура», які здебільшого повинні бути опановані у шкільному курсі хімії, але не всі здобувачі вищої освіти володіють необхідними для подальшого вивчення курсу навичками, тому для вивільнення лекційного часу для розгляду більш складних питань інформація з цих тем докладно представлена в посібнику й розрахована на самостійну роботу студентів.

Посібник може бути корисним для здобувачів вищої освіти, які вивчають розглянуті розділи загальної хімії в курсах «Хімія з основами біогеохімії», «Методи аналізу сировини та продукції харчових виробництв», «Загальна та неорганічна хімія» тощо.

ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ПОНЯТТЯ

Атом – електронейтральна частинка, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів. Ядро атома складається з протонів та нейтронів. Електрони розміщені в атомі на певних енергетичних рівнях.

Хімічний елемент – вид атомів з однаковим зарядом ядра.

Усі існуючі хімічні елементи розташовані в Періодичній системі (ПС) хімічних елементів у послідовності збільшення заряду ядра.

Кожний хімічний елемент Періодичної системи розміщений у клітинці, де зазначено **символ елемента** (одна чи дві латинських літери), його **назва, порядковий номер** (рівний заряду ядра) і **відносна атомна маса** (A_r).

Відносна атомна маса елемента (A_r) показує, у скільки разів маса атома елемента більше за $1/12$ маси атома **карбону**.

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(C)} = \frac{m_a(E)}{1 \text{ а.о.м.}}$$

$1/12$ частину маси атома **карбону** називають **атомна одиниця маси (а.о.м.)** або **карбонова одиниця**.

Валентність – здатність атома сполучатися з певною кількістю таких самих або інших атомів.

Максимальна валентність елементів, які знаходяться в головних підгрупах, дорівнює номеру групи (за винятком **нітрогену, оксигену, флуору** та елементів VIII групи). Валентність елементів, які знаходяться в побічних підгрупах, не можна узагальнити правилом.

Молекула – це найменша частинка речовини, що складається з атомів.

Відносна молекулярна маса речовини (M_r) – це число, яке показує, у скільки разів маса молекули цієї речовини більша за $1/12$ маси атома **карбону**.

Періоди	Групи																			
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII					
1	H 1 Гідроген 1,0079 1s ¹	(H)																He 2 Гелій 4,0026 1s ²		
2	Li 3 Літій [He]2s ¹ 6,941	Be 4 Берилій [He]2s ² 9,012	B 5 Бор [He]2s ² 2p ¹ 10,81	C 6 Карбон [He]2s ² 2p ² 12,011 Вуглець	N 7 Нітроген [He]2s ² 2p ³ 14,0067 Азот	O 8 Оксиген 15,999 Кисень [He]2s ² 2p ⁴	F 9 Флуор 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵	Ne 10 Неон 20,180 1s ² 2s ² 2p ⁶												
3	Na 11 Натрій [Ne]3s ¹ 22,990	Mg 12 Магній [Ne]3s ² 24,305	Al 13 Алюміній [Ne]3s ² 3p ¹ 26,982	Si 14 Силіцій [Ne]3s ² 3p ² 28,086	P 15 Фосфор [Ne]3s ² 3p ³ 30,974	S 16 Сульфур [Ne]3s ² 3p ⁴ 32,06 Сірка	Cl 17 Хлор [Ne]3s ² 3p ⁵ 35,453	Ar 18 Аргон 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶												
4	K 19 Калій [Ar]4s ¹ 39,098	Ca 20 Кальцій [Ar]4s ² 40,08	Sc 21 Скандій [Ar]3d ¹ 4s ² 44,956	Ti 22 Титан [Ar]3d ² 4s ² 47,87	V 23 Ванадій [Ar]3d ³ 4s ² 50,941	Cr 24 Хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹ 51,996	Mn 25 Манган [Ar]3d ⁵ 4s ² 54,938	Fe 26 Ферум [Ar]3d ⁶ 4s ² 55,845 Залізо	Co 27 Кобальт [Ar]3d ⁷ 4s ² 58,933	Ni 28 Нікель [Ar]3d ⁸ 4s ² 58,69										
	29 Cu Мідь [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ 63,546	30 Zn Цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 65,41	31 Ga Галій [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ 69,72	32 Ge Германій [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² 72,64	33 As Арсен [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ 74,922	34 Se Селен [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ 78,96	35 Br Бром [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ 79,904	Kr 36 Криптон [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ 83,80												
5	Rb 37 Рубідій [Kr]5s ¹ 85,468	Sr 38 Стронцій [Kr]5s ² 87,62	39 Y Ітрий [Kr]4d ¹ 5s ² 88,906	40 Zr Цирконій [Kr]4d ² 5s ² 91,22	41 Nb Ніобій [Kr]4d ⁴ 5s ¹ 92,906	42 Mo Молибден [Kr]4d ⁵ 5s ¹ 95,94	43 Tc Технецій [Kr]4d ⁵ 5s ² [98]	44 Ru Рутеній [Kr]4d ⁷ 5s ¹ 101,07	45 Rh Родій [Kr]4d ⁸ 5s ¹ 102,905	46 Pd Паладій [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ 106,4										
	47 Ag Срібло [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ 107,868	48 Cd Кадмій [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 112,41	49 In Індій [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ¹ 114,82	50 Sn Станум [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ² 118,71	51 Sb Стійбій [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ³ 121,76	52 Te Телур [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ⁴ 127,60	53 I Йод [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ⁵ 126,904	Xe 54 Ксенон [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 4p ⁶ 131,29												
6	Cs 55 Цезій [Xe]6s ¹ 132,91	Ba 56 Барій [Xe]6s ² 137,33	57 La* Лантан [Xe]5d ¹ 6s ² 138,905	72 Hf Гафній [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² 178,49	73 Ta Тантал [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² 180,948	74 W Вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² 183,84	75 Re Реній [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² 186,207	76 Os Осмій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² 190,2	77 Ir Ірідій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² 192,22	78 Pt Платина [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ 195,09										
	79 Au Золото [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ 196,967	80 Hg Ртуть [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 200,59	81 Tl Талій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ 204,38	82 Pb Свинць [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² 207,2	83 Bi Бісмут [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ 208,980	84 Po Полоній [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ [210]	85 At Астат [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ [210]	Rn 86 Радон [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ [222]												
7	Fr 87 Францій [Rn]7s ¹ [223]	Ra 88 Радій [Rn]7s ² [226]	89 Ac** Актиній [Rn]5f ¹⁴ 7s ² [227]	104 Rf Резерфордій [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² [261]	105 Db Дубній [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² [268]	106 Sg Сіборгій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² [271]	107 Bh Борій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² [270]	108 Hs Гасій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² [278]	109 Mt Майтнерій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² [278]	110 Ds Дармштадтій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ² [281]										
	111 Rg Рентгеній [285]	112 Cn Коперніцій [285]	Nh 113 Ніхоній [286]	114 Fl Флеровій [289]	115 Mc Московій [288]	116 Lv Лівнерморій [293]	117 Ts Теннессій [294]	Og 118 Оганєссій [294]												
Висші оксиди	E ₂ O		EO		E ₂ O ₃		EO ₂		E ₂ O ₅		EO ₃		E ₂ O ₇		EO ₄					
Легкі сполуки з Гідрогеном					EH ₄		EH ₃		H ₂ E		HE									
*Лантаноїди	58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ⁰ Церій	59 Pr 140,908 4f ² 5d ⁰ Прозевдій	60 Nd 144,24 4f ³ 5d ⁰ Неодим	61 Pm [145] 4f ⁴ 5d ⁰ Прометій	62 Sm 150,4 4f ⁵ 5d ⁰ Самарій	63 Eu 151,96 4f ⁶ 5d ⁰ Європій	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ⁰ Гадоліній	65 Tb 158,925 4f ⁸ 5d ⁰ Тербій	66 Dy 162,50 4f ⁹ 5d ⁰ Диспрозій	67 Ho 164,93 4f ¹⁰ 5d ⁰ Гольмій	68 Er 167,26 4f ¹¹ 5d ⁰ Ербій	69 Tm 168,93 4f ¹² 5d ⁰ Тулій	70 Yb 173,04 4f ¹³ 5d ⁰ Іттербій	71 Lu 174,97 4f ¹⁴ 5d ⁰ Лютецій						
**Актиноїди	90 Th 232,038 6f ² 7s ² Торій	91 Pa 231,036 6f ² 7s ² Протактіній	92 U 238,029 6f ³ 7s ² Уран	93 Np [237] 6f ⁴ 7s ² Нептуній	94 Pu [244] 6f ⁶ 7s ² Плутоній	95 Am [243] 6f ⁷ 7s ² Америцій	96 Cm [247] 6f ⁸ 7s ² Кюріій	97 Bk [247] 6f ⁹ 7s ² Берклій	98 Cf [251] 6f ¹⁰ 7s ² Каліфорній	99 Es [252] 6f ¹¹ 7s ² Ейнштейній	100 Fm [257] 6f ¹² 7s ² Фермій	101 Md [258] 6f ¹³ 7s ² Менделєвій	102 No [259] 6f ¹⁴ 7s ² Нобелій	103 Lr [260] 6f ¹⁴ 7s ² Лоренцій						

s-елементи
 p-елементи
 d-елементи
 f-елементи
 Для f-елементів наведено лише змінювані частини електронних формул

Відносна молекулярна маса речовини дорівнює сумі відносних атомних мас хімічних елементів, що входять до її складу.

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18;$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Відносна молекулярна маса – величина безрозмірна.

Приклади типових завдань

1. Обчисліть відносну молекулярну масу сполук:

а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; в) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Розв'язання

Для обчислення відносної молекулярної маси сполуки треба підсумувати відносні атомні маси елементів, які утворюють сполуку, з урахуванням кількості атомів. Значення відносних молекулярних мас знаходимо в Періодичній системі елементів Д. І. Менделєєва.

$$\begin{aligned}
 \text{а) } M_r((\text{Ca}(\text{OH})_2) &= A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) + 2 \cdot A_r(\text{H}) = \\
 &= 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74;
 \end{aligned}$$

$$\text{б) } M_r((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{N}) + 8 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ = 2 \cdot 14 + 8 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 132;$$

$$\text{в) } M_r(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = A_r(\text{Cu}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) + 5 \cdot (2 \cdot A_r(\text{H}) + \\ + A_r(\text{O})) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 160 + 90 = 250.$$

Масова частка елемента в складній речовині

Кожна складна речовина (хімічна сполука) утворена кількома елементами.

Вміст елемента в сполуці характеризують його **масовою часткою**, яку позначають латинською літерою **w** («дубль-ве»).

w – масова частка елемента у сполуці – це відношення маси цього елемента до маси відповідної сполуки.

$$w(\text{E}) = \frac{m(\text{E})}{m(\text{сполуки})}.$$

При розрахунку **w** маси елемента і сполуки беруть в однакових одиницях вимірювання (наприклад, у грамах). Масова частка не має розмірності. Її часто виражають у відсотках.

У цьому разі формула має такий вигляд:

$$w(\text{E}) = \frac{m(\text{E})}{m(\text{сполуки})} \cdot 100\%.$$

Сума масових часток усіх елементів у сполуці становить 1 (або 100 %). Масову частку елемента у сполуці також обчислюють, використовуючи хімічну формулу сполуки.

$$w(\text{E}) = \frac{n \cdot A_r(\text{E})}{M_r}.$$

A_r – відносна атомна маса елемента;

M_r – відносна молекулярна маса речовини;

n – кількість атомів елемента у сполуці.

Приклади типових завдань

1. Кварц (SiO₂) – один із найпоширеніших у земній корі мінералів (становить понад 12 % її маси), входить до складу магматичних, осадових і метаморфічних порід. Розрахувати масові частки силіцію та кисню в кварці.

Дано:	Розв'язання
SiO_2	
$w(\text{Si}) - ?$	$w(E) = \frac{n \cdot A_r(E)}{M_r}$
$w(\text{O}) - ?$	$w(\text{Si}) = \frac{A_r(\text{Si})}{M_r(\text{SiO}_2)} = \frac{28}{28+32} = 0,466, \text{ або } 46,6 \%;$
	$w(\text{O}) = 100 - w(\text{Si}) = 100 - 46,6 = 53,4 \%.$
	<i>Відповідь:</i> $w(\text{Si}) = 46,6\%; w(\text{O}) = 53,4 \%.$

2. У 480 г амоній нітрату NH_4NO_3 , що використовується як мінеральне добриво і є вибухонебезпечною речовиною, міститься 168 г нітрогену. Обчислити масову частку нітрогену в сполуці.

Дано:	Розв'язання
$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 600 \text{ г}$	
$m(\text{N}) = 210 \text{ г}$	$w(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{210}{600} = 0,35, \text{ або } 35 \%.$
$w(\text{N}) - ?$	<i>Відповідь:</i> 35 %.

3. До оксидних руд заліза відноситься гематит (Fe_2O_3). Розрахуйте масові частки кожного елемента в цій сполуці, якщо 40 г його містить 28 г феруму.

Дано:	Розв'язання
$m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}$	$m(\text{O}) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) - m(\text{Fe}) = 40 - 28 = 12 \text{ (г)};$
$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 40 \text{ г}$	$w(E) = \frac{m(E)}{m \text{ сполуки}};$
$w(\text{Fe}) - ?$	$w(\text{Fe}) = \frac{28}{40} = 0,7, \text{ або } 70 \%; w(\text{O}) = \frac{12}{40} = 0,3, \text{ або } 30 \%.$
$w(\text{O}) - ?$	<i>Відповідь:</i> 70 %; 30 %.

4. Обчисліть масові частки елементів у кальцій фосфаті $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (мінерал класу апатитів).

Дано:	Розв'язання
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$w(E) = \frac{n \cdot A_r(E)}{M_r};$
$w(\text{Ca}) - ?$	$M_r[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 3 \cdot 40 + 3 \cdot 31 + 8 \cdot 16 = 310;$
$w(\text{P}) - ?$	$w(\text{Ca}) = \frac{3 \cdot 40}{310} = \frac{120}{310} = 0,39; \text{ або } 0,39 \cdot 100 \% = 39 \%;$
$w(\text{O}) - ?$	$w(\text{P}) = \frac{2 \cdot 31}{310} = \frac{62}{310} = 0,2; \text{ або } 0,2 \cdot 100 \% = 20;$
	$w(\text{O}) = \frac{8 \cdot 16}{310} = \frac{128}{310} = 0,41; \text{ або } 0,41 \cdot 100 \% = 41 \%.$
	<i>Відповідь: 39 %; 20 %; 41 %.</i>

Валентність – властивість атомів сполучатися з певною кількістю атомів інших елементів.

За одиницю валентності прийнято валентність атома *гідрогену*. Гідроген завжди одновалентний.

У назві речовини, утвореної елементом *зі змінною валентністю*, вона вказується в дужках римською цифрою після назви елемента.

Назви речовин елементів зі змінною валентністю:

FeCl_2 – ферум(II) хлорид; FeCl_3 – ферум(III) хлорид;

SO_3 – сульфур(VI) оксид; SO_2 – сульфур(IV) оксид.

У молекулах бінарних сполук **загальна сума одиниць валентності атомів одного елемента дорівнює загальній сумі одиниць валентності атомів другого елемента.**

Щоб скласти хімічну формулу речовини за валентністю елементів, треба:

1. Написати хімічні знаки елементів і позначити валентність кожного елемента римською цифрою.

2. Знайти найменше спільне кратне для чисел, що виражають валентність.

3. Поділити найменше спільне кратне на валентність кожного елемента та здобує число (індекс) приписати знизу справа до знака елемента.

Приклади типових завдань

1. Складіть формулу речовини сульфур(VI) оксиду.

Розв'язання

На один атом сульфуру припадає шість одиниць валентності. Така ж кількість валентностей припадає на всі атоми кисню. Валентність одного атома кисню становить II. Отже кількість атомів кисню дорівнює три. Формула сполуки – SO_3 .

2. Складіть формули бінарних сполук, утворених киснем і такими елементами: Hg(I), Pb(IV), Cu(I), Cu(II), Cr(II), Cr(III), Cr(VI). Хімічний знак кисню у формулах пишуть на другому місці.

Розв'язання

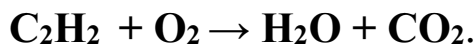
Hg_2O , PbO_2 , Cu_2O , CuO , CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .

Хімічні рівняння

Хімічні властивості речовини залежать від її складу та внутрішньої будови й описуються *хімічними рівняннями*.

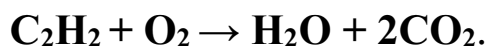
Хімічне рівняння – це запис хімічної реакції за допомогою формул реагентів і продуктів реакції, а також коефіцієнтів. Розставляти коефіцієнти в рівнянні реакції треба так, щоб кількість атомів кожного елемента в лівій і правій частинах була однаковою.

Схема реакції горіння (взаємодії з киснем) ацетилену (C_2H_2), що призводить до утворення води й вуглекислого газу:

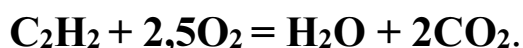


1. У молекулі C_2H_2 два атоми карбону, а в молекулі CO_2 – один. Отже, з кожної молекули ацетилену утворюється дві молекули вуглекислого газу.

2. У молекулі ацетилену два атоми гідрогену і в молекулі води теж два, тобто з однієї молекули ацетилену утворюється одна молекула води:

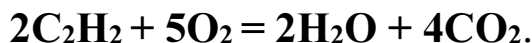


3. Підрахувавши кількість атомів кисню в правій частині схеми реакції, одержуємо 5 атомів ($2 \cdot 2 + 1$), що становить 2,5 його молекули (O_2):



Але дробових коефіцієнтів у хімічних рівняннях зазвичай не пишуть.

4. Тому помножимо всі коефіцієнти на 2 і дістанемо таке *хімічне рівняння реакції*:



Кількість речовини (ν або n) – це фізична величина, що визначається числом частинок – структурних одиниць речовини: атомів, молекул, іонів тощо.

Одиницею кількості речовини є моль.

Моль – це така кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць речовини, скільки атомів є в 12 г ізотопу карбону ^{12}C .

Щоб визначити це число (N) атомів карбону, необхідно 12 г поділити на масу одного атома карбону, яка дорівнює $19,93 \cdot 10^{-24}$ г. Тоді $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ атомів.

Дане число називають **сталю Авогадро** і позначають N_A .

Кількість речовини ν можна знайти як відношення числа N атомів або молекул речовини до сталої Авогадро N_A :

$$\nu = \frac{N}{N_A}.$$

Для описування хімічних реакцій кількість речовини є зручнішою величиною, ніж маса. Співвідношення між кількостями реагуючих речовин дорівнює відношенню коефіцієнтів у рівнянні.

Стала Авогадро дорівнює:

$N_A = 6,02214129 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$; вона показує, скільки атомів або молекул міститься в одному молі речовини.

Молярна маса (M) – це маса 1 моля речовини. Її можна визначити як відношення маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Тобто

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Одиниці вимірювання – кг/моль (СІ) або г/моль.

Чисельно молярна маса збігається з відносною молекулярною масою. Молярна маса речовини визначається так:

- розраховується відносна молекулярна маса;
- дописуються до неї одиниці вимірювання г/моль.

Так, наприклад, відносна молекулярна маса води $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$, її молярна маса $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

А відносна молекулярна маса сульфатної кислоти $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$, тобто її молярна маса $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Молярний об'єм (V_m) – це об'єм одного моля речовини. Його можна визначити як відношення об'єму речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Тобто

$$V_m = \frac{V}{\nu}$$

Одиниці вимірювання – м³/моль (СИ), або л/моль.

Молярний об'єм ідеального газу за нормальних умов ($T = 273,15$ К; $p = 101\,325$ Па) дорівнює $0,0224$ м³/моль (СИ), або $22,4$ л/моль.

Тобто за н.у. $V_m = 22,4$ л/моль.

Цю сталу часто застосовують у розрахунках, оскільки ця величина є сталою для всіх газів і характеризує об'єм, який займає 1 моль будь-якого газу за нормальних умов.

Таким чином, кількість речовини можна визначити за формулами:

$$\nu = \frac{N}{N_a}; \quad \nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{V}{V_m}$$

Відносна густина газів (D) – це відношення маси певного об'єму одного газу до маси такого ж об'єму іншого газу (взятих за однакових умов). Відносна густина дорівнює відношенню відносних молекулярних або молярних мас газів:

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

Здебільшого відносну густина визначають за воднем, повітрям або киснем:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{2}; \quad D_{(\text{пов.})} = \frac{M_{\text{газу}}}{29}; \quad D(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{32}$$

Наприклад, відносна густина водяної пари за воднем дорівнює:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{2} = \frac{18}{2} = 9$$

Приклади типових завдань

1. Яка кількість речовини міститься у воді масою 0,009 кг? Яке число молекул міститься у воді масою 0,009 кг? Скільки атомів усіх елементів міститься у воді масою 0,009 кг?

Дано:	Розв'язання
$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,009 \text{ кг} = 9 \text{ г}$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $\nu(\text{H}_2\text{O}) - ?$ $N(\text{H}_2\text{O}) - ?$ $N(\text{H}_2\text{O}) - ?$	$N_A = \frac{N}{\nu}$, звідки $N = N_A \cdot \nu$, $M = \frac{m}{\nu}$, звідки $\nu = \frac{m}{M}$. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$ 1) $\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{9}{18} = 0,5 \text{ моль};$ 2) $N(\text{H}_2\text{O}) = N_A \cdot \nu = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,5 = 3,01 \cdot 10^{23};$ 3) одна молекула води складається з трьох атомів (двох атомів гідрогену та одного атома кисню); $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул води містять x атомів; $x = 3,01 \cdot 10^{23} \cdot 3 = 9,03 \cdot 10^{23}$ атомів. <i>Відповідь:</i> 0,5 моль речовини води, $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул води, $9,03 \cdot 10^{23}$ атомів усіх елементів.

2. У якій масі води міститься стільки молекул, скільки їх є в 34 г амоніаку NH_3 ?

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{NH}_3) = 34 \text{ г},$ $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$ <hr style="border: 0; border-top: 1px solid black; margin: 5px 0;"/> $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$	$\nu = \frac{m}{M}$, звідки $m = \nu \cdot M;$ $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$ 1) розрахуємо $\nu(\text{NH}_3)$, що відповідає його масі 34 г; $\nu(\text{NH}_3) = \frac{34}{17} = 2 \text{ моль};$ 2) виходячи з того, що однакові кількості різних речовин містять однакові кількості молекул, тобто $N(\text{NH}_3) = N(\text{H}_2\text{O})$, якщо $\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{H}_2\text{O})$, знаходимо $\nu(\text{H}_2\text{O}) : \nu(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль};$

3) розрахуємо

$$m(\text{H}_2\text{O}) : m(\text{H}_2\text{O}) = \nu \cdot M = 18 \cdot 2 = 36 \text{ г.}$$

Відповідь: 34 г.

3. Після потрапляння в атмосферу невідомого газу було встановлено, що він є важчим за водень у 17 разів. Потрібно передбачити який це газ та знайти масу 1 л (н.у.) цього газу. Якою була б його відносна густина, якщо б її визначали за повітрям?

Дано:	Розв'язання:
$D(\text{H}_2) = 17;$ $V(\text{газу}) = 1 \text{ л.}$ $m(\text{газу}) - ?$ $D(\text{пов.}) - ?$	1. Оскільки $D(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{газу}}}{2}$, то $M(\text{газу}) = M(\text{H}_2) \cdot D(\text{H}_2) = 17 \cdot 2 = 34 \text{ г/моль}$ (можливо, це H_2S). 2. Для розрахунку маси газу потрібно розрахувати її кількість речовини. Оскільки $V_m = \frac{V}{\nu}$, то $\nu = \frac{V}{V_m} = \frac{1}{22,4} = 0,045 \text{ моль};$ 3. $m(\text{газу}) = M \cdot \nu = 34 \cdot 0,045 = 1,53 \text{ г.}$ 4. Густина газу за повітрям $D_{(\text{пов.})} = \frac{M_{\text{газу}}}{29} = \frac{34}{29} = 1,17$, де 29 – середня молярна маса повітря. <i>Відповідь:</i> $m(\text{газу}) = 1,53 \text{ г}; D(\text{пов.}) = 1,17.$

Стехіометричні закони хімії

І. Закон збереження маси.

Сума мас речовин, які вступили в реакцію, дорівнює сумі мас продуктів реакції.

Під час перебігу хімічних реакцій руйнуються зв'язки між атомами вихідних речовин, атоми перегруповуються і між ними утворюються нові зв'язки. Атоми при цьому не зникають і не виникають з нічого, вони входять до складу продуктів реакції в такій самій кількості, як і у вихідних речовинах.

Цей закон виконується для процесів із порівняно невеликими енергетичними ефектами. В ядерних перетвореннях ці ефекти дуже великі, а це відповідно до співвідношення Ейнштейна $E = mc^2$ спричиняє помітні зміни мас (дефект мас).

II. Закон сталості складу.

Кожна чиста речовина молекулярного типу, незалежно від способу її добування, має сталий якісний і кількісний склад.

Дальтоніди – сполуки, для яких справедливий закон сталості складу: H_2O , H_2SO_4 .

Бертоліди – речовини, в яких атомні співвідношення не є точно фіксованими (змінного складу $\text{FeS}_{0,9-1,1}$).

III. Закон еквівалентів.

Еквівалент елемента – частка атома, що припадає на одиницю валентності. Еквівалент елемента – така його кількість, яка з'єднується з 1 молем атомів H чи заміщує ту ж саму кількість атомів H у хімічних реакціях.

Еквівалент є безрозмірною величиною.

$$E_{\text{хім. елемента}} = 1/V,$$

де V – валентність елемента. $E(H) = 1$, $E(O) = 1/2$.

Молярна маса еквівалентів (еквівалентна маса) (M_E, m_e) – маса одного еквівалента елемента (речовини), виражається в г/моль

$$M_E = \frac{M(X)}{V};$$

$$M_E = M \cdot E.$$

Часто використовують поняття – фактор еквівалентності, яке здебільшого збігається з поняттям еквівалента.

Фактор еквівалентності (f_E) – це число, яке показує, яка частина речовини X еквівалентна одному протону або одному електрону.

Фактор еквівалентності обчислюється за формулою: $f_E = \frac{1}{z_e}$, де z_e – число еквівалентності, яке знаходять для кожного класу сполук.

$$M_E = M \cdot f_E.$$

а) z_e **для оксидів** – дорівнює добутку валентності хімічного елемента та кількості його атомів у сполуці.

$$E \text{ або } f_E(\text{CaO}) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2; f_E(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \cdot 5) = 1/10;$$

б) z_e **для кислот** – це їх основність (кількість активних атомів гідрогену).

$$f_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3;$$

в) z_e для основ – це їхня кислотність (кількість груп OH^-).

$$f_E(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1/2.$$

г) z_e для солей – добуток валентності металу на кількість атомів металу.

$$f_E(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6.$$

д) z_e для окислювально-відновних реакцій – це число електронів, яке віддає відновник або приймає окислювач:

$$\text{для реакції } \text{Fe}^{+2} - 1 e \rightarrow \text{Fe}^{+3}, f_e(\text{Fe}^{+2}) = 1/1 = 1;$$

$$\text{для реакції } \text{Mn}^{+7} + 5 e \rightarrow \text{Mn}^{+2}, f_e(\text{Mn}^{+7}) = 1/5.$$

Молярну масу еквівалента складної речовини (M_E) можна розрахувати як суму молярних еквівалентних мас іонів або за формулою $M_E = M \cdot f_E$.

$M_E(\text{оксиду}) = M_E(\text{ел.}) + 8$, де $M_E(\text{ел.})$ – молярна маса еквівалента елемента; $M_E(\text{O}) = 8$ г/моль;

$M_E(\text{кислоти}) = 1 + M_E(\text{к.з.})$, де $M_E(\text{к.з.})$ – молярна маса еквівалента кислотного залишку; $M_E(\text{H}^+) = 1$ г/моль;

$M_E(\text{основи}) = M_E(\text{Me}) + 17$, де $M_E(\text{Me})$ – молярна маса еквівалента металу; $M_E(\text{OH}^-) = 17$ г/моль;

$$M_E(\text{солі}) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{к.з.}).$$

Еквівалент речовини можна розрахувати з виразу $E = M_E / M$, а число еквівалентів в одному моль – з виразу $\nu_E = m / M_E$.

Еквівалентним об'ємом називається об'єм, який займає за певних умов один еквівалент газоподібної речовини:

$$V_E = V_M / (B \cdot n),$$

де V_M – молярний об'єм газу, 22,4 л/моль; B – валентність елемента, який являє собою газоподібну просту речовину, або неметалу, в складі газоподібного кислотного оксиду; n – число атомів елемента у простій речовині або неметалу у складі кислотного оксиду. Наприклад: $V_e(\text{H}_2) = 22,4 / (2 \cdot 1) = 11,2$ л/моль; $V_e(\text{O}_2) = 22,4 / (2 \cdot 2) = 5,6$ л/моль; $V_e(\text{N}_2\text{O}) = 22,4 / (1 \cdot 2) = 11,2$ л/моль.

Еквівалент речовин в окисно-відновних реакціях визначається кількістю речовини, яка взаємодіє з 1 моль електронів, що відповідає 96500 Кл електрики. $M_e = M / n$, де n – кількість електронів, що взаємодіє з 1 моль речовини.

Закон еквівалентів: Хімічні елементи й речовини реагують між собою в масових кількостях, пропорційних їхнім молярним масам еквівалентів.

$$m(A) / M_E(A) = m(B) / M_E(B);$$

$$\nu_E(A) = \nu_E(B);$$

$$m(A) / m(B) = M_E(A) / M_E(B),$$

де $m(A)$ і $m(B)$ – маси елементів А і В, або речовин А і В (г), а $M_E(A)$ і $M_E(B)$ – їхні молярні маси еквівалентів (г/моль).

IV. Закони ідеальних газів.

Газовий стан описують за допомогою таких характеристик:

V – об'єм, м³ або л.

P – тиск, Па;

T – температура, К;

ν – кількість речовини газу, моль.

Закон Бойля – Маріотта (залежність між тиском і об'ємом певної кількості газу за сталої температури): за сталої температури добуток тиску на об'єм є сталою величиною.

$$P \cdot V = \text{const}$$

Закон Шарля (залежність між тиском газу, що підвищується під час нагрівання, та його температурою за сталих об'єму й кількості газу): тиск газу за незмінних маси та об'єму пропорційний абсолютній температурі.

$$P = k \cdot T,$$

де k – коефіцієнт пропорційності.

Закон Гей – Люссака (залежність об'єму газу, що розширюється під час нагрівання, від температури за сталих тиску та кількості газу): об'єм газу за незмінних маси й тиску прямо пропорційний його абсолютній температурі.

$$V = k \cdot T,$$

де k – коефіцієнт пропорційності.

Закон Менделєєва – Клапейрона (об'єднаний закон стану ідеального газу).

Застосовується в разі, коли потрібно знайти об'єм за умов одночасної зміни температури і тиску: відношення добутку тиску на об'єм газу до його абсолютної температури для цієї маси газу є сталою величиною.

$$PV / T = \text{const},$$

$$PV = \nu RT,$$

де R – універсальна газова стала, що дорівнює $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$;

T – абсолютна температура, К ;

P – тиск, Па ;

V – об'єм, м^3 ;

ν – кількість речовини, моль.

Закон Авогадро

В однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури і тиску) міститься однакова кількість молекул.

Наслідки:

- Однаковому числу молекул різних газів за однакових умов відповідають однакові об'єми.

- Молі різних газів за однакових умов займають однакові об'єми.

- Маса однакових об'ємів різних газів за однакових умов співвідносяться між собою як їхні молярні маси.

Приклади типових завдань

1. Розрахуйте еквівалент і еквівалентну масу сульфуру в сульфатній кислоті.

Розв'язання:

Еквівалент (E) і еквівалентну масу (M_E) елемента в сполуці розраховують за формулою:

$$E = A/V, \text{ моль}; \quad M_E = A/V, \text{ г/моль},$$

де V - валентність елемента; A - атомна маса елемента.

В сульфатній кислоті валентність сульфуру дорівнює 6:

$$E(S) = 1/6 \text{ моль}; \quad M_{E(S)} = A/6 = 32/6 = 5,33 \text{ г/моль}.$$

2. Розрахуйте еквіваленти та еквівалентні маси речовин: Cr_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Розв'язання:

Молярна маса еквівалента дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових речовини

Для розрахунку E та M_E складної речовини використовують формули:

1) Оксид:

$$E_{\text{окс}} = 1 / n \cdot V, \text{ моль}; M_{E_{\text{окс}}} = M_{\text{окс}} / n \cdot \text{с.о.}, \text{ г/моль},$$

$$\text{або } M_{E_{\text{окс}}} = M_E(E) + M_E(O),$$

де n – число атомів елемента, що утворює оксид;

с.о. – ступінь окиснення.

$$E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1 / 2 \cdot 3 = 1/6 \text{ моль},$$

$$M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M(\text{Cr}_2\text{O}_3) / 3 \cdot 2 = 152 / 6 = 25,3 \text{ г/моль}$$

$$\text{або } M_E(\text{Cr}_2\text{O}_3) = M_E(\text{Cr}) + M_E(O) = 52 / 3 + 8 = 25,3 \text{ г/моль}.$$

2) Основи:

$$E_{\text{основи}} = 1 / \text{кислотність основи}, \text{ моль};$$

$$M_{E_{\text{основи}}} = M_{\text{основи}} / \text{кислотність основи}, \text{ г/моль};$$

$$E(\text{Al}(\text{OH})_3) = 1/3 \text{ моль};$$

$$M_E(\text{Al}(\text{OH})_3) = M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3 = 78 / 3 = 29,3 \text{ г/моль}.$$

3) Кислоти:

$$E_{\text{кисл}} = 1 / \text{основність кислоти}, \text{ моль};$$

$$M_{E_{\text{кисл}}} = M_{\text{кисл}} / \text{основність кислоти}, \text{ г/моль};$$

$$E(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \text{ моль}; M_E(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) / 2 = 98 / 2 = 49 \text{ г/моль}.$$

4) Солі:

$$E_{\text{солі}} = 1 / n \cdot V, \text{ моль}; M_{E_{\text{солі}}} = M_{\text{солі}} / n \cdot V, \text{ г/моль},$$

де n – число атомів елемента, що утворює катіон; V – валентність елемента, що утворює катіон.

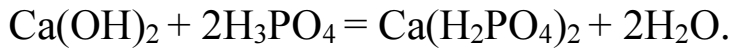
$$E(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1 / 3 \cdot 2 = 1/6 \text{ моль},$$

$$M_E(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = M(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) / 3 \cdot 2 = 310 / 6 = 51,7 \text{ г/моль}.$$

3. Чому дорівнюють молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти, якщо продуктом реакції між ними є один із природних мінералів, який є сировиною у виробництві фосфатних добрив – кальцій дигідрогенфосфат?

Розв'язання:

Складемо рівняння реакції:



Молярну масу еквівалента основи можна визначити двома способами.

1. Оскільки в рівнянні реакції кальцій гідроксид обмінює два іони OH^- на кислотні залишки, то його еквівалент дорівнює $1/2$.

$$M_E = M \cdot E;$$

$$M_E(\text{Ca(OH)}_2) = M [\text{Ca(OH)}_2] \cdot 1/2 = 74 \cdot 1/2 = 37 \text{ г/моль}.$$

2. Молярна маса еквівалента дорівнює сумі молярних мас еквівалентів складових речовини

$$M_E(\text{Ca(OH)}_2) = M_E(\text{Ca}^{2+}) + M_E(\text{OH}) = M(\text{Ca}^{2+}) : 2 + M(\text{OH}) : 1 = 40 : 2 + 17 = 37 \text{ г/моль}.$$

Молярну масу еквівалента кислоти також можна визначити двома способами.

1. Оскільки в рівнянні реакції молекула кислоти обмінює лише один атом гідрогену, то її еквівалент дорівнює 1.

$$M_E = M \cdot E; M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

2. Оскільки кислота взаємодіє як одноосновна, то її складові – атом гідрогену та кислотний залишок H_2PO_4^- . Отже,

$$M_E(\text{H}_3\text{PO}_4) = M_E(\text{H}^+) + M_E(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1 + 97 = 98 \text{ г/моль}.$$

Відповідь: Молярні маси еквівалентів кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти дорівнюють відповідно 37 та 98 г/моль.

4. У результаті взаємодії оксиду невідомого металу масою 1,2 г з воднем утворилось 0,27 г води. Визначте формулу оксиду.

Розв'язання:

За законом еквівалентів

$$m(\text{окс}) : m(\text{H}_2\text{O}) = M_E(\text{окс}) : M_E(\text{H}_2\text{O}).$$

$M_E(\text{H}_2\text{O}) = 18 : 2 = 9 \text{ г/моль}$. Тоді $11,2 : 0,27 = M_E(\text{окс}) : 9$, звідси $M_E(\text{окс}) = 40 \text{ г/моль}$

З іншого боку, $M_E(\text{окс}) = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{O})$, тому $M_E(\text{Me}) = M_E(\text{окс}) - M_E(\text{O})$, а $M_E(\text{O}) = 16 : 2 = 8 \text{ г/моль}$, тому:

$$M_E(\text{Me}) = 40 - 8 = 32 \text{ г/моль}.$$

Відомо, що $M_E = M \cdot E = M : V$; $M = M_E \cdot V$. Якщо валентність $V = 1$, то $M = 32$, а такого металу не існує. Якщо $V = 2$, то $M = 32 \cdot 2 = 64$ г/моль. Це Купрум. Формула оксиду CuO .

Відповідь: CuO .

5. У результаті взаємодії 1,215 г невідомого металу із сульфатною кислотою виділяється 1,12 л водню (н.у.). Розрахуйте молярну масу еквівалента металу й визначте метал.

Розв'язання:

За законом еквівалентів розраховуємо молярну масу еквівалента металу:

$$\frac{m(\text{Me})}{V(\text{H}_2)} = \frac{m_{\text{екв}}(\text{Me})}{V_{\text{екв}}(\text{H}_2)} \Rightarrow$$
$$m_{\text{екв}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{\text{екв}}(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{1,215 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ г/моль}}{1,12 \text{ л}} = 12,15 \text{ г/моль}.$$

Далі скористаємося методом підбору:

якщо $V = 1$, то $M = V \cdot m_{\text{екв}} = 1 \cdot 12,15 = 12,15$ г/моль.

Оскільки молярна маса чисельно збігається з відносною атомною масою, шукаємо в періодичній системі хімічних елементів одновалентний метал зі значенням $A_r = 12$. Такого металу не існує. Тоді припустимо, що валентність металу дорівнює II, одержуємо:

$$M(\text{Me}) = 12,15 \text{ г/моль} \cdot 2 = 24,3 \text{ г/моль}.$$

У періодичній системі елементів є двовалентний метал зі значенням $A_r = 24$ а.о.м. Цей метал – магній Mg .

Відповідь: 24,3 г/моль.

6. Унаслідок взаємодії карбонату двовалентного металу масою 3,00 г з надлишком сульфатної (сірчаної) кислоти (процеси, що перебігали в земній корі під час її становлення) утворилось 4,08 г сульфату цього металу. Визначити метал. Який об'єм газу виділився?

Розв'язання:

Запишемо умовне рівняння реакції:



За законом еквівалентів маємо:
$$\frac{m(\text{CO}_3^{2-})}{M_E(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{m(\text{SO}_4^{2-})}{M_E(\text{SO}_4^{2-})}.$$

З іншого боку. молярна маса еквівалентів складної сполуки дорівнює сумі еквівалентних мас складових частин:

$$M_{E,\text{карбонату}} = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{CO}_3^{2-}), M_{E,\text{сульфату}} = M_E(\text{Me}) + M_E(\text{SO}_4^{2-}),$$

$$M_E(\text{CO}_3^{2-}) = M_E = M \cdot f_E = 60 / 2 = 30 \text{ г/моль}, \quad M_E(\text{SO}_4^{2-}) = 96 / 2 = 48 \text{ г/моль}.$$

Підставляємо відповідні значення у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{M_E(\text{Me})+30} = \frac{4,08}{M_E(\text{Me})+48}.$$

Розв'язуючи це рівняння відносно $M_E(\text{Me})$, одержуємо:

$$M_E(\text{Me}) = 20 \text{ г/моль}.$$

Оскільки метал двовалентний, то його молярна маса дорівнює $M(\text{Me}) = M_E(\text{Me}) \cdot \nu = 20 \cdot 2 = 40 \text{ г/моль}$.

Тоді відносна атомна маса $A_r(\text{Me}) = 40 \text{ а.о.м.}$ Знаходимо метал за значенням A_r в періодичній системі елементів. Цей метал – кальцій.

Для розрахунків об'єму CO_2 , що виділився внаслідок реакції,

використовуємо закон еквівалентів у вигляді
$$\frac{m(\text{CO}_3^{2-})}{M_E(\text{CO}_3^{2-})} = \frac{V(\text{CO}_2)}{V_E(\text{CO}_2)}.$$

Молярна маса еквівалента CaCO_3 і еквівалентний об'єм CO_2 розрахуємо за відповідними формулами:

$$M_E(\text{CaCO}_3) = M / 2 = 100 / 2 = 50 \text{ г/моль}, \quad V_E(\text{CO}_2) = V_M / 4 = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ л/моль}.$$

Підставляємо дані у вираз закону еквівалентів:

$$\frac{3,00}{50,00} = \frac{V(\text{CO}_2)}{5,6}, \text{ звідки } V(\text{CO}_2) = 3,36 \text{ л}.$$

Записуємо рівняння реакції:



Відповідь: 3,36 л.

Розрахунки, що проводять для газів та їх сумішей

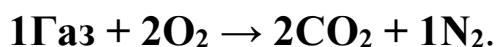
7. Під час аналізу повітря, забрудненого невідомим газом, встановлено, що для спалювання 5 л його витрачено 10 л кисню. Унаслідок цього утворюється 9 л вуглекислого газу і 5 л азоту. Встановити формулу газу, вважаючи, що всі об'єми виміряні за однакових умов.

Розв'язання:

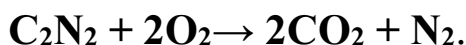
Співвідношення об'ємів газів дає стехіометричні коефіцієнти:

$$V(\text{газу}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) : C(\text{N}_2) = 5 : 10 : 10 : 5 = 1 : 2 : 2 : 1.$$

Запишемо умовне рівняння, використовуючи одержані коефіцієнти:



Аналізуючи співвідношення коефіцієнтів та склад усіх газів, можна дійти висновку, що невідомий газ містить по два атоми карбону і нітрогену, звідки:



8. Масова частка карбон діоксиду (газ, що обумовлює явище парникового ефекту) в газовій суміші з азотом становить 40 %. Який об'єм (н.у.) займе 40 г цієї суміші?

Розв'язання:

Масова частка речовини в суміші розраховується за формулою

$$\omega = m(\text{реч}) : m(\text{сум.}), \text{ звідси } m(\text{реч}) = \omega \cdot m(\text{сум.}),$$

$$m(\text{CO}_2) = 40 \cdot 0,4 = 16 \text{ г, а } m(\text{N}_2) = 40 - 16 = 24 \text{ г.}$$

Щоб розрахувати об'єми газів спочатку знаходять кількість їх речовини

$$v(\text{CO}_2) = m / M = 16 / 44 = 0,3636 \text{ моль,}$$

$$V(\text{CO}_2) = v \cdot V_m = 0,3636 \cdot 22,4 = 8,145 \text{ л,}$$

$$v(\text{N}_2) = m / M = 24 : 28 = 0,8571 \text{ моль,}$$

$$V(\text{N}_2) = v \cdot V_m = 0,8571 \cdot 22,4 = 19,2 \text{ л,}$$

$$V(\text{сум}) = 8,145 + 19,2 = 27,3 \text{ л.}$$

9. Чому дорівнює маса водню (газу, що є одним з альтернативних видів палива), яка за нормальних умов (н.у.) займає об'єм 4 л? Який об'єм займатиме та сама кількість газу за $t = 27 \text{ }^\circ\text{C}$ та $P = 150 \text{ кПа}$?

Розв'язання:

Розраховуємо масу газу:

$$m = M \cdot v; (M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}); v = V / V_m.$$

$$m = 2 \cdot 4 / 22,4 = 0,357 \text{ г.}$$

За рівнянням Менделєєва – Клапейрона обчислюємо об'єм газу за $t = 27 \text{ }^\circ\text{C}$ (300 К) та $P = 150 \text{ кПа}$.

$$PV = \nu RT, V = m \cdot R \cdot T / M \cdot P = 0,357 \cdot 8,31 \cdot 300 / 2 \cdot 150 = 2,97 \text{ л.}$$

Завдання для самостійного розв'язання

1. Обчисліть масу суміші, утвореної з 5,6 л кисню та 11,2 л (н.у.) дигідроген сульфід. (Відповідь: 25 г).

2. Невідомий газ, що потрапив в атмосферне повітря, об'ємом 2 л за нормальних умов має масу 6,34 г. Визначте молярну масу газу й ідентифікуйте забруднювач, враховуючи, що цей газ має різкий запах. (Відповідь: 71 г/моль).

3. Чому дорівнює атмосферний тиск на вершині гори, висотою понад 5 км, якщо за $t = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ маса 1 л взятого там повітря дорівнює 700 мг? (Відповідь: 54,7 кПа).

4. У якій масі заліза міститься стільки ж атомів, скільки їх є у 5,6 л водню (н.у.)? (Відповідь: 28 г).

5. Арсен утворює два оксиди, з яких один містить 65,2 % As, а інший 75,7 % As. Один із них лише входить до складу різних мінералів разом з іншими оксидами, а інший – утворює мінерал самостійно. Визначити еквівалентні маси арсену в обох випадках та знайти назву відповідного мінералу. (Відповідь: 15 г/моль та 25 г/моль. арсеноліт).

6. У скільки разів більше молекул міститься у 3,4 г азоту порівняно з 3,4 г дигідрогенсульфід? (Відповідь: 1,3).

7. В якому об'ємі HCl (н.у.) міститься стільки ж молекул, скільки їх є у 68 г дигідрогенсульфід? (Відповідь: 44,8).

8. Знайдіть масу 1 л (н.у.) газової суміші, що містить вуглекислий газ (карбон діоксид) та метан, якщо об'ємна частка карбон діоксиду в суміші становить 40 %. (Відповідь: 1,09 г).

9. Знайдіть середню молярну масу повітря, припустивши, що до його складу входять лише три гази: азот (об'ємна частка 78 %), кисень (21 %) та аргон, і врахувавши, що останній газ складається з атомів. (Відповідь: 29,0 г/моль).

10. Середня молярна маса азотводневої суміші дорівнює 24 г/моль. Знайдіть об'ємні частки газів у суміші. (Відповідь: 85,4 % азоту).

11. Відносна густина газу за воднем дорівнює 15. Визначте молярну масу газу. (Відповідь: 30).

12. Змішали однакові об'єми кисню та вуглекислого газу. Яка відносна густина за воднем добутої суміші? (Відповідь: 19,0).

13. У балоні місткістю 50 л знаходиться азот під тиском 10 МПа за температури 20 °С. Обчисліть масу газу. (Відповідь: 5,74 кг).

14. Водень у кількості речовини 10 моль зібрано в балоні місткістю 20 л за $t = 23$ °С. Визначте тиск газу в балоні. (Відповідь: 1230 кПа).

15. Обчисліть об'єми газів за $t = 20$ °С та 700 кПа: а) 1 кг водню; б) 2,5 кг сульфур(+4) оксиду.

16. Газ масою 0,865 г за $t = 42$ °С та $P = 102,9$ кПа займає об'єм 688 мл. Яка молярна маса газу? (Відповідь: 32 г/моль).

17. Визначте відносну густину водяної пари за киснем за нормальних умов.

18. Густина газу за нормальних умов дорівнює 1,52 г/л. Обчисліть молярну масу газу. (Відповідь: 34,1 г/моль).

19. Розрахуйте еквіваленти елементів та еквівалентні маси речовин:

Оксидів: SO_3 , P_2O_5 , SO_2 , CaO , N_2O_5 , Cr_2O_3 , Cl_2O , NO_2 , MoO_3 .

Основ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, LiOH .

Кислот: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HClO , HClO_3 , HNO_2 .

Солей: CaS , FeCl_3 , CaSO_3 , K_2SO_4 , NaH_2PO_4 , NaNO_3 , KClO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$.

20. Масова частка кисню в одному з оксидів плюмбуму становить 7,18 %. Обчисліть молярну масу еквівалента металу. (Відповідь: 103,6 г/моль).

21. Метал масою 1 г реагує з 1,78 г сірки. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо молярна маса еквівалента сульфору дорівнює 16 г/моль. (Відповідь: 9,0 г/моль).

22. Та сама маса металу реагує з 0,4 г кисню або з 6,346 г галогену. Визначте молярну масу еквівалента галогену. (Відповідь: 126,9 г/моль).

23. Обчисліть молярну масу еквівалента металу, якщо його зразок масою 2,47 г витісняє з кислоти 1 л водню за $t = 18$ °С та тиску 101,3 кПа. (Відповідь: 32,7 г/моль).

24. Визначте молярну масу еквівалента основи, якщо на нейтралізацію зразка сполуки масою 3 г витрачено 4,52 г HCl . (Відповідь: 24,2 г/моль).

25. У манган оксиді масова частка мангану становить 69,7 %. Визначити формулу сполуки, еквівалентну масу мангану та його оксиду. (Відповідь: 18,4; 26,3 г/моль).

Приклади тестових завдань з теми

1. Вкажіть визначення атомної одиниці маси:

- а) одна друга частина маси атома ізотопу карбону ^{12}C
- б) маса атома ізотопу карбону ^{12}C
- в) одна дванадцята частина маси атома ізотопу карбону ^{12}C
- г) одна десята частина маси атома ізотопу карбону ^{12}C

2. Вкажіть температуру та тиск, що відповідають нормальним умовам:

- а) $T = 298 \text{ K}; P = 1,013 \times 10^5 \text{ Па}$
- б) $T = 298 \text{ K}; P = 1,013 \times 10^6 \text{ Па}$
- в) $T = 303 \text{ K}; P = 1,013 \times 10^6 \text{ Па}$
- г) $T = 273 \text{ K}; P = 1,013 \times 10^5 \text{ Па}$

3. Вкажіть молярний об'єм газу (н.у.) у м^3 :

- а) 22,4
- б) 22400
- в) $2,24 \times 10^{-2}$
- г) $2,24 \times 10^{-3}$

4. Вкажіть одиницю виміру кількості речовини:

- а) г
- б) моль
- в) м^3
- г) $\text{г}/\text{см}^3$

5. Вкажіть визначення молярної маси:

- а) найменша маса речовини, яка визначає її властивості
- б) маса одного моля речовини у грамах, що дорівнює відношенню маси речовини до відповідної кількості речовини
- в) маса однієї молекули речовини у грамах
- г) кількість речовини в грамах, яка бере участь у хімічному перетворенні

6. Вкажіть визначення кількості речовини:

- а) величина, що визначається числом структурних частинок в одній порції речовини
- б) величина, що визначається масою однієї молекули речовини у грамах
- в) величина, що визначається найменшою масою речовини, яка здатна самостійно існувати
- г) величина, що визначається загальною кількістю атомів у молекулі речовини

7. Вкажіть об'єм 1 моль речовини в газуватому стані за нормальних умов:

- а) 11,2 л б) 22,4 м³ в) 22,4 л г) 11,2 м³

8. Розрахуйте кількість речовини (моль) сульфатної кислоти масою 9,8 г:

- а) 1,0 б) 0,1 в) 98,0 г) 9,8

9. Розрахуйте кількість речовини (моль) азоту об'ємом 33,6 л (н.у.):

- а) 2,4 б) 28,0 в) 1,5 г) 1,2

10. Розрахуйте об'єм (л, н.у.) амоніаку кількістю речовини 2 моль:

- а) 22,4 б) 11,2 в) 33,6 г) 44,8

11. Вкажіть твердження щодо відносної густини газу:

- а) показує масу одиниці об'єму газу
б) визначає, у скільки разів цей газ важчий за інший
в) дорівнює відношенню об'єму цього газу до маси іншого
г) дорівнює відношенню маси цього газу до об'єму іншого

12. Встановіть відповідність між визначенням та поняттям:

<i>Визначення</i>	<i>Поняття</i>
1) найменша частинка речовини, яка зберігає її хімічні властивості і здатна до самостійного існування	а) молекула б) атом в) хімічний елемент
2) вид атомів з однаковим зарядом ядра	г) моль
3) найменша частинка речовини, яка складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів	
4) порція речовини, що містить $6 \cdot 10^{23}$ відповідних атомів або молекул	

13. Встановіть відповідність між хімічною формулою оксиду та валентністю елемента:

<i>Хімічна формула оксиду</i>	<i>Валентність елемента E</i>
1) EO	а) VII
2) E ₂ O	б) II
3) E ₂ O ₇	в) III
4) E ₂ O ₃	г) I

14. Встановіть відповідність між формулами гідроксиду та оксиду:

<i>Формула оксиду</i>	<i>Формула гідроксиду</i>
1) EO	а) H ₂ EO ₄
2) EO ₃	б) E(OH) ₂ або H ₂ EO ₂
3) E ₂ O ₃	в) E(OH) ₃ або H ₃ EO ₃
4) EO ₂	г) H ₂ EO ₃ або H ₄ EO ₄

15. Встановіть відповідність між формулою оксиду та елементом:

<i>Формула оксиду</i>	<i>Елемент E</i>
1) EO	а) Ag
2) E ₂ O	б) Al
3) E ₂ O ₃	в) Si
4) EO ₂	г) Zn

КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. НОМЕНКЛАТУРА.

Сучасна українська хімічна номенклатура неорганічних сполук передбачає складання назви будь-якої речовини з:

- назви катіона (у називному відмінку);
- назви аніона (у називному відмінку).

Оксиди – це бінарні сполуки елементів з киснем, в яких він виявляє ступінь окиснення – 2.

Назви оксидів утворюють двома способами:

- за допомогою числових префіксів;
- вказуючи ступінь окиснення елемента у формі катіона

Спочатку називають катіон, а потім подають назву аніона – оксид, вказуючи або валентність, або ступінь окиснення елемента, якщо він може мати різну валентність. Якщо елемент має єдину валентність (утворює лише один оксид), то назва його може складатися лише з назви елемента та слова «оксид»:

Sb_2O_3 – дистибій триоксид або стибій(+3) оксид;

N_2O_5 – динітроген пентаоксид або нітроген(+5) оксид;

SiO_2 – силіцій діоксид, або силіцій(IV) оксид;

Cr_2O_3 – дихром триоксид або хром(III) оксид;

BaO – барій оксид;

K_2O – калій оксид.

У результаті взаємодії води з оксидами утворюються гідрати відповідних оксидів (**кислоти** та **основи**).

Кислоти – це сполуки, молекули яких містять один чи кілька атомів *гідрогену*, здатних під час хімічних реакцій заміщуватись на атоми металічного елемента. **Кислоти** утворюються в результаті взаємодії кислотних оксидів із водою:



Атоми або групи атомів, що сполучені з атомами *гідрогену* в молекулах кислот, називаються кислотними залишками, які характеризуються валентністю, що дорівнює кількості атомів

гідрогену. Залежно від того, входить *оксиген* до складу кислотного залишку чи не входить, кислоти поділяються на *безоксигенові* і *оксигеновмісні*.

До найбільш вживаних безоксигенових кислот належать хлоридна та сульфідна кислоти.

До найбільш поширених оксигеновмісних кислот належать сульфатна, нітратна й ортофосфатна кислоти.

Можливі два варіанти назв кислот:

1) раціональний: за аніонами з додаванням суфікса *-на-* і слова кислота;

2) координаційний: кількість іонів гідрогену вказується за допомогою чисельних множників дигідроген, тригідроген та координаційної назви аніону.

Назва одоеlementного аніона (тобто такого, що утворена лише одним елементом) походить від назви цього елемента з додаванням суфікса -ид(-ід). Наприклад:

Cl^- – хлорид;

S^{2-} – сульфід.

Назва багатеlementних аніонів походить від назви центрального атома з додаванням суфікса -ат-, перед яким називають інші атоми (зазвичай це оксиген), вказуючи їх кількість за допомогою множних префіксів. Наприклад:

SO_3^{2-} – триоксосульфат;

SO_4^{2-} – тетраоксосульфат.

Наприклад,

H_2SO_4 – сульфатна кислота, дигідроген сульфат, дигідроген тетраоксосульфат;

H_2SO_3 – сульфитна кислота, дигідроген сульфит, дигідроген триоксосульфат;

H_2S – сульфідна кислота, дигідроген сульфідна кислота, дигідроген сульфід;

HCN – цианідна кислота, гідроген ціанідна кислота, гідроген ціанід;

HMnO_4 – перманганатна кислота, гідроген перманганат, гідроген тетраоксоманганат.

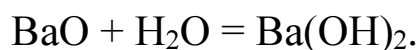
<i>Кислотний залишок</i>		<i>Кислота</i>	
<i>Формула</i>	<i>Назва</i>	<i>Формула</i>	<i>Назва</i>
Cl	хлорид	HCl	хлоридна
S	сульфід	H ₂ S	сульфідна
NO ₃	нітрат	HNO ₃	нітратна
CO ₃	карбонат	H ₂ CO ₃	карбонатна

Основи – це сполуки, що складаються з металічного елемента й гідроксильної групи **ОН**.

Валентність **ОН** групи постійна й дорівнює – I. Основи називають *гідроксидами* відповідних *металів*. Якщо метал має сталу валентність, він утворює тільки один гідроксид.

Якщо метал має змінну валентність, то в назвах гідроксидів після назви металу у круглих дужках вказують його валентність.

Основи утворюються в результаті взаємодії основних оксидів з водою:



Приклади назв основ:

NaOH – натрій гідроксид;

CuOH – купрум(I) гідроксид;

Cu(OH)₂ – купрум(II) гідроксид;

Fe(OH)₂ – ферум (II) гідроксид або ферум дигідроксид;

Fe(OH)₃ – ферум (III) гідроксид, або ферум тригідроксид.

Розчинні у воді основи називають лугами.

Луги: **NaOH, Ba(OH)₂, KOH.**

Солі – це продукти заміщення атомів гідрогену кислоти (амфотерного гідроксиду) на атоми металу або гідроксогруп основи (амфотерного гідроксиду) на кислотні залишки. За повного заміщення утворюються *середні*, або *нормальні*, солі, за неповного заміщення атомів гідрогену – *кислі*, а гідроксогруп – *основні* солі.

Назва солі складається з назви катіона й аніона з використанням чисельних множників або ступеня окиснення катіона:

CrSO₄ – хром(II) сульфат, хром сульфат;

Cr₂(SO₄)₃ – хром(III) сульфат, дихром трисульфат;

Hg₂(NO₃)₂ – меркурій(I) нітрат, димеркурій динітрат;

Na₃[Al(OH)₆] – тринатрій гексагідроксоалюмінат.

Кислі солі – до назви аніона додається слово гідроген, яке пишеться разом з назвою аніона:

KHCO_3 – калій гідрогенкарбонат;

$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ – магній гідрогенсульфат або магній дигідрогендисульфат.

Основні солі – це сполуки, в яких є два аніони – гідроксид аніон і ще кислотний залишок. Тому в назві буде назва катіона, назва двох аніонів в алфавітному порядку, які пишуться окремо. Під час визначення алфавітної послідовності чисельні множники не враховуються:

CaOHCl – кальцій гідроксид хлорид;

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – ферум дигідроксид нітрат;

$\text{Cr}_2(\text{OH})_3\text{AsO}_4$ – дихром арсенат тригідроксид.

Подвійні солі – у них присутні два катіони, які будуть називатися в алфавітній послідовності, незалежно від напису у формулі:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – алюміній калій дисульфат;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – діамоній ферум дисульфат.

Кристалогідрати – до назви солі ще додається через риску слово «вода» і кількість її молекул на одну молекулу солі у вигляді дробу:

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – ферум сульфат – вода 1/7.

Багатоелементні сполуки несольової природи. Їхні назви складаються як і для солей:

POCl_3 – фосфор оксид трихлорид.

Завдання для самостійного розв'язання

1. Дайте назви таким оксидам: SO_3 , P_2O_5 , SO_2 , CaO , N_2O_5 , Cr_2O_3 , Cl_2O , NO_2 , MoO_3 , PbO , FeO , Fe_2O_3 , Mn_2O_7 , MnO_2 , Cu_2O . Які з наведених оксидів належать до основних, кислотних, амфотерних?

2. Дайте назви таким основам: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, LiOH . Які з наведених основ належать до однокислотних, двокислотних, трикислотних?

3. Дайте назви таким кислотам: HCl , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , HClO , HClO_3 , HNO_2 , HMnO_4 , H_2MnO_4 , H_4SiO_4 . Які з наведених кислот належать до одноосновних, двоосновних, трьохосновних, чотирьохосновних? Які є оксигеновмісні та безоксигенові?

4. Дайте назви таким солям: CaS , FeCl_3 , CaSO_3 , K_2SO_4 , NaH_2PO_4 , NaNO_3 , KClO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$, KMnO_4 , FeOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$, $\text{Mg}_2(\text{OH})_3\text{Cl}$, MgHPO_3 . Які з перелічених солей є середніми, кислими, основними?

5. З якими з перелічених оксидів реагує хлоридна кислота: сульфур(IV) оксид, купрум(II) оксид, ферум(III) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

6. Дайте назви таким сполукам: NaClO_4 , SiCl_4 , H_3SbO_3 , $\text{Cu}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$.

7. Наведіть усі можливі способи добування: а) динатрій тетраоксомолібдату; б) цинк броміду гідроксиду.

8. З якими з перелічених оксидів реагує натрій гідроксид: сульфур(VI) оксид, купрум(II) оксид, карбон(IV) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

9. Дайте назви таким сполукам: $\text{Zn}(\text{HSO}_3)_2$, Ca_3N_2 , NaH_2PO_2 , MgOHCl , V_2O_5 .

10. Наведіть усі можливі способи добування:

а) тригідроген тетраоксоарсенату;

б) сульфур діоксиду.

11. З якими з перелічених оксидів реагує хлоридна кислота: алюміній оксид, нітроген(IV) оксид, магній оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

12. Дайте назви таким сполукам: HgHPO_4 , H_2WO_4 , $\text{Zn}_2(\text{OH})_2\text{SiO}_3$, Ca_3P_2 , KOH .

13. Наведіть усі можливі способи добування: а) калій тетраоксохлорату; б) натрій дигідрогенфосфату.

14. З якими з перелічених оксидів реагує сульфатна кислота: літій оксид, хром(III) оксид, фосфор(V) оксид? Напишіть молекулярні рівняння реакцій.

15. Дайте назви таким сполукам: CaSnO_3 , $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, NaBH_4 .

16. Наведіть усі можливі способи добування: а) тринатрій фосфату; б) дикальцій дигідроксид сульфату.

17. Написати формулу речовини:

- | | |
|--------------------------------|-------------------------------|
| а) хлоридна кислота | б) сульфатна кислота; |
| в) тригідроген триоксофосфат; | г) диферум триоксид; |
| д) ферум(II) оксид; | е) силіцій діоксид; |
| ж) меркурій гідрогенфосфат(V); | и) кальцій станат(IV) |
| к) натрій гідрогенкарбонат; | л) бісмут дигідроксид нітрат; |
| м) дицинк дигідроксид силікат; | |

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть твердження щодо властивостей амфотерних оксидів, які:

а) взаємодіють з кислотами (чи з кислотними оксидами) з утворенням солей

б) взаємодіють з основами (чи з основними оксидами) з утворенням солей

в) утворюють солі в результаті взаємодії як з кислотами, так і з основами

г) не утворюють солі в результаті взаємодії з основними оксидами

2. Виберіть реагент, з яким вступають у реакцію всі основні оксиди:

а) вода б) кислота в) луг г) сіль

3. Виберіть формулу основного оксиду:

а) FeO б) CrO₃ в) Al₂O₃ г) SO₂

4. Виберіть речовину, з якою взаємодіє алюміній оксид:

а) натрій хлорид б) сульфур(VI)оксид
в) дигідроген оксид г) барій сульфат

5. Виберіть хімічну ознаку кислоти, як здатність взаємодіяти:

- а) з основними сполуками
б) з кислотними сполуками
в) як із кислотними, так і з основними сполуками
г) тільки з водою

6. Виберіть тип реакцій, до якого належить взаємодія кислот з основами:

а) заміщення б) нейтралізація в) розклад г) гідроліз

7. Виберіть формулу кислоти:

- а) FeOOH б) HCN в) NaOH г) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$

8. Виберіть формулу кислоти, що може утворювати кислі солі:

- а) HNO_2 б) HNO_3 в) H_2CO_3 г) HCl

9. Виберіть формулу кислоти, яка є одноосновною:

- а) H_5IO_6 б) HNO_3 в) H_2CO_3 г) H_3PO_4

10. Виберіть кислоту, солі якої називаються хлориди:

- а) HClO_4 б) HClO_3 в) HCl г) HClO_2

11. Виберіть хімічну ознаку основи, як здатність взаємодіяти:

- а) з основними сполуками
б) з кислотними сполуками
в) як із кислотними, так і з основними сполуками
г) тільки з водою

12. Виберіть формулу розчинної в воді основи :

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ в) $\text{Al}(\text{OH})_3$ г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$

13. Виберіть формулу амфотерного гідроксиду :

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ б) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ в) $\text{Al}(\text{OH})_3$ г) NaOH

14. Виберіть формулу основи, здатної утворювати основні солі:

- а) LiOH б) KOH в) $\text{Al}(\text{OH})_3$ г) NaOH

15. Виберіть реагент, з яким вступають у реакцію всі гідроксиди :

- а) вода б) кислота в) луг г) сіль

16. Виберіть формулу середньої солі:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ б) $\text{Al}(\text{OH})(\text{SO}_4)$ в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ г) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$

17. Виберіть формулу кислої солі:

- а) AlOCl б) $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ г) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$

18. Виберіть формулу основної солі :

- а) AlOCl б) $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$ в) Na_2CO_3 г) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$

19. Вкажіть формулу алюміній гідроксид сульфату:

- а) AlOCl б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ г) $\text{Al}(\text{OH})(\text{SO}_4)$

БУДОВА АТОМІВ. БУДОВА МОЛЕКУЛ

Модель атома Томсона: атом – це суцільна позитивно заряджена сфера, в яку вкраплено електрони.

Планетарна модель атома Резерфорда: в центрі атома знаходиться позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома, навколо ядра подібно до планет сонячної системи рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра (рисунок 1).

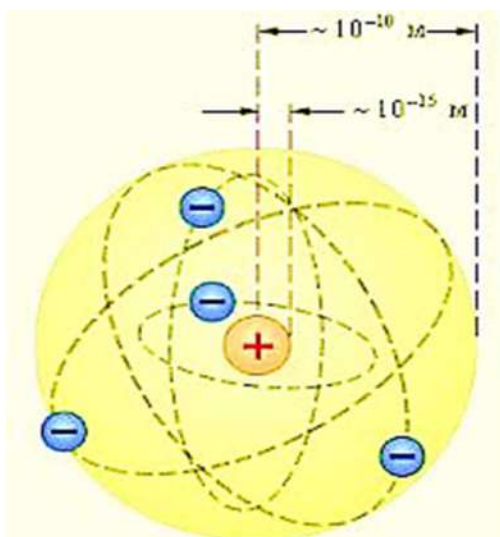


Рисунок 1. Планетарна модель атома за Резерфордом

У 1913 р. **Нільс Бор** сформулював основні положення своєї теорії будови атомів у вигляді *постулатів*:

1 – електрон рухається навколо ядра тільки по певних колових орбітах, які називаються стаціонарними, або квантовими, не випромінюючи і не поглинаючи енергії;

2 – якщо електрон переміщується з більш віддаленої на ближчу до ядра стаціонарну орбіту, випромінюється квант, енергія якого дорівнює різниці енергії електрона на цих орбіталах: $h\nu = E_2 - E_1$, а якщо навпаки електрон переміщується з ближньої на більш віддалену від ядра стаціонарну орбіту, поглинається квант енергії.

Стан, що відповідає найменшому запасу енергії атома, називається основним, а при переході електрона на більш віддалену від ядра орбіту – збудженим.

У 1924 р. **Луї де Бройль** припустив, що матерії притаманна *корпускулярно-хвильова двоїстість (дуалізм)*. Тому рух будь-якої матеріальної частинки можна розглядати як хвильовий процес і для

нього справедливе співвідношення: $\lambda = h/mv$, де m і v – маса і швидкість руху частинки (електрона); h – стала Планка; λ – довжина хвилі. Це математичний вираз дуалізму «хвиля-частинка». Будь-якій частинці з масою m , яка рухається зі швидкістю v , відповідає хвиля довжиною λ і, навпаки – полю, яке характеризується довжиною хвилі λ , відповідає мікрочастинка з масою m .

Стосовно до електрона (потoku електронів), ця гіпотеза була підтверджена у 1927 р. К. Девіссоном і Р. Джермером (США) дослідами з дифракції пучка електронів на кристалі нікелю. З того часу квантова механіка розглядає електрон і як частинку, і як хвилю.

Сучасна теорія будови атомів – квантова, або хвильова механіка.

Квантова механіка – це система понять та рівнянь, якими необхідно користуватися замість законів і рівнянь класичної фізики, щоб описати поведінку та властивості атомних об'єктів.

Принцип невизначеності Гейзенберга

В. Гейзенберг (1927) запропонував принцип невизначеності: *для мікрочастинки атомного масштабу не можливо одночасно встановити координати і швидкість її руху.*

Математичний вираз: $\Delta x \cdot \Delta v_x \geq h/m$.

Добуток невизначеності положення (Δx) і швидкості (Δv_x) руху частинки не може бути меншим величини h/m .

Висновок: властивості елементарних частинок не можуть бути описані лише з хвильової або лише з корпускулярного погляду. Електрон – мікрочастинка, тому неможливо відтворити траєкторію його руху в атомі й неможливо створити наочно модель атома, яка б відповідала характеру цього руху. Можна лише вказати область навколо ядерного простору, у якому більш ймовірно існує електрон.

Тому вводиться поняття про електронну хмару з ймовірністю ψ^2 знаходження електрона в цій точці простору або в елементі об'єму dV навколо ядра $\psi^2 \Delta V$.

Область простору атому, де перебування електрона є найбільш ймовірним, називають *орбіталлю*.

Найважливіші характеристики орбіталей (енергія, форма, розміщення в просторі) визначаються **квантовими числами**.

Головне квантове число n – характеризує рівень енергії в полі ядра і відстань цього рівня від ядра.

Головне квантове число набуває значення цілих чисел: $n = 1, 2, 3, 4 \dots$

Побічне, орбітальне або азимутальне квантове число l визначає енергію енергетичного підрівня, характеризує форму орбіталі (рисунок 2).

Приймає значення від 0 до $(n - 1)$.

$l = 1$: s-орбіталь має форму кулі;

$l = 2$: p-орбіталь – гантелеподібну;

$l = 3$: d-орбіталь має вигляд чотирьох об'ємних пелюстків;

$l = 4$: f-орбіталь – шість пелюсток.

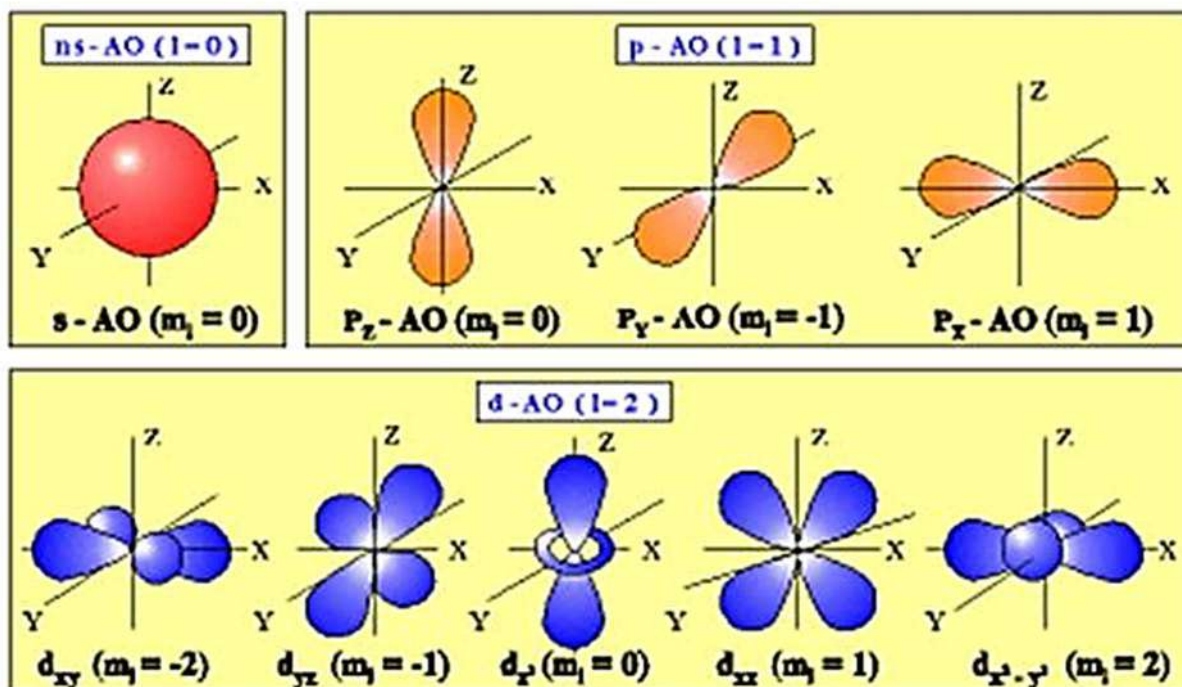


Рисунок 2. Форми атомних орбіталей

Магнітне квантове число m_l – характеризує орієнтацію орбіталі в магнітному полі на цьому енергетичному підрівні та набуває значення: від $+l$ через 0 до $-l$.

Число орбіталей з даним значенням l може бути $(2l + 1)$.

Орбітальне квантове число l	Магнітне квантове число m_l	Кількість орбіталей із даним значенням l
0	0	1
1	1; 0; -1	3
2	2; 1; 0; -1; -2	5
3	3; 2; 1; 0; -1; -2; -3	7

Орбіталі з однаковою енергією називаються виродженими. Наприклад, р – стан вироджений тричі. Загальне число орбіталей цього енергетичного рівня дорівнює n^2 .

Спінове квантове число m_s – характеризує обертання електрона навколо власної осі.

Воно має два значення: $+1/2$ і $-1/2$ (обертання електрона за годинниковою стрілкою та проти неї).

Атомні орбіталі і принципи їх заповнення електронами

Атомна орбіталь (АО) характеризує ту частину простору навколо ядра, у якому найбільш імовірно знаходження електрона.

Найважливіший принцип – **принцип В. Паулі**: *в атомі не може бути навіть двох електронів, які мають однакове значення всіх чотирьох квантових чисел.*

АО заповнюються електронами в послідовності зростання їхньої енергії.

Правило Гунда: *електрони одного енергетичного підрівня намагаються зайняти максимальне число АО (енергетичних місць), щоб спінове квантове число було максимальним.*

Правила В. М. Клечковського: *АО заповнюються електронами в порядку послідовного зростання суми квантових чисел $(n + l)$ – перше правило; за однакового значення суми $(n + l)$ спочатку заповнюються АО з меншим значенням n , тобто в порядку послідовного збільшення головного квантового числа – друге правило.*

Тобто заповнення АО відбувається в порядку зростання їх енергії:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \leq 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 7p$.

Електронні формули елементів

Розміщення електронів на енергетичних рівнях і підрівнях називається електронною конфігурацією та відображається за допомогою електронної формули. Наприклад, запис $2p^4$ означає, що на другому енергетичному рівні на р-підрівні знаходиться чотири електрони. Послідовність заповнення електронами орбіталей різних енергетичних рівнів можна зобразити так:

Розв'язання:

Оскільки заряд ядра атома цього елемента 25, то атом містить також 25 електронів, які будуть розташовані в порядку зростання енергії по атомних орбіталях згідно з правилом Клечковського, тобто формула цього елемента: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.

Валентні електрони $4s^2 3d^5$, отже, це елемент 4 періоду, VII В-групи, d-елемент, Манган (Mn), метал, максимальний ступінь окиснення +7, оксид Mn_2O_7 , кислотного характеру, якому відповідає кислота $HMnO_4$.

2. Скласти повні електронні формули елементів $3d^5 4s^2$, $4s^2 4p^5$, зважаючи на будову наведених енергетичних рівнів. Навести електронно-графічні формули вказаних рівнів і визначити максимальну кількість валентних електронів у нормальному і збудженому станах.

Розв'язання:

1. Запис електронної формули енергетичних рівнів, на яких перебувають валентні електрони у вигляді $3d^5 4s^2$, свідчить про те, що в атома цього елемента чотири енергетичних рівні, і що він належить до d-елементів.

Це можна зрозуміти, якщо згадати, що у s-елементів валентні електрони перебувають у ns^{1-2} -стані, у p-елементів – у ns^2 і np^{1-5} -станах, у d-елементів – у ns^{1-2} і $(n-1)d^{1-10}$ -станах, у f-елементів здебільшого в $(n-1)d^1 ns^2$ -станах. Валентні електрони мають найменшу енергію зв'язку з ядром, тому повинні розміщуватись на найбільшій відстані від ядра, тобто на зовнішніх і передзовнішніх енергетичних рівнях. Усі наступні енергетичні рівні атома мають бути повністю заповнені електронами. Згідно з вищезгаданим запишемо: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. Підрахуємо загальну кількість електронів. Вона дорівнює 25 і збігається з порядковим номером мангану – 25.

Щоб скласти електронно-графічну формулу рівнів, на яких перебувають валентні електрони, необхідно рівні й підрівні зобразити у вигляді орбіталей. Їх кількість можна обчислити за формулою n^2 і $(2l + 1)$, де n – головне квантове число, а також номер рівня; l – побічне квантове число, яке характеризує підрівень. Для d-підрівня $l = 2$, отже, кількість орбіталей дорівнює п'яти ($2 \cdot 2 + 1$). Для s-підрівня $l = 0$,

тобто кількість орбіталей дорівнює одиниці ($2 \cdot 0 + 1$). Кількість орбіталей на четвертому рівні дорівнює $4^2 = 16$, з них на s -підрівні ($l = 0$) – одна орбіталь, на p -підрівні ($l = 1$) – три орбіталі, на d -підрівні ($l = 2$) – п'ять орбіталей, на f -підрівні ($l = 3$) – сім орбіталей.

Позначивши орбіталі рисою (–), запишемо, що n для $3d^5 4s^2$ дорівнює 3 і 4 (рисунок 4).

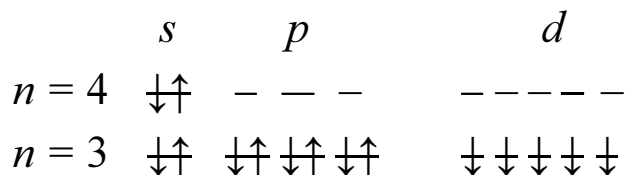


Рисунок 4. Електронно-графічна формула зовнішнього ($n = 4$) та передзовнішнього ($n = 3$) рівня атома мангану

З погляду на будову атомів валентність визначають кількістю орбіталей, які мають неспарені електрони. В атомі мангану в нормальному стані п'ять таких орбіталей, тобто він п'ятивалентний. Переходячи у збуджений стан, один з $4s$ -електронів атома може перейти на вільну $4p$ -орбіталь і тоді орбіталей, які мають неспарені електрони, у мангану буде сім (рисунок 5).

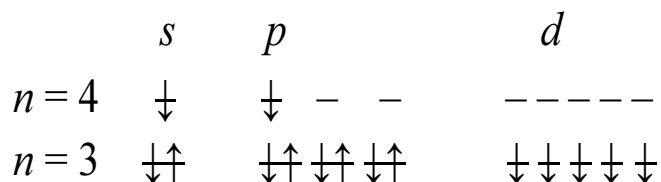


Рисунок 5. Електронно-графічна формула атома мангану у збудженому стані

Періодичний закон і періодична система елементів

Формулювання **Періодичного закону за Менделєєвим**: *властивості елементів і їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від їхніх атомних мас.*

Порядковий номер елемента в ПС чисельно збігається із зарядом ядра. Ядро складається з протонів і нейтронів (нуклони). І саме кількість протонів в ядрах атомів цього елемента (що визначає заряд його ядер) збігається з номером елемента у ПС Менделєєва.

Ізотопи (від грец. *іzos* – однаковий, *топос* – місце) – це атоми того самого елемента (з однаковим зарядом ядра), але з різною кількістю нейтронів в ядрі, тобто з різними масовими числами. Наприклад: $_{17}^{35}\text{Cl}$ і $_{17}^{37}\text{Cl}$, де $z = 17$ (по 17 протонів), але $35 - 17 = 18$ і $37 - 17 = 20$ нейтронів.

Різні ізотопи (нукліди) певних елементів використовують у найрізноманітніших галузях науки і промисловості. В екології – визначення причин і масштабу забруднення, дослідження глобальних шляхів перенесення, накопичення і динаміки розпаду забруднюючих речовин у воді, повітрі та ґрунтах, дослідження причин виникнення парникового ефекту.

Особлива увага - радіоактивне забруднення навколишнього середовища, зокрема, після аварії на Чорнобильській АЕС.

Кожен атом характеризують масовим числом:

$$A = Z + N,$$

де A – масове число (а.о.м.),

Z – порядковий номер або число протонів,

N – кількість нейтронів.

Тобто масове число чисельно дорівнює сумі кількості протонів і нейтронів в ядрі атома, оскільки відносні маси цих елементарних часток дорівнюють одиниці.

Характеристика елементарних частинок

Частинка	Символ	Маса спокою		Заряд, Кл
		г	а.о.м.	
Протон	p	$1,679 \cdot 10^{-24}$	1,007276	$1,602 \cdot 10^{-19}$
Нейтрон	n	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,008665	0
Електрон	e	$9,108 \cdot 10^{-28}$	0,000549	$1,602 \cdot 10^{-19}$

З відкриттям складної будови атома формулювання Періодичного закону було уточнено: *властивості елементів та їхніх сполук перебувають у періодичній залежності від заряду ядра атома (порядкового номера).*

Приклад типового завдання

1. Природний магній складається з трьох нуклідів з нуклонними числами 24, 25 і 26, вміст яких становить 78,6, 10,1 і 11,3 % відповідно. Визначити відносну атомну масу магнію.

Розв'язання:

Відносна атомна маса – це середнє значення атомних мас природної суміші ізотопів.

Нехай загальна кількість атомів магнію – N , тоді нуклідів магнію з нуклонними числами 24, 25 і 26 буде відповідно: $0,786 \cdot N$, $0,101 \cdot N$ і $0,113 \cdot N$. Їхні маси будуть становити: $0,786 \cdot 24 \cdot N$, $0,101 \cdot 25 \cdot N$ і $0,113 \cdot 26 \cdot N$. Середня маса дорівнює:

$$A_r = \frac{0,786 \cdot 24 \cdot N + 0,101 \cdot 25 \cdot N + 0,113 \cdot 26 \cdot N}{N} = 24,327.$$

Будова молекул

Атоми з'єднуються між собою за допомогою хімічних зв'язків.

Під *хімічним зв'язком* слід розуміти силу, яка діє між атомами й забезпечує сполучення їх у молекулу або кристал.

Відомо кілька типів хімічного зв'язку. Основними є *ковалентний* та *іонний*. Усі типи хімічних зв'язків мають електронну природу. Сполучення атомів різних елементів у молекулу зумовлене їхнім прагненням до утворення більш енергетично стійкіших електронних систем – завершених зовнішніх електронних рівнів.

Якщо під час сполучення двох атомів утворюються спільні пари електронів, що обертаються в полі ядер обох атомів, то такий зв'язок називається ковалентним.

Ковалентний зв'язок утворюється за двома механізми: електронно-обмінний (механізм спарювання) та донорно-акцепторний. За електронно-обмінним механізмом спільна електронна пара утворюється в результаті перекривання одноелектронних атомних орбіталей, що містять по одному електрону з антипаралельними спінами (рисунок б).

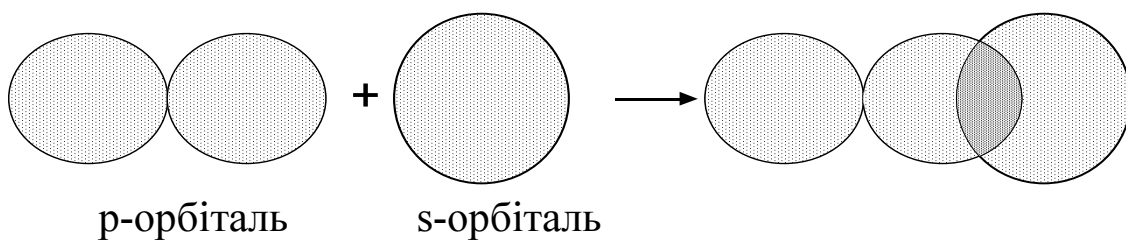


Рисунок 6. Утворення ковалентного зв'язку під час перекривання s- і p-орбіталей

За **донорно-акцепторним** механізмом спільна електронна пара утворюється при перекриванні електронної орбіталі, що містить неподільну електронну пару з вільною (вакантною) орбіталлю іншого атома.

При утворенні ковалентного зв'язку можуть брати участь електрони різних орбіталей (s, p, d, f), що мають різноманітну форму та орієнтацію в просторі. У багатьох сполуках при перекриванні орбіталей різної форми утворюються рівноцінні зв'язки. Для пояснення цього явища запроваджено поняття «гібридизація».

Гібридизація – це процес змішування та вирівнювання орбіталей за формою та енергією. Основні типи гібридизації – sp , sp^2 та sp^3 . Схеми їх утворення наведено на рисунках 7–9.

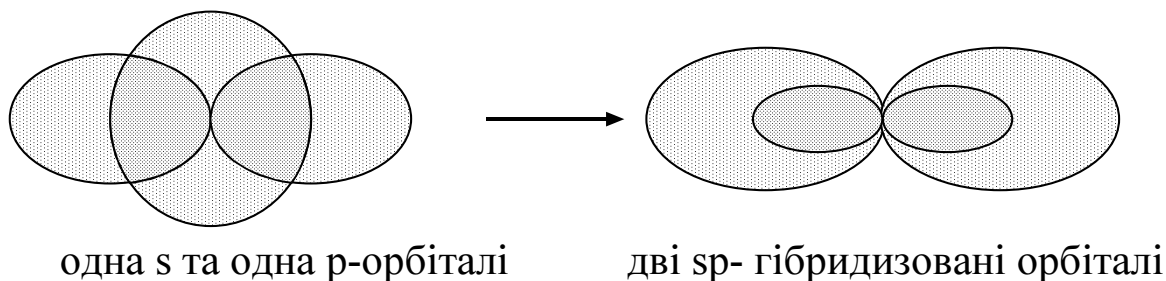


Рисунок 7. sp-гібридизація АО центрального атома

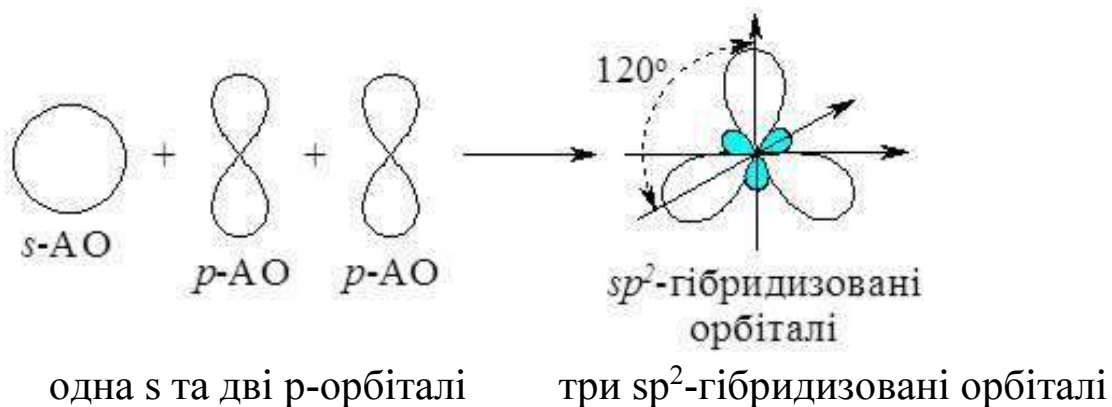
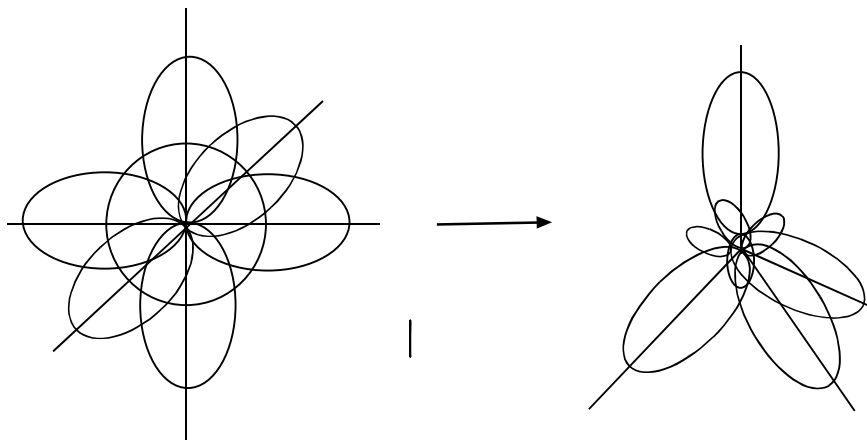


Рисунок 8. sp^2 -гібридизація АО центрального атома



одна s та три p-орбіталі чотири sp^3 -гібридизовані орбіталі
Рисунок 9. sp^3 -гібридизація АО центрального атома

Основні характеристики ковалентного зв'язку: напрямленість, кратність, насиченість, здатність до поляризації, довжина та енергія.

Напрямленість зумовлена тим, що атомні орбіталі мають свою форму та орієнтацію у просторі, а їх взаємодія відбувається в напрямку максимального перекривання. Валентні кути визначають геометрію молекул (додаток Е).

Залежно від напрямку перекривання розрізняють σ і π зв'язки. **σ -зв'язок** утворюється, коли атомні орбіталі перекриваються вздовж осі, що з'єднує ядра атомів (рисунок 10):

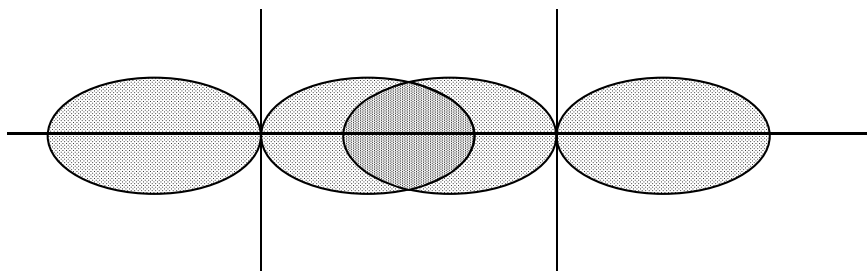


Рисунок 10. Схема утворення σ -зв'язку при перекриванні двох p-орбіталей

π -зв'язок утворюється, коли ділянки перекривання розташовані по різні боки від осі, що з'єднує ядра атомів (рисунок 11).

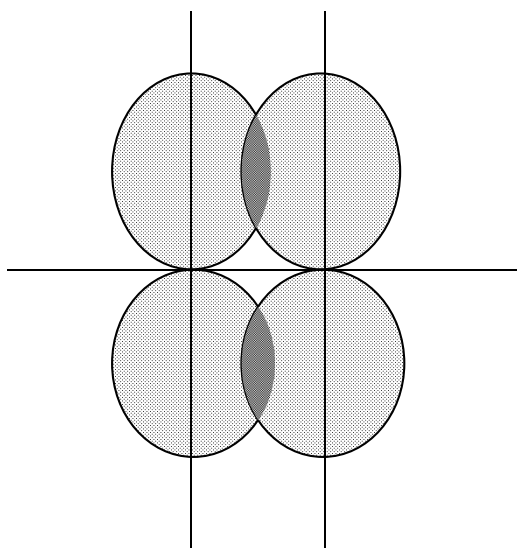


Рисунок 11. Схема утворення π -зв'язку за рахунок перекривання двох p -орбіталей

Насичуваність ковалентного зв'язку зумовлена тим, що кожний атом має визначену кількість атомних орбіталей, які можуть брати участь в утворенні хімічного зв'язку.

Полярність зв'язку виникає, коли центри позитивного й негативного зарядів в молекулі не збігаються. При цьому виникає диполь. Полярний зв'язок утворюється тоді, коли молекулу утворюють різні атоми. У випадку однакових атомів утворюється ковалентний неполярний зв'язок

Енергія зв'язку - це енергія, яка потрібна для розриву цього зв'язку.

Кратність зв'язку визначається кількістю хімічних зв'язків, що з'єднують два атома. Бувають ординарний, подвійний та потрійний зв'язки.

Типовий ковалентний зв'язок виникає між атомами одного елемента, наприклад, у молекулах водню, кисню, азоту тощо. *Спільна пара електронів, за допомогою якої здійснюється ковалентний зв'язок, розміщується у просторі симетрично відносно ядер обох атомів.* Такий ковалентний зв'язок називається *неполярним* (рисунок 12).

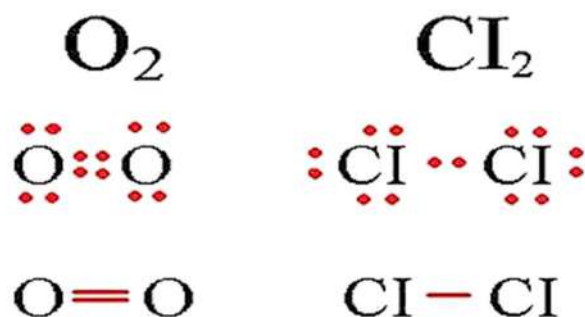


Рисунок 12. Схема утворення ковалентного зв'язку в молекулах кисню та хлору

Неполярний ковалентний зв'язок може утворитися не тільки між однаковими атомами, але й між атомами з близькими електронегативностями. Якщо ж електронегативності атомів, що сполучаються між собою, відрізняються, то спільна пара електронів зміщується в бік одного з цих атомів. При цьому порушується симетрія розподілу електричного заряду. *Полярний – це такий ковалентний зв'язок, що характеризується зміщенням спільної пари електронів у бік того атому, що має більшу електронегативність.*

Зміщення спільної пари електронів під час утворення полярного ковалентного зв'язку призводить до того, що середня густина негативного електричного заряду буде вищою поблизу більш електронегативного атома і нижчою – поблизу менш електронегативного. Отже, один атом набуде надлишкового негативного, а другий – надлишкового позитивного заряду. Ці заряди називаються *ефективними (реальними) зарядами* атомів у молекулі.

Іонний зв'язок – це зв'язок між іонами, що здійснюється завдяки силам електростатичного тяжіння (наприклад, KCl , $NaCl$). Іонний зв'язок розглядають як граничний випадок ковалентного полярного зв'язку, коли пара електронів практично повністю зміщена до більш електронегативного атома. Іонний зв'язок у речовині втрачає такі властивості ковалентного зв'язку, як напрямленість та насичуваність.

Усі іонні сполуки у твердому стані є кристалічними речовинами – у вузлах кристалічних решіток (ґраток) знаходяться позитивно й негативно заряджені іони (рисунок 13):

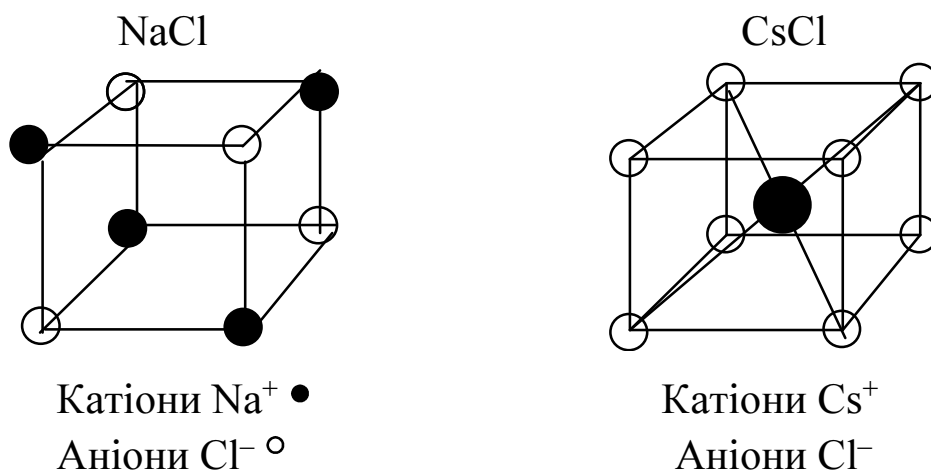


Рисунок 13. Кристалічні решітки NaCl і CsCl

Для того щоб визначити тип хімічного зв'язку у сполуці (ступінь зміщення спільної електронної пари), розраховують полярність зв'язку (p), використовуючи величину електронегативності (EN) обох елементів, що утворюють зв'язок. Полярність зв'язку розраховується як відношення різниці електронегативностей атомів до їх суми:

$$p = \frac{\Delta EN}{\Sigma EN} \cdot 100\%$$

Якщо $p < 30\%$ – сполука має *ковалентний полярний* тип хімічного зв'язку та виявляє кислотні властивості;

$p > 50\%$ – сполука має *іонний* тип хімічного зв'язку та виявляє основні властивості;

$30\% < p < 50\%$ – сполука має змішаний іонно-ковалентний тип хімічного зв'язку та виявляє амфотерні властивості.

Якщо до складу молекули речовини входять атоми з великою електронегативністю (F, Cl, O, N) і ці атоми утворюють зв'язки з атомами гідрогену (HF, HCl, H₂O, H₃N), то домінуючою міжмолекулярною взаємодією буде водневий зв'язок. **Водневий зв'язок** – це зв'язок типу X-H...Y, що виникає через атом гідрогену між двома сильно електронегативними атомами X та Y. Але утворений таким чином зв'язок значно слабший від звичайного ковалентного (енергія водневого зв'язку становить до 40 кДж/моль, а ковалентного зв'язку – сотні кДж/моль).

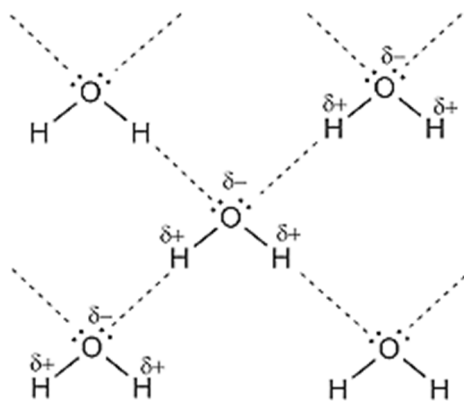


Рисунок 14. Водневий зв'язок між молекулами води

Типовий приклад - водневий зв'язок між електронегативними атомами кисню та атомами гідрогену (на якому недолішок електронної густини) у воді (рисунок 14).

Металічний зв'язок – зв'язок, що існує у металах та їх сплавах між позитивно зарядженими іонами та валентними електронами, що є спільними для всіх атомів; він зумовлює всі хімічні та фізичні властивості металів, зокрема тепло- та електропровідність.

Приклади типових завдань

1. Визначити тип хімічного зв'язку в таких сполуках: O_2 , H_2O , $NaCl$, CaO , NO_2 , HF , N_2 , P_2O_5 , H_2 . Для простих речовин визначити кратність зв'язку.

Розв'язання:

O_2 – ковалентний неполярний (подвійний зв'язок); H_2O – ковалентний полярний + водневий (міжмолекулярний); $NaCl$ – іонний; CaO – іонний, NO_2 – ковалентний полярний; HF – ковалентний полярний + водневий (міжмолекулярний); N_2 – ковалентний неполярний (потрійний зв'язок); P_2O_5 – ковалентний полярний; H_2 – ковалентний неполярний (ординарний зв'язок).

2. Який тип гібридизації атомних орбіталей атома карбону в молекулі $H_2C = CH_2$?

Розв'язання:

У молекулі $H_2C = CH_2$ кожен атом карбону утворює три σ -зв'язки (один – з іншим атомом карбону, два інших – з двома атомами гідрогену) та один π -зв'язок (з атомом карбону). Тому тип гібридизації атомних орбіталей карбону sp^2 .

Завдання для самостійного розв'язання

1. Напишіть електронні формули атомів калію (№ 19), хлору (№ 17), цирконію (№ 40), аргентуму (№ 47), лантану (№ 57), європію (№ 63). Поясніть послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів в атомах, використовуючи основні принципи і правила.

2. Напишіть електронні формули таких іонів: Al^{+3} ; P^{-3} ; Mn^{+2} ; S^{+4} ; Cl^{+5} ; O^{-2} .

3. Вкажіть число вакантних атомних орбіталей та число неспарених електронів в атомах: Na, Mn, Mg, Cl, S, Al, Ne.

4. Яку електронну конфігурацію мають атоми елементів із порядковими номерами: 4, 20, 34, 46, 55.

5. Для атомів елементів в попередньому номері зобразіть валентні електрони, їх графічну формулу.

6. Для атомів елементів, записаних у 4-му завданні, розрахуйте кількість протонів і нейтронів, для деяких запропонуйте ізотопи.

7. Скільки енергетичних рівнів і підрівнів містять атоми елементів з 4-го завдання?

8. До яких родин за електронною будовою належать елементи за номерами, що названі в 4-му завданні?

9. Яка формула валентних електронів буде для елемента з таким місцем у ПС: IIIпер IVA, Vпер III Б, VIпер VA, IVпер II Б, IVпер II А, IVпер II Б, IVпер IIIА, VIпер IIIБ,

10. Знайдіть у ПС елемент, атом якого має таку формулу валентних електронів: $2s^22p^6$, $2s^22p^1$, $4s^23d^8$, $5s^25p^3$, $6s^25d^3$, $3s^23p^5$, $5s^24d^{10}$, $4s^24p^2$, $4s^23d^3$.

11. Складіть схеми, що пояснюють утворення хімічних зв'язків у молекулах гідроген хлориду, дигідроген сульфід, води, алюміній оксиду, кальцій гідроксиду, кисню. Визначте тип хімічного зв'язку.

12. Складіть схеми гібридизації, що відображають процеси утворення таких молекул: магній хлорид, бор гідрид, карбон тетрахлорид, амоніак.

13. Визначте, в якій сполуці найбільш полярний зв'язок: K_2S , H_2S , SBr_4 , CS_2 . В який бік зміщена в молекулах електронна густина?

14. Визначте тип хімічного зв'язку в речовинах: AlCl_3 , FeBr_2 , H_2O , Na_2O_2 , CaO , MgI_2 , H_3N , N_2O_5 , SO_3 . Для відповіді залучить значення електронегативності елементів.

15. Наведіть приклади утворення ковалентного зв'язку за двома механізмами.

16. Визначте тип гібридизації центрального атома в сполуках, запропонуйте геометрію частинок (додаток Е): CH_4 , CO_2 , C_2H_2 , C_2H_4 , BeH_2 , BCl_3 , NH_3 , H_2O , H_3O^+ , SO_4^{2-} .

17. Які з наведених речовин мають проявлення водневого зв'язку: H_2O ; HCN ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; HF ; H_2S ; NH_3 .

18. Скільки спільних електронних пар утворюють зв'язки в молекулі Be_2C ; AlN ; Fe_3O_4 ; XeF_4 ; Ca_3N_2 ; B_2O_3 .

Приклади тестових завдань з теми

1. Визначте спільну рису атомів елементів із порядковими номерами 7 та 15:

- а) однакова кількість енергетичних рівнів
- б) однакова кількість електронів на d-підрівні зовнішнього рівня у збудженому стані
- в) число валентних електронів
- г) загальна кількість електронів

2. Вкажіть характерну властивість нейтронів:

- а) не мають маси
- б) не мають заряду
- в) мають заряд +1
- г) мають заряд -1

3. Вкажіть кількість підрівнів на першому енергетичному рівні:

- а) один
- б) два
- в) три
- г) чотири

4. Вкажіть s-елемент:

- а) Mn
- б) S
- в) Na
- г) Al

5. Вкажіть p-елемент:

- а) V
- б) Fe
- в) Li
- г) As

6. Вкажіть d-елемент:

- а) Mn
- б) Ne
- в) Na
- г) Br

16. Вкажіть назву типу хімічного зв'язку, який утворюється двома атомами, що мають однакову електронегативність:

- а) ковалентний полярний б) ковалентний неполярний
в) іонний г) металічний

17. Оберіть найпоширеніший у навколишньому середовищі ізотоп гідрогену:

- а) протій б) дейтерій в) тритій г) квадій

18. Вкажіть визначення нуклонного числа:

- а) загальна кількість частинок в атомі елемента
б) загальна кількість протонів та нейтронів в атомі
в) загальна кількість електронів в атомі
г) загальна кількість протонів в ядрі атома

19. Вкажіть елемент, нуклонне число якого дорівнює 31:

- а) галій б) кальцій в) фосфор г) ванадій

20. Вкажіть підрівні, з яких складається третій енергетичний рівень:

- а) s та d б) s, p та d в) s та p г) s, p, d та f

ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Термодинаміка – це наука, що вивчає загальні закони взаємного перетворення енергії з однієї форми в іншу. Закон збереження енергії стверджує, що енергія не може ні створюватися, ні зникати, а лише перетворюватися з одного виду в інший.

Хімічна термодинаміка вивчає теплові ефекти хімічних процесів, з'ясовує принципову можливість самовільного їх протікання і характеризує умови, за яких хімічні процеси можуть перебувати в стані рівноваги.

Термодинамічна система (далі просто система) – це окреме тіло або сукупність тіл, які фактично або подумки можуть бути виділені з навколишнього середовища. При цьому маються на увазі макроскопічні системи, тобто системи, що складаються з дуже великої кількості окремих частинок. Ізольована система повністю відокремлена від свого оточення, тобто не обмінюється з ним ні речовиною, ні енергією.

Енергія – це здатність системи здійснювати роботу.

Для будь-якої термодинамічної функції стану X її зміна визначається виразом $\Delta X = X_{\text{кінцева}} - X_{\text{початкова}}$.

Ця зміна ΔX не залежить від шляху, яким здійснюється зміна стану системи, а залежить тільки від початкового й кінцевого станів системи.

Робота, яка виконується хімічною системою, визначається виразом:

$$A = -P \cdot \Delta V,$$

де P – тиск; ΔV – зміна об'єму.

Внутрішня енергія тіла (U) – це сума кінетичної енергії теплового руху частинок, з яких складається тіло, і потенціальної енергії їхньої взаємодії.

Перший закон термодинаміки математично записується так:

$$Q = \Delta U + A,$$

де Q – кількість тепла, наданого системі;

ΔU – зміна внутрішньої енергії системи;

A – робота, що виконує система.

Теплота, що поглинається системою за постійного об'єму, дорівнює зміні внутрішньої енергії системи

$$\Delta U = -Q_v.$$

Теплота, що поглинається системою за постійного тиску, дорівнює зміні ентальпії системи

$$\Delta H = -Q_p.$$

Зміна ентальпії ΔH визначається виразом $\Delta H = H_{\text{кінц.}} - H_{\text{початк.}}$.

Ентальпія (або **теплова функція**) – термодинамічний потенціал, що характеризує стан термодинамічної системи. Ентальпія дорівнює сумі внутрішньої енергії і добутку тиску на об'єм. Ентальпія – це тепловміст системи. На практиці використовують зміну ентальпії ΔH :

а) якщо значення ΔH є величиною від'ємною, то реакція називається **екзотермічною** (тепло реакції виділяється в навколишнє середовище);

б) якщо значення ΔH є величиною додатною, то реакція називається **ендотермічною** (тепло поглинається з навколишнього середовища).

Стандартна молярна ентальпія реакції – це зміна ентальпії процесу, віднесена до 1 моль речовини, за стандартних умов.

Стандартні умови – це температура 298 К і тиск 1 атм. Стандартна молярна ентальпія за $T = 298$ К має позначення ΔH_f° , або $\Delta H_{\text{утв}}^\circ$.

Стандартна молярна ентальпія утворення будь-якої простої речовини дорівнює нулю.

Закон Гесса: *тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху перебігу процесу, а залежить лише від початкового і кінцевого стану системи.*

Цей закон виконується тільки у випадку дотримання таких умов:

- якщо хімічна реакція відбувається за сталого об'єму або тиску;
- температура продуктів реакції дорівнює температурі вихідних речовин.

Практично використовують наслідок із закону Гесса, що дозволяє розрахувати тепловий ефект будь-якого перетворення:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{утв. продуктів реакції}} - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{утв. реагентів}}.$$

Ентальпія хімічної реакції – це різниця сумарних ентальпій утворення вихідних і кінцевих речовин.

Другий закон термодинаміки: *теплота довільно не може переходити від холодного тіла до гарячого.*

Другий закон термодинаміки постулює існування нової функції стану системи – ентропії (S) – міри невпорядкованості в системі.

Ентропія зростає в ряду: тверде тіло → рідина → газ.

Стандартна молярна зміна ентропії в хімічній реакції визначається виразом

$$\Delta S^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum \Delta S^{\circ}_{\text{продуктів реакції}} - \sum \Delta S^{\circ}_{\text{реагентів}}.$$

Функція G є функцією стану системи і називається вільною енергією Гіббса, або ізобарно-ізотермічним потенціалом.

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \Delta H^{\circ}_{\text{х.р.}} - T \cdot \Delta S^{\circ}_{\text{х.р.}}$$

Це рівняння є одним з основних рівнянь хімічної термодинаміки, оскільки пов'язує можливість перебігу хімічної реакції (ΔG) зі змінами H і S в цьому процесі.

Величина ΔG залежить від двох складових, які можна розглядати як два прямо протилежних фактори:

1. Ентальпійний фактор (ΔH) – характеризує прагнення частинок до об'єднання за рахунок утворення міцніших зв'язків, що приводить до зменшення ентальпії системи, тобто значення $\Delta H < 0$.

2. Ентропійний фактор ($T \cdot \Delta S$) – відображає прагнення частинок до роз'єднання, до неупорядкованості, що приводить до збільшення ентропії, тобто значення $\Delta S > 0$. Цей фактор проявляється тим інтенсивніше, чим вищою є температура.

Вільна енергія Гіббса є критерієм спрямованості процесу й рівноваги в неізольованій системі за ізобарно-ізотермічних умов.

Реакція може відбуватись довільно лише за умови

$$\Delta G_{\text{х.р.}} < 0.$$

Для системи, що перебуває у стані динамічної рівноваги,

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = 0.$$

Енергія Гіббса є функцією стану системи, зміна енергії Гіббса (ΔG) для хімічної реакції можна розраховувати, використовуючи наслідок із закону Гесса:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G^{\circ}_{\text{утв. прод.}} - \sum \Delta G^{\circ}_{\text{утв. вихідних р.}}$$

де $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}}$ – зміна енергії Гіббса для хімічної реакції, кДж;

$\Delta G^{\circ}_{\text{утв.}}$ – енергія Гіббса утворення всіх компонентів (вихідних речовин і продуктів реакції, кДж/моль).

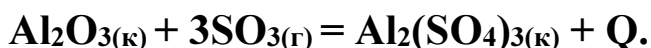
З погляду екології і пошуку джерел енергії, які є відновлювальними і менш шкідливими для навколишнього середовища, розглядають такі нетрадиційні джерела енергії: тепло Землі (геотермальна енергія), Сонця (зокрема енергія вітру, морських хвиль, тепла морів і океанів), а також «мала» гідроенергетика: морські припливи і відливи, біогазові, теплонасосні установки й інші перетворювачі енергії.

Приклади типових завдань

1. Визначте тепловий ефект реакції $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ за умов: $\Delta H_{\text{утв}}(\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}) = -1675,0$ кДж/моль;
 $\Delta H_{\text{утв}}(\text{SO}_{3(\text{г})}) = -395,2$ кДж/моль;
 $\Delta H_{\text{утв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})}) = -3434,0$ кДж/моль.

Розв'язання:

Записуємо термохімічне рівняння реакції, в якому вказують агрегатний стан реагуючих речовин, а також значення теплового ефекту



Згідно з наслідком із закону Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \Delta H_{\text{утв}}\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})} - (\Delta H_{\text{утв}}\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\Delta H_{\text{утв}}\text{SO}_{3(\text{г})}) = \\ = -3434,0 - (-1675,0 - 3395,2) = -537,4 \text{ кДж} - \text{реакція екзотермічна.}$$

2. Під час реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж теплоти. Які маси речовин прореагували? Теплота утворення алюміній йодиду дорівнює $\Delta H_f^\circ = -308$ кДж /моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

Розв'язання:

Записуємо термохімічне рівняння



Складаємо пропорцію та розв'язуємо її.

При утворенні 1 моль AlI_3 виділяється 308 кДж, а при утворенні x моль AlI_3 виділяється 77 кДж енергії:

$$x = 1 \cdot 77/308 = 0,25 \text{ моль алюміній йодиду.}$$

На утворення 1 моль алюміній йодиду затрачено 1 моль алюмінію та $3/2$ моль йоду, тобто, прореагувало 0,25 моль алюмінію та $0,25 \cdot 3/2 = 0,375$ моль йоду.

Знаходимо їхні маси:

$$m(\text{Al}) = \nu \cdot M = 0,25 \cdot 27 = 6,75 \text{ г.}$$

$$m(\text{I}_2) = \nu \cdot M = 0,375 \cdot (127 \cdot 2) = 95,25 \text{ г.}$$

Відповідь: Прореагувало 6,75 г алюмінію та 95,25 г йоду.

3. Обчислити стандартну енергію Гіббса для амоніаку (або зміну енергії Гіббса в реакції утворення амоніаку з простих речовин за стандартних умов), використовуючи відповідні значення. $\Delta H^\circ_{\text{утв}}$ та S° . Чи можливий синтез амоніаку за стандартних умов?

Розв'язання:



$$\Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} = \Delta G^\circ_{\text{х.р.}}; \quad \Delta H^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \Delta H^\circ_{\text{х.р.}} - T \Delta S^\circ_{\text{х.р.}};$$

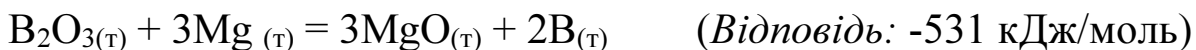
$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = S^\circ(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 1/2 S^\circ(\text{N}_{2(\text{г})}) - 3/2 S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})});$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} &= \Delta H^\circ_{\text{утв}}(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 298 \cdot (S^\circ(\text{NH}_{3(\text{г})}) - 1/2 S^\circ(\text{N}_{2(\text{г})}) - \\ &- 3/2 S^\circ(\text{H}_{2(\text{г})})) : 1000 = -46,2 - 0,298(192,6 - 0,5 \cdot 191,5 - 1,5 \cdot 130,5) = \\ &= -16,7 \text{ (кДж/моль)}. \end{aligned}$$

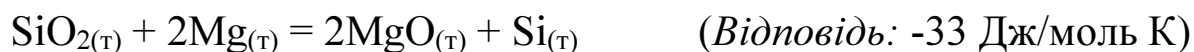
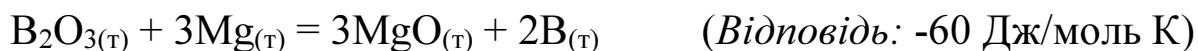
Відповідь: Стандартна енергія Гіббса для амоніаку дорівнює -16,7 кДж/моль. Оскільки $\Delta G^\circ_{\text{утв}} \text{NH}_{3(\text{г})} < 0$, то синтез амоніаку з простих речовин за стандартних умов можливий.

Завдання для самостійного розв'язання

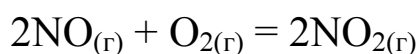
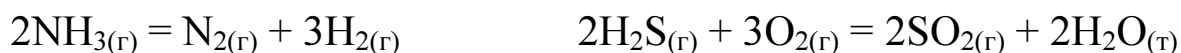
1. За даними стандартними ентальпіями утворення (додаток І), визначте $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$, що перебігають за рівняннями:



2. За стандартними ентропіями (додаток И), визначте $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$, що відбуваються за рівняннями:



3. Не виконуючи розрахунків, передбачте знак $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$ таких процесів:



4. За стандартними енергіями Гіббса утворення (додаток И), визначте $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}}$, що перебігають за рівняннями:

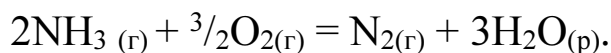


5. У результаті згоряння одного моля рідкого бензену з утворенням рідкої води виділяється 3270 кДж теплоти. Визначте стандартну теплоту утворення бензену. (Відповідь: 54 кДж/моль).

6. Теплота спалювання пропану до рідкої води за стандартних умов дорівнює -220 кДж/моль. Визначте стандартну теплоту утворення пропану. (Відповідь: -2103 кДж/моль).

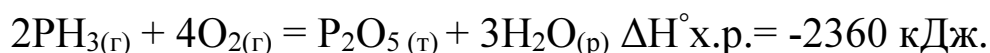
7. У результаті відновлення 12,7 г купрум(II) оксиду вугіллям, з утворенням $\text{CO}_{(\text{г})}$, поглинулось 8,24 кДж теплоти. Визначте $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CuO})$. (Відповідь: -58,5 кДж/моль).

8. Реакція окиснення амоніаку відбувається за рівнянням:



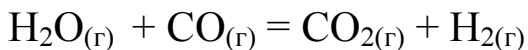
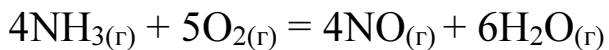
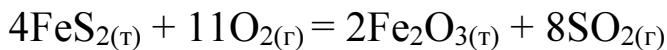
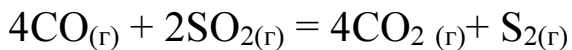
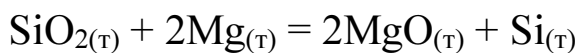
При утворенні 2,24 л (н.у.) азоту виділяється 76,45 кДж теплоти. Визначте $\Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{NH}_3)$, тепловий ефект хімічної реакції. (Відповідь: -46,75 кДж/моль; -764.5 кДж/моль).

9. Визначте стандартну ентальпію утворення фосфіну, виходячи з термохімічного рівняння:



(Відповідь: 5 кДж/моль).

10. За другим законом термодинаміки визначити можливість перебігу таких реакцій за стандартних умов:



11. У результаті сполучання 2,1 г заліза із сіркою виділилось 3,77 кДж теплоти. Визначте теплоту утворення ферум сульфїду. (Відповідь: 125,6 кДж/моль).

12. Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція $\text{H}_2 + \text{CO}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$; $\Delta\text{H}^\circ_{\text{x.p.}} = -2,85$ кДж?

ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ

I ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Наука про швидкість хімічної реакції і її механізми називається *хімічною кінетикою*.

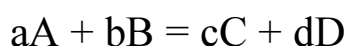
Швидкість хімічної реакції визначається зміною концентрації будь-яких реагентів в одиницю часу.

Швидкість хімічної реакції залежить від багатьох факторів:

- концентрації реагентів, температури, каталізаторів, ступеня подрібнення (для твердих речовин) або площі поверхні стикання, а також середовища (переважно для реакцій, що перебігають у розчинах), форми реактора (для ланцюгових реакцій), інтенсивності освітлення (для фотохімічної реакції), інтенсивності опромінення (для радіаційних хімічних реакцій) і т. ін. Крім того, основним критерієм є природа реагуючих речовин.

Закон діючих мас (для кінетики) *формулюється таким чином: швидкість хімічної реакції прямо пропорційна добутку молярних концентрацій реагуючих речовин у степенях, що дорівнюють їх стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні реакції.*

Наприклад, для хімічної реакції з вихідними реагентами А та В і продуктами реакції С та D:



закон діючих мас записується:

$$V_{x.p.} = k_c \cdot C_A^a \cdot C_B^b.$$

Для спрощення запису для позначення молярної концентрації в кінетиці часто використовують квадратні дужки. Тобто замість запису C_A можна написати $[A]$.

Коефіцієнт пропорційності в цьому виразі k_c – **константа швидкості реакції**, яка залежить від природи реагуючих речовин і має фізичний зміст: це швидкість реакції, за концентрації реагуючих речовин рівній 1 моль/л.

Якщо в реакції беруть участь тверді або рідкі речовини (не розчини), то їх концентрації в рівнянні закону діючих мас не враховуються.

Залежність швидкості хімічної реакції від температури описується **правилом Вант-Гоффа**:

У випадку збільшення температури на кожні 10 градусів константа швидкості реакції збільшується у 2-4 рази.

Правило описується рівнянням:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\Delta T/10},$$

де V_1 – швидкість реакції при температурі T_1 ;

V_2 – швидкість реакції при температурі T_2 ;

γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції (якщо він, наприклад, дорівнює 2, то швидкість реакції буде збільшуватись у 2 рази при збільшенні температури на кожні 10 градусів). Правило Вант-Гоффа справедливе для тих реакцій, які відбуваються за температури, нижче ніж 400 °С.

Енергія, необхідна для збудження молекули до енергії активованого комплексу, називається **енергією активації E_a** . Під час хімічного процесу перехід системи вихідних речовин з енергетичним станом $E_{\text{вих}}$ у енергетичний стан продуктів реакції $E_{\text{пр}}$ здійснюється через енергетичний бар'єр, який дорівнює енергії активації системи $\Delta E_{\text{акт}}$. Під енергетичним бар'єром розуміють енергію, яку необхідно витратити для подолання сил відштовхування, що виникає між електронними оболонками реагуючих частинок. При цьому тепловий ефект реакції:

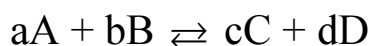
$$\Delta H = E_{\text{пр}} - E_{\text{вих}}.$$

Під час взаємодії активних молекул, наприклад, водню і йоду спочатку утворюється проміжна сполука $\text{H}_2 \dots \text{I}_2$, яку називають **активованим комплексом**. Саме в цьому комплексі послаблюються зв'язки $\text{H}-\text{H}$ і $\text{I}-\text{I}$ і починають утворюватися нові зв'язки $\text{H}-\text{I}$.

Каталізаторами називають речовини, які впливають на швидкість реакції, але зберігають свій хімічний склад після проміжних реакцій. Вплив каталізаторів на швидкість реакції називається **каталізом**.

Хімічна рівновага – це такий стан системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції. За незмінних зовнішніх умов стан (положення) рівноваги зберігатися як завгодно довго. Зміни температури, концентрації реагентів (а для газоподібних систем і тиску) спричиняють порушення рівності швидкостей прямої і зворотної реакцій, а отже, і порушення рівноваги.

Стан рівноваги описують за допомогою константи рівноваги, яка для модельної реакції



має вираз:

$$K_p = C_c^c \cdot C_D^d / C_A^a \cdot C_B^b.$$

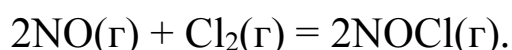
Чисельне значення константи рівноваги, зазвичай, змінюється зі зміною температури. Це відбувається тому, що швидкості прямої і зворотної реакцій змінюється за зміни температури по-різному.

За постійної температури значення констант рівноваги не залежать ні від тиску, ні від об'єму, ні від концентрацій реагентів або продуктів реакції.

За зміни умов перебігу процесу хімічна рівновага порушується. Напрямок зміщення рівноваги визначається **принципом Ле-Шательє**, який полягає в наступному: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, подіяти ззовні (змінити концентрацію, тиск, температуру), то рівновага зміститься в бік тієї реакції, яка послаблює цю дію.

Приклади типових завдань

1. У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції



- а) за підвищення концентрації нітроген монооксиду втричі?
- б) за зниження тиску газів удвічі?

Розв'язання:

Записуємо кінетичне рівняння для реакції:

$$v = k [NO]^2 \cdot [Cl_2].$$

Збільшення концентрації NO втричі призведе до зростання швидкості реакції у $3^2 = 9$ разів. У випадку зменшення тиску вдвічі так само зменшиться кількість речовини кожного газу в одиниці об'єму, тобто концентрація. Отже, швидкість реакції зменшиться в $2^2 \cdot 2 = 8$ разів.

Відповідь: швидкість реакції: а) збільшиться у 9 разів; б) зменшиться у 8 разів.

2. Для реакції, яка відбувається за рівнянням $2A_{2(g)} + B_{2(g)} = 2A_2B_{(g)}$ константа швидкості дорівнює 0,45 при 298 К. Визначте швидкість цієї реакції для концентрацій речовин: $[A_2] = 2$ моль/л; $[B_2] = 0,7$ моль/л

Розв'язання:

Вираз швидкості реакції $v = k[A_2]^2 \cdot [B_2]$. Підставляємо значення константи та концентрацій в нього: $v = 0,45 \cdot 2^2 \cdot 0,7 = 1,26$ моль/л·с.

3. Для реакції, яка відбувається за рівнянням $2A_{2(g)} + B_{2(g)} = 2A_2B_{(g)}$ константа швидкості дорівнює 0,45 за $T = 298$ К. Визначте швидкість цієї реакції за умов збільшення тиску в системі вдвічі.

Розв'язання:

Збільшення тиску в системі в 2 рази рівнозначно зменшенню об'єму системи також у 2 рази, а це, відповідно, – збільшенню концентрації реагуючих речовин-газів у 2 рази.

За законом діючих мас концентрація A_2 піднесена у квадрат, тобто при її збільшенні у 2 рази швидкість реакції зросте у 4 рази, а підвищення концентрації B_2 в 2 рази приведе ще до збільшення швидкості в 2 рази. Усього швидкість збільшиться у 8 разів.

4. Хімічна реакція відбувається з температурним коефіцієнтом 2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температура підвищиться на 30 °С.

Розв'язання:

За правилом Вант-Гоффа $V_{t_2} / V_{t_1} = \gamma^{\Delta t/10}$.

Отже, $V_{t_2} / V_{t_1} = 2^3 = 8$.

5. За підвищення температури на 40 °С швидкість реакції збільшилась в 25 разів. Знайти температурний коефіцієнт швидкості реакції та визначити, у скільки разів зменшиться швидкість реакції при зниженні температури на 15 °С.

Розв'язання:

Визначаємо температурний коефіцієнт швидкості реакції, виходячи з правила Вант-Гоффа:

$$V_{t_2} / V_{t_1} = \gamma^{\Delta t/10}.$$

Спочатку запишемо значення $\gamma^{\Delta t/10} = \gamma^{40/10} = \gamma^4$; за умовою задачі відношення V_{t2} / V_{t1} дорівнює 25, тобто:

$$\gamma^4 = 25, \text{ тоді } \gamma = 25^{1/4} = 2,24.$$

У разі зниження температури на 15°C швидкість реакції зменшиться у

$$V_{t2} / V_{t1} = \gamma^{\Delta t/10} = 2,24^{15/10} = 2,24^{1,5} = 3,35 \text{ раза.}$$

Відповідь: Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,24. Швидкість реакції зменшиться у 3,35 раза.

6. У системі $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightleftharpoons C_{(г)}$ рівноважні концентрації дорівнюють: $[A]_p = 0,06$ моль/л; $[B]_p = 0,12$ моль/л; $[C]_p = 0,216$ моль/л.

Знайти константу рівноваги реакції та вихідні концентрації речовин А і В.

Розв'язання:

Константа рівноваги даної реакції виражається рівнянням:

$$K_c = [C] / [A][B]^2 = 0,216 / 0,06 \cdot (0,12)^2 = 2,5.$$

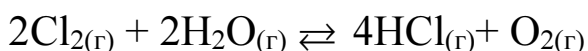
Для знаходження вихідних концентрацій А та В врахуємо, що згідно з рівнянням реакції, з 1 моля А та 2 моль В утворюється 1 моль С. Оскільки за умовою задачі в кожному літрі системи утворилось 0,216 моль речовини С, то при цьому було використано 0,216 моля А та $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моля В. Таким чином, вихідні концентрації дорівнюють сумі рівноважних концентрацій та тих, що було використано до моменту початку рівноваги:

$$[A]_{\text{вих}} = 0,06 + 0,216 = 0,276 \text{ моль/л}$$

$$[B]_{\text{вих}} = 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: константа рівноваги реакції -2,5; $C_{\text{Авих}} = 0,276$ моль/л, $C_{\text{Ввих}} = 0,552$ моль/л.

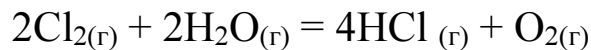
7. Визначити концентрації речовин реакції



у момент, коли прореагувало 20 % хлору, а вихідні концентрації речовин були: $[\text{Cl}_2] = 2$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 4$ моль/л; $[\text{HCl}] = 1$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0$.

Розв'язання:

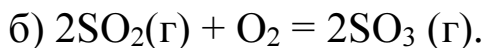
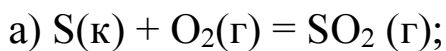
Визначаємо, скільки хлору прореагувало: $[Cl_2]_{\text{прореаг}} = 2 \cdot 0,2 = 0,4$ моль/л. Тоді прореагувало води теж 0,4 моль/л, утворилось HCl в 2 рази більше, тобто 0,8 моль/л, а кисню – в 2 рази менше, тобто 0,2 моль/л. Далі концентрації вихідних речовин, на момент коли прореагувало 20 % речовини хлору, визначають відніманням від вихідної концентрації, які прореагували, а для кінцевих продуктів, навпаки, до вихідної додають те, що утворилось. Для запропонованих умов складемо таблицю, підписуючи значення концентрацій під відповідними речовинами:



	Концентрації, моль/л			
Вихідні	2	4	1	0
Прореаговані або утворені	0,4	0,4	0,8	0,2
Рівноважні, чи на момент часу	1,6	3,6	1,8	0,2

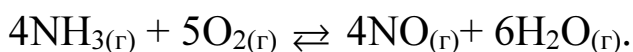
Завдання для самостійного розв'язання

1. Окислення сульфуру та його діоксиду перебігає за рівнянням:



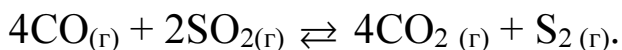
Як зміниться швидкість цих реакцій, якщо об'єми кожної із систем зменшити в 4 рази?

2. Напишіть вираз для константи рівноваги системи



Як зміниться швидкість прямої реакції – горіння амоніаку, якщо збільшити концентрацію кисню в 3 рази?

3. Знайдіть константу рівноваги реакції



Якщо вихідна концентрація CO становила 0,08 моль/л, SO_2 -0,06 моль/л, а до моменту рівноваги прореагувало 40 % CO?

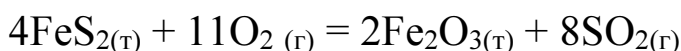
4. Визначте зміну швидкості в реакції, якщо температура змінюється від 20 до 35 °C, а температурний коефіцієнт $\gamma = 2$.

5. Визначте зміну швидкості в реакції, якщо температура змінюється від 40 до 25 °C, а температурний коефіцієнт $\gamma = 3$.

6. Як необхідно змінити температуру в реакції, щоб за температурного коефіцієнта $\gamma = 3$ швидкість реакції збільшилась у 9 разів, або зменшилась в 5 разів?

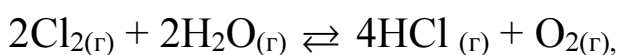
7. Хімічна реакція з температурним коефіцієнтом $\gamma = 2$, за температури $20\text{ }^\circ\text{C}$ відбувається за 13 хвилин. За скільки хвилин ця реакція закінчиться за температури $50\text{ }^\circ\text{C}$.

8. Визначити концентрації речовин реакції



у момент, коли прореагувало 40 % кисню, якщо його вихідна концентрація була 100 г/моль, а концентрація ферум дисульфїду 55 г/моль.

9. Визначте константу рівноваги в реакції

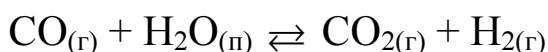


якщо вихідні концентрації хлору і води були, відповідно, 12 та 10 моль/л, а рівноважна концентрація кисню дорівнює 2 моль/л.

10. Як збільшення концентрації вуглекислого газу позначиться на зміщенні рівноваги в системі:

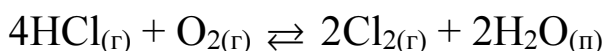


11. Як зміститься хімічна рівновага системи:



за підвищення тиску?

12. Як за допомогою тиску змістити хімічну рівновагу системи:

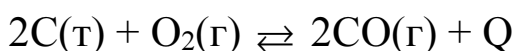


у бік прямої реакції?

13. Як зниження температури позначиться на зміщенні хімічної рівноваги в системі:



14. Як слід змінити концентрацію чадного газу, щоб рівновагу в системі:



змістити у напрямку прямої реакції?

РОЗЧИНИ. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Якщо дисперсна фаза подрібнена до розмірів молекул та іонів (менш 10^{-9} м), між частинками дисперсної фази й дисперсійного середовища зникає поверхня поділу, система стає гомогенною, – утворюється **істинний розчин**, або просто розчин.

Розчин – це гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка містить декілька компонентів: розчинник, розчинену речовину (одну чи декілька) та продукти їх взаємодії.

Зазвичай **розчинником** вважається компонент, який у вільному вигляді перебував у тому ж агрегатному стані, що й утворений розчин, однак якщо до розчинення обидва компоненти знаходилися в однаковому агрегатному стані, то за розчинник приймають речовину, кількість якої в розчині суттєво більша. Винятком з цього правила вважаються розчини, одним із компонентів якого є вода – такі розчини переважно називають водними, навіть за меншої кількості води порівняно з кількістю інших компонентів.

Відмінними ознаками істинних розчинів є відсутність поверхні поділу між компонентами, що зумовлює прозорість і високу стійкість розчинів, тому вони самочинно не поділяються на складові частини протягом тривалого часу.

Згідно з **сучасною теорією розчинів** розчинення вважається складною сукупністю фізико-хімічних явищ, серед яких виділяють **три основні етапи**.

1. **Руйнування структури речовини**, що розчиняється. На руйнування хімічних і міжмолекулярних зв'язків необхідно витратити певну енергію, тому цей етап супроводжується поглинанням теплоти та зростанням ентальпії: $\Delta H_{\text{руйн}} > 0$.

2. **Хімічна взаємодія** розчинника з частинками речовини – так звана **сольватація** (або **гідратація**, якщо розчинником є вода). При цьому утворюються **сольвати** (або **гідрати**) – **нестійкі хімічні сполуки частинок розчиненої речовини з молекулами розчинника (або води)**.

Кристалосольвати – тверді сполуки, у кристалічній решітці яких міститься деяка кількість молекул розчинника. Якщо розчинником є вода, такі кристалосольвати називаються **кристалогідрати**.

3. Самодовільний процес рівномірного розподілення сольватів (гідратів) у розчиннику, що пов'язаний з дифузією і вимагає витрати енергії.

Загальне змінення ентальпії в процесі розчинення включає три складових, що характеризують окремі етапи розчинення:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{руйн}} + \Delta H_{\text{сольв}} + \Delta H_{\text{диф}}.$$

Сумарний тепловий ефект процесу розчинення може бути додатним (ендотермічне розчинення) чи від'ємним (екзотермічне розчинення).

Якщо у воді розчиняються гази чи рідини, то енергія $\Delta H_{\text{руйн}}$ для розриву зв'язків невелика й розчинення супроводжується виділенням теплоти ($\Delta H_{\text{розчинення}} < 0$). Під час розчинення кристалічних речовин, руйнування решітки потребує значної витрати енергії. Тому розчинення твердих речовин у воді частіше відбувається з поглинанням теплоти ($\Delta H_{\text{розчинення}} > 0$) і належить до ендотермічних процесів.

Концентрація розчинів

Концентрація розчинів – це величина, що характеризує кількісний склад розчину і визначає відносну кількість розчиненої речовини, яка міститься в певній кількості розчину або припадає на певну кількість розчинника.

1. Найпоширеніший спосіб виразу концентрації – **масова частка розчиненої речовини**, яку виражають у **частках** від одиниці **або у відсотках**. **Масова частка розчиненої речовини (w)** – це відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}},$$

де $m_{\text{р.р}}$ – маса розчиненої речовини;

$m_{\text{р-ну}}$ – маса розчину.

Маса розчину дорівнює сумі мас розчиненої речовини і розчинника (води):

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{р.р}} + m(\text{H}_2\text{O}).$$

Масова частка у відсотках показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину.

Якщо 5 г солі розчинено у 95 г води, то маса розчину становить 100 г (95 + 5), а масова частка

$$w = \frac{5}{100} = 0,05.$$

Якщо помножити одержаний результат на 100 %, то одержимо 5 %, що означає, що в 100 г розчину міститься 5 г солі. При розрахунках концентрації розчинів часто використовують значення густини води:

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ г/мл.}$$

Об'єм води у мілілітрах чисельно збігається з масою води у грамах. Вода об'ємом 300 мл має масу 300 г:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 300 \text{ г.}$$

Приклади типових завдань

1. Визначте масову частку солі в розчині, утвореному під час розчинення 20 г солі в 180 г води.

<p>Дано: $m(\text{солі}) = 20 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$ <hr/> $w(\text{солі}) - ?$</p>	<p>Розв'язання:</p> $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}};$ <p>$m_{\text{р-ну}} = m(\text{солі}) + m(\text{H}_2\text{O}). m_{\text{р-ну}} = 20 + 180 = 200 \text{ г.}$</p> $w = \frac{20}{200} = 0,1; \text{ або } 0,1 \cdot 100 \% = 10 \%. $ <p><i>Відповідь:</i> 10 %.</p>
--	--

2. Розрахуйте масу калій сульфату, що міститься в 150 г розчину з масовою часткою 0,04.

<p>Дано: $m(\text{р-ну}) = 150 \text{ г}$ $w(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,04$ <hr/> $m(\text{K}_2\text{SO}_4) - ?$</p>	<p>Розв'язання</p> <p>З формули масової частки $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$ виражаємо масу розчиненої речовини</p> $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ну}} \cdot w(\text{K}_2\text{SO}_4) = 150 \cdot 0,04 = 6 \text{ г.}$ <p><i>Відповідь:</i> 6 г.</p>
---	---

3. У харчовій промисловості як консервант використовують E252 – калій нітрат. Розрахуйте, яку кількість його необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8 % розчин.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$ $w(\text{KNO}_3) = 0,08$ <hr/> $m(\text{KNO}_3) = ?$	Позначимо масу KNO_3 через x , тоді маса розчину дорівнює $(x+200)$. Складемо рівняння за формулою масової частки розчину: $w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}}$. $0,08 = \frac{x}{x + 200}$, звідки $x = 17,4$. <i>Відповідь:</i> 17,4 г

4. Для дегазації і нейтралізації отруйних речовин в дихальних апаратах для очищення повітря, що видихається, від вуглекислого газу застосовують натрій гідроксид. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду щоб одержати 30 % розчин?

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{NaOH}) = 50 \text{ г}$ $w(\text{NaOH}) = 0,3$ <hr/> $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	З формули масової частки $\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m_{\text{р-ну}}$ виражаємо масу розчину: $m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaOH})/\omega(\text{NaOH}) = 50/0,3 = 166,7 \text{ г}$. Оскільки $m_{\text{р-ну}} = m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O})$, то масу води розрахуємо, віднявши від маси розчину масу розчиненої речовини: $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaOH}) = 166,7 - 50 = 116,7 \text{ г}$. <i>Відповідь:</i> 116,7 г.

5. Для пом'якшення води використовують катіоніти. Регенерацію Na-катіонітових фільтрів здійснюють 6-10 %-м розчином кухонної солі, у результаті катіоніт переходить в Na-форму, регенерується. Обчисліть масу натрій хлориду та об'єм води, які треба взяти, щоб приготувати 300 кг розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 5 %.

Дано:
 $m_{\text{р-ну}} = 300 \text{ кг}$
 $w(\text{NaCl}) = 0,05$

 $m(\text{NaCl}) - ?$
 $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Розв'язання:

$$w = \frac{m_{\text{р.р.}}}{m_{\text{р-ну}}},$$
звідки $m(\text{NaCl}) = m_{\text{р-ну}} \cdot w(\text{NaCl}) = 300 \cdot 0,05 = 15 \text{ кг.}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ну}} - m(\text{NaCl}) = 300 - 15 = 285 \text{ кг.}$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{285}{1} = 285 \text{ л.}$$
Відповідь: 285 л.

6. В обробці руд, особливо під час видобутку рідкісних елементів, зокрема урану, іридію, цирконію, осмію і т. ін., застосовують сульфатну кислоту. Розрахувати об'єм концентрованої (96 %) H_2SO_4 (густиною 1,84 г/мл) та води, які необхідно взяти для приготування 150 л 15 % розчину, якщо його густина 1,1 кг/л.

Дано:
 $V_{15\% \text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 150 \text{ л}$
 $w(\text{H}_2\text{SO}_4)_2 = 0,15$
 $w(\text{H}_2\text{SO}_4)_1 = 0,96$
 $\rho_{15\% \text{р-ну}} = 1,1 \text{ кг/л}$

 $V_{96\% \text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) - ?$
 $V(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Розв'язання:
1. Розрахуємо масу розчину, який треба приготувати:

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho = 150 \text{ л} \cdot 1,1 \text{ кг/л} = 165 \text{ кг.}$$
2. Знайдемо масу H_2SO_4 , яка повинна міститися в цьому розчині:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / m_{\text{р-ну}}; m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_{\text{р-ну}} = 0,15 \cdot 165 = 24,75 \text{ кг.}$$
3. Розрахуємо масу концентрованого розчину H_2SO_4 , в якому міститься необхідна кількість кислоти:

$$m_{96\% \text{р-ну}} = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,75 / 0,96 = 25,78 \text{ кг.}$$
4. Розрахуємо масу води, в якій потрібно розчинити визначену масу концентрованого розчину кислоти.

$$m_{15\% \text{р-ну}} = m_{96\% \text{р-ну}} + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{15\% \text{р-ну}} - m_{96\% \text{р-ну}};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{15\% \text{p-ny}} - m_{96\% \text{p-ny}} = 165 - 25,78 = 139,22 \text{ кг.}$$

$$\text{Оскільки } \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ кг/л, то } V_{\text{p-ny}} = m_{\text{p-ny}} / \rho = 139,2 \text{ л.}$$

5. Визначимо об'єм відповідної кількості концентрованого розчину кислоти:

$$m_{\text{p-ny}} = V_{\text{p-ny}} \cdot \rho; V_{\text{p-ny}} = m_{\text{p-ny}} / \rho = 25,78 \text{ кг} / 1,84 \text{ кг/л} = 14 \text{ л.}$$

Відповідь: 139,2 л води та 14 л 96 % розчину сульфатної кислоти.

7. Як окисник ракетного палива й у виробництві мінеральних добрив використовують нітратну кислоту. Визначте масову частку нітратної кислоти в розчині, 1 л якого містить 224 г HNO_3 , густина розчину 1,12 г/мл.

Дано:	Розв'язання:
$V_{\text{p-ny}}(\text{HNO}_3) = 1 \text{ л}$	Маса розчину: $m = \rho \cdot V = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г.}$
$m(\text{HNO}_3) = 224 \text{ г}$	Масова частка розчиненої речовини буде:
$\rho_{\text{p-ny}} = 1,12 \text{ г/мл}$	$\omega = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{розчину})} = \frac{224 \text{ г}}{1120 \text{ г}} = 0,2 = 20\%.$
$w(\text{HNO}_3) - ?$	<i>Відповідь:</i> 20 %.

2. Молярна концентрація, або молярність C_M – це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини ($V_{\text{реч}}$) до об'єму розчину ($V_{\text{розч}}$), виміряному в літрах:

$$C_M = \frac{V_{\text{реч}}}{V_{\text{розч}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot V_{\text{розч}}}.$$

Молярна концентрація C_M показує, яка кількість розчиненої речовини $V_{\text{реч}}$ (моль) міститься у кожному літрі розчину.

Молярність розчину виражається у [моль/л], але замість цієї розмірності дозволено позначати її великою літерою M , наприклад, записи 2 моль/л H_2SO_4 і 2M H_2SO_4 є рівноцінними. Вони вказують на розчин сульфатної кислоти, в одному літрі якого міститься 2 моль H_2SO_4 .

Розчин, в 1 л якого міститься 0,1 моль розчиненої речовини, називається **децимолярний розчин**, якщо кількість розчиненої речовини становить 0,01 моль речовини, то це **сантимолярний розчин**.

3. Молярна концентрація еквівалента, або нормальна концентрація, або нормальність C_N – це величина, що визначається відношенням кількості еквівалентів ($n_{екв}$ або ν_e) розчиненої речовини до об'єму розчину ($V_{розч}$), виміряному в літрах:

$$C_N = \frac{n_{екв}}{V_{розч}}.$$

Молярна концентрація еквівалента, або **нормальна концентрація**, виражається у [моль-екв/л], чи просто [моль/л].

Нормальність C_N показує, яка кількість моль-еквівалентів розчиненої речовини (ν_E або n_E) міститься в кожному літрі розчину.

За аналогією з молярною концентрацією нормальність позначають буквою N (рідше – n), наприклад, запис 0,25 N (0,25 n) тотожний запису 0,25 моль-екв/л.

Розчин називають **децинормальний розчин**, якщо він містить 0,1 моль еквівалентів розчиненої речовини в одному літрі, і **сантинормальний розчин**, якщо розчиненої речовини в одному літрі міститься 0,01 моль еквівалентів

4. Моляльна концентрація, або моляльність C_m – це величина, яка визначається відношенням кількості розчиненої речовини ($\nu_{реч}$) до маси розчинника ($m_{розч-ка}$), виміряної у кілограмах. Моляльність C_m показує число молів розчиненої речовини, що приходить на 1 кг (1000 г) розчинника, тому вона виражається у [моль/кг].

$$C_m = \frac{\nu \cdot 1000}{m_{розч-ка}}.$$

5. Мольна частка χ – це величина, що визначається відношенням кількості розчиненої речовини ν_1 до загальної кількості молів усіх речовин у розчині (тобто суми числа молів розчиненої речовини ν_1 і числа молів розчинника ν_2).

$$\chi = N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}.$$

6. **Титр T** – це величина, що визначається відношенням маси розчиненої речовини до об'єму розчину, виміряному в літрах.

$$T = \frac{m_{\text{реч}} \cdot 1000}{V_{\text{розч}}}$$

Титр T показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 1 мл розчину, тому вимірюється в [г/мл].

Приклади типових завдань

1. Ортофосфатна кислота зареєстрована як харчова добавка Е338. Застосовується як регулятор кислотності в газованих напоях, наприклад у Кока-Колі. Визначити молярну концентрацію фосфатної кислоти в розчині з масовою часткою її 47,7 %, густина розчину дорівнює 1,315 г/мл.

Дано:	Розв'язання:
$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 47,7 \% = 0,477$	У 100 г розчину знаходяться 47,7 г H_3PO_4 і 53,3 г H_2O .
$\rho = 1,315 \text{ г/мл}$	Об'єм розчину дорівнює: $V = m/\rho = 100 \text{ г} / 1,315 \text{ г/мл} = 76 \text{ мл}$.
$C_M - ?$	Молярна концентрація буде: $C(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V} = \frac{47,7 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 0,076 \text{ л}} = 6,4 \text{ моль/л}$
	Відповідь: 6,4 моль/л.

2. Розрахувати необхідну кількість 25 % розчину амоній гідроксиду (з густиною 0,91 г/л) для приготування 100 мл 5 н розчину.

Дано:	Розв'язання:
$w_1(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 25 \%$	1. Розрахуємо кількість еквівалентів речовини NH_4OH , яка повинна міститися в 100 мл (0,1 л) розчину з нормальною (молярною еквівалентною) концентрацією 5 моль/л :
$\rho_1 = 0,91 \text{ г/л}$	
$V_{\text{р-ну}} = 100 \text{ мл}$	
$C_{\text{н2}} = 5 \text{ моль/л}$	
$V_{\text{р-ну}}(\text{NaOH}) - ?$	$C_{\text{н}} = v_{\text{екв}} / V, v_{\text{екв}} = C_{\text{н}} \cdot V$ $v_{\text{екв}} = C_{\text{н}} \cdot V = 5 \cdot 0,1 = 0,5 \text{ моль}$

2. Оскільки амоній гідроксид – однокислотна основа, то його еквівалент дорівнює 1, відповідно $\nu_{\text{екв}} = \nu$. Визначимо масу NH_4OH , яка містить 0,5 моль речовини:

$$M = \nu \cdot M = 0,5 \text{ моль} \cdot 35 \text{ г/моль} = 17,5 \text{ г.}$$

3. Розрахуємо масу 25 % розчину, що містить 17,5 г NH_4OH :

$$\omega(\text{NH}_4\text{OH}) = m(\text{NH}_4\text{OH}) / m_{\text{р-ну}};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m(\text{NH}_4\text{OH}) / \omega(\text{NH}_4\text{OH});$$

$$m_{\text{р-ну}} = 17,5 \text{ г} / 0,25 = 70 \text{ г.}$$

4. Визначимо об'єм 70 г 25 % розчину NH_4OH :

$$m_{\text{р-ну}} = V_{\text{р-ну}} \cdot \rho; V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho.$$

$$V_{\text{р-ну}} = m_{\text{р-ну}} / \rho = 70 \text{ г} / 0,910 \text{ г/мл} = 76,9 \text{ мл.}$$

Відповідь: 76,9 мл 25 % розчину NH_4OH .

3. Розрахувати молярну концентрацію розчину, якщо під час розчинення натрій гідроксиду масою 120 г одержали розчин об'ємом 2 л.

Дано:	Розв'язання:
$m(\text{NaOH}) = 120 \text{ г}$	$C_M(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) / V_{\text{р-ну}};$
$V_{\text{р-ну}} = 2 \text{ л}$	$\nu(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH}) / M(\text{NaOH});$
$C_M(\text{NaOH}) - ?$	$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$
	1) $\nu(\text{NaOH}) = 120 / 40 = 3 \text{ моль.}$
	2) $C_M(\text{NaOH}) = 3 / 2 = 1,5 \text{ моль/л.}$
	<i>Відповідь:</i> 1,5 моль/л.

4. Для боротьби з цвітінням води у водосховищах, зокрема, використовується хімічна обробка мідним купоросом. Розрахувати масу мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$, яку треба взяти для приготування 200 мл 2 М розчину CuSO_4 .

Дано:	Розв'язання:
$V_{\text{р-ну}}(\text{CuSO}_4) = 200 \text{ мл}$	1. Розрахуємо кількість речовини CuSO_4 , що повинна міститися в розчині:
$C_M = 2 \text{ моль/л}$	$C_M = \nu / V, \nu = C_M \cdot V.$
$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) - ?$	$\nu(\text{CuSO}_4) = 2 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,4 \text{ моль.}$

2. Розрахуємо масу CuSO_4 , що відповідає розрахованій кількості речовини:

$$M = \nu \cdot M$$

$$m(\text{CuSO}_4) = \nu \cdot M = 0,4 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 64 \text{ г.}$$

3. Розрахуємо масу кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, яка містить розраховану масу CuSO_4 .

Відповідно до молярних мас солі CuSO_4 та її кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, складаємо та розв'язуємо пропорцію:

У 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься 160 г CuSO_4 ,

У x г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ міститься 64 г CuSO_4 .

$X = 250 \cdot 64 / 160 = 100$ г, тобто в 100 г мідного купоросу міститься 64 г CuSO_4 .

Відповідь: 100 г.

Розчинність речовин

За розчинністю у воді тверді речовини поділяються на добре розчинні, малорозчинні і практично нерозчинні. Прикладом добре розчинних речовин можуть бути магній хлорид MgCl_2 , натрій карбонат Na_2CO_3 і аргентум нітрат AgNO_3 , розчинність яких (S, г на 100 г води з утворенням насиченого розчину) за звичайної температури дорівнює 20, 54 і 215 г відповідно.

Взагалі добре розчинними називають такі речовини, розчинність яких за звичайної температури більша ніж 10 г у 100 г води. Малорозчинними називають такі речовини, розчинність яких за звичайної температури менша 1 г, а практично нерозчинними такі, розчинність яких менша за 0,01 г. Прикладом малорозчинних речовин можуть бути кальцій сульфат CaSO_4 , розчинність якого становить 0,21 г, і кальцій гідроксид $\text{Ca}(\text{OH})_2$, розчинність якого – 0,16 г. До практично нерозчинних речовин належать барій сульфат BaSO_4 , аргентум хлорид AgCl , кальцій карбонат CaCO_3 , кварцовий пісок SiO_2 . Абсолютно нерозчинних речовин немає.

З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується, причому для деяких речовин дуже різко, а для деяких – зовсім мало. Тому коли мова йде про розчинність (коефіцієнт розчинності) речовини, то завжди слід вказувати й температуру, бо розчинність тієї самої речовини за різних температур є різною.

Колігативні властивості розчинів. Закон Рауля

Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини.

$$(p_0 - p_1) / p_0 = N_2.$$

Другий варіант формулювання закону Рауля:

Тиск насиченої пари над розчином дорівнює добутку його тиску над чистим розчинником на мольну частку розчинника.

$$p_1 = p_0 \cdot N_1,$$

де N_1 – мольна частка розчинника; N_2 – мольна частка розчиненої речовини; p_0 – тиск пари над розчинником; p_1 – тиск пари над розчином.

Температура замерзання та температура кипіння розчину залежать від його складу.

Підвищення температури кипіння $\Delta T_{\text{кип}}$ і зниження температури замерзання $\Delta T_{\text{зам}}$ розчину прямо пропорційні молярності розчину (C_m):

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m, \quad \Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m.$$

E і K – відповідно ебуліоскопічна і криоскопічна сталі розчинника.

Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа

Частинки розчиненої речовини й розчинника перебувають у хаотичному тепловому русі й рівномірно розподіляються по всьому об'єму розчину. Такий довільний процес переміщення речовини, який призводить до вирівнювання її концентрації, називають *дифузією*. Однак якщо між двома розчинами помістити перегородку, через яку розчинник може проходити, а розчинена речовина – ні (такі перегородки отримали назву напівпроникних, вони існують у природі,

а також можуть бути отримані штучно), то вирівнювання концентрацій буде проходити тільки внаслідок переміщення молекул води. Останні в більшому числі дифундують у розчин, ніж зворотно, тому об'єм розчину буде поступово збільшуватися, а концентрація речовини в ньому зменшуватися. Таку односторонню дифузію води через напівпроникну перегородку називають осмосом. А тиск, що зумовлює це явище, називають **осмотичним тиском**. Він дорівнює надлишковому тиску, який треба прикласти з боку розчину для вирівнювання кількості розчинника з обох боків напівпроникної мембрани при осмотичній рівновазі.

Осмотичний тиск розчину ($P_{осм}$) прямо пропорційний його молярній концентрації (C_m) та температури (T) (закон Вант-Гоффа).

$$P_{осм} = 1000 \cdot C_m \cdot R \cdot T.$$

Осмос набуває дедалі більшого технологічного застосування. Наприклад, у очищенні води за допомогою спеціальних пористих полімерних мембран (рисунок 15).



Рисунок 15. Принцип роботи зворотного осмосу

Завдяки штучно створеному перепаду тиску по обидві сторони мембрани, який перевищує осмотичний тиск, водний розчин фільтрується через неї таким чином, що розчинник (вода) відокремлюється від вмічених у ній солей. У результаті вдається не тільки очищати стічні води, але й опріснювати морські та солонуваті води для питних і сільськогосподарських потреб. Зворотний осмос вже використовується для очищення води від поверхнево активних речовин, демінералізації стічних вод та отримання прісної води.

Приклад типового завдання

Визначити температуру замерзання 20 % водного розчину гліцерину ($CH_2OH-CH_2OH-CH_2OH$), якщо кріоскопічна стала води 1,86.

Розв'язання

Згідно із законом Рауля:

$$\Delta T_{зам} = K \cdot m_1 \cdot 1000 / (M \cdot m_2),$$

де K – кріоскопічна стала;

m_1 і M – маса розчиненої речовини та її молярна маса;

m_2 – маса розчинника.

Розглянемо 100 г розчину. Тоді $m_1 = 20$ г; $m_2 = 80$ г;

$$M = 12 \cdot 3 + 8 \cdot 1 + 16 \cdot 3 = 92 \text{ г/моль.}$$

$$\Delta T_{зам} = 1,86 \cdot 20 \cdot 1000 / (92 \cdot 80) = 0,5 \text{ К.}$$

$$T_{зам} = 0^\circ\text{C} - \Delta T_{зам} = -0,5^\circ\text{C.}$$

Завдання для самостійного розв'язання

1. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного під час розчинення 60 г ферум дихлориду в 150 г води. (Відповідь: 0,29).

2. Розрахуйте масову частку розчину, утвореного під час розчинення 120 г натрій сульфату в 300 г води. (Відповідь: 0,28).

3. Яку масу калій нітрату необхідно розчинити в 200 г води, щоб одержати 8 % розчин? (Відповідь: 17,4 г).

4. Розрахувати наважку NaCl для приготування 4 л ($\rho = 1,071$) розчину з $\omega = 10$ %. (Відповідь: 42,8 г).

5. Скільки мл 30%-го розчину H_2O_2 ($\rho = 1,11$) необхідно взяти для приготування 2 л розчину із $\omega(H_2O_2) = 3$ % ($\rho = 1,007$)? (Відповідь: 181 мл).

6. Яку масу води необхідно взяти для розчинення 50 г натрій гідроксиду щоб одержати 30 % розчин? (Відповідь: 116,3 г).

7. Яку масову частку має розчин, утворений у результаті додавання 100 г води до 200 г 20 % розчину натрій гідроксиду? (Відповідь: 0,133).

8. Скільки грамів води треба додати до 300 г 15 % розчину калій хлориду, щоб одержати 8 % розчин? (Відповідь: 262,5 г).

9. Скільки грамів 40 % розчину купрум сульфату необхідно додати до 170 г води, щоб одержати 12 % розчин? (Відповідь: 72,8 г).

10. Яку масову частку має розчин, утворений у результаті змішування 40 г 30 % розчину натрій гідроксиду та 170 г 40 % розчину цієї речовини? (Відповідь: 38 %).

11. Скільки грамів 8 % розчину літій гідроксиду необхідно додати до 120 г 20 % розчину цієї речовини, щоб одержати розчин з масовою часткою 0,1?

12. До 120 г 28 % розчину солі долити 216 мл води. Чому дорівнює масова частка солі в одержаному розчині? (Відповідь: 10 %).

13. Скільки треба взяти 70 і 95 % розчинів, щоб одержати 50 кг 80 % розчину? (Відповідь: $m(70\%) = 30$ кг, $m(95\%) = 20$ кг).

14. Визначити молярну концентрацію розчину, у 50 мл якого міститься 5,6 г калій гідроксиду (Відповідь: 2 моль/л).

15. Визначити молярну концентрацію розчину натрій гідроксиду з густиною 1,14 г/мл, який утворений з 800 г води та 120 г кристалічного натрій гідроксиду? (Відповідь: 3,75 моль/л).

16. Визначте молярну концентрацію еквівалента солі в розчині, одержаному під час розчинення 50 г калій сульфату у 250 мл води, якщо густина добутого розчину становить 1,1 г/мл. (Відповідь: 2,1 моль/л).

17. Визначте молярну концентрацію кислоти в розчині, одержаному в результаті зливання 300 мл 0,2 М та 600 мл 0,7 М розчинів хлоридної кислоти. Зміною об'єму розчину знехтувати. (Відповідь: 0,53 моль/л).

18. Який об'єм 2,5 М розчину натрій гідроксиду потрібно використати для приготування 0,3 М розчину лугу об'ємом 100 мл? (Відповідь: 12 мл).

19. Яку масову частку матиме розчин купрум сульфату, якщо 50 г кристалогідрату $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчинити в 540 г води? (Відповідь: 0,054).

20. В якій масі води необхідно розчинити 100 г кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, щоб утворився розчин магній сульфату з масовою часткою 0,16? (Відповідь: 329 г).

21. Яку масу кристалогідрату $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необхідно розчинити в 600 г води, щоб одержати 25 % розчин магній нітрату? (Відповідь: 461,5 г).

22. Обчисліть масу натрій хлориду, яка міститься в 400 мл розчину з масовою часткою солі 18 % і густиною $1,15 \text{ г/см}^3$. (Відповідь: 82,8 г).

23. До 150 г розчину калій нітрату з масовою часткою солі 30 % додали 100 мл води. Знайдіть масову частку солі в новоутвореному розчині. (Відповідь: 18 %).

24. Визначте молярну концентрацію розчину, який одержали змішуванням 400 мл розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 9 моль/л і густиною $1,49 \text{ г/мл}$ та 600 мл розчину цієї кислоти з концентрацією 2 моль/л і густиною $1,12 \text{ г/мл}$, якщо густина одержаного розчину $1,24 \text{ г/мл}$. (Відповідь: 4,18 моль/л).

25. Обчисліть масу розчину магній сульфату з масовою часткою солі 10 %, який необхідно взяти для приготування 300 мл 0,5 М розчину цієї солі. (Відповідь: 180 г).

26. Скільки літрів води необхідно додати до 500 мл розчину нітратної (V) кислоти з масовою часткою 40 % і густиною $1,25 \text{ г/см}^3$, щоб утворився розчин з масовою часткою кислоти 10 %. (Відповідь: 1,9 л).

27. Порівняйте молярні концентрації речовин у таких розчинах:

а) 500 г розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 50 % ($\rho = 1,525 \text{ г/см}^3$);

б) 600 г розчину з масовою часткою сульфатної(VI) кислоти 60 % ($\rho = 1,498 \text{ г/см}^3$).

28. Визначте масу води, в якій необхідно розчинити 50 г калій сульфату для одержання розчину з масовою часткою речовини 10 %. (Відповідь: 450 г).

29. Визначте масову частку сульфатної кислоти в розчині, одержаному розчиненням 33,6 л сульфур триоксиду у 245,25 г води (н.у.).

30. Визначте масову частку ферум(II) сульфату в розчині, одержаному розчиненням 83,4 г залізного купоросу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в 516,6 г води. (Відповідь: 7,6 %).

31. Яку нормальну концентрацію буде мати розчин сульфатної кислоти, густина якого 1,73, якщо він утворений з 10 г розчину з молярною концентрацією 4 моль/л і густиною $1,23 \text{ г/мл}$ та 90 г розчину з молярною концентрацією 15 моль/л і густиною $1,76$? (Відповідь: 27 моль/л).

32. Маємо 10 % розчин сульфатної кислоти ($\rho = 1,07$ г/мл). Обчислити молярність, нормальність, моляльність розчину та молярну частку в ньому кислоти. (Відповідь: $C_M = 1,09$ моль/л; $C_E = 2,18$ моль/л; $C_m = 1,13$ моль/кг; $x = 0,02$ або 2 мол. %).

33. Обчислити температуру замерзання та кипіння водного розчину глюкози, масова частка якої 15 %. (Відповідь: $T_3 = 271,34$ К; $T_K = 373,67$ К).

34. Під час розчинення 0,029 моль неелектроліту в 100 г ацетону температура кипіння останнього підвищилась на 0,43 К. Визначити ебуліоскопічну константу ацетону. (Відповідь: $1,48$ К · г/моль).

35. Скільки грамів глюкози міститься в 0,2 л розчину, осмотичний тиск якого за $t = 37$ °С дорівнює 810,6 кПа? (Відповідь: 11,3 г).

36. Визначити молекулярну масу гемоглобіну, якщо осмотичний тиск розчину (5 г речовини в 100 мл розчину) за $t = 27$ °С становить $1,82 \cdot 10^3$ Па. (Відповідь: 68 489).

37. За якої температури замерзає кров людини? (Зробити відповідні розрахунки). (Відповідь: $0,56$ °С).

38. За якої температури замерзає 3%-ний розчин етанолу у воді? (Відповідь: $1,39$ °С).

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть твердження щодо розчинів:

- а) складаються із двох взаємонерозчинних рідин
- б) мають постійний склад
- в) складаються із твердої та рідкої фаз
- г) мають змінний склад

2. Виберіть твердження, яке визначає масову частку розчиненої речовини в розчині:

- а) маса розчиненої речовини в 100 г розчинника
- б) маса розчиненої речовини в 100 г розчину
- в) відношення маси розчину до маси розчиненої речовини
- г) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника

3. Виберіть твердження, яке визначає математичний вираз для розрахунку маси розчину:

- а) добуток об'єму розчину на його густину
- б) відношення маси розчиненої речовини до маси розчину
- в) відношення маси розчиненої речовини до маси розчинника
- г) відношення маси розчину до його об'єму

4. Виберіть правильне закінчення речення «Швидкість розчинення твердої речовини у воді ...»:

- а) не залежить від перемішування
- б) залежить від розміру частинок
- в) залежить від тиску
- г) не залежить від температури

5. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в розчині, утвореному під час розчинення 40 г речовини в 160 г води:

- а) 0,25 б) 0,20 в) 0,40 г) 0,15

6. Виберіть визначення кристалогідрату:

- а) тверда речовина, що містить хімічно зв'язану воду та має певний склад
- б) насичений водний розчин
- в) розведений водний розчин солі
- г) концентрований водний розчин солі

7. Вкажіть речовину, яка є кристалогідратом:

- а) гіпс б) малахіт в) негашене вапно г) крейда

8. Виберіть характеристику речовини, яка відповідає формулі $MgCl_2 \times 6H_2O$ (мінерал бішофіт):

- а) кристалогідрат б) насичений розчин
- в) розведений розчин г) нерозчинна у воді сіль

9. Виберіть твердження, яке характеризує процес розчинення кристалічних сполук у воді:

- а) завжди є ендотермічним процесом
- б) супроводжується певним тепловим ефектом
- в) завжди є екзотермічним процесом
- г) не залежить від температури

10. Виберіть кількісну характеристику складу розчину:

- а) масова частка розчиненої речовини
- б) маса розчинника
- в) об'єм розчину
- г) густина розчину

11. Виберіть частинки, завдяки яким розчин проводить електричний струм:

- а) молекули розчиненої речовини
- б) електрони
- в) іони
- г) молекули полярного розчинника

12. Виберіть характеристику, яка відрізняє розчини від механічних сумішей:

- а) змінний склад
- б) можливість виділення компонентів фізичними методами
- в) тепловий ефект при утворенні
- г) агрегатний стан

13. Виберіть твердження щодо насиченого розчину:

- а) у такому розчині за цієї температури речовина більше не розчиняється
- б) речовина рівномірно розподілена в об'ємі розчину
- в) концентрація розчиненої речовини понад 50 %
- г) розчинена речовина знаходиться у вигляді молекул

14. Виберіть визначення розчинності речовини:

- а) здатність речовини дисоціювати на іони під час розчинення
- б) здатність речовини змішуватися з іншою речовиною та утворювати гомогенні системи
- в) здатність речовини змішуватися з іншою речовиною та утворювати гетерогенні системи
- г) здатність речовини утворювати сольвати

15. Обчисліть масову частку розчиненої речовини у 200 г розчину, утвореному під час розчинення 40 г речовини у воді:

- а) 0,4
- б) 0,2
- в) 0,1
- г) 0,3

16. Обчисліть масу натрій хлориду, яка може розчинитися у 50 г води при 20 °С, якщо розчинність NaCl при цій температурі становить 35,9 г на 100 г води:

- а) 17,95 б) 71,80 в) 3,59 г) 7,18

17. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в утвореному розчині, якщо при нагріванні зі 100 грамів водного розчину з масовою часткою солі 0,2 випарили 20 г води:

- а) 0,25 б) 0,20 в) 0,30 г) 0,15

18. Визначте кількісний склад розчину солі з масовою часткою розчиненої речовини 0,1:

- а) 10 г солі і 100 г води б) 10 г солі і 90 г води
в) 10 г солі і 110 г води г) 5 г солі і 50 г води

19. Виберіть правильне закінчення твердження «молярна концентрація розчину дорівнює...»:

- а) добутку кількості розчиненої речовини та об'єму розчину
б) відношенню кількості розчиненої речовини до маси розчину
в) відношенню кількості речовини розчиненої речовини до об'єму розчину
г) відношенню кількості розчиненої речовини до густини розчину

20. Вкажіть правильне твердження щодо гіпсу:

- а) бінарна сполука
б) масова частка безводної солі становить 0,79
в) на 1 моль безводної солі приходить 5 моль кристалізаційної води
г) масова частка кристалізаційної води становить 0,64

ТЕОРІЯ ЕЛЕКТРОЛІТИЧНОЇ ДИСОЦІАЦІЇ. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Речовини, які не проводять електричний струм ні в розплавленому, ні в розчиненому стані, називаються *неелектроліти* (сахароза, бензен, етанол). *Електроліти* – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Електроліти під час розчинення або розплавлення утворюють іони, рух яких і зумовлює їх електропровідність.

Розчини електролітів дуже поширені в навколишньому середовищі. Антропогенні забруднювачі НС також можуть бути у вигляді розчину, в якому речовини перебувають у дисоційованому стані. Наприклад, кислотні електроліти (розчини сульфатної кислоти), що містяться в акумуляторних батареях після їх відпрацювання, потрапляючи в навколишнє середовище, підвищують кислотність ґрунту (за рахунок гідроген-іонів), збільшуючи можливість переходу в ґрунт важких металів. Унаслідок зливу відпрацьованого акумуляторного електроліту в ґрунт утворюються своєрідні техногенні ділянки, які характеризуються підвищеною кислотністю, збільшенням вмісту сульфат-іонів і рухомих форм важких металів; зменшенням вмісту гумусу; зниженням врожайності сільськогосподарських рослин.

Для оцінки (опису) будь-якого середовища (і природного, і техногенного) необхідно вміти визначити його кислотність, тобто розрахувати концентрацію іонів H^+ .

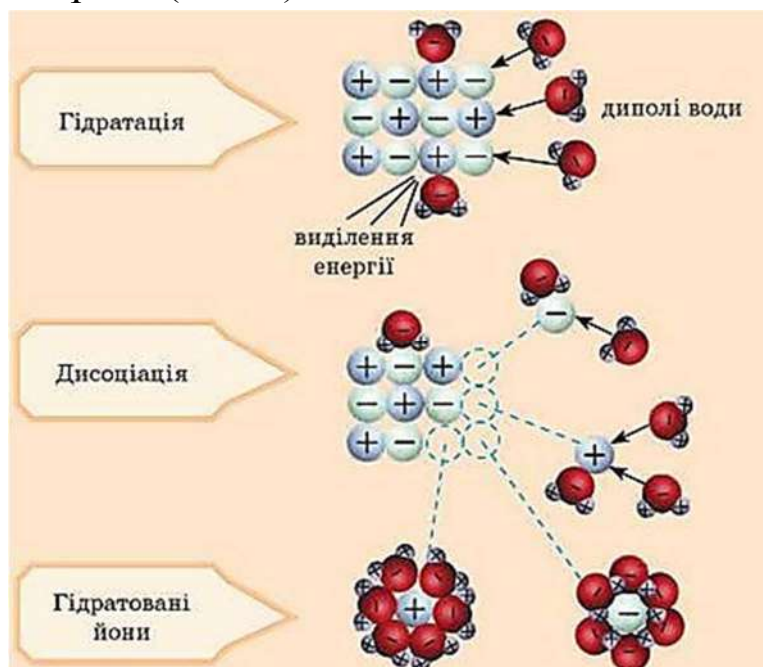
Основні положення сучасної теорії електролітичної дисоціації:

– існують речовини, які під час розплавлення або розчинення у воді розпадаються на іони (катіони і аніони); такі речовини називаються електролітами;

– процес розпаду молекул на іони називається дисоціацією; дисоціація – процес ступеневий і оборотний;

– іони у водних розчинах знаходяться в гідратованому стані: вони оточені оболонками, що складаються з полярних молекул води;

– іони в розчині перебувають у хаотичному русі, але в електричному полі набувають напрямленого руху: **катіони** (позитивно зарядженні іони) рухаються до негативного електрода (катода), **аніони** (негативно заряджені іони) – до позитивного електрода (анода).



Електролітична дисоціація – це розклад електроліту на іони за його розчинення під дією полярних молекул розчинника, наприклад, води (рисунок 16).

Рисунок 16. Стадії процесу дисоціації

У результаті електролітичної дисоціації утворюються позитивно заряджені частинки – **катіони** (Kt) та негативно заряджені частки – **аніони** (An). Для оцінювання та порівняння глибини розкладу речовин на іони користуються величиною ступеня дисоціації.

Ступінь дисоціації (α) – це відношення концентрації електроліту, що розпався на іони, до його загальної концентрації в розчині:

$$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}},$$

де $C_{\text{дис}}$ і $C_{\text{заг}}$ – відповідно молярна концентрація продисоційованого електроліту і загальна концентрація, моль/л.

Зважаючи на те, що молярна концентрація визначається відношенням кількості речовини v до об'єму розчину ($C_M = v/V$), то за умов постійного об'єму рівняння $\alpha = v_{\text{дис}}/v_{\text{заг}}$.

Ступінь дисоціації виражається у частках одиниці або у відсотках. Так, якщо $\alpha = 0,5$, або 50 %, це значить, що половина всіх молекул розклалася на іони, а друга половина залишилася у вигляді молекул. Ступінь дисоціації залежить від природи електроліту, концентрації

розчину й температури. Під час розбавлення електроліту водою ступінь дисоціації завжди збільшується. Збільшується ступінь дисоціації і при підвищенні температури розчину електроліту.

Залежно від значення ступеня дисоціації всі електроліти умовно поділяють на сильні, електроліти середньої сили та слабкі.

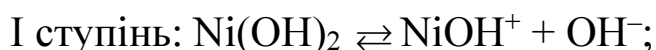
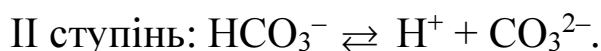
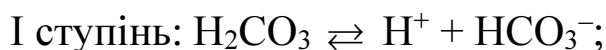
Процес електролітичної дисоціації відображають *рівняння дисоціації*. У випадку сильних електролітів у рівнянні вказують одну стрілочку « \rightarrow » або « \Rightarrow » – майже повний розклад електроліту на іони.



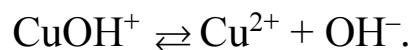
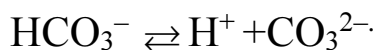
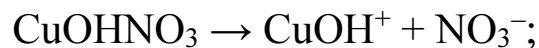
У випадку слабого електроліту вказують частковий розклад електроліту на іони.



Слабкі основи, що містять декілька гідроксильних груп, або слабкі кислоти, що містять декілька іонів гідрогену, дисоціюють (розкладаються) за декількома ступенями. Кількість ступенів визначається кількістю іонів H^+ або OH^- у молекулі електроліту. Наприклад:



За дисоціації кислих і основних солей, крім катіонів металів й аніонів кислотних залишків, у розчинах утворюються ще, відповідно, протони H^+ та йони OH^- .



В усіх рівняннях електролітичної дисоціації сума зарядів іонів у продуктах дорівнює сумі зарядів у вихідних речовинах.

Оскільки електролітична дисоціація є процесом оборотним, то як і будь-який оборотний процес характеризується константою рівноваги, яка називається константою дисоціації ($K_{\text{дис}}$, або $K_{\text{д}}$).

Константа дисоціації – це відношення добутку молярних концентрацій іонів у степенях, що дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам, до початкової молярної концентрації електроліту за постійної температури:



$$K_{\text{дис}} = \frac{[Kt^+]^m \cdot [A^-]^n}{[Kt_m A_n]},$$

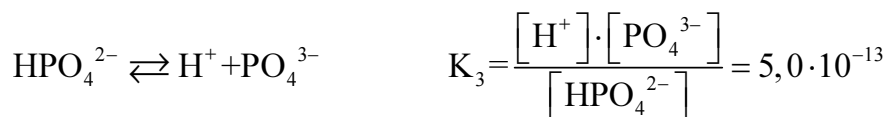
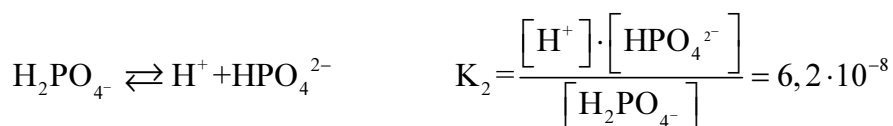
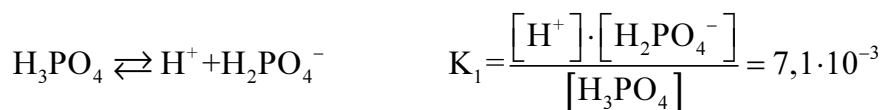
де $[Kt^+]$ і $[A^-]$ – молярні концентрації відповідно катіонів і аніонів, а $[Kt_m A_n]$ – молярна концентрація недисоційованих молекул.

Для сильних електролітів константи дисоціації не існує, тому що вони дисоціюють практично повністю.

Константа дисоціації $K_{\text{дис}}$ характеризує здатність речовини розпадатися в розчині на іони. Чим менше значення $K_{\text{дис}}$, тим слабшим є електроліт, і навпаки, велике значення $K_{\text{дис}}$ свідчить про його високу здатність до дисоціації.

Важливішою ознакою константи дисоціації є те, що вона не залежить від концентрації розчину, а залежить лише від природи розчиненої речовини й розчинника та від температури. Значення констант дисоціації різних електролітів приводяться в довідниках.

Для електролітів, що дисоціюють у декілька стадій, кожному ступеню дисоціації відповідає своє значення константи дисоціації. Наприклад, для ортофосфатної кислоти:



$$K_{\text{заг}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 7,1 \cdot 10^{-3} \cdot 6,2 \cdot 10^{-8} \cdot 5,0 \cdot 10^{-13} = 2,2 \cdot 10^{-22}.$$

Закон розведення Оствальда

Зв'язок між ступенем дисоціації, молярною концентрацією розчину та константою електролітичної дисоціації встановлює **закон розведення Оствальда**. Рівняння електролітичної дисоціації слабого бінарного електроліту $KtAn$, в якому символом Kt позначений катіон, а An – аніон:



Математично виражений закон розведення Оствальда.

$$K_{\text{дис}} = \frac{[Kt^+][An^-]}{[KtAn]} = \frac{\alpha C \cdot \alpha C}{C(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}.$$

У тому випадку, коли електроліт дуже слабкий, ступінь дисоціації має невелике значення ($\alpha \rightarrow 0$), яким можна знехтувати, тоді знаменник у рівнянні прирівнюється до одиниці ($1 - \alpha \sim 1$), а закон розведення набирає вигляду:

$$K_d = \alpha^2 C_m,$$

звідки ступінь дисоціації $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C_m}}$.

Закон розведення Оствальда: з розведенням розчину (тобто зменшенням концентрації електроліту) ступінь його електролітичної дисоціації підвищується.

Електролітична дисоціація води й іонний добуток води

Вода є амфотерним слабким електролітом. Константа дисоціації води ($K_{\text{дис}}$, K_w) має вигляд:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Одержаний вираз називається іонним добутком води:

При 22 °С добуток молярних концентрацій іонів $[H^+]$ і $[OH^-]$ є сталою величиною, яка становить 10^{-14} .

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Будь-який водний розчин кислоти, основи, солі містить іони H^+ (H_3O^+) і OH^- , лише співвідношення їх різне. У воді $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, якщо у воду додати кислоту, то $[H^+]$ збільшується, тобто стане

$> 10^{-7}$ моль/л (10^{-6} моль/л, 10^{-5} моль/л), тобто якщо $[H^+] > 10^{-7}$ – це кисле середовище. Якщо в розчин додати основу, то збільшується $[OH^-]$, а $[H^+]$ зменшується, тобто $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л (це може бути 10^{-8} моль/л, 10^{-9} моль/л тощо). Отже, якщо $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л – це лужне середовище.

Щоб не писати числа з показником ступеня, кислотність розчину виражають через від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів гідрогену, називаючи цю величину водневим показником і позначаючи pH :

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-]; \quad pH + pOH = 14$$

$pH < 7$ – кисле середовище

$pH = 7$ – нейтральне середовище

$pH > 7$ – лужне середовище

Зв'язок між концентрацією іонів гідрогену й водневим показником можна проілюструвати такою схемою (рисунок 17):

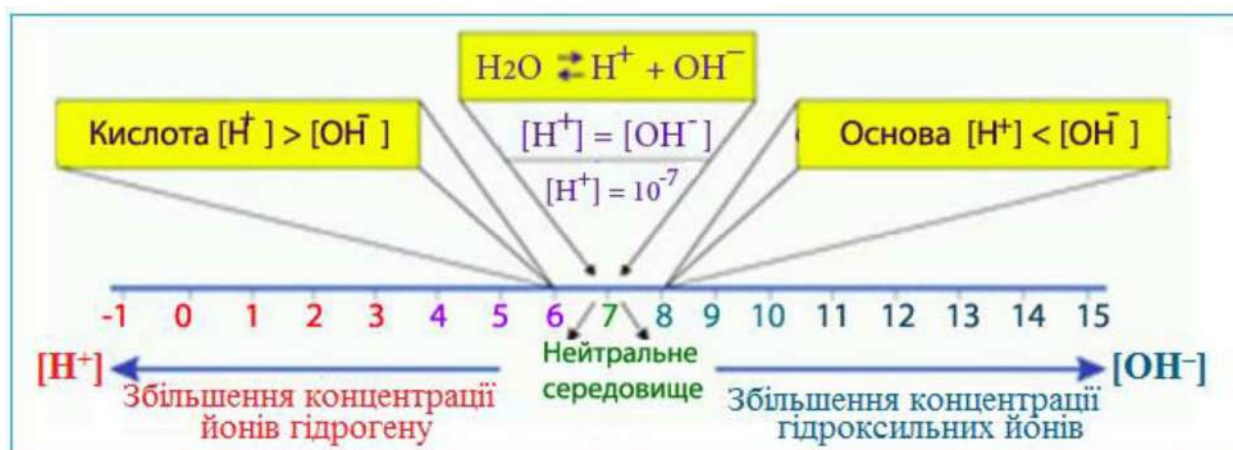


Рисунок 17. Кислотність середовища

Індикатори – це речовини, які змінюють забарвлення залежно від характеру середовища.

Найважливіші кислотно-основні індикатори: фенолфталеїн, метиловий оранжевий і лакмус.

Забарвлення індикаторів

Індикатор	$pH = 7$ нейтральне	$pH > 7$ лужне	$pH < 7$ кислотне
Фенолфталеїн	безбарвний	малиновий	безбарвний
Метилоранж	оранжевий	жовтий	червоний
Лакмус	фіолетовий	синій	червоний

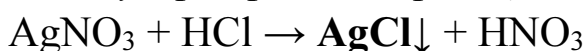
Іонообмінні реакції

Хімічні реакції в розчинах електролітів відбуваються між іонами і називаються *іонообмінними*. Рівняння таких реакцій записують у молекулярній, іонно-молекулярній і короткій іонно-молекулярній формах. При складанні рівнянь реакцій у іонно-молекулярній формах формули малорозчинних сполук, газів, слабких електролітів і комплексних сполук пишуть без змін, а формули електролітів – у вигляді іонів.

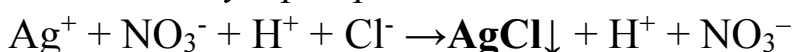
Іонообмінні реакції є необоротними, ідуть зліва направо, до кінця, якщо внаслідок взаємодії між іонами:

1) Утворюється осад малорозчинної сполуки:

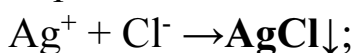
Молекулярне рівняння реакції:



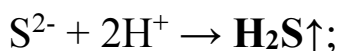
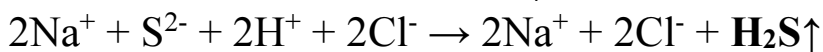
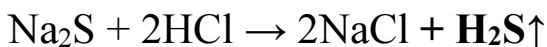
Іонно-молекулярне рівняння:



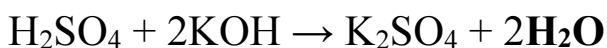
Коротке йонно-молекулярне рівняння:



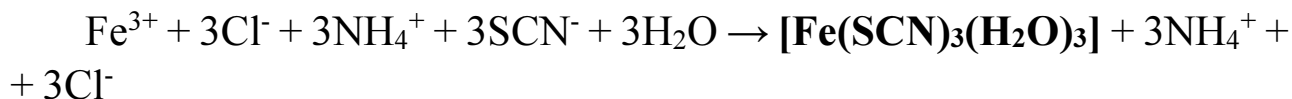
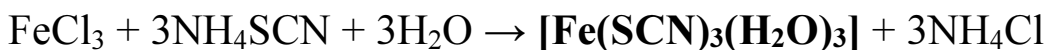
2) Виділяється летка сполука:



3) Утворюється слабкий електроліт:



4) Утворюється комплексна сполука.



Гідроліз солей

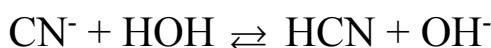
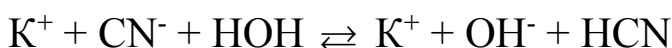
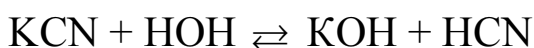
Гідроліз солей – реакція обмінного розкладу солей водою, в результаті чого з іонів розчиненої солі і H^+ (H_3O^+) чи OH^- води утворюють молекули слабких електролітів і змінюється водневий показник середовища розчину.

Солі, утворені аніонами сильних кислот та катіонами сильних основ, не гідролізуються. **Гідроліз завжди проходить за іоном слабого електроліту.**

Кількісно гідроліз оцінюють за допомогою ступеня гідролізу h .

Ступінь гідролізу – відношення числа гідролізованих молекул до загальної їх кількості в розчині: $h = C_{\text{гідрол}} / C_{\text{заг}}$

Процес гідролізу є рівноважним, тому його можна кількісно охарактеризувати за допомогою константи рівноваги, яка в цьому випадку називається **константою гідролізу (K_r)**. Вираз K_r записується, враховуючи іонне рівняння гідролізу і загальних положень запису константи рівноваги

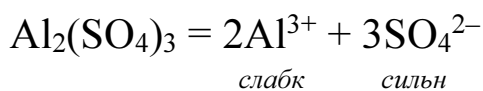
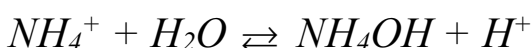
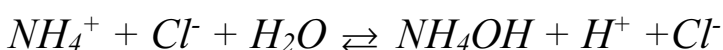
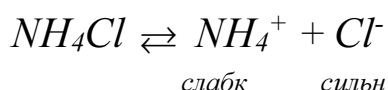


$$K_r = [\text{HCN}] [\text{OH}^-] / [\text{CN}^-].$$

У вираз константи гідролізу концентрацію води не записують, тому що вона є середовищем.

Гідролізуються солі:

1. Солі, утворені катіонами слабких основ і аніонами сильних кислот. Гідроліз відбувається за катіоном, $\text{pH} < 7$, середовище кисле.

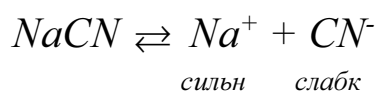


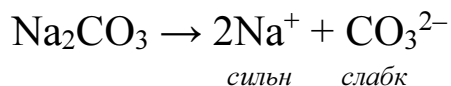
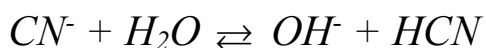
I ступінь $\text{Al}^{3+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$ – середовище кисле ($\text{pH} < 7$);

II ступінь $\text{AlOH}^{2+} + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2^+ + \text{H}^+$;

III ступінь $\text{Al(OH)}_2^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_3 + \text{H}^+$.

2. Солі, утворені катіонами сильних основ та аніонами слабких кислот. Гідроліз відбувається за аніоном, $\text{pH} > 7$, середовище лужне.



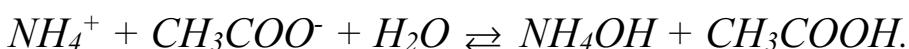
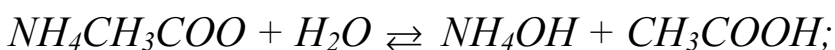


I ступінь $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ – лужне середовище ($pH > 7$);

II ступінь $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$.

Зазвичай другий ступінь та всі наступні ступені гідролізу проходять лише за наявності додаткових чинників.

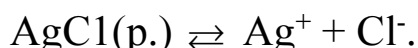
3. Солі, утворені катіонами слабких основ та аніонами слабких кислот. Розчин такої солі практично нейтральний, $pH \approx 7$.



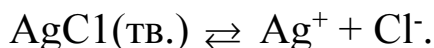
Якщо в таблиці розчинності біля певної солі стоїть прочерк, це найчастіше означає, що таку сіль ми не можемо отримати в розчині, тому що вона підлягає миттєвому гідролізу. Продуктами такої реакції будуть відповідні основа та кислота, від яких мала б утворитися ця сіль.

Добуток розчинності

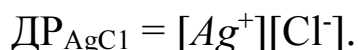
Якщо до важкорозчинної речовини додати води, то утворюється насичений розчин, встановлюється рівновага між твердою фазою та електролітом, що міститься в розчині, наприклад $AgCl(тв.) \rightleftharpoons AgCl(р.)$. Оскільки електроліт важкорозчинний, його насичений розчин є дуже розбавленим, і електроліт у розчині практично повністю дисоціює на йони:



Молекули $AgCl$ у розчині не існують, тому встановлюється рівновага між твердою фазою та іонами в розчині:



Добуток концентрацій іонів важкорозчинного електроліту в його насиченому розчині за цієї температури є величиною сталою, яку називають **добутком розчинності (ДР)**. Наприклад, для насиченого розчину $AgCl$ добуток розчинності має вигляд:



Осад випадає за умови, якщо добуток концентрацій іонів перевищує їх добуток розчинності: $ДК > ДР$.

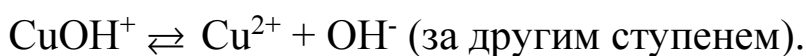
Приклади типових завдань

1. Скласти рівняння електролітичної дисоціації для таких речовин:
а) хлоридна кислота; б) купрум(II) гідроксид; в) ферум(III) сульфат;
г) кальцій дигідрогенортофосфат.

Розв'язання:

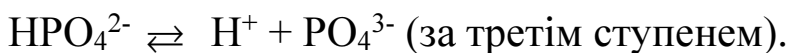
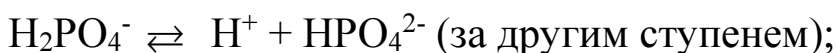
а) Хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах дисоціює практично повністю: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

б) Купрум(II) гідроксид – слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації за двома ступенями:



в) Ферум(III) сульфат – сильний електроліт, добре розчинна сіль, тому дисоціює повністю, в одну стадію: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$.

г) Кальцій дигідрогенортофосфат – кисла сіль, яка за першим ступенем дисоціює повністю як сильний електроліт, а за другим і третім – тільки частково, як слабкий електроліт:

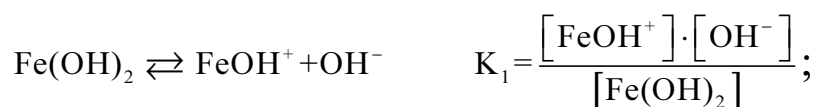


2. Написати рівняння дисоціації основ: калій гідроксиду і ферум(II) гідроксиду, скласти вираз константи дисоціації.

Розв'язання:

Калій гідроксид – луг, належить до сильних електролітів і піддається в розчинах повній дисоціації: $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$. Оскільки KOH є сильним електролітом, він не підпорядковується закону діючих мас, і константа дисоціації для нього не записується.

Ферум(II) гідроксид, навпаки, належить до слабких електролітів і дисоціює за двома ступенями, кожній з яких відповідає свій вираз константи дисоціації:



3. Розрахуйте ступінь дисоціації дигідроген сульфідної кислоти за першим ступенем у 0,1 М розчині, якщо константа дисоціації для цього ступеня дорівнює $1,1 \cdot 10^{-7}$.

Розв'язання:

Константа дисоціації (K_D) та ступінь дисоціації (α) слабого електроліту пов'язані між собою співвідношенням (закон розведення Оствальда)

$$K_D = \alpha^2 C_M / (1 - \alpha),$$

де C_M – молярна концентрація електроліту, моль/л.

У випадку дуже розведених розчинів (дуже слабких електролітів) ($\alpha \ll 1$) вираз закону Оствальда спрощують

$$K_D = \alpha^2 C_M.$$

Дигідроген сульфідна кислота дуже слабка, тому $\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}}$,

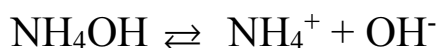
$$\alpha = \sqrt{\frac{1,1 \cdot 10^{-7}}{0,1}} = 1,05 \cdot 10^{-3}.$$

Відповідь: $1,05 \cdot 10^{-3}$.

4. Визначте концентрацію іонів OH^- у 0,01 М розчині амоній гідроксиду, якщо $K_D = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Дано:
 $C_M = 10^{-2}$ моль/л
 $K_D = 1,77 \cdot 10^{-5}$
 $[OH^-] = ?$

Розв'язання:



Концентрація гідроксид-іонів у цьому розчині залежить від молярної концентрації електроліту та від його ступеня дисоціації $[OH^-] = \alpha C$.

Ступінь дисоціації NH_4OH $\alpha \approx \sqrt{\frac{K}{C}}$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,77 \cdot 10^{-5}}{10^{-2}}} = 0,042.$$

$$[OH^-] = 10^{-2} \cdot 0,042 = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ (моль/л)}.$$

Відповідь: $[OH^-] = 0,42 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

5. Молярна концентрація H^+ -іонів у розчині ацетатної кислоти концентрацією $0,1$ моль/дм³ становить $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Обчислити константу та ступінь дисоціації кислоти.

Дано:	Розв'язання:
$C(CH_3COOH) = 0,1$ моль/дм ³	$\alpha = C_{\text{дис}}/C_{\text{заг}}$.
$[H^+] = 1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/дм ³	Закон розведення Оствальда в
$K_a(CH_3COOH) - ?$	наближенні:
$\alpha - ?$	$K_a = \alpha^2 C$.
	$CH_3COOH_{\text{недис}} \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$.
	$\alpha = [CH_3COOH_{\text{дис}}] / [CH_3COOH_{\text{заг}}]$.
	У стані рівноваги
	$[H^+] = [CH_3COO^-] = [CH_3COOH_{\text{дис}}]$.
	$\alpha = 1,3 \cdot 10^{-3} / 0,1 = 0,013$.
	$[CH_3COOH_{\text{заг}}] = [CH_3COOH_{\text{дис}}] +$ $+ [CH_3COOH_{\text{недис}}]$;
	$[CH_3COOH_{\text{недис}}] = [CH_3COOH_{\text{заг}}] -$ $- [CH_3COOH_{\text{дис}}] = 0,1 - 1,3 \cdot 10^{-3} =$ $= 0,0987$ моль/л.
	$K_a(CH_3COOH) = [H^+] \cdot [CH_3COO^-] /$ $[CH_3COOH_{\text{недис}}]$.
	$K_a(CH_3COOH) = (1,3 \cdot 10^{-3})^2 / 0,0987 =$ $= 1,71 \cdot 10^{-5}$.
	$K_a(CH_3COOH) = \alpha^2 \cdot c(CH_3COOH)$;
	$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{\frac{1,71 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013$.
	<i>Відповідь:</i> $K_a(CH_3COOH) = 1,71 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 0,013$.

6. Скільки грамів KNO_3 розпалося на іони в 500 мл розчину з концентрацією $0,8$ М, якщо $\alpha = 70\%$?

Дано:	Розв'язання:
$V(p\text{-ну}) = 500$ мл = $0,5$ л	Калій нітрат належить до сильних електролітів, тому практично повністю розкладається на іони:
$C_M(KNO_3) = 0,8$ моль/л	
$\alpha = 70\%$	
$m(KNO_3)_{\text{дис.}} - ?$	$KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$.

Знайдемо загальну кількість речовини калій нітрату:

$$\nu(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = C_M \cdot V_{\text{р-ну}} = 0,8 \cdot 0,5 = 0,4 \text{ моль.}$$

Ступінь дисоціації ($\alpha = 70\%$) показує, скільки відсотків загальної кількості піддається дисоціації, або в частках одиниці: $\alpha = 0,7$.

Обчислимо кількість речовини і масу солі KNO_3 , що розпалася на іони, які позначимо відповідно $\nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$ і $m(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$:

$$\nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} = \alpha \cdot \nu(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = 0,7 \cdot 0,4 = 0,28 \text{ моль.}$$

$$m(\text{KNO}_3)_{\text{дис.}} = \nu(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} \cdot M(\text{KNO}_3) = 0,28 \cdot 101 = 28,3 \text{ г.}$$

$$\text{Відповідь: } m(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} = 28,3 \text{ г.}$$

7. У скільки разів збільшиться ступінь дисоціації амоній гідроксиду, якщо до 200 мл 0,1 М розчину NH_4OH додати 800 мл води?

Дано:

$$V_{\text{вих.р-ну}} =$$

$$= 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$$

$$C_M = 0,1 \text{ М} =$$

$$= 0,1 \text{ моль/л.}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$= 800 \text{ мл} = 0,8 \text{ л}$$

$$\alpha_1/\alpha - ?$$

Розв'язання:

Амоній гідроксид – слабка основа, тому піддається лише частковій дисоціації:



Кількість речовини у вихідному розчині:

$$\nu(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} = C_M \cdot V_{\text{розч}} = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ моль.}$$

Величину константи дисоціації основи NH_4OH візьмемо з довідника. Ступінь дисоціації обчислимо за законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013, \text{ або } 1,3\%.$$

Після додавання до вихідного розчину 800 мл води, об'єм одержаного розчину становить:

$$V_{\text{р-ну1}} = V_{\text{вих.р-ну}} + V(\text{H}_2\text{O}) = 200 + 800 = 1000 \text{ мл} = 1 \text{ л,}$$

а концентрація основи в одержаному розчині:

$$C_{M1} = \nu(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} / V_{\text{р-ну}} = 0,02 / 1 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

Після розведення розчину ступінь дисоціації становить:

$$\alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,02}} = 0,09, \text{ або } 9,0\%.$$

Унаслідок додавання до вихідного розчину води ступінь дисоціації збільшився у $\alpha_1/\alpha = 9,0/1,3 \approx 7$ разів.

$$\text{Відповідь: } \alpha_1/\alpha = 7 \text{ разів.}$$

8. Обчислити рН у розчині НСІ з молярною концентрацією кислоти 0,08 моль/л.

<p style="text-align: center;">Дано:</p> $C_M(\text{HCl}) = 0,08 \text{ моль/л}$ <hr/> <p>рН – ?</p>	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$ <p>Оскільки НСІ – сильний електроліт, то $[\text{H}^+] = C_M \text{ кислоти} = 0,08 \text{ моль/л},$ $\text{pH} = -\lg 0,08 = 1,09.$ <i>Відповідь:</i> рН = 1,09.</p>
---	---

9. Обчислити рН у розчині H_2SO_4 з масовою часткою 6 % і густиною розчину 1,038 моль/л.

<p style="text-align: center;">Дано:</p> $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,06$ $\rho = 1,038 \text{ г/мл}$ <hr/> <p>рН – ?</p>	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> <p>Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту $C_M = \rho \cdot w \cdot 1000 / M.$ $C_M = 1,038 \cdot 0,06 \cdot 1000 / 98 = 0,636 \text{ моль/л.}$ H_2SO_4 – сильна кислота, при визначеній концентрації повністю дисоційована, то $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}.$ Тоді $[\text{H}^+] = 2C_M = 1,27 \text{ моль/л.}$ $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \text{pH} = -\lg 1,27 = -0,1.$ <i>Відповідь:</i> рН = -0,1.</p>
--	---

10. Для нейтралізації кислих стоків підприємства використовують натрій гідроксид. Обчислити рН у розчині NaOH для приготування якого взяли 0,7 кг твердого луку і утворили 250 л розчину.

<p style="text-align: center;">Дано:</p> $m(\text{NaOH}) = 0,7 \text{ кг}$ $V_{\text{розчину}} = 250 \text{ л}$ <hr/> <p>рН – ?</p>	<p style="text-align: center;">Розв'язання:</p> <p>Для розрахунку рН використовується молярна концентрація електроліту: $C_M = v/V; v(\text{NaOH}) = m/M;$ $v(\text{NaOH}) = 0,7/40 = 0,0175 \text{ (кмоль)} = 17,5 \text{ моль};$ $C_M = 17,5 / 250 = 0,07 \text{ моль/л};$ $\text{pH} = 14 - \text{pOH}; \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$ Для NaOH- сильного електроліту відбувається повна дисоціація, тому: $[\text{OH}^-] = C_M(\text{NaOH}) = 0,07 \text{ моль/л};$</p>
---	--

$$pOH = -\lg 0,07 = 1,15.$$

$$pH = 14 - 1,15 = 12,85.$$

Відповідь: pH = 12,85.

11. Водневий показник розчину хлоридної кислоти дорівнює 2,1. Визначте концентрацію хлоридної кислоти в розчині.

Дано:	Розв'язання:
pH(HCl) = 2,1	pH = -lg[H ⁺], відповідно
C _м (HCl) – ?	[H ⁺] = 10 ^{-pH} = 10 ^{-2,1} = 0,008 моль/л.
	У розчині сильна хлоридна кислота повністю дисоціює на іони: HCl ⇌ H ⁺ + Cl ⁻ .
	1 моль іонів H ⁺ утворюється з 1 моль HCl, а 0,008 моль іонів H ⁺ утворюються з 0,008 моль HCl.
	<i>Відповідь:</i> C _м (HCl) = 0,008 моль/л.

12. Обчисліть pH у розчині ацетатної (оцтової) кислоти з молярною концентрацією 0,05 моль/дм³. K_a(CH₃COOH) = 1,75 · 10⁻⁵.

Дано:	Розв'язання
C _м (CH ₃ COOH) = 0,05 моль/дм ³	CH ₃ COOH ⇌ H ⁺ + CH ₃ COO ⁻ ; [H ⁺] = [CH ₃ COO ⁻]
K _a (CH ₃ COOH) = 1,75 · 10 ⁻⁵	K _a (CH ₃ COOH) = [H ⁺] · [CH ₃ COO ⁻] / C _м ; або
	K _a = [H ⁺] ² / C _м ; звідки [H ⁺] = √(K _a · C _м) = √(1,75 · 10 ⁻⁵ · 0,05) = 9,35 · 10 ⁻⁴ моль/л;
pH – ?	pH = -lg 9,35 · 10 ⁻⁴ = 3.
	<i>Відповідь:</i> pH = 3.

13. Один з показників, що регламентується для оцінки гранично допустимого скиду – це pH зворотних вод. Визначити pH розчину, одержаного після змішування однакових об'ємів розчинів HCl із C_н = 0,3 моль/л та NaOH із C_н = 0,1 моль/л.

Дано:	Розв'язання:
C _н (HCl) = 0,3 моль/л;	Під час змішування розчинів кислота та луг реагують за рівнянням нейтралізації: HCl + NaOH → NaCl + H ₂ O.
C _н (NaOH) = 0,1 моль/л	
V(HCl) = V(NaOH);	
pH = ?	
h – ?	
pH – ?	

З рівняння видно, що кислота та луг реагують у співвідношенні 1:1. Оскільки кислоти було взято 0,3 моль, а 0,1 моль вступає в реакцію, то після реакції в розчині залишилося кислоти:

$$v(\text{HCl})_{\text{зал}} = 0,3 - 0,1 = 0,2 \text{ моль.}$$

Оскільки об'єм суміші збільшився вдвічі, то концентрація кислоти в розчині:

$$C_{\text{м}} = v/V = 0,2 / 2 = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Знаходимо рН розчину, що утворився:

$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}] = 0,1 = 10^{-1} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-1} = 1.$$

Відповідь: рН = 1.

Завдання для самостійного розв'язання

1. Обчисліть константу дисоціації оцтової кислоти, якщо ступінь її дисоціації в 0,1 М розчині дорівнює 1,32 %. (Відповідь: $1,74 \cdot 10^{-5}$).
2. Визначте ступінь дисоціації 0,05 М розчину нітритної кислоти, якщо константа дисоціації її становить $5 \cdot 10^{-4}$. (Відповідь: 0,1).
3. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти НСООН у деякому розчині становить 3 %. Розрахуйте концентрацію іонів гідрогену в розчині в молях на літр, якщо її константа дисоціації становить $1,8 \cdot 10^{-4}$. (Відповідь: $5,82 \cdot 10^{-3}$ моль/л).
4. Розрахувати концентрацію гідроген-іонів у розчині, якщо концентрація гідроксид-іонів дорівнює 0,001 моль/л. (Відповідь: 10^{-11} моль/л).
5. Розрахувати концентрацію гідроксид-іонів у розчині, якщо концентрація гідроген-іонів дорівнює 0,0001 моль/л. (Відповідь: 10^{-10} моль/л).
6. Концентрація натрій-іонів у розчині натрій нітрату становить 0,322 г/л при ступені дисоціації 70 %. Визначте молярну концентрацію натрій нітрату у вихідному розчині (Відповідь: 0,02 моль/л).
7. Визначте концентрацію іонів H^+ (у моль/л) у розчині нітратної кислоти об'ємом 3 л, для приготування якого розчинили 2,96 г кислоти. Прийняти ступінь дисоціації кислоти 100 %. (Відповідь: 0,016 моль/л).

8. Розрахувати рН розчину НСІ з молярною концентрацією 0,002 моль/л. (Відповідь: 2,7).

9. Розрахувати рН розчину КОН з молярною концентрацією 0,001 моль/л. (Відповідь: 11).

10. Розрахувати рН розчину хлоридної кислоти, 600 мл якого містить 12 г НСІ. (Відповідь: 0,3).

11. Розрахувати рН розчину натрій гідроксиду, 400 мл якого містить 1,6 г NaOH. (Відповідь: 13).

12. Розрахувати рН розчину H_2SO_4 з молярною концентрацією 0,005 моль/л. (Відповідь: 2).

13. Яка концентрація іонів H^+ та OH^- у розчині, якщо рН його дорівнює:

а) 3,0; б) 5,5; в) 9,2.

14. Обчисліть рН 0,005 М розчину кальцій гідроксиду, вважаючи дисоціацію основи повною. (Відповідь: 12).

15. Обчисліть масу натрій гідроксиду, що міститься у 5 л розчину з рН = 11, вважаючи дисоціацію основи повною. (Відповідь: 0,2 г).

16. Визначте рН та рОН розчинів, у яких концентрація гідроген-катіонів (моль/л) дорівнює: а) 10^{-5} ; б) $2 \cdot 10^{-7}$; в) $7,7 \cdot 10^{-3}$.

17. Визначте рН розчинів слабких електролітів: а) 0,02 М амоній гідроксиду; б) 0,1 М ціанідної кислоти; в) 0,05 М мурашиної кислоти; г) 0,01 М оцтової кислоти.

18. Визначте концентрації H^+ та OH^- у розчині, рН якого дорівнює 6,2.

19. Як зміниться рН розчину HNO_3 , якщо до 40 мл 0,1 Н розчину її додати 20 мл води?

20. Як зміниться рН розчину NH_4OH , якщо до 50 мл 0,1 Н розчину його додати 30 мл води? (Відповідь: $K_d = 1,85 \cdot 10^{-5}$).

21. Визначити рН розчину, одержаного після змішування однакових об'ємів розчинів НСІ із $C_{\text{H}} = 0,4$ моль/л та NaOH із $C_{\text{H}} = 0,1$ моль/л.

22. Визначте рН розчину, одержаного під час розчинення 1,12 л НСІ в 500 мл води за нормальних умов.

23. Визначте рН розчину, одержаного під час розчинення 4 г натрій гідроксиду в 10 л води.

24. Чи утвориться осад барій хромату при зливанні 0,02 М розчину барій хлориду та 0,01 М розчину калій хромату однакового об'єму? Добуток розчинності барій хромату дорівнює $2,4 \cdot 10^{-10}$.

25. Написати рівняння електролітичної дисоціації та рівняння гідролізу таких солей, вказати реакцію середовища:

NiSO_4 ; AlCl_3 ; NH_4Cl ; Na_2CO_3 ; CoBr_2 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; Al_2S_3 ; NH_4F ; $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Приклади тестових завдань з теми

1. Виберіть визначення ступеня дисоціації:

- а) кількість дисоційованих молекул у 1 літрі розчину
- б) відношення загальної кількості молекул у розчині до кількості дисоційованих молекул
- в) відношення кількості дисоційованих молекул до загальної кількості молекул розчиненої речовини
- г) кількість дисоційованих молекул, що припадає на 1 молекулу розчинника

2. Виберіть вид частинок, що завжди містяться у водних розчинах основ:

- а) іони гідроксонію
- б) оксигеновмісні аніони
- в) іони амонію
- г) гідроксид-іони

3. Виберіть вид частинок, що за звичай містяться у водних розчинах солей:

- а) протони
- б) оксигеновмісні кислотні залишки
- в) гідроксид-іони
- г) іони металічних елементів

4. Виберіть іон, який зумовлює кисле середовище водних розчинів:

- а) H_3O^+
- б) OH^-
- в) Cl^-
- г) NH_4^+

5. Виберіть пару іонів, що не можуть одночасно існувати у водному розчині:

- а) Ca^{2+} та NO_3^-
- б) Ca^{2+} та Cl^-
- в) Ca^{2+} та CO_3^{2-}
- г) Ca^{2+} та Br^-

ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ У ПРИРОДІ, ВИРОБНИЦТВІ ТА ТЕХНІЦІ

Окисно-відновні процеси відіграють надзвичайно важливу роль у природі, виробництві, техніці та побуті людини. Завдяки окисно-відновним реакціям на ранній стадії життя нашої планети утворились гірські породи й мінерали. Процеси, що відбуваються у глибинах Землі (насамперед виверження вулканів, згоряння метеорних тіл і грозові розряди в атмосфері), завжди супроводжуються окислювально-відновними перетвореннями. Кисень земної атмосфери бере активну участь у цих перетвореннях. Цікаво, що в земній корі більшість порід і мінералів містять Fe(III), тоді як у місячних породах і ґрунті знаходять майже винятково Fe(II). Це пояснюють відсутністю вільного кисню і водяної пари на Місяці.

У живій природі окисно-відновні реакції – основа всіх процесів обміну речовин, які є джерелом енергії. Одним із найважливіших процесів є асиміляція (засвоєння) вуглекислого газу атмосфери зеленим листям рослин, відомий під назвою явища фотосинтезу. Зелений пігмент листя – хлорофіл, вбираючи червоні промені сонячного спектра, внаслідок складного циклу реакцій перетворює вуглекислий газ і воду в органічні сполуки, насамперед крохмаль, глюкозу, клітковину та інші вуглеводи.

Своєрідний процес фотосинтезу відбувається в сіркобактеріях. Такі мікроорганізми є в ставках, болотах, стічних каналізаційних водах, тобто там, де утворюється і виділяється сірководень. Особливо багато їх у Чорному морі, глибинні води якого насичені сірководнем. Сіркобактерії використовують сірководень для фотосинтезу замість води, але при цьому виділяють не кисень, а сірку, яка накопичується в клітинах бактерій.

Дихання більшості живих істот полягає в тому, що в з'ябрах або легенях Fe(II) гемоглобіну (Hb) крові зв'язує кисень з утворенням нестійкої координаційної сполуки (оксогемоглобіну HbO_2), за допомогою якої і розносить кисень по всьому організму. У капілярах тканин оксогемоглобін розпадається, і під дією відщепленого O_2 у живих клітинах повільно «згоряють» поживні речовини – вуглеводи,

жири, білки тощо. В організмах головоногих молюсків (спрутів, кальмарів, восьминогів та ін.) і деяких ракоподібних таку саму роль відіграє координаційна сполука Cu(II) блакитного пігменту їхньої крові – гемоціаніну з O_2 .

Окисно-відновні реакції – джерело теплової енергії, яка виділяється внаслідок спалювання різних видів палива

Загальні уявлення про окисно-відновні процеси. Ступінь окиснення

Окисно-відновні реакції – це хімічні процеси, які супроводжуються передачею електронів, при цьому відбувається зміна ступенів окиснення у атомів одного чи декількох елементів.

Ступінь окиснення – це умовний заряд атома в молекулі, який визначається, виходячи з припущення, що молекула складається з одноатомних іонів.

Знак заряду такого гіпотетичного іона встановлюється з урахуванням полярності ковалентного зв'язку та зміщення спільних електронних пар у бік атома більш електронегативного елемента, який набуває негативного ступеня окиснення, а атом з меншою електронегативністю – позитивного.

Електронегативність – це величина, що характеризує здатність атома одного елемента зміщувати в свій бік від атома іншого елемента електронну густину хімічного зв'язку.

Унаслідок зміщення електронної густини на атомі елемента з більшою електронегативністю формується частковий негативний заряд, а на сполученому з ним атомі іншого елемента – частковий позитивний заряд.

Ступінь окиснення записується арабськими цифрами угорі над символом хімічного елемента з попереднім знаком «+» або «-», наприклад, Cu^{+2} .

Для знаходження ступенів окиснення атомів елементів у сполуці спираються на певні **правила визначення ступенів окиснення**.

1. Атоми елементів у простій сполуці мають ступінь окиснення, що дорівнює нулю.

2. Ступінь окиснення атомів кисню O в більшості складних сполук дорівнює -2 (але в H_2O_2 ступінь окиснення кисню дорівнює -1).

3. Атоми водню H у складних сполуках мають ступінь окиснення $+1$, крім гідридів активних металів.

4. Атоми фтору F як найбільш електронегативного елемента в складних сполуках *завжди* виявляють ступінь окиснення -1 .

5. Ступінь окиснення атомів лужних металів у складних сполуках дорівнює $+1$, а лужноземельних $+2$.

6. У нейтральних молекулах та кристалах алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю, а у будь-якому іоні – заряду іона.

З огляду на вищезазначене, визначають ступені окиснення атомів усіх елементів у молекулі або іоні.

7. Вищий (максимальний) ступінь окиснення для атомів більшості елементів, за невеликим винятком (елементи VIII групи, F, O, Br) визначається за номером групи періодичної системи.

Однак цьому правилу не підкоряється частина d-елементів, а також деякі p-елементи.

8. Нижчий (мінімальний) ступінь окиснення для атомів елементів IVA-VIIA-підгруп розраховується із співвідношення: $\text{мін. с. о.} = (\text{№ групи} - 8)$, наприклад, селен є елементом VIA-підгрупи, тому його нижчий ступінь окиснення: $6 - 8 = -2$. Для d-елементів нижчий ступінь окиснення дорівнює нулю.

*Процес віддавання атомом електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окиснення, називається **окиснення**, а процес приєднання електронів, при якому ступінь окиснення зменшується, – **відновлення**.*

*Атом, який приєднує електрони і зменшує свій ступінь окиснення, називається **окисник**, а атом, що віддає електрони і підвищує свій ступінь окиснення, – **відновник**.*

Терміни «окисник» і «відновник» поширюються і на сполуки, що містять відповідно атоми-окисники й атоми-відновники.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій здійснюють, зокрема, *методом електронного балансу*. Цей метод базується на порівнянні ступенів окиснення атомів у складі реагентів та продуктів

реакції. При цьому обов'язково слід пам'ятати, що кількість електронів, прийнятих окисником, повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником. Для складання хімічного рівняння слід знати формули реагентів і продуктів реакції.

Приклад типового завдання

Взаємодія алюмінію з розчином хлоридної кислоти відбувається за схемою: $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$. Урівняти цю реакцію.

Розв'язання:

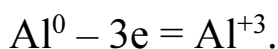
Визначимо ступені окиснення всіх елементів: $\text{Al}^0 + \text{H}^+\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Al}^{+3}\text{Cl}^{-1}_3 + \text{H}^0_2$.

Ступені окиснення змінюють атоми Al і H. Під час реакції відбуваються два процеси:

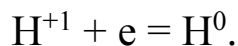
1. Окиснення $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{+3}$
2. Відновлення $\text{H}^{+1} \rightarrow \text{H}^0$.

Таким чином, Al є відновником, а HCl – окисником.

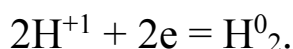
Атом Al^0 окиснюється в Al^{+3} віддаючи при цьому три електрони:



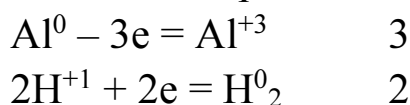
Атом H^{+1} відновлюється до H^0 приймаючи один електрон:



Але оскільки проста речовина водню – двоатомна молекула H_2 , то для її утворення повинні відновитись два атоми гідрогену, використовуючи для цього два електрони:



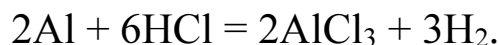
Складемо схему електронного балансу, вказавши справа від неї кількість відданих та приєднаних електронів:



Найменше спільне кратне (НСК) для 3 і 2 є 6. Коефіцієнти в рівнянні реакції одержуємо діленням НСК на кількість електронів, які беруть участь в процесі відновлення чи окиснення:

	Кількість електронів	НСК	Коефіцієнти
$\text{Al}^0 - 3e = \text{Al}^{+3}$	3	6	2
$2\text{H}^{+1} + 2e = \text{H}^0_2$	2		3

Отже, перед атомом Al слід поставити коефіцієнт 2, відповідно перед молекулою AlCl₃ теж 2, перед H₂ – 3 і перед HCl – 6. Остаточо одержуємо:



Перевіривши кількість усіх атомів до і після реакції, переконуємось, що рівняння складене правильно.

Електроліз

Під дією постійного електричного струму проходять різні окисно-відновні реакції. Ці процеси називають **електролізом**.

Наприклад, у розплавленому натрій хлориді на електродах відбуваються такі процеси:

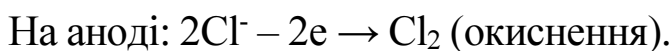
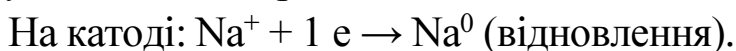


Схема роботи електролізера наведена на рисунку 18.

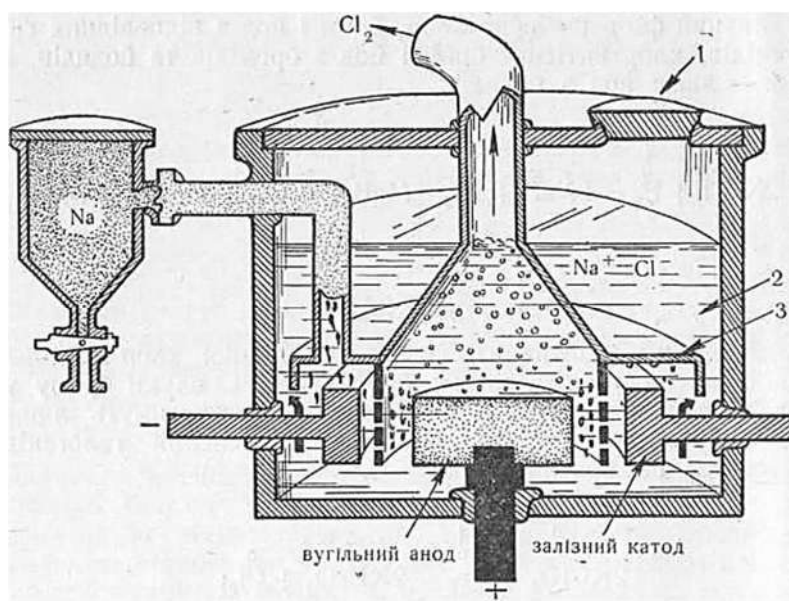


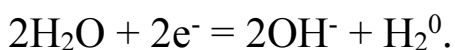
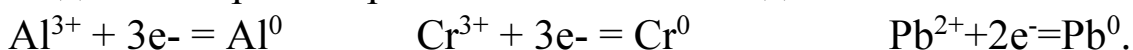
Рисунок 18. Електролізер для виробництва металічного натрію і вільного хлору:

1 – отвір для засипання NaCl; 2 – сольовий розплав; 3 – залізний екран

При пропусканні електричного струму крізь розчин чи розплав електроліту можуть протікати такі процеси:

Катодне відновлення

Виділення простих речовин металів та водню з їх катіонів:



Електрорушійна сила (ЕРС), що виникає в цьому гальванічному елементі, дорівнює різниці потенціалів напівелементів (металів, що утворюють гальванічний елемент).

$$ЕРС = \varphi^0(\text{Cu} / \text{Cu}^{2+}) - \varphi^0(\text{Zn} / \text{Zn}^{2+}) = +0,337 - (-0,763) = 1,100 \text{ В.}$$

Якщо всі метали розташувати в послідовності зростання їхнього електродного потенціалу, то утвориться так званий електрохімічний ряд напруг, або ряд активностей:

Li, K, Ba, Sr, Ca, Na, La, Mg, Th, Be, Al, U, Pu, Np, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Tl, Co, Ni, Sn, Pb, [H], Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au.

Завдання для самостійного розв'язання

Закінчить рівняння реакції, складіть електронний баланс, вкажіть процеси окиснення та відновлення:

- $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + ? + ?$
- $\text{KI} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? + \text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + ?$
- $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + ?$
- $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + ?$
- $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + ?$

6. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь буде анодом, а в іншому – катодом. Напишіть рівняння хімічних реакцій, які відбуваються під час роботи цих елементів. Визначте стандартні значення ЕРС.

7. Як визначити напрям руху електронів у зовнішньому та іонів у внутрішньому ланцюгах гальванічного елемента? Який електрод є окисником та анодом, який-відновником та катодом?

8. Скласти схему роботи гальванічного елемента, розрахувати ЕРС за стандартних умов:

- | | | |
|---|---|---|
| 1) $\text{Ag} \text{Ag}^+ \text{Cu}^{2+} \text{Cu}$ | $\varphi^0\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,79\text{В}$ |
| 2) $\text{Cu} \text{Cu}^{2+} \text{Fe}^{3+} \text{Fe}$ | $\varphi^0\text{Fe}^{3+}/\text{Fe} = -0,058\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34\text{В}$ |
| 3) $\text{Mn} \text{Mn}^{2+} \text{Pb}^{2+} \text{Pb}$ | $\varphi^0\text{Mn}^{2+}/\text{Mn} = -1,17\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13\text{В}$ |
| 4) $\text{Sc} \text{Sc}^{3+} \text{Ti}^{2+} \text{Ti}$ | $\varphi^0\text{Sc}^{3+}/\text{Sc} = -2,08\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Ti}^{2+}/\text{Ti} = -1,63\text{В}$ |
| 5) $\text{Tl} \text{Tl}^{3+} \text{Mn}^{2+} \text{Mn}$ | $\varphi^0\text{Tl}^{3+}/\text{Tl} = +0,734\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Mn}^{2+}/\text{Mn} = -1,17\text{В}$ |
| 6) $\text{Cr} \text{Cr}^{2+} \text{Pb}^{2+} \text{Pb}$ | $\varphi^0\text{Cr}^{2+}/\text{Cr} = -1,17\text{В,}$ | $\varphi^0\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13\text{В}$ |

9. Скласти рівняння реакцій на електродах при електролізі розплавів речовин: Na_2SO_4 , CrCl_3 , MgBr_2 .

10. Скласти рівняння реакцій на електродах при електролізі розчинів речовин:

Na_2SO_4 , CrCl_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, MgBr_2 , AgNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CdBr_2 , NaOH , Rb_2SO_4 , CoCl_2 , CsCO_3 , BiCl_3 , CoSO_4 , LiOH ,

11. Скласти рівняння електролізу на інертному катоді й активному аноді:

1) з кадмієвим анодом у розчині H_2SO_4 .

2) з залізним анодом у розчині HCl .

3) з золотим анодом у розчині Na_2SO_4 .

4) з мідним анодом у розчині CuSO_4 .

5) з цинковим анодом у розчині CuCl_2 .

12. Процеси катодного відновлення використовують для вилучення зі стічних вод і подальшої рекуперації важких і рідкісних металів. Визначте масу срібла, що утворюється на катоді під час електролізу розчину аргентум нітрату за сили струму 5 А і протягом 3 годин, якщо вихід за струмом 98 %. (Відповідь: 59,2 г).

13. Очищення стічних вод гальванічних виробництв від міді можна проводити за допомогою електролізу. Скільки міді виділиться на катоді за умови проходження струму силою 3 А протягом 4 годин, якщо вихід за струмом 97 %? (Відповідь: 13,9 г).

Приклади тестових завдань з теми

1. Вкажіть пару реагентів, при взаємодії яких відбувається окисно-відновна реакція:

а) кислота та луг

б) нерозчинний гідроксид та кислота

в) основний оксид та кислота

г) метал та кислота

2. Вкажіть формулу речовини, в якій сульфур має вищий ступінь окиснення:

а) SCl_2

б) H_2S

в) Na_2SO_3

г) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$

3. Вкажіть формулу речовини, в якій нітроген має нижчий ступінь окиснення:

а) HNO_3

б) HNO_2

в) NH_3

г) N_2O

4. Вкажіть формулу сполуки, яка виявляє лише відновні властивості:

а) HClO_4

б) KMnO_4

в) Na_2S

г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

5. Вкажіть формулу сполуки, яка виявляє лише окисні властивості:

- а) NH_3 б) PH_3 в) KNO_3 г) KCl

6. Вкажіть формулу сполуки, яка може бути як окисником, так і відновником:

- а) Na_2SO_4 б) MnO_2 в) V_2O_5 г) K_2CrO_4

7. Вкажіть формулу сполуки, яка виявляє лише відновні властивості:

- а) HClO_4 б) KMnO_4 в) Na_2S г) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

8. Вкажіть формулу сполуки, яка виявляє лише окисні властивості:

- а) NH_3 б) PH_3 в) KNO_3 г) KCl

9. Виберіть формулу речовини, при електролізі водного розчину якої на обох електродах відбувається розклад води:

- а) AgNO_3 б) KCl в) Na_2SO_4 г) LiBr

10. Виберіть речовину, при електролізі водного розчину якої на катоді відновлюються іони металу:

- а) AgNO_3 б) AlI_3 в) K_2SO_4 г) LiOH

11. Виберіть речовину, при електролізі водного розчину якої на катоді виділяється водень:

- а) AgNO_3 б) Cd I_2 в) FeSO_4 г) NaOH

12. Виберіть формулу речовини, при електролізі водного розчину якої на аноді окиснюється вода:

- а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ б) AlI_3 в) FeCl_3 г) KBr

13. Виберіть формулу речовини, при електролізі водного розчину якої на аноді окиснюються аніони солі:

- а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ б) AlCl_3 в) FeSO_4 г) K_2CO_3

14. Зазначте вид стічних вод, які очищують за допомогою електролізу:

- а) стічні води харчових виробництв б) побутові
в) стічні води гальванічних виробництв г) муніципальні

Рекомендована література

1. Богдановский Г. А. Химическая экология. Москва : Изд-во МГУ, 1994. 237 с.
2. Бокрис Дж. О. М. Химия окружающей среды : пер. с англ. / под ред. А. П. Цыганкова. Москва : Химия, 1982. 672 с.
3. Василенко І. А., Півоваров О. А., Куманьов С. О. Збірник задач і вправ з екології та хімії навколишнього середовища : навч. посіб. Вид. 3-тє доп. і перероб. Дніпропетровськ : Акцент ПП, 2015. 216 с.
4. Григор'єва В. В, Самійленко В. М., Сич А. М. Загальна хімія : підручник. Київ : Вища шк., 1991. 431 с.
5. Загальна та неорганічна хімія /О. М. Степаненко та ін. Київ : Дед. преса, 2000. 784 с.
6. Ивлев А. М. Биогеохимия. Москва : Высшая школа, 1986. 126 с.
7. Исидоров В. А. Экологическая химия : учеб. пособие. Санкт-Петербург : Химиздат, 2001. 304 с.
8. Іванов С. В., Новоселов Є. Ф., Спаська О. А. Екологічна хімія : навч. посіб. Київ : НАУ – друк, 2010. 172 с.
9. Кириченко В. І. Загальна хімія. Київ : Вища шк., 2005. 639 с.
10. Кумачов А. И., Кузьменок Н. М. Глобальная экология и химия / науч. ред. В. В. Свиридова. Минск : Университетское, 1991. 184 с.
11. Неділько С. А., Попель П. П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи. Київ : Либідь, 2001. 400 с.
12. Ремсен Э. Н. Начала современной химии : Справ. изд. : пер. с англ. / под ред. В. И. Барановского и др. Ленинград : Химия, 1989. 784 с.
13. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Київ : Вища шк. Головне вид-во, 1988. 432 с.
14. Хімія з основами біогеохімії : навч. посіб. / Б. М. Федішин та ін. Житомир : ЖНАЕУ, 2010. 546 с. URL: <http://ir.znau.edu.ua/handle/123456789/2863>.
15. Хімія навколишнього середовища. Частина І. Хімія атмосфери : навчально-методичний посібник / Данченко Ю. М. та ін. Харків : ХНУБА, 2016. 89 с.
16. Хімія : навч. посіб. / М. С. Слободяник та ін. Київ : Либідь, 2003. 352 с.

17. Хімія. Практичний довідник 7-9 клас / І. М. Курмакова та ін. Чернігів : КММЕДІА, 2015. 176 с.

18. Хімія. Тестові завдання. 7-11 класи : навч. посіб. / авт.-уклад.: І. М. Курмакова та ін. 2-ге вид., перероб. Київ : Академія, 2016. 280 с.

19. Environmental Chemistry. Fundamentals / Jorge G. Ibanez, Margarita Hernandez-Esparza, Carmen Doria-Serrano, Arturo Fregoso-Infante, Mono Mohan Singh., New York, NY Springer, 2007. 334 p.

20. Global Biogeochemical Cycles / Edited by S. S. Butcher and etc. Academic Press, 1998. 380 p.

ДОДАТКИ

Додаток А

Таблиця А.1

*Відносні атомні маси та електронегативності (за Полінгом) елементів
Періодичної таблиці Д. І. Менделєєва*

	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	1. 2,1 H 1.0 Гідроген						
2	3. 1,0 Li 6.9 Літій	4. 1,5 Be 9.0 Берилій	5. 2,0 B 10.8 Бор	6. 2,5 C 12.0 Карбон	7. 3,0 N 14.0 Нітроген	8. 3,5 O 16.0 Оксиген	9. 4,0 F 19.0 Флюор
3	11. 0,9 Na 23.0 Натрій	12. 1,2 Mg 24.3 Магній	13. 1,5 Al 27 Алюміній	14. 1,8 Si 28.1 Силіцій	15. 2,1 P 31.0 Фосфор	16. 2,5 S 32.0 Сульфур	17. 3,0 Cl 35.5 Хлор
4	19. 0,8 K 39.0 Калій	20. 1,0 Ca 40.0 Кальцій	21. 1,3 Sc 44.9. <i>Скандій</i>	22. 1,5 Ti 47.9. <i>Титан</i>	23. 1,6 V 50.9. <i>Ванадій</i>	24. 1,6 Cr 52.0. <i>Хром</i>	25. 1,5 Mn 54.9 <i>Манган</i>
	29. 1,9 Cu 63.5 Купрум	30. 1,6 Zn 65.4 Цинк	31. 1,6 Ga 69.7 Галій	32. 1,8 Ge 72.6 Германій	33. 2,0 As 74.9 Арсен	34. 2,4 Se 79.0 Селен	35. 2,8 Br 79.9 Бром
5	37. 0,8 Rb 85.5 Рубідій	38. 1,0 Sr 87.6 Стронцій	39. 1,2 Y 88.9 <i>Ітрій</i>	40. 1,4 Zr 91.2 <i>Цирконій</i>	41. 1,6 Nb 92.9 <i>Ніобій</i>	42. 1,8 Mo 95.9 <i>Молибден</i>	43. 1,9 Tc 98.9 <i>Технецій</i>
	47. 1,9 Ag 107.9 <i>Аргентум</i>	48. 1,7 Cd 112.4 <i>Кадмій</i>	49. 1,7 In 114.8 Індій	50. 1,8 Sn 118.7 Станум	51. 1,9 Sb 121.7 Стибій	52. 2,1 Te 127.6 Телур	53. 2,5 I 126.9 Йод
6	55. 0,7 Cs 132.9 Цезій	56. 0,9 Ba 137.3 Барій	57. 1,1 La 138.9 <i>Лантан</i>	72. 1,3 Hf 178.5 <i>Гафній</i>	73. 1,5 Ta 180.9 <i>Тантал</i>	74. 1,7 W 183.8 <i>Вольфрам</i>	75. 1,9 Re 186.2 <i>Реній</i>
	79. 2,3 Au 197.0 <i>Аурум</i>	80. 1,9 Hg 200.6 <i>Меркурій</i>	81. 1,8 Tl 204.4 Талій	82. 1,8 Pb 207.2 Плюмбум	83. 1,9 Bi 209.0 Бісмут	84. 2,0 Po [209] Полоній	85. 2,2 At [210] Астат
7	87. 0,7 Fr [223] Францій	88. 0,7 Ra 226.0 Радій	89. 1.1 Ac [227] <i>Актиній</i>	104. Db [261] <i>Дубній</i>	105. Jl [262] <i>Джоліотій</i>	106. Rf [263] <i>Резерфордій</i>	107. Bh [262] <i>Борій</i>

1 ¹ . 2,1 ² H ³ 1.0 ⁴ Гідроген ⁵

1-порядковий номер (заряд ядра)

2-значення відносної електронегативності

3-символ хімічного елемента

4-відносна атомна маса елемента

5-назва елемента

Відносні молекулярні маси неорганічних речовин

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ⁺²	Ca ⁺²	Mg ⁺²	Al ⁺³	Cr ⁺³	Fe ⁺²	Fe ⁺³	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Cu ⁺²	Ag ⁺
O ⁻²	-	-	62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170
S ⁻²	34	68	78	110	169	72	64	150	200	88	208	87	97	96	248
SO ₃ ⁻²	82	116	128	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296
SO ₄ ⁻²	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	412
CO ₃ ⁻²	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276
SiO ₃ ⁻²	78	112	122	154	213	216	100	282	332	132	340	131	141	140	292
PO ₄ ⁻³	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419

Деякі найважливіші фізичні сталі

Заряд електрону	$e = 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Маса спокою електрона	$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ кг
Атомна одиниця маси	1 а.о.м. = $1,6605653 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ Дж/Гц
Абсолютний ноль температури	-273 °С
Стала Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Фарадея	$F = 96480$ Кл/моль (26,8 А·год/моль)
Молярна газова стала	$R = 8,31441$ Дж/(моль К)
Об'єм ідеального газу за нормальних умов	$V_0 = 22,41383$ л/моль

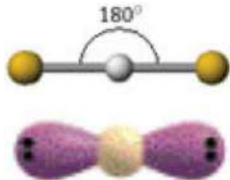



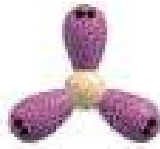

Співвідношення між деякими одиницями різноманітних систем




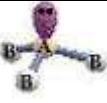




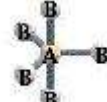



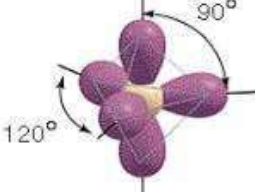
$1 \text{ г/мл} = 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ кг/м}^3 = 1000 \text{ г/л} = 1 \text{ кг/л}$
$1 \text{ А}^0 = 10^{-10} \text{ м}$
$1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3 = 10^3 \text{ см}^3 = 103 \text{ мл.}$
$1 \text{ а.о.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,49 \cdot 10^{-10} \text{ Дж} = 3,55 \cdot 10^{-11} \text{ кал}$
$1 \text{ Дж} = 10^7 \text{ ерг} = 0,239 \text{ кал}$
$1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}$
$1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2 = 7,50 \cdot 10^{-3} \text{ мм рт. ст.} = 9,87 \cdot 10^{-6} \text{ атм.}$
$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,3 \text{ Па}$
$1 \text{ атм} = 101324 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт. ст.}$

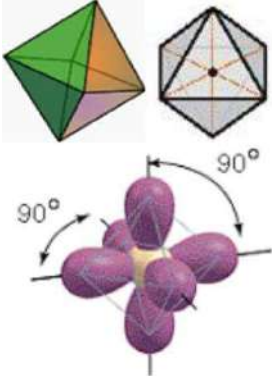



Десяткові префікси до назв одиниць

Множник	Префікс	Позначення	Множник	Префікс	Позначення
10^{-1}	деци	д	10	дека	
10^{-2}	санти	с	10^2	гекто	г
10^{-3}	мілі	м	10^3	кіло	к
10^{-4}	мікро	мк	10^6	мега	М
10^{-5}	нано	н	10^9	гіга	Г
10^{-6}	піко	п	10^{12}	тетра	Т

Геометрична конфігурація молекул залежно від типу гібридизації
центрального атома

Тип гібридизації	Валентний кут	Геометрична конфігурація частинки	Приклади сполук	Кількість електронних пар центрального атома	
				ЗП*	НП*
sp	180°	 Лінійна	 $O=C=O$, $HC\equiv CH$, галогеніди Be, Zn, Co і Hg (II)	2	0
sp^2	120°		 BF_3	3	0
		 Трикутна	Атоми С в етилені C_2H_4 , бензені C_6H_6 , BCl_3 , AlF_3	 NO_2^-	2

1	2	3	4	5	6
sp^3	0 109 28'	  <i>Тетраедрична</i>	 CH_4 Атоми С в CCl_4 і в насичених вуглеводнях C_nH_{2n+2} , йони NH_4^+ , BH_4^- , BF_4^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , $FeCl_4^-$	4	0
			 NH_3	3	1
			 H_2O	2	2
sp^2d або dsp^2	90°	  <i>Квадратна</i>	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[PtCl_4]^{2-}$	4	0
sp^3d або dsp^3	$90^\circ, 120^\circ$		 PCl_5	5	0
			 SF_4	4	1
			 ClF_3	3	2
			 XeF_2	2	3
		 <i>Тригональна біпіраміда</i>			

1	2	3	4	5	6
sp^3d^2 або d^2sp^3	90°	 Октаедрична	 SF_6 $[Fe(CN)_6]^{3-}, [CoF_6]^{2-}$	6	0
			 BrF_5	5	1
			 XeF_4	4	2

ЗП* – зв’язувальні електронні пари;
НП* – незв’язувальні електронні пари

Додаток Ж
Таблиця Ж.1

Розчинність деяких неорганічних солей

Іони	<i>Br</i>	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	Н	Н	Н	Р	Н	Р	—	Н	Н	М
Al^{3+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	—	Р
Ba^{2+}	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Ca^{2+}	Р	Н	Р	Н	Р	Р	М	Н	Р	М
Cr^{+3}	Р	—	Р	М	Н	Р	Н	Н	—	Р
Cu^{2+}	Р	—	Р	Р	—	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Р	—	Р	Н	—	Р	Н	Н	—	Р
Hg^{2+}	М	—	Р	—	Н	Р	—	Н	Н	—
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Р	Р
Mg^{2+}	Р	М	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Р	—	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Pb^{2+}	М	—	М	М	М	Р	Н	Н	Н	Н
Zn^{2+}	Р	—	Р	М	Р	Р	Н	Н	Н	Р

Стандартні ентальпії утворення, ентропії,
енергії Гіббса утворення речовин

Речовина	ΔH^0_f , кДж/моль	S^0 , Дж/моль К	ΔG^0_f , кДж/моль	Речовина	ΔH^0_f , кДж/моль	S^0 , Дж/моль К	ΔG^0_f , кДж/моль
Mg _(г)	0	33	0	Fe ₂ O _{3(г)}	-824	87	-742
MgO _(г)	-601	27	-569	N _{2(г)}	0	192	0
CO _{2(г)}	-393	214	-394	NO _(г)	82	220	104
C _(г)	0	6	0	NH _{3(г)}	-46	193	-17
CO _(г)	-110	198	-137	N ₂ O _{4(г)}	10	304	98
B ₂ O _{3(г)}	-1272	54	-1193	PCl _{3(г)}	-277	312	-260
B _(г)	0	6	0	PH _{3(г)}	5	210	13
SiO _{2(г)}	-906	40	-851	P ₂ O _{5(г)}	-1492	114	-1349
Si _(г)	0	19	0	Cl _{2(г)}	0	223	0
SO _{2(г)}	-297	248	-300	HCl _(г)	-92	187	-95
S _(г)	0	32	0	H ₂ O _(г)	-242	189	-229
H ₂ S _(г)	-21	206	-34	H ₂ O _(р)	-286	70	-237
FeS _{2(г)}	-174	53	-163	O _{2(г)}	0	205	0
FeO _(г)	-265	61	-244	HF _(г)	-217	174	-273
S _{2(г)}	128	228	79	H _{2(г)}	0	131	0

Навчальне видання

**Замай Жанна Василівна,
Ткаченко Світлана Валентинівна**

**ХІМІЯ НАВКОЛИШНЬОГО СЕРЕДОВИЩА.
Частина 1. Загальна хімія**

Навчальний посібник
для здобувачів першого рівня вищої освіти
за спеціальністю 101 – Екологія

Комп'ютерне складання та верстання
Редактор

Т. М. Колот
О. С. Смелова

Підписано до друку 01.10.2020. Формат 60×84/16.
Ум. друк. арк. – 7,21. Тираж 100 пр. Зам. № 531/20.

Редакційно-видавничий відділ Національного університету «Чернігівська політехніка»
14035, Україна, м. Чернігів, вул. Шевченка, 95.

Свідоцтво про внесення суб'єкта видавничої справи до Державного реєстру видавців,
виготовлювачів і розповсюджувачів видавничої продукції
серія ДК № 7128 від 18.08.2020 р.