

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
Дніпровський державний аграрно-економічний університет

Агрономічний факультет

Кафедра хімії

Ю.В. Бойко, Г.О. Петрушина, А.В. Токар

Загальна та неорганічна хімія: розв'язок задач

Навчальний посібник

м. Дніпро

2021 р.

УДК 54(075.8)

Б77

Рекомендовано до друку Вченою радою Дніпровського державного аграрно-економічного університету (протокол № 7 від 25.03.2021 р.)

Рецензенти:

А.Б. Вишнікін, доктор хімічних наук, професор

(Дніпровський національний університет імені Олеся Гончара);

С.М. Крамарьов, доктор сільськогосподарських наук, професор

(Дніпровський державний аграрно-економічний університет).

Б77 Бойко Ю.В., Петрушина Г.О., Токар А.В. (2021). Загальна та неорганічна хімія. Розв'язок задач. Навч. посіб. Дніпро: «Пороги». 224 с.

ISBN978-617-518-400-4

Розглянуто теоретичні основи та алгоритми розв'язку типових задач із загальної та неорганічної хімії: основні поняття та закони хімії, будова атома, хімічний зв'язок, хімічна кінетика і термодинаміка, розчини, основні класи неорганічних сполук, координаційні сполуки та окисно-відновні процеси. Також у посібнику наведено задачі підвищеної складності та приклади їх розв'язку.

ISBN978-617-518-400-4

© Ю.В. Бойко, Г.О. Петрушина, А.В. Токар, 2021

ВСТУП

Для успішного засвоєння теоретичного матеріалу з хімії необхідно вміти розв'язувати задачі, це задачі дає можливість студентам та іншим здобувачам освіти глибше вивчити хімічні процеси та закономірності.

На жаль, розв'язанню задач не завжди приділяється достатньо уваги. У більшості підручників та навчальних посібників розв'язок задач розглядається як другорядне завдання, зокрема, не акцентується увага на особливостях задач різних типів та методах їх розв'язку. Між тим, у цьому питанні студенти та інші здобувачі освіти виявляють найбільш слабку підготовку.

Даний посібник знайомить студентів з різними типами задач із загальної та неорганічної хімії та методами їх розв'язку.

Матеріал навчального посібника викладений за дев'ятьма розділами. Кожен розділ містить невеликий теоретичний матеріал або практичні поради, необхідні для розв'язку задач певного типу, приклади розв'язку задач та задачі для самостійного опрацювання. Це дозволяє читачу працювати з посібником самостійно (цьому допомагають приклади рішення задач з коментарями та теоретичний матеріал). Крім того, посібник допоможе викладачам хімії підібрати типові задачі, які відповідають програмі. Також у ньому наведені олімпіадні задачі та задачі підвищеного рівня складності для тих, хто бажає досягти високого рівня знань.

У додатку посібника міститься десять таблиць з матеріалом, необхідним для розв'язку задач певного типу.

Посібник буде корисний як читачам, які тільки починають вивчати хімію та бажають отримати навички у розв'язку задач, так і тим, які вже мають певні знання у цій галузі, але бажають поглибити їх та підготуватися до участі в олімпіадах усіх рівнів.

Колектив авторів бажає успіхів у вивченні хімії!

АЛГОРИТМ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ З ХІМІЇ

Розв'язок розрахункової задачі зводиться до пошуку відповідного задачі рівняння зв'язку фізичних величин (розв'язок задачі в загальному вигляді) і згідно з ним – до обчислення шуканої (розв'язок задачі в числовому вигляді).

Основні рівняння зв'язку фізичних величин

1.	Зв'язок фізичних величин матеріалу (матеріал-речовина, розчин, суміш)	
а)	Густина матеріалу де m – матеріал.	$\rho(m) = \frac{m(m)}{V(m)}$,
б)	Відносна густина матеріалу	$\rho(m'./m'') = \frac{\rho(m')}{\rho(m'')}$,
	для газів	$D(a_{газ}/b_{газ}) = \frac{M(a)}{M(b)}$.
в)	Кількість речовини сполуки чи газів де a – сполука чи суміш газів, $газ$. – газувата.	$\nu(a) = \frac{m(a)}{M(a)} = \frac{V(a_{газ})}{V_m} = \frac{N(a)}{N_A}$.
2.	Зв'язок фізичних величин матеріалу і його складових	
а)	Молярна маса сполуки де A і B – хімічні елементи.	$M(A_a B_b) = aM(A) + bM(B)$,
б)	Молярна маса суміші газів де φ – об'ємна частка; A , B – речовини.	$M(A, B) = \varphi(A) \cdot M(A) + \varphi(B) \cdot M(B)$,
в)	Маса матеріалу та його складових де $скл.$ – складова; для речовин – хімічний елемент чи група хімічних елементів; для розчинів і сумішей – речовина.	$m(m) = m(скл') + m(скл'') + \dots$,
г)	Співвідношення маси речовини та її складових	$m(A_a B_b) : m(A) : m(B) = M(A_a B_b) : aM(A) : bM(B)$.
д)	Співвідношення істинних та емпіричних молярних мас та індексів	$M(A_{a_1} B_{b_1})_{іст.} : M(A_{a_1} B_{b_1})_{емп.} = a_{іст.} : a_{емп.}$.
е)	Масова частка складової матеріалу	$\omega(скл.) = \frac{m(скл.)}{m(m)}$.
є)	Масова частка хімічного елемента чи групи хімічних елементів у речовині	$\omega(A) = \frac{a \cdot M(A)}{M(A_a B_b \dots)}$.
ж)	Об'ємна частка газу в суміші газів	$\varphi(A_{газ}) = \frac{V(A_{газ})}{V(A, B, \dots_{газ})}$.
з)	Молярна частка речовини в системі речовини (розчині суміші)	$\chi(A) = \frac{\nu(A)}{\nu(A, B, \dots)}$.

и)	Масова концентрація речовин у системі речовин	$\rho(A) = \frac{m(A)}{V(A, B, \dots)}$
і)	Молярна концентрація речовин у системі речовин	$c(A) = \frac{\nu(A)}{V(A, B, \dots)}$
ї)	Молярна концентрація еквівалента речовин у системі речовин	$c(1/zA) = \frac{\nu(1/zA)}{V(A, B, \dots)}$
к)	Розчинність речовин	$\rho(A) = \frac{m(A)}{V(A, B, \dots)}$
3.	Зв'язок фізичних величин матеріалу й процесу його перетворення	
а)	Швидкість перетворення матеріалу	$\nu(мт.) = \frac{\Delta m(мт.)}{\Delta t(мт.)}$
б)	Швидкість хімічних реакцій де <i>спл.</i> – сполука.	$\nu(спл.) = \frac{\Delta c(спл.)}{\Delta t(спл.)}$
в)	Ступінь перетворення матеріалу де <i>пер.</i> – перетворилась; <i>вст.</i> – вступила в перетворення.	$\alpha(мт.) = \frac{m(мт.)_{пер.}}{m(мт.)_{вст.}}$
г)	Вихід продукту від теоретичного перетворення	$\eta(пр.) = \frac{m(мт.)_{утв.}}{m(пр.)_{теор.}}$
д)	Теплота перетворення матеріалу: де Q_p – питома теплота перетворення.	$Q(мт.) = Q_p(мт.) \cdot m(мт.)$
е)	Рівняння стану газів	$\frac{\rho'(газ) \cdot \nu'(газ)}{T'(газ)} = \frac{\rho''(газ) \cdot \nu''(газ)}{T''(газ)}$
4.	Зв'язок фізичних величин матеріалів у процесі перетворення	
а)	Закон збереження мас:	$m(A) + m(B) + \dots = m(K) + m(L) + \dots$
б)	Співвідношення мас речовин у хімічній реакції $aA + bB = kK + lL + \dots$ де a, b, k, l – коефіцієнти рівняння реакції	$m(A) : m(B) : m(K) : m(L) : \dots =$ $= aM(A) : bM(B) : kM(K) : lM(L) : \dots$
5.	Зв'язок фізичних величин хімічної реакції і речовин у ній	
а)	Швидкість реакції і молярні концентрації речовин	$\nu = k \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$
б)	Закон діючих мас	$K = \frac{c^k(K) \cdot c^l(L)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$

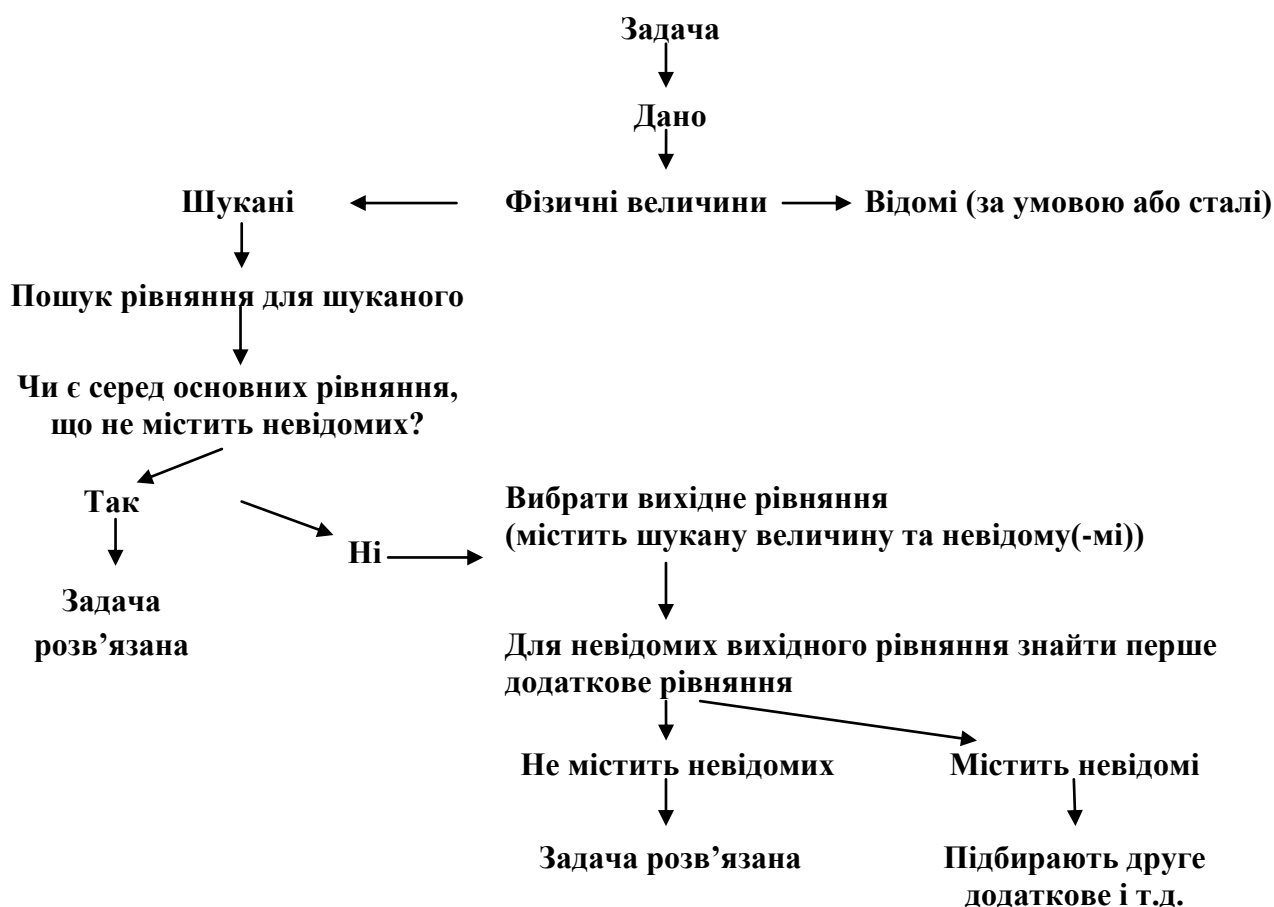
Пошук відповідного задачі рівняння зв'язку фізичних величин починають серед основних. Згідно з умовою задачі, з'ясовують, які величини є шуканими й відомими, а потім підбирають таке рівняння зв'язку фізичних величин, в якому відсутні зайві невідомі. У цьому разі можливі два випадки: серед основних

рівнянь зв'язку фізичних величин є таке, що відповідає задачі, або воно відсутнє. У першому випадку задача розв'язана в загальному вигляді.

Якщо серед основних рівнянь зв'язку фізичних величин відсутнє таке, що відповідає задачі, то серед них вибирають вихідне. Вихідне рівняння зв'язку фізичних величин – це одне з основних рівнянь, що містить шукане задачі, якомога більше відомих і, на відміну від відповідного, одне або більше зайвих невідомих.

Для вилучення зайвих невідомих з вихідного рівняння зв'язку фізичних величин серед основних вибирають перше додаткове. У ньому мають бути зайві невідомі вихідного рівняння і якомога більше відомих. У цьому разі можливі два випадки – перше додаткове рівняння не містить зайвих невідомих або містить їх. Якщо зайвих невідомих немає, то задача розв'язана в загальному вигляді. Якщо зайві невідомі є, то для їх вилучення підбирають друге додаткове рівняння і т. д.

Схема алгоритму розв'язку задач з хімії



Розв'язок задачі у числовому вигляді складається з таких етапів:

- 1) підстановка числових значень відомих, наслідком якої є алгебраїчне рівняння;
- 2) розв'язок алгебраїчного рівняння, наслідком якого є результат;
- 3) приведення результату відповідно до вимог (числове значення відповіді має бути в межах 0,1-1000 тощо).

Якщо розв'язок задачі в загальному вигляді містить додаткові рівняння зв'язку, то обчислення можна проводити або з виведенням рівняння зв'язку фізичних величин, що відповідає задачі (що в більшості випадків раціональніше), або без виведення, послідовно, починаючи, як правило, з останнього додаткового (без зайвих невідомих).

Раціональність способу розв'язування залежить від кількості дій (окремих операцій) і даних задачі, використаних для її розв'язку. Очевидно, чим менше дій і даних, тим раціональніший спосіб.

Розділ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

1.1. Відносні атомні та молекулярні маси.

Сталість складу речовини

Атоми – хімічно неподільні частинки. Вони зберігаються під час хімічних реакцій – не зникають і не утворюються знову. Під час хімічних реакцій може змінюватися лише будова електронної оболонки атома – утворюватися іони, змінюватися ступені окиснення атомів. Атоми входять до складу молекул простих і складних речовин. Існують також речовини атомної будови (благородні гази, алмаз, кремній). Під час хімічних реакцій відбувається перегрупування атомів і утворення нових молекул, нових речовин.

Молекула – це здатна до самостійного існування найменша частинка речовини, що зберігає хімічні властивості цієї речовини. Не можна сказати, що молекула зберігає всі властивості речовини. Багато фізичних властивостей (колір, агрегатний стан, запах, густина, температура кипіння та плавлення, електропровідність тощо) притаманні сукупності молекул даної речовини.

Молекула має певний склад, певну будову. Вона складається з атомів, які з'єднані між собою хімічними зв'язками в певній послідовності та певним чином розташовані у просторі. Число атомів у молекулі може бути: один (інертні гази – одноатомні молекули), два (прості і складні речовини: H_2 ; CO), декілька (H_2SO_4 ; C_6H_5OH), кілька тисяч (вітаміни, гормони, білки, полісахариди, полімери). Склад молекули – важлива характеристика молекули і речовини. Він описується **хімічною формулою**, в якій за допомогою хімічних символів елементів та чисельних індексів позначається якісний і кількісний склад молекул.

Усі молекули однієї речовини мають однаковий склад, розміри, масу, властивості. Молекули різних речовин різняться за складом, розмірами, масою, властивостями. Під час фізичних явищ молекули зберігаються, під час хімічних реакцій молекули руйнуються, розкладаються на атоми (групи атомів), які поєднуються в нові комбінації, утворюючи нові речовини.

Якщо молекула речовини складається з атомів того самого елемента, то така речовина має назву **простої**. Проста речовина – форма існування хімічного елемента у вільному стані. Так, кисень O_2 , азот N_2 , сірка S_8 , фосфор P_4 , залізо Fe – це прості речовини. **Складними** (або хімічними сполуками) називаються речовини, що складаються з атомів різних елементів – це форма існування елементів у зв'язаному стані. Складні речовини можуть мати молекулярну будову ($HF; CO_2; H_2O; CH_4; C_6H_6$ тощо), а можуть і не мати молекулярної будови (іонна, металічна або атомарна: $NaCl; K_2O; RbOH$ – іонна будова, карбіди металів – металічна, SiO_2 – атомарна).

Атоми і молекули мають дуже малі маси. У хімії використовують не абсолютні значення мас атомів і молекул, а відносні атомні та молекулярні маси. У 1960 р. на Міжнародному з'їзді фізиків, а в 1961 р. на Міжнародному з'їзді хіміків була прийнята сучасна позасистемна одиниця вимірювання атомних та молекулярних мас – **атомна одиниця маси (а.о.м.)**, яка є 1/12 частини маси атома ізотопу Карбону ^{12}C . Маса атома ізотопу Карбону ^{12}C :

$$1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг. Отже, } a.o.m. = \frac{1,993 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Відносна атомна маса хімічного елемента – це фізична величина, що визначається відношенням середньої маси атомів природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома ізотопу Карбону ^{12}C , тобто до а.о.м. Позначається вона символом A_r , де індекс r – перша буква англійського слова *relative* – відносний. Записи $A_r(H)$, $A_r(O)$, $A_r(Mg)$ – означають: відносна атомна маса Гідрогену, відносна атомна маса Оксигену, відносна атомна маса Магнію.

$$\text{Отже, } A_r = \frac{m_{\text{сер.атома}}}{\frac{1}{12}m(^{12}C)} = \frac{m_{\text{сер.атома}}}{a.o.m.} = \frac{m_{\text{сер.атома}}}{1,667 \cdot 10^{-27}}.$$

Середні маси елементів ($m_{\text{сер.атома}}$) обчислюють з урахуванням масових часток їх ізотопів у природі (природний ізотопічний склад елемента). Відносна атомна маса – одна з основних характеристик елемента. Сучасні значення відносних атомних мас наведені в періодичній системі елементів.

Відносна молекулярна маса (M_r) – це фізична величина, що визначається відношенням середньої маси молекул природного ізотопічного складу речовини до $1/12$ маси атома ізотопу Карбону ^{12}C , тобто до а.о.м. Отже,

$$M_r = \frac{m_{\text{сер.молекули}}}{\frac{1}{12}m(^{12}\text{C})} = \frac{m_{\text{сер.молекули}}}{\text{а.о.м.}} = \frac{m_{\text{сер.молекули}}}{1,667 \cdot 10^{-27}}.$$

Відносна молекулярна маса, як і відносна атомна маса, – безрозмірна величина, позасистемна одиниця її вимірювання – а.о.м.

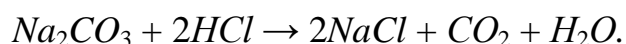
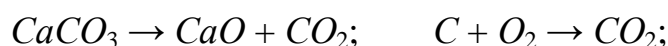
Відносну молекулярну масу розраховують за хімічною формулою. Вона чисельно дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, що входять до складу молекули речовини: $M_r(B_bC_cD_d) = b \cdot A_r(B) + c \cdot A_r(C) + d \cdot A_r(D)$,

де $B_bC_cD_d$ – формула речовини; A_r – відносна атомна маса елемента; b, c, d – кількість атомів відповідних елементів. Наприклад:

$$M_r[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2] = 3 \cdot A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot [A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O})] = 3 \cdot 40 + 2 \cdot [31 + 4 \cdot 16] = 310.$$

Відносна молекулярна маса показує у скільки разів маса молекули речовини більша за атомну одиницю маси. Це одна з основних характеристик речовини.

Закон сталості складу (Ж. Пруст, 1808 р.): *кожна хімічно чиста речовина незалежно від способу й умов її добування має сталий якісний і кількісний склад*. Наприклад, вуглекислий газ можна одержати різними способами:



Але існує лише один сульфур(IV) оксид, у молекулі якого завжди на один атом Сульфуру припадає два атоми Оксигену, що відповідає формулі SO_2 .

Сполуки, які мають сталий склад і цілочислове атомне співвідношення компонентів, називаються **дальтонідами**. Для них характерний ковалентний зв'язок між атомами, та молекулярна структура. До сполук сталого складу належать речовини, що за звичайних умов перебувають у газоподібному (CO_2 , NO , HCl , SO_2 , NH_3) або рідкому (H_2O , H_2SO_4 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{OH}$) станах, чи можуть бути легко переведені в них. До дальтонідів належать також кристалічні речовини з молекулярною структурою (I_2 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{OH}$, P_2O_5 тощо).

Сполуки, що мають змінний склад, і стехіометричні співвідношення компонентів яких не відповідають цілим числам, називаються **бертолідами**. Сполуки змінного складу не мають молекулярної структури. До них належать більшість твердих речовин і, зокрема, переважна більшість кристалічних сполук перехідних металів. Так, сполуками змінного складу є оксиди ($FeO_{0,89-0,95}$; $UO_{2,5-3,0}$ тощо), гідриди ($TiH_{0,88-1,00}$; $NbH_{0,57-0,99}$), сульфіді, нітриди ($TaN_{0,6-0,9}$), карбіди ($VC_{0,66-0,88}$) та інші бінарні сполуки $d - i f$ – елементів.

Прикладом сполуки змінного складу може бути титан(II) оксид формального складу TiO . Особливістю титан(II) оксиду як сполуки змінного складу є те, що залежно від умов добування в ньому можливі як нестача атомів Титану, так і нестача атомів Оксигену, тобто порушення стехіометричного співвідношення (1:1) відбувається відносно обох атомів. У цілому склад титан(II) оксиду відповідає формулі $TiO_{0,58-1,33}$.

Отже, **закон сталості складу** формулюють так: для хімічних сполук молекулярної структури (дальтонідів) незалежно від умов добування їх склад залишається сталим. Склад хімічних сполук, що не мають молекулярної структури, може змінюватися в певних межах залежно від умов добування.

Приклади розв'язку задач

Приклад 1. Розрахувати, у скільки разів маса атома Оксигену більше маси атома Гелію.

Дано:

Оксиген (O)
Гелій (He)

Розв'язок:

1. Відносну атомну масу визначають відношенням середньої маси атомів елемента до $1/12$ маси атома ізотопу Карбону ^{12}C :

$$\frac{m_{am.}(O)}{m_{am.}(He)} - ? \quad A_r(O) = \frac{m_{am.}(O)}{\frac{1}{12} \cdot m_{am.}(C)} \quad \text{та} \quad A_r(He) = \frac{m_{am.}(He)}{\frac{1}{12} \cdot m_{am.}(C)}$$

2. Використовуючи дані формули, одержують:

$$\frac{m_{am.}(O)}{m_{am.}(He)} = \frac{m_{am.}(O)}{\frac{1}{12} \cdot m_{am.}(C)} \cdot \frac{\frac{1}{12} \cdot m_{am.}(C)}{m_{am.}(He)} = \frac{A_r(O)}{A_r(He)} = \frac{16}{4} = 4.$$

Відповідь: маса атома Оксигену у 4 рази більше, ніж атома Гелію.

Приклад 2. Відносна атомна маса Флуору дорівнює 19. Визначити середню масу атома Флуору (у кг), враховуючи, що маса атома Карбона дорівнює $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.

Дано:	Розв'язок:
$A_r(F) = 19$ $m_{ам.}(C) = 1,993 \cdot 10^{-26}$ кг <hr/> $m_{ам.}(F) - ?$	Відносну атомну масу Флуору визначають за формулою: $A_r(F) = \frac{m_{ам.}(F)}{\frac{1}{12} \cdot m_{ам.}(C)} ; \text{ тоді}$ $m_{ам.}(F) = A_r(F) \cdot \frac{1}{12} \cdot m_{ам.}(C);$ $m_{ам.}(F) = 19 \cdot \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} = 3,156 \cdot 10^{-26} \text{ кг.}^1$

Відповідь: маса атома Флуору дорівнює $3,156 \cdot 10^{-26}$ кг.

Приклад 3. Розрахувати середню масу молекул SO_2 у кг. Під час обчислення врахувати, що маса атома Карбону дорівнює $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.

Дано:	Розв'язок:
SO_2 $m_{ам.}(C) = 1,993 \cdot 10^{-26}$ кг <hr/> $m_{ам.}(SO_2) - ?$	<ol style="list-style-type: none"> Розраховують відносну молекулярну масу сульфур(IV) оксиду: $M_r(SO_2) = A_r(S) + 2A_r(O) ; M_r(SO_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64.$ Оскільки молекулярну масу визначають відношенням середньої маси молекул до 1/12 маси атома Карбону: $M_r(SO_2) = \frac{m_{мол.}(SO_2)}{\frac{1}{12} \cdot m_{ам.}(C)},$

то масу молекули розраховують за формулою:

$$m_{мол.}(SO_2) = M_r(SO_2) \cdot \frac{1}{12} \cdot m_{ам.}(C) = 64 \cdot \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \approx 1,063 \cdot 10^{-25} \text{ кг.}$$

Відповідь: середня маса молекул SO_2 дорівнює $1,063 \cdot 10^{-25}$ кг.

¹ Цифру 3,15583333 округляємо до третього знаку після коми, тобто 3,156, оскільки і маса атома карбону дана із третім знаком після коми.

Приклад 4. Магній із сіркою з'єднується в масовому співвідношенні 3:4. Визначте масу Магнію, який вступить у реакцію з 20 г сірки.

Дано:	Розв'язок:
$m(Mg):m(S) = 3:4$	Оскільки $\frac{m(Mg)}{m(S)} = \frac{3}{4}$,
$m(S) = 20 \text{ г}$	Тоді маса магнію, що прореагує із 20 г сірки,
$m(Mg) - ?$	дорівнює: $m(Mg) = \frac{3 \cdot m(S)}{4}; m(Mg) = \frac{3 \cdot 20}{4} = 15 \text{ г};$

Відповідь: маса магнію, що прореагує із 20 г сірки, дорівнює 15 г.

Приклад 5. Розрахувати, в якому масовому співвідношенні реагують залізо і сірка? Яка з речовин залишиться після нагрівання 21 г заліза і 19 г сірки? Розрахувати масу речовини, яка не прореагувала повністю.

Дано:	Розв'язок:
$m(Fe) = 21 \text{ г}$	1. Записують рівняння взаємодії заліза із сіркою і знаходять масу сірки, яка необхідна для реакції з 21 г
$m(S) = 19 \text{ г}$	заліза:
$m(Fe): m(S) - ?$	$ \begin{array}{rcc} 21 \text{ г} & \times \text{ г} & \\ Fe + S & = & FeS; \\ 56 & 32 \text{ г/моль} & \end{array} $
$m(\text{залишку}) - ?$	$m(S) = \frac{21 \cdot 32}{56} = 12 \text{ г}.$

2. Знайдемо масове співвідношення заліза та сірки:

56 г заліза відповідає 32 г сірки, або $56:32 = 7:4$.

3. Визначають масу речовини, яка залишається (не прореагувала повністю). За розрахунками, для реакції з 21 г заліза потрібно 12 г сірки. Оскільки сірки взято 19 г, то її частина залишиться в надлишку, тобто не прореагує:

$$\Delta m(S) = m'(S) - m(S) = 19 \text{ г} - 12 \text{ г} = 7 \text{ г}$$

Відповідь: залізо і сірка реагують у масовому співвідношенні 7:4; не прореагувала повністю сірка масою 7 г.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Середня маса атомів Сульфуру дорівнює $5,31 \cdot 10^{-26}$ кг. Розрахувати відносну атомну масу елемента Сульфуру, якщо маса атома Карбону становить $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.
2. Молекула речовини складається з одного атома Нітрогену і трьох атомів Гідрогену. Розрахувати його відносну молекулярну масу та масу молекули у кг (маса атома Карбону становить $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг).
3. Алюміній та вуглець під час нагрівання з'єднуються в масовому співвідношенні 3:1, утворюючи алюміній карбід. Скільки треба взяти вуглецю для реакції з 15 г алюмінію? Скільки алюміній карбиду може бути одержано при цьому?
4. Магній та кисень з'єднуються в масовому співвідношенні 3:2. У реакційному посуді знаходиться 1,5 г магнію та 1,2 г кисню. Яка з речовин знаходиться в надлишку?
5. Розрахувати середню масу молекул NO у кг. Під час обчислення врахувати, що маса атома Карбону дорівнює $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.
6. Кальцій із сіркою з'єднується в масовому співвідношенні 3:4. Визначити масу Магнію, яка прореагує із 10 г сірки.
7. Середня маса атомів Хлору дорівнює $4,21 \cdot 10^{-26}$ кг. Розрахувати відносну атомну масу Хлору, якщо маса атома Карбону становить $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.
8. Залізо та вуглець при нагріванні з'єднуються в масовому співвідношенні 3:1, утворюючи ферум карбід. Скільки треба взяти вуглецю для реакції з 5,5 г заліза? Скільки ферум карбиду може бути одержано при цьому?
9. Відносна атомна маса Бору дорівнює 11. Визначити середню масу атома Бору (у кг), враховуючи, що маса атома Карбона дорівнює $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.
10. Розрахувати, в якому масовому співвідношенні реагують кальцій і сірка? Яка з речовин залишиться після нагрівання 15 г кальцію і 12 г сірки? Розрахувати масу речовини, яка не прореагувала повністю.

1.2. Основні закони хімії

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається числом структурних елементів (молекул, атомів, іонів, іонних асоціатів тощо) речовини. Вона позначається грецькою буквою ν . Одиницею її вимірювання є **моль** – одна з семи основних одиниць СІ.

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних елементів (молекул, атомів, електронів, іонів чи інших), скільки атомів міститься в 0,012 кг ізотопу Карбону ^{12}C . Знаючи масу одного атома Карбону ^{12}C ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), можна визначити число атомів N_A в 0,012 кг Карбону:

$$N_A = \frac{0,012}{1,993 \cdot 10^{-26}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль},$$

це число (N_A) називається **сталю Авогадро**. Це фундаментальна фізична стала (табл. 1 Додатка). Отже, **моль** будь-якої речовини – це така її кількість, що містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (атомів, йонів тощо).

Стала Авогадро зв'язана з атомною одиницею маси: добуток їх чисельних значень дорівнює одиниці: $1,667 \cdot 10^{-24}(\text{г}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23}(\text{1/моль}) = 1(\text{г/моль})$. Завдяки цьому чисельні значення відносних молекулярних та молярних мас збігаються. Маса одного моля даної речовини має назву **молярної маси**. Молярну масу вимірюють у грамах на моль (г/моль) або в (кг/моль).

Отже, **молярна маса M** – це фізична величина, що визначається відношенням маси речовини m до кількості речовини ν , яка їй відповідає:

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

Молярна маса – кількісна характеристика речовини певного складу незалежно від агрегатного стану (рідкого, твердого чи газоподібного) та умов існування (тиску, температури) вона є сталою величиною. Так,

$$M(\text{H}_2\text{O}_{(Г)}) = M(\text{H}_2\text{O}_{(Р)}) = M(\text{H}_2\text{O}_{(Т)}) = 18 \text{ г/моль}.$$

Молярний об'єм – це фізична величина, що визначається відношенням об'єму речовини V до відповідної кількості речовини ν , тобто це об'єм одного моля речовини. Він визначається V_m і вимірюється в л/моль або м³/кмоль:

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

Молярний об'єм речовини на відміну від молярної маси не є сталою величиною для цієї речовини. Він залежить від її агрегатного стану та умов (тиску і температури). У хімії найчастіше використовують молярний об'єм газу за нормальних умов (нормальні умови: тиск $P_n = 101,325 \text{ кПа}$ та температура $T_n = 273 \text{ К}$), який є сталою величиною для всіх газів і дорівнює:

$$V_m(\text{н.у.}) = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}.$$

Отже, кількість речовини пов'язана з різними фізичними величинами:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m},$$

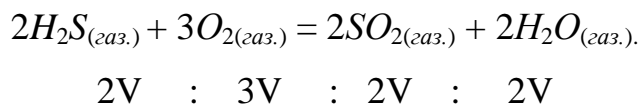
де N – кількість частинок (молекул, атомів тощо) у даній кількості речовини; N_A – стала Авогадро; V – об'єм речовини; V_m – молярний об'єм речовини.

Закон збереження маси речовин (А. Лавуазьє, М.В. Ломоносов, 1748 р.): «Маса речовин, які вступають у реакцію, дорівнює масі речовин, що утворюються в результаті реакції». Сталою залишається не лише загальна маса речовини, але й маса окремих елементів речовин, що реагують.

Сучасне формулювання закону збереження маси речовин математично виражається так: $\sum m = \sum m_1 + \sum m_2$, де $\sum m$ – маса всіх вихідних речовин; $\sum m_1$ – маса продуктів реакції; $\sum m_2$ – маса всіх видів енергії.

Закон простих вагових (кратних) відношень (Д. Дальтон): «Якщо два елементи утворюють між собою кілька хімічних сполук, то масові кількості одного з них, що припадають у цих сполуках на одну й ту ж масову частину другого елемента, повинні відноситися між собою як прості цілі числа».

Закон простих об'ємних відношень, або газовий закон *Гей-Люссака* (1808 р.): «За однакових умов об'єми газів, що вступають у реакцію, відносяться між собою та до об'ємів газів, утворених у результаті реакції, як прості цілі числа». Наприклад:



Закон еквівалентів (В. Ріхтер, 1792 р., Дж. Дальтон, 1803 р.): хімічні елементи і речовини вступають у реакції у масових кількостях, пропорційних їхнім еквівалентам (еквівалентним масам):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2};$$

де m_1, m_2 – маси елементів або речовин ($г$), а E_1 і E_2 – еквівалентні маси ($г/моль$).

$$E = \frac{M}{w \cdot n},$$

Для складних речовин:

Оксиди: w – валентність елемента (металу або неметалу, що утворює оксид); n – кількість атомів цього елемента у сполуці.

Солі: w – валентність металу; n – кількість атомів металу у сполуці.

Кислоти: $w = 1$; n – кількість атомів Гідрогену.

Основи: $w = 1$; n – кількість гідроксильних груп.

Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (тиск, температура) міститься однакова кількість молекул.

Отже, однакова кількість молекул будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм. Цей об'єм називається молярним об'ємом газу і за нормальних умов ($0^\circ C$, $P=103,325 \text{ кПа}$) дорівнює $22,4 \text{ л}$. Отже: 1 моль будь-якого газу за нормальних умов займає $22,4 \text{ л/моль}$ або $0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$.

Величину молярного об'єму можна обчислити, знаючи молекулярну масу газу і масу одного літра цього газу за нормальних умов (н.у.). Так, маса 1 л водню за нормальних умов дорівнює $0,09 \text{ г}$. Об'єм, який займає 1 моль водню ($2,016 \text{ г}$) за нормальних умов, обчислюють за пропорцією:

$$\begin{array}{l}
 0,09 \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } 1 \text{ л} \\
 2,016 \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } x \text{ л}
 \end{array}
 \quad \Longrightarrow \quad x = 2,016 \cdot 1 / 0,09 = 22,4 \text{ л.}$$

Уява про молярний об'єм газу дозволяє легко обчислити масу газу в певному об'ємі і, навпаки, об'єм, який займає дана маса газу за нормальних умов.

Наприклад, об'єм, що займає 8 г SO_2 за нормальних умов, можна обчислити із пропорції:

$$\begin{array}{l}
 64 \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } 22,4 \text{ л} \\
 8 \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } x \text{ л}
 \end{array}
 \quad \Longrightarrow \quad x = 8 \cdot 22,4 / 64 = 2,8 \text{ л.}$$

Масу SO_2 , що займає за нормальних умов 7 л, обчислюють із пропорції:

$$\begin{array}{l}
 64 \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } 22,4 \text{ л} \\
 x \text{ г} \quad - \quad \text{займає об'єм } 7 \text{ л}
 \end{array}
 \quad \Longrightarrow \quad x = 64 \cdot 7 / 22,4 = 20 \text{ г.}$$

Еквівалентним об'ємом називається об'єм, який займає за даних умов один еквівалент газоподібної речовини. Так, еквівалентний об'єм Гідрогену за нормальних умов обчислюють із пропорції:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ моль } H_2 (2,016 \text{ г}) \quad - \quad \text{займає об'єм } 22,4 \text{ л} \\
 1 \text{ моль } H (1,008 \text{ г}) \quad - \quad \text{займає об'єм } x \text{ л}
 \end{array}
 \quad \Longrightarrow \quad x = 22,4 \cdot 1,008 / 2,016 = 11,2 \text{ л.}$$

Таким же чином можна обчислити еквівалентні об'єми й інших газоподібних речовин. Наприклад, для Оксигену:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ моль } O_2 (32 \text{ г}) \quad - \quad \text{займає об'єм } 22,4 \text{ л} \\
 1 \text{ моль-еквівалент } (8 \text{ г}) \quad - \quad \text{займає об'єм } x \text{ л}
 \end{array}
 \quad \Longrightarrow \quad x = 8 \cdot 22,4 / 32 = 5,6 \text{ л.}$$

Якщо газ знаходиться за умов, які відрізняються від нормальних, то використовують універсальне рівняння стану газу для приведення його до

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0},$$

нормальних умов:

де P_0, V_0, T_0 – нормальні умови; P, V, T – звичайні умови, при цьому $T_0 = 273 \text{ К}$; $P_0 = 101325 \text{ Па}$ або $101,325 \text{ кПа}$.

$$pV = \frac{m}{M} RT,$$

Рівняння Клапейрона – Менделєєва:

де m – маса, г; M – молекулярна маса, г/моль; R – універсальна газова стала, що дорівнює $8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$; P – тиск, Па; V – об'єм, м³; T – абсолютна

температура, K . Інші значення $R = 62360 \text{ [мм рт. ст.}\cdot\text{мл/(моль}\cdot\text{K)]}$ або $R = 0,082 \text{ [атм}\cdot\text{л/(моль}\cdot\text{K)]}$ (табл. 2 Додатка).

Приклади розв'язку задач

Приклад 1. Обчислити об'єм кисню, який потрібний для згорання 1 кг бензену, якщо температура 20°C , тиск 99992 Па .

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$m \text{ (бензену)} = 1 \text{ кг}$ $t = 20^\circ\text{C}$ $P = 99992 \text{ Па}$ <hr/> $V(\text{O}_2) - ?$	1. Складають рівняння реакції горіння бензену: $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 = 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ або в розрахунку на 1 моль бензолу: $\text{C}_6\text{H}_6 + 7,5\text{O}_2 = 6\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}.$ Згідно з рівнянням реакції, на один моль бензолу витрачається 7,5 молей кисню: $M(\text{бензолу}) = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 6 = 78 \text{ г/моль}$; 78 г бензолу потребує $7,5$ молей кисню; 1000 г бензолу потребує n молей кисню; $n = \frac{1000 \cdot 7,5}{78} = 96,2 \text{ молей кисню.}$

2. Об'єм кисню розраховують згідно з рівнянням Клапейрона – Менделєєва:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{96,2 \cdot 8,314 \cdot 293}{99992} = 2,34 \text{ м}^3.$$

Відповідь: для згорання 1 кг бензену за даних умов необхідно $2,34 \text{ м}^3$ кисню.

Приклад 2. Яка молекулярна формула вуглеводню, якщо відносна густина його за воднем 39, і під час спалювання його масою 1,3 г утворюється карбон(IV) оксид масою 4,4 г і вода масою 0,9 г?

<i>Дано:</i>	<i>Розв'язок:</i>
$D(\text{H}_2) = 39$ $m = 1,3 \text{ г}$ $m(\text{CO}_2) = 4,4 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,9 \text{ г}$	1. Записують рівняння реакції: $\text{C}_x\text{H}_y + \alpha\text{O}_2 \rightarrow x\text{CO}_2 + \frac{1}{2}y\text{H}_2\text{O};$

$C_xH_y - ?$

$$x = \frac{M(C_xH_y) \cdot m(CO_2)}{m(C_xH_y) \cdot M(CO_2)}; \quad y = \frac{M(C_xH_y) \cdot m(H_2O)}{m(C_xH_y) \cdot M(H_2O)}$$

2. Знаходять молярну масу вуглеводню:

$$M(C_xH_y) = D(H_2) \cdot M(H_2) = 39 \cdot 2 = 72 \text{ г/моль}$$

3. Знайдемоходять коефіцієнти x та y і визначають формулу вуглеводню:

$$x = \frac{72 \text{ г/моль} \cdot 4,4 \text{ г}}{1,3 \text{ г} \cdot 44,0 \text{ г/моль}} = 6; \quad y = \frac{72 \text{ г/моль} \cdot 0,9 \text{ г}}{1,3 \text{ г} \cdot 18,0 \text{ г/моль}} = 6.$$

Відповідь: формула вуглеводню C_6H_6 .

Приклад 3. Масова частка крохмалю в картоплі становить 20 %. Яку масу глюкози можна отримати з картоплі масою 1620 кг, якщо вихід продукту дорівнює 75 %?

Дано:

ω (крохмалю)=20 %

m (картоплі)=1620 кг

β =75 %

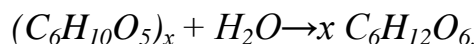
m_{np} (глюкози)- ?

Розв'язок:

1. Записують формулу для знаходження практичної маси глюкози:

$$m_{np.}(\text{глюкози}) = m_{теор.}(\text{глюкози}) \cdot \beta (\text{глюкози}). \quad (1)$$

Також записують рівняння реакції перетворення крохмалю на глюкозу:



2. Складають пропорцію та знаходять теоретичну масу глюкози:

$$\frac{m_{теор.}(\text{глюкози})}{m(\text{крохмалю})} = \frac{x \cdot M(\text{глюкози})}{M(\text{крохмалю})}; \quad (2)$$

Знаходять масу крохмалю в картоплі:

$$m(\text{крохмалю}) = \omega(\text{крохмалю}) \cdot m(\text{картоплі}); \quad m(\text{крохмалю}) = 1620 \text{ кг} \cdot 0,2 = 324 \text{ кг}$$

$$m_{теор.}(\text{глюкози}) = \frac{324 \cdot 10^3 \cdot 180 \text{ г/моль} \cdot x}{x \cdot 162 \text{ г/моль}} = 360 \cdot 10^3 \text{ г}.$$

3. Знаходять практичну масу глюкози за формулою (1):

$$m_{np.}(\text{глюкози}) = 360 \cdot 10^3 \text{ г} \cdot 0,75 = 270 \cdot 10^3 \text{ г} = 270 \text{ кг}$$

Відповідь: практична маса глюкози, добутої з 1620 кг картоплі, становить 270 кг.

Приклад 4. Спалили суміш метану та етену об'ємом 30 л. На реакцію витрачений кисень об'ємом 70 л. Знайти об'єм метану та етену у вихідній суміші.

Дано:	Розв'язок:
m (суміші)=30 л	1. Складають рівняння реакцій горіння метану та етилену:
$V(O_2)=70$ л	
$V(CH_4)$ - ?	$\frac{30-x}{22,4} CH_4 + \frac{70-y}{2 \cdot 22,4} O_2 = CO_2 + 2H_2O$
$V(C_2H_4)$ - ?	$\frac{x}{22,4} C_2H_4 + \frac{y}{3 \cdot 22,4} O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$

2. Співвідношення об'ємів по першому рівнянню:

$$\frac{30-x}{70-y} = \frac{22,4}{2 \cdot 22,4} \quad \text{або} \quad \frac{30-x}{70-y} = \frac{1}{2}$$

$$2(30-x) = 70-y.$$

Співвідношення об'ємів по другому рівнянню:

$$\frac{x}{y} = \frac{22,4}{3 \cdot 22,4} \quad \text{або} \quad \frac{x}{y} = \frac{1}{3}$$

$$3x = y.$$

3. Внаслідок підстановки отримуємо:

$$60 - 2x = 70 - 3x$$

$$x = 10$$

$V(C_2H_4) = 10$ л; $V(CH_4) = 20$ л.

Відповідь: об'єм метану у вхідній суміші становить 20 л, а об'єм етену – 10 л.

Приклад 5. При гідруванні бутадієну-1,3-масою 8,1г отримали суміш бутану і бутену-1. При пропусканні цієї суміші крізь розчин бром утворився 1,2-дибромбутан масою 10,8 г. Визначити масові частки вуглеводнів в отриманій суміші.

Дано:	Розв'язок:
m (бутадієну-1,3)=8,1 г	1. Записують рівняння для знаходження масових

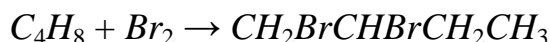
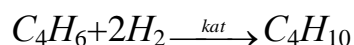
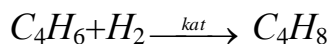
$m(1,2\text{-дибромбутан})=10,8 \text{ л}$ часток бутану і бут-1-ену:

ω (вуглеводнів)- ?

$$\omega(C_4H_8) = \frac{m(C_4H_8)}{m(C_4H_8) + m(C_4H_{10})}$$

$$\omega(C_4H_{10}) = 1 - \omega(C_4H_8)$$

2. Записують рівняння реакцій та знаходять маси бутану і бут-1-ену:



$$\frac{m(C_4H_8)}{m(1,2\text{-дибромобутану})} = \frac{M(C_4H_8)}{M(1,2\text{-дибромобутану})};$$

$$\frac{m(C_4H_{10})}{m''(C_4H_6)} = \frac{M(C_4H_{10})}{M(C_4H_6)};$$

$$m''(C_4H_6) = m(C_4H_6) - m'(C_4H_6);$$

$$\frac{m'(C_4H_6)}{m(C_4H_8)} = \frac{M(C_4H_6)}{M(C_4H_8)};$$

$$m(C_4H_8) = \frac{10,8 \text{ г} \cdot 56 \text{ г/моль}}{216 \text{ г/моль}} = 2,8 \text{ г}$$

$$m'(C_4H_6) = \frac{2,8 \text{ г} \cdot 54 \text{ г/моль}}{56 \text{ г/моль}} = 2,7 \text{ г}$$

$$m''(C_4H_6) = 8,1 \text{ г} - 2,7 \text{ г} = 5,4 \text{ г}$$

$$m(C_4H_{10}) = \frac{5,4 \text{ г} \cdot 58 \text{ г/моль}}{54 \text{ г/моль}} = 5,8 \text{ г}$$

3. Знаходять масові частки вуглеводнів:

$$\omega(C_4H_8) = \frac{2,8 \text{ г}}{8,6 \text{ г}} = 0,326 \text{ або } 32,6\%;$$

$$\omega(C_4H_{10}) = 1 - 0,326 = 0,674 \text{ або } 67,4\%.$$

Відповідь: масова частка бутану складає 67,4 %, а масова частка бут-1-ену – 32,6 %.

Приклад 6. Визначити об'єм (н.у.) та кількість атомів у 7,1 г хлору.

Розв'язок:

Дано:

$$m(Cl_2) = 7,1 \text{ г}$$

н.у.

$$V(Cl_2) - ?$$

$$N(Cl_2) - ?$$

Об'єм газу дорівнює: $V(Cl_2) = \nu(Cl_2) \cdot V_m$.

Молярна маса чисельно дорівнює молекулярній Mr . Із таблиці

Менделєєва $Ar(Cl) = 35,5$,

тоді: $M(Cl_2) = Mr(Cl_2) = Ar(Cl) \cdot 2 = 35,5 \cdot 2 = 71 \text{ г/моль}$.

Отже, кількість речовини хлору дорівнює:

$$\nu(Cl_2) = m(Cl_2) / M(Cl_2) = 7,1 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}.$$

Знаходять об'єм: $V(Cl_2) = 0,1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,24 \text{ л}.$

Хлор Cl_2 складається з молекул. Розраховують їх кількість:

$$N(Cl_2) = N_A \cdot \nu(Cl_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,1 \text{ моль} = 6,02 \cdot 10^{22}.$$

Одна молекула хлору складається з двох атомів Хлору, тобто кількість атомів вдвічі більше кількості молекул: $N(Cl) = 2 \cdot N(Cl_2) = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{22} = 1,204 \cdot 10^{23}.$

Відповідь: 7,1 г хлору займає об'єм 2,24 л і містить $1,204 \cdot 10^{23}$ атомів.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Яку масу матиме азот об'ємом 30 л?
2. Який об'єм займає при температурі 20°C і тиску 250 кПа амоніак масою 51 г за нормальних умов?
3. Відносна густина галогеноводню за повітрям дорівнює 2,8. Визначити густину цього газу за воднем і назвати його.
4. Тиск водяної пари при температурі 25°C становить 173 кПа. Скільки молекул міститься в 1 мл цієї пари?
5. Визначити масу йоду, потрібного для добування алюміній йодиду масою 61,2 г.
6. Обчислити об'єм водню, який виділиться під час розчинення алюмінію масою 10,8 г у надлишку хлоридної кислоти (нормальні умови).
7. Суміш мідних і магнієвих ошурок масою 1,5 г обробили надлишком сульфатної кислоти. У результаті реакції виділився водень об'ємом 0,56 л (н.у.). Обчислити масову частку міді в суміші.
8. Через розчин, що містить плюмбум(II) нітрат масою 6,62 г, пропустили хлоридну кислоту об'ємом 1,12 л (нормальні умови). Осад, що випав, відокремили і зважили, його маса становила 5,22 г. Визначити вихід солі, що випала в осад.
9. Під час взаємодії 10,8 г металу з розведеною нітратною кислотою виділилося 693 мл газу, виміряного при температурі 27°C та тиску 120 кПа.

Одержаний газ окиснили. Отримали бурий газ. Визначити метал і масу еквівалента металу.

10. На взаємодію 24,9 г суміші алюмінію та цинку витратили 438 г хлоридної кислоти з масовою часткою гідроген хлориду 10 %. Визначити масову частку (%) цинку в суміші.

Розділ 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА АТОМА

2.1. Будова атома

За часів атомістів школи Демокрита в стародавній Греції і до кінця XIX ст. в науці панувало уявлення про атом, як найменшу, неподільну частинку простої речовини. Наприкінці XIX–початку XX ст. завдяки дослідженням багатьох учених було встановлено, що атом подільний і є складною системою. У 1911 р. фізик Ернест Резерфорд зробив висновки, які стали основою його *ядерної*, або *планетарної* моделі атома (рис. 2.1).

1. Атом має дискретну будову: в центрі атома міститься позитивно заряджене ядро, маса якого майже дорівнює масі атома.

2. Навколо ядра рухаються електрони, число яких дорівнює позитивному заряду ядра. Як встановив Резерфорд, *заряд ядра чисельно дорівнює порядковому номеру елемента в періодичній системі*. Атоми електронейтральні, тому число електронів також дорівнює порядковому номеру елемента.

3. Між ядром і електронами діють електростатичні (кулонівські) сили притягання, зрівноважені відцентровою силою, що виникає внаслідок руху електронів.

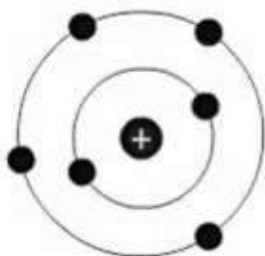


Рис. 2.1. Планетарна модель атома

За сучасною теорією, атом – це електронейтральна система, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно зарядженої електронної оболонки.

Атомне ядро – це основа атома, що визначає індивідуальність елементів.

Ядро (нуклід) – це центральна позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена практично вся його маса (~ 99,9 %). Маса всіх електронів в атомі менша за масу ядра приблизно в $4 \cdot 10^3$ разів, і тому внесок маси електронів у масу атома дуже незначний. Відповідно до сучасних уявлень, атомні ядра складаються з елементарних частинок, які об'єднуються під загальною назвою нуклони. При вивченні структури атома на цей час в ядрі відкрито велику кількість елементарних частинок і античастинок. Деякі з них стабільні, інші існують мільйонні частки секунди. З усієї сукупності елементарних частинок для хімії фундаментальне значення мають лише три: *протон, нейтрон та електрон* (табл. 2.1).

Таблиця 2.1. Характеристика елементарних частинок

Назва	Символ	Маса, а.о.м.	Заряд	Кількість елементарних частинок в атомі
Ядро				
Протон	1_1p	1	+1	Z (порядковий номер)
Нейтрон	1_0n	1	0	A-Z (різниця між масовим числом та порядковим номером)
Електронна оболонка				
Електрон	\bar{e}	1/1836	-1	Z (порядковий номер)

Нейтрон пов'язаний з протоном таким співвідношенням:

$${}^1_0n = {}^1_1p + \bar{e}.$$

Електрони не входять до складу ядра, але, як відомо, під час β – розпаду ядро випромінює електрони. Властивості ядра зумовлені його складом – числом протонів Z та нейтронів N, які входять до складу ядра і визначають його **масове число** A: $A = Z + N$. Оскільки число протонів у ядрі дорівнює величині його позитивного заряду, тобто порядковому номеру елемента, то число нейтронів дорівнює різниці між масовим числом (~ округлене значення відносної атомної маси елемента A_r) і порядковим номером елемента: $N = A - Z$.

Нуклонний склад атомних ядер скорочено записують так: ${}^A_Z E_N$. Числові індекси – зліва від символу хімічного елемента: верхній – масове число, нижній

– число протонів, справа нижній – число нейтронів. Наприклад, ${}_{84}^{209}\text{Po}_{125}$ означає, що в ядрі атома *Po* міститься 84 протони та 125 (209-84) нейтронів.

Природа елемента визначається числом протонів у ядрі. Ядра всіх атомів певного елемента мають однакове число протонів, тобто характеризуються однаковим значенням *Z*. На відміну від заряду ядра маса окремих атомів одного й того ж елемента може мати різні значення за рахунок різної кількості нейтронів у ядрі. Різновиди певного хімічного елемента, що мають різні маси ядер, називаються *ізотопами*, наприклад ${}_{19}^{39}\text{K}, {}_{19}^{40}\text{K}$. Встановлено, що майже кожний елемент складається з кількох ізотопів, і лише невелика кількість елементів, таких як ${}^9\text{Be}, {}^{17}\text{F}, {}^{23}\text{Na}, {}^{27}\text{Al}, {}^{31}\text{P}, {}^{51}\text{V}, {}^{55}\text{Mn}, {}^{59}\text{Co}, {}^{209}\text{Bi}$ – *моноізотопні*, тобто мають по одному природному ізотопу. Атоми з різним числом протонів і нейтронів, але з однаковим масовим числом (мають однакову масу) називаються *ізобарами*, наприклад ${}_{19}^{40}\text{K}, {}_{20}^{40}\text{Ca}, {}_{18}^{40}\text{Ar}$, а атоми з однаковим числом нейтронів – *ізотонами*, наприклад ${}_{6}^{14}\text{C}, {}_{7}^{15}\text{N}, {}_{8}^{16}\text{O}$.

Електронна оболонка атома – це сукупність електронів, що рухаються навколо ядра атома. Загальна кількість електронів в атомі дорівнює позитивному заряду ядра: атом – система електронейтральна. Зміна числа електронів в атомі порушує його електронейтральність – зарядовий стан частинки змінюється, але хімічна природа елемента при цьому залишається сталою. Енергія електрона, що рухається, може змінюватися тільки квантами.

У 1913 р. датський фізик Нільс Бор сформулював основні положення своєї теорії будови атома Гідрогену у вигляді постулатів:

Перший постулат Бора: електрони обертаються навколо ядра, не випромінюючи енергії, тільки по певних колових (еліптичних) орбіталах, які називаються стаціонарними, або квантовими.

Другий постулат Бора: електрон може переходити з однієї стаціонарної орбіталі на іншу; при цьому поглинається (при переході у збуджений стан) або випромінюється (при повертанні у вихідний стан) квант електромагнітного

випромінювання, енергія якого дорівнює різниці енергії атома в кінцевому E_2 і вихідному E_1 станах: $E = E_2 - E_1$.

На початку XX ст. вченими (де Бройль, Е. Шредінгер, В. Гейзенберг та ін.) були розроблені основи хвильової теорії про **корпускулярно-хвильовий дуалізм** світлового випромінювання, зокрема електрона: електрон одночасно є частинкою (має масу, швидкість, спричиняє тиск) і хвилею (інтерференція, дифракція електрона). У 1925 р. В. Гейзенберг запропонував **принцип невизначеності**, згідно з яким не можна одночасно встановити точне місце перебування електрона у просторі та його швидкість, або імпульс.

Нове уявлення про електрон змусило відмовитися від прийнятої раніш моделі атома, в якій електрон рухається по певних колових (або еліптичних) орбіталях. *Електрон може перебувати в будь-якій частині простору, що оточує ядро атома, однак ймовірність його перебування в тій чи іншій його частині неоднакова.* Як модель стану електрона в атомі у квантовій механіці прийнято уявлення про **електронну хмару**, густина відповідних ділянок якої пропорційна ймовірності перебування там електрона. Максимальна електронна густина відповідає найбільшій ймовірності перебування електрона. Очевидно, чим міцніший зв'язок електрона з ядром, тим електронна хмара менша за розміром і компактніша за розподілом заряду. Простір навколо ядра, в якому найімовірніше перебування електрона, називається **орбіталлю**.

Згідно з квантово-механічною теорією, стан електрона в атомі характеризується значенням **чотирьох квантових чисел**: n – головного, l – орбітального, m_l – магнітного, s – спінового.

Головне квантове число n визначає радіус квантового рівня (середню віддаль від ядра до ділянки підвищеної електронної густини), або загальну енергію електрона на певному рівні. Головне квантове число може мати додатні цілочислові значення 1, 2, 3 і до ∞ . Найменшу енергію електрон має при $n=1$. Зі збільшенням значення n загальна енергія електрона збільшується. Стан електрона, який характеризується певним значенням головного квантового числа, називається **енергетичним рівнем електрона в атомі**. Максимальна

кількість енергетичних рівнів, яку може мати атом в основному стані, відповідає номеру періоду, в якому розміщений певний хімічний елемент.

Орбітальне (побічне) квантове число l . Основні енергетичні рівні складаються з певного числа енергетичних підрівнів. Енергію електрона на підрівні, або форми електронних орбіталей, характеризує орбітальне квантове число l , яке називають також побічним або азимутальним квантовим числом. Орбітальне квантове число може приймати значення від 0 до $n - 1$. Кожному значенню l відповідає певний підрівень, який позначається маленькими латинськими буквами:

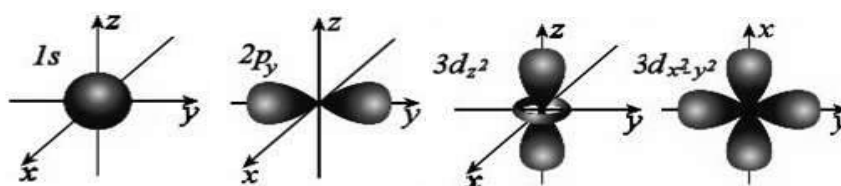
Орбітальне квантове число	0	1	2	3
Енергетичні підрівні	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>

Можлива кількість підрівнів для кожного рівня дорівнює номеру цього рівня, тобто величині головного квантового числа:

n	1	2	3	4
l	0	0; 1	0; 1; 2	0; 1; 2; 3
Позначення l	<i>s</i>	<i>s; p</i>	<i>s; p; d</i>	<i>s; p; d; f</i>

Відповідно до позначень енергетичних підрівнів електрони, які перебувають на них, називаються *s*-електронами; *p*-електронами; *d*-електронами і *f*-електронами. На першому енергетичному рівні можуть перебувати лише *s*-електрони; на другому – *s*- і *p*-електрони; на третьому – *s*-, *p*- і *d*-електрони; на четвертому – *s*-, *p*-, *d*- і *f*-електрони. Найменшу енергію мають *s*-електрони, потім *p*-, *d*- і *f*-електрони.

Відповідно до квантово-механічних розрахунків *s*-орбіталі мають форму кулі (сферичну), *p*-орбіталі – форму гантелі (об’ємної вісімки), *d*- і *f*-орбіталі – складніші форми:



Магнітне квантове число m_l . Електрон в атомі на всіх підрівнях, крім *s*-підрівня, поводить себе подібно магніту і тому характеризується, крім

орбітального, ще й магнітним моментом. Тобто електронні орбіталі у просторі мають різне розміщення одна відносно одної. Просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля характеризується третім квантовим числом m_l , яке називається **магнітним**. Магнітне квантове число може приймати цілочислові значення (додатні і від'ємні від $+l$ до $-l$). Отже, число значень m_l залежить від орбітального квантового числа і показує, скільки може бути орбіталей на певному підрівні. Схематично орбіталі зображують чотирикутником – **енергетичною** або «квантовою коміркою» \square :

l	0	1	2	3
Підрівень	s	p	d	f
m_l	0	+1; 0; -1	+2; +1; 0; -1; -2	+3; +2; +1; 0; -1; -2; -3
Кількість орбіталей	1	3	5	7
	\square	$\square\square\square$	$\square\square\square\square\square$	$\square\square\square\square\square\square\square$

Отже, s -орбіталь (сферична) може мати лише одне положення у просторі, p -орбіталь – три, d -орбіталь – п'ять і т.д. (рис. 2.2). Орбіталі з однаковою енергією називаються **виродженими**. Тому p -стан вироджений три рази, d -стан – п'ять, а f -стан – сім разів.

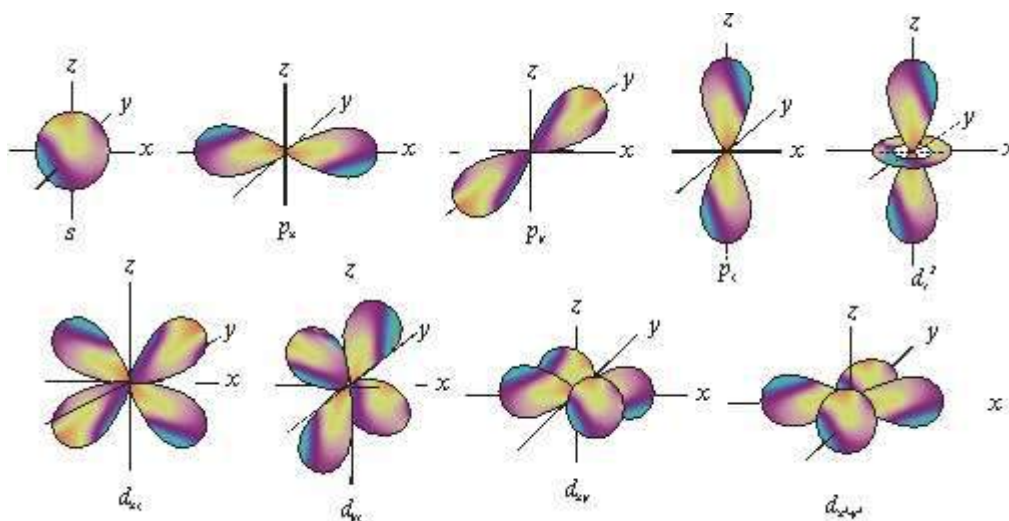
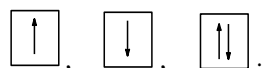


Рис. 2.2. Орієнтації s -, p - і d -орбіталей

Спінове квантове число s . Спін (від англійського *spin* – крутіння, обертання) електрона характеризує його обертання навколо своєї осі (\odot вправо та \otimes вліво), тобто власний магнітний момент електрона. Тому спінове квантове число s може мати тільки два значення $+1/2$ або $-1/2$. Графічно спін зображують протилежно напрямленими стрілками:



Спіни електронів, що спрямовані в один бік, називаються **паралельними**, а в протилежні боки – **антипаралельними**.

Будову електронних оболонок атомів відображають за допомогою електронних формул, або електронних конфігурацій. **Електронні конфігурації атомів** – це умовне зображення розподілу електронів по орбіталях на енергетичних рівнях і підрівнях. Так, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ – електронна конфігурація атома Натрію. Велика цифра вказує номер енергетичного рівня (головне квантове число n). Літери s, p, d, f означають форму орбіталі, або енергетичний підрівень (орбітальне квантове число l). Верхній індекс над літерою праворуч показує число електронів на цьому підрівні. Отже, електронна оболонка атома Натрію містить два електрона на s -підрівні першого енергетичного рівня, два електрона на s -підрівні та шість електронів на p -підрівні другого енергетичного рівня та один електрон на s -підрівні третього енергетичного рівня.

За електронною конфігурацією можна визначити: 1) число електронів, які містяться в електронній оболонці певного атома (сума верхніх індексів); 2) заряд ядра атома – порядковий номер (тобто який це елемент), бо число електронів в оболонці дорівнює заряду ядра; 3) номер періоду періодичної системи, в якому знаходиться елемент (за числом енергетичних рівнів в електронній оболонці); 4) у якій групі та підгрупі періодичної системи міститься цей елемент (за будовою останнього та передостаннього енергетичних рівнів).

Для складання електронних формул слід використовувати три правила, за якими утворюються електронні оболонки атомів.

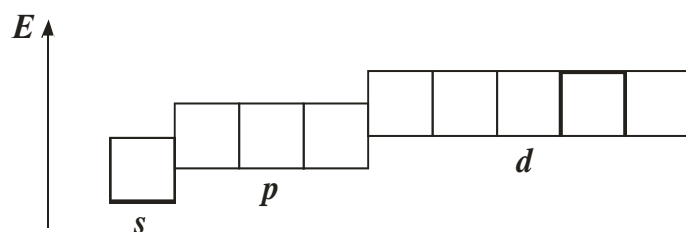
Перше правило (В. Паулі, 1925 р.) має назву **заборони Паулі, принципу виключення, або принципу Паулі**: *в атомі не може бути двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел, тобто одну орбіталь, яка характеризується певними значеннями трьох квантових чисел n, l, m_l , можуть займати електрони, які відрізняються значенням четвертого квантового числа s . Отже, на одній орбіталі можуть знаходитися не більше двох електронів, які мають антипаралельні спіни:* $\boxed{\uparrow\downarrow}$.

Оскільки на одній орбіталі максимальне число електронів дорівнює двом, то максимальне число електронів становитиме: на s -підрівні (1 орбіталь) – 2; на p -підрівні (3 орбіталі) – 6; на d -підрівні (5 орбіталей) – 10, на f -підрівні (7 орбіталей) – 14. Максимально можливе число електронів (N) на енергетичному рівні визначають за формулою: $N = 2n^2$, де n – номер рівня (головне квантове число).

Друге правило найменшого запасу енергії (правило Клечковського). Найбільш стійким є такий стан атома, в якому електрони перебувають у найнижчих енергетичних станах, тобто розміщуються на найближчих до ядра енергетичних рівнях, а енергія електрона зростає зі збільшенням суми головного та орбітального квантових чисел ($n+l$): *при збільшенні заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням $n+l$ до орбіталей з більшим значенням цієї суми. При однакових значеннях суми $n+l$ заповнення орбіталей відбувається в напрямку зростання значень головного квантового числа n .*

У багатоелектронних атомах заповнення електронами всіх енергетичних рівнів і підрівнів залежно від їхньої енергії відбувається в такій послідовності: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 5d^9 6p^6 7s^2 6d^{10} 5f^{14} 6d^9 7p^6$.

На кожному наступному енергетичному рівні енергія електронів більша, ніж на попередньому, а зв'язок з ядром відповідно менший. У межах певного енергетичного рівня енергія електронів збільшується при переході з s -орбіталі на p -орбіталь і з p -орбіталі на d -орбіталь, це можна зобразити схемою:



Третє правило найбільшого сумарного спінового числа, або правило Гунда: сумарне спінове число певного неповністю заповненого підрівня має бути максимальним. Звідси випливають такі висновки: 1) під час заповнення підрівня електрони посідають різні орбіталі доти, доки це можливо; 2) спіни поодиноких електронів, що знаходяться на різних орбіталях, паралельні.

Наприклад, якщо атом має три електрони на p -підрівні, то вони розміщуватимуться по одному на p_x , p_y , p_z -орбіталях: $\boxed{\uparrow \uparrow \uparrow}$, а четвертий, п'ятий та шостий електрони займатимуть вакантні місця на будь-якій з цих трьох орбіталей, але з антипаралельними спінами.

Алгоритм складання електронних формул:

- число електронів, які розташовуються на енергетичних рівнях атому, дорівнює заряду ядра i , відповідно, порядковому номеру елементу. Наприклад, число електронів, які розташовані на енергетичних рівнях Алюмінію дорівнює 13, адже заряд ядра i порядковий номер алюмінію 13;
- внутрішні енергетичні підрівні, які розташовані ближче до ядра, заповнюються максимально для них можливим числом електронів, а зовнішні енергетичні підрівні можуть бути незавершеними;
- зовнішній рівень, який не буде заповнений повністю, можна визначити за номером періоду. Якщо елемент розташований у 4 періоді, то підрівні 4 рівня ($4s$, $3d$, $4p$) можуть бути незавершеними. Наприклад, для Алюмінію маємо $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ($1s$, $2s$, $2p$, в даному випадку внутрішні енергетичні рівні, заповнені повністю; останній 13-ий електрон знаходиться на неповністю заповненому зовнішньому енергетичному рівні).

Валентні електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків – це електрони або тільки зовнішнього рівня, що заповнюється, або електрони зовнішнього і передзовнішнього рівня (d), якщо передзовнішній рівень

неповністю заповнений. Наприклад, у розглянутому випадку з Алюмінієм ${}_{13}\text{Al}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, валентними є електрони зовнішнього рівня $3s^2 3p^1$, оскільки передзовнішні рівні повністю заповнені. Для Феруму маємо електронну формулу ${}_{26}\text{Fe}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$, валентними будуть електрони зовнішнього підрівня $4s^2$ та передзовнішнього $3d^6$, оскільки він неповністю заповнений.

За електронною формулою валентних електронів атома даного елемента, можна визначити, до якої родини елементів (s , p , d , f) він належить. Наприклад: $4s^2 3d^5$ – це елемент 4-го періоду, 7-ої групи (2+5), d -елемент (тому що забудовується d -підрівень), Манган (Mn).

2.2. Хімічний зв'язок

Хімічний зв'язок – взаємодія двох або кількох атомів, у результаті якої утворюється хімічно стійка дво- або багатоатомна система (молекула чи кристал).

Розрізняють п'ять основних типів зв'язку (рис. 2.3): ковалентний, іонний, металевий, водневий і ван-дер-ваальсовий. Основним типом внутрішньомолекулярного хімічного зв'язку є ковалентний.

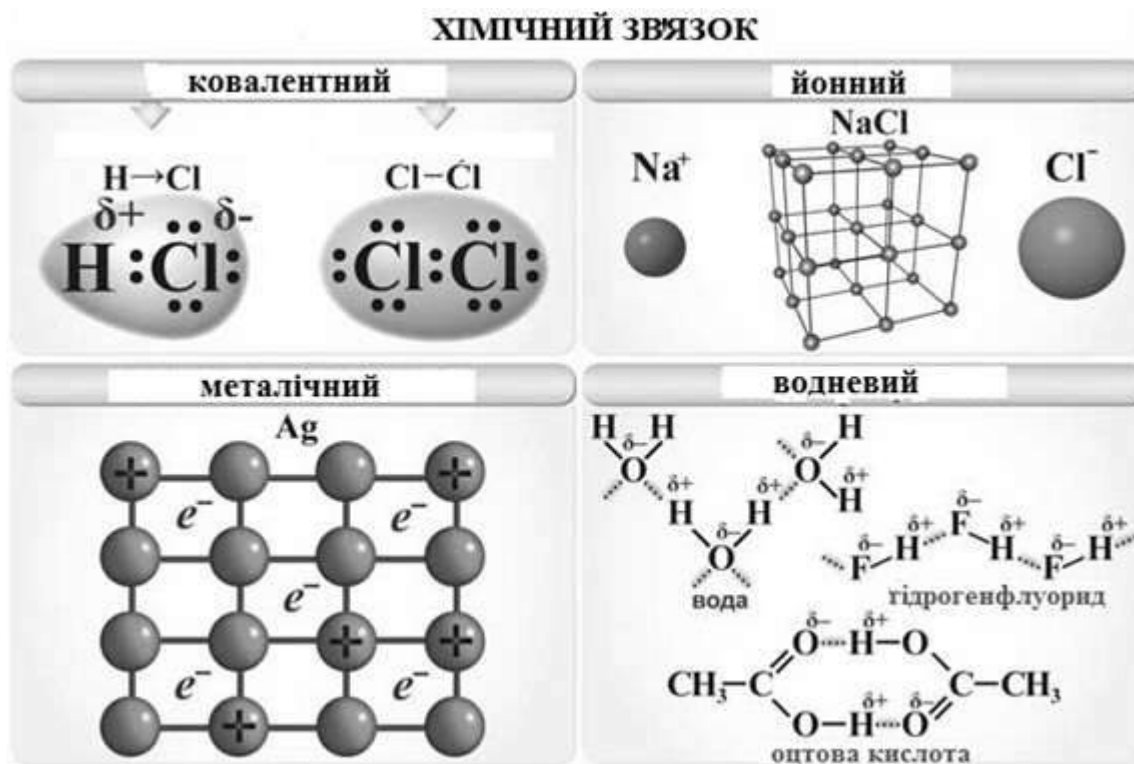


Рис. 2.3. Типи хімічних зв'язків

Ковалентний зв'язок – хімічний зв'язок між двома атомами, який здійснюється спільною парою електронів, що утворюється внаслідок перекривання електронних орбіталей взаємодіючих атомів. Ковалентний зв'язок – це міцний хімічний зв'язок, він може об'єднувати атоми не лише в молекули, але й у кристали. Найважливішими характеристиками ковалентного зв'язку є: *насичуваність* (здатність елементів утворювати певну кількість зв'язків); *напрявленість* (просторова спрямованість); *поляризованість* (здатність зв'язку перетворюватись на полярний (або більш полярний) під впливом зовнішнього електростатичного поля).

Іонний зв'язок – міцний хімічний зв'язок, що утворюється між атомами з великою різницею електронегативності (ЕН) (табл. 3 Додатка) ($\Delta EN > 1,7$ за Полінгом) в результаті зміщення електронної густини до найбільш електронегативного атома. Між іонами, що утворилися, виникає електростатичне притягання, яке називається іонним зв'язком (рис. 2.3). Повного 100 % зміщення електронної густини до атома з більшою ЕН не відбувається навіть у найбільш іонних сполуках, якими є бінарні сполуки лужних металів з галогенами. Це пояснюється, зокрема, впливом зарядів іонів, що утворилися, на електронні оболонки один одного, тобто їх взаємною поляризацією. Прикладом може бути сполука CsF , в якій за $\Delta EN = 3,3$ «ступінь іонності» складає 97 %.

На відміну від ковалентного зв'язку, характеристиками іонного зв'язку є *ненапрявленість і ненасичуваність*. А характеристикою сполук іонного типу є добра розчинність у полярних розчинниках (вода, кислоти і т. д.).

Металевий зв'язок (рис. 2.3). Відмінною характеристикою атомів металів є те, що число валентних електронів менше ніж число валентних орбіталей. У вузлах кристалічних ґраток металів знаходяться позитивні іони, а в міжвузлях – валентні електрони («електронний газ»), які здійснюють зв'язок між іонами і легко пересуваються усередині кристалу. Навіть невелике збудження призводить до міграції електронів. Цим пояснюється висока тепло- і електропровідність металів, металевий блиск, пластичність і ковкість.

Ван-дер-ваальсовий зв'язок – це найбільш універсальний вид міжмолекулярної взаємодії. Він належить до зв'язку невалентного типу, що виникає без передачі атомами електронів. Міжмолекулярні взаємодії здійснюються за допомогою кулонівських сил взаємодії між електронами та ядрами однієї молекули і ядрами та електронами іншої.

Розрізняють такі види сил міжмолекулярної взаємодії: **орієнтаційні** (диполь-дипольна між полярними молекулами), **індукційні**, або поляризаційні (дія полярної молекули на неполярну) і **дисперсійні** (проявляються під час взаємодії будь-яких атомів і молекул у результаті виникнення миттєвих мікродиполів, індукованих рухом електронів і коливанням ядер). Міжмолекулярна взаємодія не призводить до розриву або утворення нових хімічних зв'язків валентного типу. Вона зумовлює перетворення речовини із газоподібного стану в рідкий і далі в твердий.

Водневий зв'язок (Н-зв'язок) є важливим типом міжмолекулярних взаємодій (рис 2.3). Цей зв'язок виникає між молекулами, в яких атом Гідрогену зв'язаний з атомами, що мають неподілену пару електронів, а також велику електронегативність і малий радіус (*F, O, N*, рідше – *S* і *Cl*). Між такими молекулами виникають додаткові хімічні зв'язки невалентного типу, які називаються водневими. Відбуваються такі зв'язки за рахунок сил електростатичного притягання, але певний внесок має і донорно-акцепторна взаємодія. Чим більшою є ЕН елемента-партнера і меншим його розмір, тим міцнішим є водневий зв'язок. Н-зв'язок є на порядок слабкішим за ковалентний, і тому легко руйнується. У сполуках з водневими зв'язками утворюються асоціати, що призводить до зміни фізичних властивостей речовин: підвищення теплоти випаровування, температури кипіння і плавлення.

Залежно від природи атомів, які взаємодіють між собою, спільна електронна пара може однаково належати атомам, що взаємодіють між собою або зміщуються в той чи інший бік. Для оцінки здатності атома даного елемента, що утворює зв'язок, зміщувати електронну густину, користуються значенням відносної електронегативності (ЕН). Чим більше ЕН атома, тим

сильніше притягує він узагальнені електрони. Причому, спільна електронна пара зміщується до атома з більшою ЕН (табл. 3 Додатка) тим суттєвіше, чим більшою є різниця електронегативності (ΔEN) атомів, що взаємодіють. У результаті несиметричного розподілу електронної густини між атомами з різною ЕН зв'язок стає полярним. З ростом ΔEN ступінь ковалентності зв'язку зменшується і зростає ступінь іонності зв'язку.

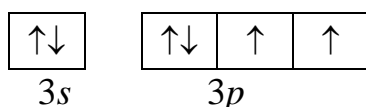
Приклади розв'язку задач

Приклад 1. Скласти електронні формули атома Сульфуру та іонів Сульфуру у ступенях окиснення 0, -2, +4, +6. Зазначити розподілення електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями.

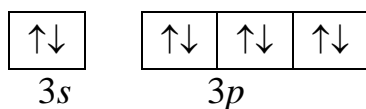
Розв'язок:

Сульфур – елемент № 16. Електронна формула атома Сульфуру, що відповідає ступеню окиснення 0, має такий вигляд: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

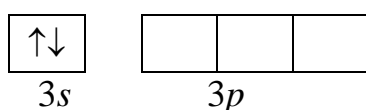
Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями:



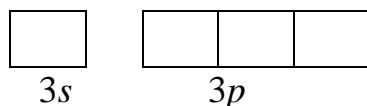
У ступені окиснення -2 атом Сульфуру має на 2 електрони більше. Ці електрони розміщуються на 3p-підрівні $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.



Переходячи в ступінь окиснення +4, атом Сульфуру віддає чотири електрони з 3p-підрівня: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^0$,



а в ступінь окиснення +6 – шість електронів із 3s і 3p підрівня $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$.



Приклад 2. Скласти електронну формулу атома, який має чотири енергетичних рівні, а на останньому з них знаходиться 6 електронів.

Розв'язок:

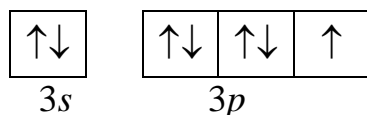
Якщо в атомі на зовнішньому рівні знаходиться 6 електронів, то це означає, що цей елемент розташований у головній підгрупі шостої групи. Оскільки в атомі чотири енергетичних рівні, то він знаходиться у четвертому періоді. Цей елемент – Селен. ${}_{34}\text{Se } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$.

Відповідь: Селен.

Приклад 3. Скільки неспарених електронів має Хлор у незбудженому стані?

Розв'язок:

Елемент Хлор знаходиться в головній підгрупі сьомої групи третього періоду. Тому валентний рівень має такий вигляд: ${}_{17}\text{Cl} \dots 3s^2 3p^5$. Розподіл електронів зовнішнього енергетичного рівня за орбіталями



У незбудженому стані атом має один неспарений електрон.

Відповідь: один неспарений електрон.

Приклад 4. Елемент А з конфігурацією зовнішнього електронного шару $2s^2 2p^4$ утворює ковалентну сполуку з Гідрогеном і елементом Б з конфігурацією зовнішнього електронного шару $2s^2 2p^2$ у його збудженому стані. Скласти електронну формулу сполуки та вказати загальну кількість електронів, які взяли участь в утворенні зв'язків.

Розв'язок:

Елемент А $2s^2 2p^4$ – Нітроген, елемент Б $2s^2 2p^2$ – Карбон. Електронна оболонка Карбону у збудженому стані – $2s^1 2p^3$. Електронна формула сполуки, яка утворилась,

Н:С N.

Відповідь: в утворенні зв'язку взяло участь 8 електронів.

Приклад 5. Указати тип зв'язку для речовини, яка утворена елементами з порядковими номерами 20 і 9.

Розв'язок:

Елемент з порядковим номером 20 – Кальцій – типовий металічний елемент, лужноземельний. Елемент з порядковим номером 9 – Флуор – типовий неметалічний елемент, галоген. При їх сполученні утворюється речовина з іонним типом зв'язку.

Приклад 6. За допомогою розрахунків різниці електронегативностей елементів визначити тип хімічного зв'язку у сполуках: Br_2 , SO_2 , $BaCl_2$, CaO .

Розв'язок

Для визначення типу хімічного зв'язку скористуватися таблицею електронегативностей (табл. 3 Додатка) та розрахувати їх різницю для кожної сполуки. Якщо $\Delta EN < 0,3$ – зв'язок ковалентний неполярний, якщо $\Delta EN \leq 1,7$ – тип зв'язку ковалентний полярний, якщо $\Delta EN \geq 1,8$ – іонний тип зв'язку.

- 1) $\Delta EN (Br_2) = 2,74 - 2,74 = 0$ – ковалентний неполярний зв'язок.
- 2) $\Delta EN (SO_2) = 3,5 - 2,6 = 0,9$ – зв'язок ковалентний полярний ($0,9 < 1,7$).
- 3) $\Delta EN (BaCl_2) = 2,8 - 0,97 = 1,86$ – іонний тип зв'язку ($1,86 > 1,8$).
- 4) $\Delta EN (CaO) = 3,5 - 1,04 = 2,46$ – іонний тип зв'язку ($2,46 > 1,8$).

Задачі для самостійного розв'язку

1. Указати тип зв'язку для речовини, які утворена елементами з порядковими номерами 12 і 17.

2. Скласти електронну конфігурацію елемента з порядковим номером 16 та аніона, який він утворює.

3. Скільки спільних ковалентних пар у кожній з таких сполук:
а) сульфур(IV) оксид; б) ксенон(IV) флуорид; в) фосфін?

4. Написати електронні формули таких іонів: Fe^{3+} , Se^{2-} , Cl , Al^{3+} .

5. Скільки протонів містить ядро елемента, електронна формула якого закінчується так: $3s^2 3p^3$?

6. Скласти електронно-графічну формулу елемента з порядковим номером 26 та усіх іонів, які він утворює.

7. Який тип хімічного зв'язку в речовинах, формули яких: N_2 , CO_2 , NH_3 ?

8. Користуючись даними таблиці відносних електронегативностей, визначити, який із наведених зв'язків є найбільш полярним: а) $Ca-H$; б) $S-H$; в) $N-H$; г) $Si-H$; д) $I-H$?

9. До якої групи і якого періоду належать елементи, формули яких закінчуються так: а) $\dots 3s^2 3p^6 4s^2$, б) $\dots 2p^6 3s^2$, в) $\dots 5d^6 6s^2$, г) $\dots 4d^6 5s^2$, д) $\dots 4s^2 4p^3$?

10. Яка різниця в кількості електронів у таких атомів та іонів: а) N та N^{3-} ; б) K та K^+ ; в) Al та Al^{3+} ?

Розділ 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ

3.1. Швидкість хімічних реакцій

Усі хімічні процеси відбуваються з різною швидкістю. Деякі реакції відбуваються миттєво (фторування органічних сполук молекулярним фтором: $CH_4 + 2F_2 = CF_4 + 4HF$), для проходження інших іноді необхідно кілька діб (реакція Зініна: $C_6H_5NO_2 + (NH_4)_2S + 2HCl = C_6H_5NH_2 + 2NH_4Cl + SO_2$).

Швидкість гомогенної реакції, що відбувається в замкненому об'ємі, визначається зміною концентрації реагентів або продуктів за одиницю часу.

Для реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$:

$$v = \pm \frac{\Delta C_i}{\Delta t_i} = -\frac{\Delta C(A)}{a\Delta t} = -\frac{\Delta C(B)}{b\Delta t} = \frac{\Delta C(C)}{c\Delta t} = \frac{\Delta C(D)}{d\Delta t}.$$

де a , b , c , d – стехіометричні коефіцієнти, $\Delta c_i = c_{i2} - c_{i1}$ – зміна концентрації компонента (A, B, C або D) за зміну часу $\Delta t = t_2 - t_1$.

Концентрації речовин зазвичай вказують у *моль/л*, а час – у секундах, тому розмірність швидкості хімічної реакції – *моль/(л·с)*.

Швидкість реакції залежить від багатьох факторів, основними з яких є природа реагентів, агрегатний стан, концентрація, температура, наявність каталізатора, тощо.

Вплив природи реагентів виявляється в тому, що за однакових умов різні речовини реагують між собою з різною швидкістю. Так, за стандартних умов

газоподібні молекулярні водень і фтор, розчини хлороводню і натрій гідроксиду реагують миттєво, а молекулярні водень і бром (або йод) – повільно.

Вплив агрегатного стану: у газовій і рідкій фазах, як правило, реакції відбуваються швидше, ніж у твердій.

Вплив концентрації. Збільшення кількості частинок реагентів в одиниці об'єму збільшує частоту зіткнень між ними, при цьому зростає площа стикання. І хоча не кожне зіткнення веде до утворення продукту, однак імовірність взаємодії зростає, тому зростає і швидкість реакції.

Для збільшення площі стикання реагенти подрібнюють або переводять у рідку або газову фазу.

Кількісно вплив концентрації на швидкість хімічної реакції описує закон **діючих мас** (К. Гульдберг і П. Вааге, 1867 р., Норвегія).

Швидкість хімічної реакції за даної температури пропорційна добутку концентрацій реагентів або продуктів реакції.

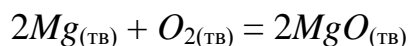
Для реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$ математично цей закон записується так:

$$v = kC_A^a C_B^b = k' C_C^c C_D^d,$$

де C_A , C_B , C_C і C_D – концентрації речовин А, В, С і D відповідно, моль/л, a , b , c і d – стехіометричні коефіцієнти; k і k' – константи швидкості – коефіцієнти, які не залежать від концентрацій, а залежать від температури і природи реагентів.

Якщо $C_A = C_B = 1$ або $C_C = C_D = 1$, то $v = k$ ($v = k'$), тобто k (k') – швидкість хімічної реакції при концентрації реагентів (продуктів) 1 моль/л. Це – фізичний зміст константи швидкості.

Описана залежність правильна для реакцій в гомогенному стані. Якщо реакція відбувається в гетерогенній системі, то її швидкість залежить від площі стикання реагентів. У вираз швидкості гетерогенної хімічної реакції не входять значення концентрацій реагентів, що перебувають у твердій фазі, але враховуються концентрації рідких і газоподібних компонентів (іноді для останніх використовують значення парціального тиску). Для реакції



вираз швидкості має вигляд $v = kC(O_2) = pO_2$, де pO_2 – парціальний тиск кисню в системі.

Вплив температури на швидкість хімічної реакції описується правилом **Вант-Гоффа**: *збільшення температури на кожні 10 °C спричиняє зростання швидкості реакції у 2 – 4 рази*:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де v_{t_1} і v_{t_2} – швидкість реакції відповідно за температури t_1 і t_2 , γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції (визначають експериментально).

Вплив температури на швидкість хімічної реакції більш докладно показав **С. Арреніус**. Він запропонував *теорію активації*, згідно з якою в реакцію вступають лише активні молекули. Активні молекули мають визначену для даної реакції енергію, яка перевищує енергію інших молекул. Цей надлишок енергії називається *енергією активації*. Між реагентами і продуктами реакції існує *проміжний стан*, який називається *активованим комплексом*. Особливістю цього стану є те, що старі зв'язки в молекулах реагенту ще не розірвались, а нові ще неповністю сформувались:



Зв'язки в активованому комплексі слабкіші, ніж у молекулах H_2 та I_2 , тому хід реакції по такому шляху реакції є енергетично вигідним. Енергія, яка витрачається на активацію молекул, повністю або частково компенсується енергією, що виділяється при утворенні продуктів реакції. Коли енергії виділяється більше, то процес є екзотермічним, коли менше – ендотермічним. У розглянутому прикладі енергія активації перевищує тепловий ефект реакції.

3.2. Каталіз і каталізатори

Багато реакцій відбувається дуже повільно або не відбувається взагалі у потрібному напрямку без наявності у реакційному середовищі невеликих кількостей певних речовин.

Речовини, які збільшують швидкість хімічних реакцій, беручи участь у проміжних стадіях, але не витрачаються на утворення продуктів реакції називаються каталізаторами.

Зміна швидкості реакції під впливом каталізатора називається *каталізом*, а реакції, що відбуваються за участю каталізаторів – *каталітичними*. Якщо реагенти і каталізатор перебувають в одній фазі, то каталіз називається *гомогенним* (прикладом є розглянута реакція розкладу калій хлорату), а якщо в різних – *гетерогенним* (синтез амоніаку NH_3 з молекулярних водню та азоту, або окиснення сульфур(IV) оксиду SO_2 киснем повітря до сульфур(VI) оксиду SO_3 у присутності V_2O_5). В останньому випадку швидкість реакції залежить і від площі стикання реагентів, оскільки реакція відбувається на поверхні каталізатора.

3.3. Необоротні та оборотні хімічні реакції. Хімічна рівновага

Всі хімічні реакції можна поділити на *оборотні та необоротні*. **Необоротні** реакції відбуваються до кінця – поки не буде повністю використаний один з реагентів **Оборотні** реакції ніколи не відбуваються до кінця, тому що жоден з реагентів не витрачається повністю в ході реакції і продукти реакції за певних умов можуть перетворюватись у реагенти.

Розглянемо два приклади. Взаємодія металічного магнію з хлоридною кислотою відбувається за схемою: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$

Якщо взяти достатню кількість кислоти, то реакція припиниться, коли розчиниться весь магній. Спроба провести зворотну реакцію шляхом пропускання водню H_2 через розчин магній хлориду $MgCl_2$ очікуваного результату не дасть. Таким чином, наведена реакція необоротна.

Під час нагрівання парів молекулярного йоду I_2 з H_2 при $200\text{ }^\circ\text{C}$ відбувається реакція:



При утворенні газової суміші із вмістом HI 80 %, ця реакція припиняється. За подальшого нагрівання цієї суміші до $350\text{ }^\circ\text{C}$ відбувається розклад

утвореного HI :

$$2HI \xrightarrow{v_2} I_2 + H_2 \quad v_2 = k_2[HI]^2$$

Коли розкладеться 80 % йодоводню, тоді реакція припиниться.

Як бачимо, кількісний склад утворених за обома реакціями газових сумішей однаковий. Вочевидь, що в даних умовах не утвориться 100 % HI за першою реакцією і не розкладеться 100 % його за другою схемою, оскільки реагенти і продукти можуть перетворюватись одні в одних. Тому ця реакція оборотна. Розглянуті процеси, що відбуваються у випадку HI , можна записати сумарною схемою:

$$H_2 + I_2 \xrightleftharpoons[v_2]{v_1} 2HI.$$

Реакція, що відбувається зліва направо, називається прямою, а справа наліво – зворотною. Для реакції $I_2 + H_2 = 2HI$ у початковий момент часу швидкість утворення HI (прямої реакції) v_1 буде максимальною, а швидкість v_2 реакції $2HI = I_2 + H_2$ (зворотної) буде нульовою, оскільки HI ще не утворився. З плином часу в реакційній системі буде зростати концентрація HI і зменшуватись кількість H_2 і I_2 , тому відповідно буде зростати швидкість v_2 і зменшуватись v_1 (рис. 3.1).

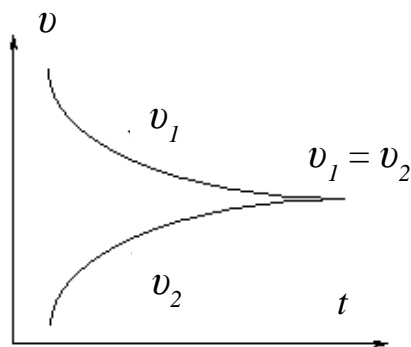


Рис. 3.1. Зміна швидкості прямої (v_1) та зворотної (v_2) реакцій у часі (t)

Коли $v_1 = v_2$ настає момент хімічної рівноваги. У стані хімічної рівноваги за певний час утворюється стільки ж молекул продуктів, скільки їх розкладається до реагентів.

Стан системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної, називається станом **хімічної рівноваги**.

Кількісно стан хімічної рівноваги характеризує константа хімічної рівноваги – відношення констант швидкості прямої k_1 і зворотної реакції k_2 .

У розглянутому прикладі оборотної реакції $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$, $v_1 = v_2$ і тому

$$k_1[H_2][I_2] = k_2[HI]^2, \quad K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}.$$

У загальному випадку для оборотної реакції $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}.$$

Константа хімічної рівноваги залежить від температури і не залежить від концентрацій компонентів реакції. Якщо відомо значення K , то можна говорити про повноту проходження тієї чи іншої реакції. **При $K > 1$ рівновага зміщена вправо** і в системі переважають продукти реакції, **при $K < 1$ рівновага зміщена вліво** і в системі переважають реагенти, а **при $K = 0$ реакція не відбувається**.

При сталих зовнішніх умовах (тиск, температура, концентрація реагентів) стан рівноваги оборотної реакції може зберігатися нескінченно довго. Насправді, при зміні хоча б одного з параметрів, швидкості прямої і зворотної реакції змінюються, і рівновага зміщується в бік того чи іншого процесу. Через певний час швидкості прямої і зворотної реакцій знову вирівнюються і встановиться новий стан хімічної рівноваги з іншими концентраціями компонентів системи. Закономірності впливу зовнішніх змін на стан хімічної рівноваги в оборотних системах вивчав фр. вчений Ле Шатель'є і в 1884 р. встановив: **Якщо на систему, що перебуває у стані динамічної рівноваги подіяти ззовні, то в системі відбуватимуться реакції, що зменшують зовнішній вплив**. Ця закономірність названа **принципом Ле Шатель'є**.

Розглянемо зміщення хімічної рівноваги за умов зміни концентрацій реагентів і продуктів, температури і тиску на прикладі оборотної реакції синтезу аміаку NH_3 з молекулярних водню H_2 та азоту N_2 :



Зміна концентрації реагентів у бік її збільшення веде до зростання швидкості прямої реакції утворення аміаку і зв'язування реагентів. Зменшення концентрації реагентів викликає проходження зворотної реакції. Аналогічно (але в протилежному напрямку) впливає зміна концентрації продуктів реакції.

Зміна температури. Пряма реакція є екзотермічна, отже зворотна – ендотермічна. При нагріванні рівновага зміщується в бік ендотермічної реакції (розклад NH_3), а при зниженні – екзотермічної (утворення NH_3).

Зміна тиску впливає на стан хімічної рівноваги реакцій, що відбуваються в газовій фазі, оскільки зумовлює зміну об'єму системи і відповідно концентрації компонентів. У розглянутому прикладі пряма реакція веде до зменшення об'єму системи (із 2 об'ємів азоту та 3 об'ємів водню утворюється 2 об'єми амоніаку) і відповідно до зменшення тиску в реакторі, а зворотна – до збільшення об'єму і тиску. Отже, при зростанні тиску хімічна рівновага зміщується у бік менших об'ємів, а при зменшенні – у бік більших. Якщо реакція відбувається у газовій фазі без зміни об'єму, то зміна тиску в системі на стан хімічної рівноваги не впливає (наприклад, для $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$).

Приклади розв'язку задач

Приклад 1. Розрахувати у скільки разів збільшиться швидкість реакції, що відбувається в газовій фазі, якщо збільшити температуру від 80 до 120 °С. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює двом.

Дано:

$$t_2 = 120 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_1 = 80 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 2$$

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = ?$$

Розв'язок:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 2^{\frac{120 - 80}{10}} = 2^4 = 16$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 16 разів.

Приклад 2. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2A + B = A_2B$, якщо концентрацію речовини А збільшити у три рази?

Дано:

$$[A]_2 = 3[A]_1$$

Розв'язок:

До зміни концентрації речовини А швидкість дорівнює

$$\frac{v_2}{v_1} = ?$$

$$v_1 = k \cdot [A]_1^2 \cdot [B]_1.$$

Після збільшення концентрації швидкість реакції дорівнює:

$$v_2 = k \cdot [A]_2^2 \cdot [B] = k \cdot (3[A]_1)^2 \cdot [B] = k \cdot 9[A]_1 \cdot [B]$$

Щоб знайти у скільки разів збільшилася швидкість реакції, поділяють v_2 на v_1 :

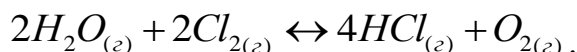
$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot 9[A]_1 \cdot [B]}{k \cdot [A]_1 \cdot [B]} = 9$$

Відповідь: швидкість реакції збільшиться у 9 разів.

Приклад 3. Написати математичний вираз для константи рівноваги гомогенної системи: $H_2O_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow HCl_{(г)} + O_{2(г)}$; $\Delta H < 0$. Користуючись принципом Ле Шательє, вказати в який бік зсунеться рівновага в системі, якщо зменшити: а) тиск; б) температуру; в) концентрації хлору.

Розв'язок:

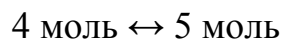
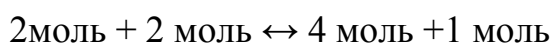
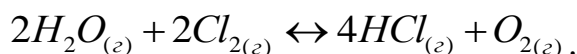
1. Розставляємо коефіцієнти в рівнянні реакції:



2. Математичний вираз для константи рівноваги цієї реакції має вигляд:

$$K = \frac{[HCl]^4 \cdot [O_2]}{[H_2O]^2 \cdot [Cl_2]^2}.$$

Всі речовини в рівнянні – гази, тому зміна тиску буде впливати на рівновагу:



За однакових умов однакова кількість молей буде займати однаковий об'єм. 5 молей газу займає більший об'єм, ніж 4 молі. Якщо зменшувати тиск, то рівновага зміститься в бік збільшення об'єму, тобто праворуч (\rightarrow).

3. Якщо $\Delta H < 0$, то реакція перебігає з виділенням тепла (екзотермічна). Якщо зменшити температуру (охолодження), то рівновага зміститься в бік перебігу прямої реакції, тобто праворуч (\rightarrow).

4. При зменшенні концентрації хлору рівновага зміститься в той бік, який призведе до збільшення його концентрації, тобто ліворуч (\leftarrow).

Приклад 4. У системі $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons COCl_{2(г)}$ рівноважні концентрації речовин становлять: $[Cl_2] = 0,3$ моль/л, $[CO] = 0,2$ моль/л і $[COCl_2] = 1,2$ моль/л. Обчислити константу рівноваги і початкові концентрації Cl_2 і CO .

Дано:

$$[Cl_2] = 0,3 \text{ моль/л}$$

$$[CO] = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$[COCl_2] = 1,2 \text{ моль/л}$$

$K - ?$

$C(Cl_2) - ?$

$C(CO) - ?$

Розв'язок:

Для рівняння $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightleftharpoons COCl_{2(г)}$ константа рівноваги дорівнює

$$K = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]} = \frac{1,2}{0,3 \cdot 0,2} = 20.$$

Оскільки за рівнянням реакції з 1 моль CO або

Cl_2 утворюється 1 моль $COCl_2$, то:

$$C(CO) = 1,2 + 0,2 = 1,4 \text{ моль/л}; C(Cl_2) = 1,2 + 0,3 = 1,5 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: $K = 20$, $C(CO) = 1,4$ моль/л, $C(Cl_2) = 1,5$ моль/л.

Приклад 5. Початкові концентрації NO і Cl_2 у гомогенній системі $2NO + Cl_2 \rightleftharpoons 2NOCl$ становлять відповідно 0,5 і 0,2 моль/л. Обчислити константу рівноваги, якщо до моменту рівноваги прореагувало 20 % NO .

Дано:

$$C(Cl_2) = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$C(NO) = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$\omega(NO)_{\text{прореаг.}} = 20 \%$$

$K - ?$

Розв'язок:

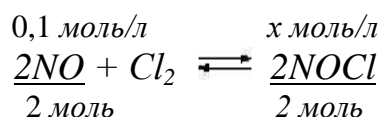
Щоб знайти константу рівноваги, необхідно спочатку знайти рівноважні концентрації речовин.

Початкова концентрація NO : 0,5 моль/л – 100 %

Прореагувало NO : x моль/л – 20 %;

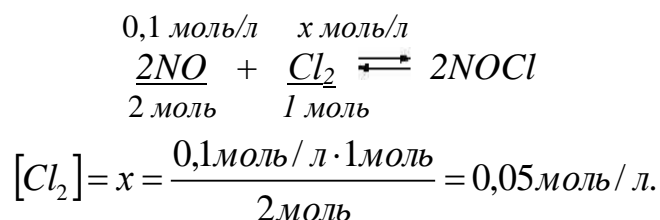
$$x = \frac{0,5 \text{ моль/л} \cdot 20\%}{100\%} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

На момент встановлення рівноваги прореагувало 0,1 моль/л NO , отже рівноважна концентрація $[NO] = 0,5 - 0,1 = 0,4$ моль/л. Знаходять концентрацію $NOCl$:



$$[NOCl] = x = \frac{0,1 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

На початку реакції концентрація Cl_2 становила 0,2 моль/л, знаходять, скільки хлору прореагувало:



Рівноважна концентрація хлору дорівнює $[Cl_2] = 0,2 - 0,05 = 0,15 \text{ моль/л.}$

Знаходять константу рівноваги:

$$K = \frac{[NOCl_2]^2}{[NO]^2 \cdot [Cl_2]} = \frac{0,1^2}{0,4^2 \cdot 0,15} = 0,42.$$

Відповідь: $K = 0,42.$

Задачі для самостійного розв'язку

1. Розрахувати у скільки разів зменшиться швидкість реакції, що відбувається в газовій фазі, якщо знизити температуру від 120 до 80 °С. Температурний коефіцієнт реакції дорівнює трьом.
2. Швидкість реакції при температурі 15 °С дорівнює $0,2 \text{ с}^{-1}$. Враховуючи, що температурний коефіцієнт швидкості цієї реакції дорівнює 2, визначити швидкість при температурі 40 °С.
3. При 100 °С реакція закінчується за 10 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції рівний 3, визначити через який час реакція завершиться, якщо її проводити при температурі 130 °С.
4. У скільки разів зміниться швидкість реакції $2A + B = A_2B$, якщо концентрація речовини A збільшиться у три рази, а концентрація речовини B зменшиться у три рази?
5. У скільки разів треба збільшити концентрацію речовини B_2 в системі $2A_{2(g)} + B_{2(g)} \leftrightarrow 2A_2B_{(g)}$, щоб при зменшенні концентрації речовини A_2 у чотири рази швидкість прямої реакції не змінилась?
6. Написати математичний вираз для константи рівноваги гомогенної системи: $CH_4 + CO_2 \leftrightarrow CO + H_2$, $\Delta H = 237 \text{ кДж}$. Як змінити температуру і тиск, щоб збільшити вихід водню?

7. Знайти константу рівноваги реакції $N_2O_{4(r)} \rightleftharpoons 2NO_{2(r)}$, якщо початкова концентрація N_2O_4 дорівнює 0,08 моль/л і до моменту рівноваги прореагувало 50 % N_2O_4 .
8. Константа рівноваги гомогенної системи $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ при певній температурі дорівнює 1. Обчислити концентрації усіх реагуючих речовин у момент рівноваги, якщо початкові концентрації CO та H_2O становлять 0,10 та 0,40 моль/л відповідно.
9. У яких з наведених систем рівновага не порушиться при зміні тиску:
 1) $CO_{2(z)} + C_{(мс)} \leftrightarrow CO_{(z)}$; 2) $SO_{2(z)} + O_{2(z)} \leftrightarrow SO_{3(z)}; \Delta H < 0$;
 3) $CO_{(z)} + O_{2(z)} \leftrightarrow CO_{2(z)}$; 4) $Fe_3O_{4(мс)} + CO_{(z)} \leftrightarrow FeO_{(мс)} + CO_{2(z)}$.
- Як змінити температуру, щоб рівновагу реакції 2) зсунути праворуч?
10. Константа рівноваги гомогенної системи $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню і аміаку відповідно дорівнюють 0,2 і 0,08 моль/л. Обчислити рівноважну концентрацію азоту.

Розділ 4. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА ТЕРМОХІМІЯ

Хімічна термодинаміка – це розділ хімії, що вивчає енергетичні ефекти, які супроводжують хімічні процеси, напрямки та межі їх самочинного перебігу. Об'єктами вивчення термодинаміки є система, яка перебуває в певному енергетичному стані та має певний фазовий склад, і термодинамічний процес.

Фаза – це гомогенна частина системи, що характеризується однаковими фізичними і хімічними властивостями та складом і відокремлюється від інших частин системи поверхнею поділу, при переході через який відбувається стрибкоподібна зміна властивостей.

Термодинамічна система – це сукупність взаємодіючих речовин, які уявно або фактично відокремлені від навколишнього середовища. Термодинамічні системи (або просто системи) прийнято класифікувати за різними ознаками.

1. За характером взаємодії з навколишнім середовищем системи бувають:
 - ізольована система, в якій відсутні енергообмін і масообмін з навколишнім середовищем. Зазвичай вважається, що абсолютно ізольованих систем у земних умовах не існує, але як приклад ізольованої системи можна навести

термос (рис. 4.1) – за умови, що спостереження за ним ведеться дуже короткий проміжок часу;

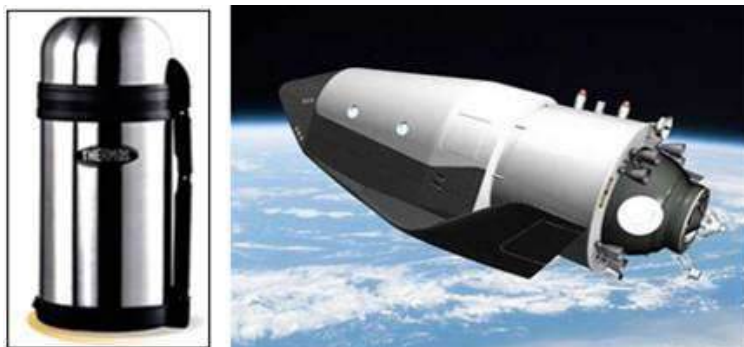


Рис. 4.1. Приклади умовно ізольованих систем

- замкнута система, що обмінюється з навколишнім середовищем лише енергією (рис. 4.2);
- відкрита система, або незамкнута, яка обмінюється з навколишнім середовищем та речовиною і енергією (рис. 4.3).



Рис.4.2. Приклади закритих систем *Рис. 4.3. Приклади відкритих систем*

2. За фазовим складом системи поділяються на такі:

- гомогенна система, що містить тільки одну фазу, наприклад суміш газів, однорідний розплав солей чи розчин (рис. 4.4);
- гетерогенна система, яка складаються з декількох фаз, відокремлених одна від одної поверхнею поділу (рис.4.5), наприклад лід і рідка вода, рідина та її пара, дві рідини, що не змішуються між собою: вода і гас.



Рис. 4.4. Приклади гомогенних систем: а) суміш газів; б) водні розчини індивідуальних солей

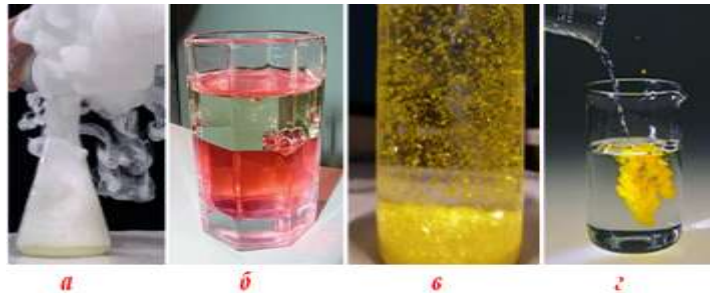


Рис. 4.5. Приклади гетерогенних систем: а) рідина-газ; б) рідина-рідина; в) газ-тверда фаза; г) рідина-тверда фаза

Стан системи описується за допомогою фізичних величин – **термодинамічних параметрів** – це певні характеристики, що мають важливі відмінні ознаки: зі зміненням їх величин відбувається зміна стану всієї системи (температура, густина, концентрація, тиск, маса, об'єм, кількість речовини).

Стан системи може бути:

- рівноважний – термодинамічні параметри однакові в усіх точках системи і не змінюються самочинно протягом часу;
- нерівноважний стан – термодинамічні параметри з часом змінюються самочинно, тобто без витрати енергії (або виконання роботи) ззовні.

Перехід системи із одного стану в інший, при якому змінюються термодинамічні параметри, – це **термодинамічний процес**. Залежно від сталості певних параметрів термодинамічні процеси поділяються на типи (рис. 4.6):

- **ізобаричні процеси**, що проходять при сталому тиску ($p = \text{const}$, $\Delta p = 0$);
- **ізохоричні процеси**, при яких об'єм системи не змінюється ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$);
- **ізотермічні процеси** – відбуваються за постійної температури ($T = \text{const}$, $\Delta T = 0$);
- **адіабатичні процеси** – теплота залишається незмінною ($Q = \text{const}$, $\Delta Q = 0$).

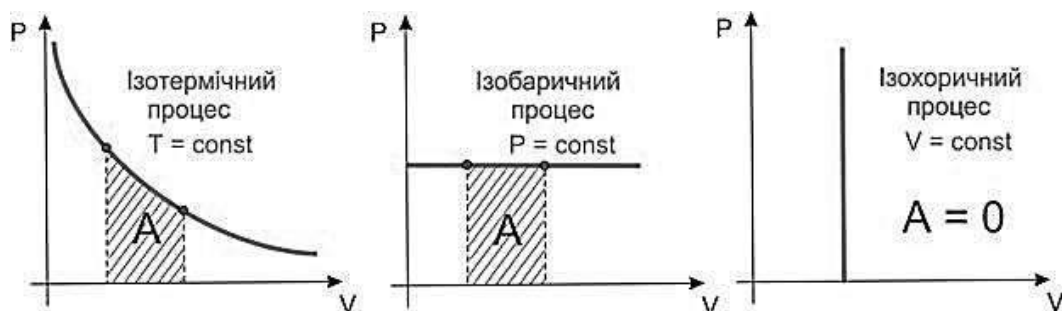


Рис.4.6. Термодинамічні процеси: ізотермічний; ізобаричний; ізохоричний

При сталості двох параметрів процес належить до *комбінованих*, наприклад, ізобарно-ізотермічний процес, якщо $p, T = \text{const}$.

Термодинамічні властивості системи виражаються за допомогою спеціальних залежностей, які називаються *функція стану*.

Найчастіше застосовуються такі характеристичні функції: *внутрішня енергія U , ентальпія H , ентропія S , енергія Гіббса G* .

4.1. Перший закон термодинаміки. Ентальпія

Внутрішня енергія U – це функція стану, яка складається з усіх видів енергії системи (енергії руху та взаємодії молекул, атомів, ядер та інших частинок), за винятком кінетичної енергії руху системи як єдиного цілого і потенціальної енергії її положення.

Внутрішня енергія залежить тільки від стану системи, тому неможливо виміряти її абсолютне значення, однак можна встановити її зміну ΔU при переході системи з одного стану в інший:

$$\Delta U = U_2 - U_1,$$

де U_2 і U_1 – відповідно внутрішня енергія у кінцевому і початковому станах. Вимірюється внутрішня енергія в *кДж/моль*.

Між термодинамічною системою та навколишнім середовищем може відбуватися обмін енергією у вигляді теплоти і роботи. Теплота Q – це енергія, що передається від одного тіла до іншого при безпосередньому контакті і залежить тільки від їх температур, але не пов'язана з перенесенням речовини.

Робота A – це енергія, що передається одним тілом іншому при їх взаємодії, не залежить від температури цих тіл і не пов'язана з передаванням теплоти. Теплота і робота вимірюються в кілоджоулях *кДж*.

Співвідношення між зміною внутрішньої енергії ΔU , теплотою Q і роботою A встановлює *перший закон термодинаміки: теплота, підведена до системи, витрачається на збільшення внутрішньої енергії системи і на її роботу над навколишнім середовищем*

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

Ентальпія – це енергія системи при сталому тиску. Вона чисельно дорівнює сумі внутрішньої енергії та потенціальної енергії ($P \cdot V$):

$$\Delta H = U + pV.$$

У термодинаміці оперують зміною ентальпії ΔH і як і ΔU відносять до одного моля речовини і вимірюють у кДж/моль . Тепловий ефект хімічної реакції, що відбувається при сталому тиску Q_p , дорівнює зменшенню ентальпії – ΔH :

$$Q_p = -\Delta H.$$

Якщо в результаті реакції ентальпія системи зменшується ($H_2 < H_1$, $\Delta H^0 < 0$), то зрозуміло, що теплота виділяється в навколишнє середовище, тобто перебігає екзотермічний процес. І навпаки, збільшення ентальпії системи ($H_2 > H_1$, $\Delta H^0 > 0$) внаслідок хімічної реакції свідчить про поглинання системою теплоти з навколишнього середовища, тобто – про ендотермічний процес (рис. 4.7).

Ентальпію хімічної реакції $\Delta H_{x.p.}$ не треба ототожнювати з теплотою Q , незважаючи на те, що їх чисельні значення можуть співпадати. Величина Q вказує на кількість теплоти, що виділилася в навколишнє середовища ($+Q$) чи поглинулася з нього ($-Q$) під час реакції за будь-яких умов і при довільній кількості речовини. На відміну від теплоти Q ентальпія ΔH_T віднесена чітко до 1 моль речовини за ізобаричних умов ($P = \text{const}$).

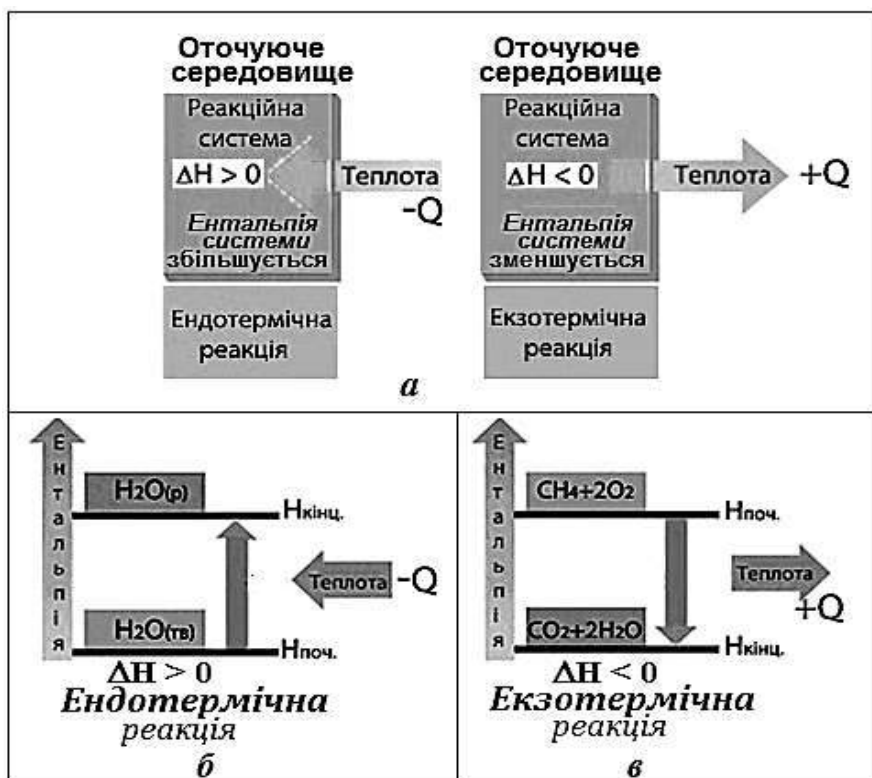
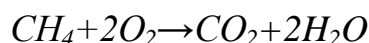
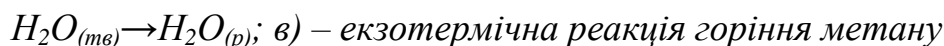


Рис.4.7. Ендо- і екзотермічні реакції:

а) – співвідношення між знаком теплоти ($\pm Q$) і знаком зміни ентальпії ($\pm \Delta H$);

б) – ендотермічний процес фазового перетворення під час танення льоду



Іншою суттєвою відмінністю є знак («+» чи «-») перед величинами Q і ΔH . Величина $\Delta H_{\text{х.р.}}$ характеризує тепловий стан реакційної системи, а Q – навколишнього середовища. Екзотермічні реакції супроводжуються виділенням теплоти, отже тепловміст у системі зменшується ($\Delta H_{\text{продуктів}} < \Delta H_{\text{реагентів}}$, $\Delta H_{\text{х.р.}} < 0$), а в навколишньому середовищі – зростає ($+Q$). А при ендотермічних реакціях спостерігається зворотна залежність: за рахунок поглинання теплоти з навколишнього середовища ентальпія системи зростає ($\Delta H_{\text{продуктів}} > \Delta H_{\text{реагентів}}$, $\Delta H < 0$), а теплота в середовищі зменшується ($-Q$).

На тепловий ефект реакції впливає декілька чинників, у тому числі:

- агрегатний (або фазовий) стан вихідних речовин і продуктів реакції;
- температура – для хімічних реакцій зміна теплового ефекту в межах температур і тисків, що мають практичне значення відносно невелике, тому

можна знехтувати залежністю ΔH від температури і вважати тепловий ефект реакції сталим, $\Delta H_T \sim \Delta H^0_{298}$;

- умови перебігу реакції – при сталому тиску чи при сталому об'ємі.

Тепловий ефект утворення 1 моля речовини із простих сполук називається **ентальпією утворення речовини**, або **теплотою утворення речовини**.

Ентальпію утворення позначають $\Delta H_{\text{утв}}$, або ΔH_f , де індекс f походить від початкової букви англійського слова *formation*. Ентальпію утворення простих речовин, стійких за умов 298 К і 10^5 Па, вважають такою, що дорівнює нулю:

$$\Delta H_{\text{утв(прості речовини)}} = 0.$$

Тепловий ефект реакції утворення речовин за стандартних умов називається **стандартною ентальпією утворення** $\Delta H^0_{\text{утв.298}}$, (або $\Delta H^0_{f,298}$).

Значення стандартних ентальпій утворення ($\Delta H^0_{f,298}$) для декількох тисяч сполук наводяться в термохімічних довідниках (табл. 4 Додатка).

Термохімія – це розділ хімічної термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій та фазових перетворень. Для термохімічних розрахунків використовують термохімічні рівняння.

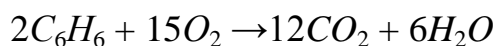
Термохімічні рівняння – це рівняння реакцій, в яких зазначені агрегатні (або фазові) стани речовин і тепловий ефект реакції, а коефіцієнти перед формулами сполук позначають не кількість молекул, а кількість речовини.

Агрегатний стан, або модифікація речовин позначається буквами: g – газоподібний, p – рідкий, t – твердий, kr – кристалічний, $p-n$ – розчинений. Якщо агрегатні стани речовин для умов реакції очевидні, наприклад O_2 , N_2 , Al_2O_3 , то їх, як правило, не вказують. Таким чином, будь-яку хімічну реакцію можна зобразити у вигляді відповідного термохімічного рівняння, наприклад утворення із простих речовин водяної пари і рідкої води:



Термохімічні рівняння складаються так само, як і звичайні хімічні рівняння, проте в них дозволяється використання дробових коефіцієнтів, щоб

теплові ефекти виражалися в *кДж/моль* переважно для однієї з вихідних або кінцевих речовин. Наприклад, хімічному рівнянню реакції



відповідає термохімічне рівняння, в якому відображається згорання 1 моля бензену, вказуються фазові стани речовин, використовуються дробові коефіцієнти та наводиться тепловий ефект:



Приклади розв'язку задач

Приклад 1. Дано термохімічне рівняння реакції горіння карбон(II) оксиду: $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g), \Delta H = -566 \text{ кДж}$. Обчислити кількість теплоти, що виділиться при спалюванні: а) 4 моль; б) 4 г; в) 4 л (н.у.) карбон(II) оксиду.

Дано:

$$v = 4 \text{ моль}$$

$$m = 4 \text{ г}$$

$$V = 4 \text{ л}$$

$$Q = ?$$

Розв'язок:

а) кількість теплоти прямо пропорційна кількості речовини реагенту, що вступає в реакцію, складають пропорцію:
при згорянні 2 моль CO виділяється 566 кДж теплоти,
при згорянні 4 моль CO – x кДж теплоти;

$$x = (4 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}) / 2 \text{ моль} = 1132 \text{ кДж}$$

б) m (2 моль CO) = 28 г/моль · 2 моль = 56 г; складають пропорцію:

при згорянні 56 г CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 г CO – y кДж теплоти;

$$y = (4 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}) / 56 \text{ г} = 40,4 \text{ кДж};$$

в) V (2 моль CO) = 22,4 л/моль · 2 моль = 44,8 л; складають пропорцію:

при згорянні 44,8 л CO виділяється 566 кДж теплоти,

при згорянні 4 л CO – z кДж теплоти;

$$z = (4 \text{ моль} \cdot 566 \text{ кДж}) / 44,8 \text{ л} = 50,5 \text{ кДж.}$$

Відповідь: а) 1132 кДж; б) 40,4 кДж; в) 50,5 кДж.

Приклад 2. За певних умов вуглець масою 120 г окиснюють до карбон(II) оксиду. При цьому виділяється 1105 кДж теплоти. Написати термохімічне рівняння реакції.

Дано:

$$m(C) = 120 \text{ г}$$

$$Q = 1105 \text{ кДж}$$

$$\Delta H - ?$$

Розв'язок:

1) записують термохімічне рівняння реакції в загальному вигляді: $2C(m) + O_2(z) = 2CO(z), \Delta H = ?;$

2) кількість речовини вуглецю у 120 г дорівнює:

$$v(C) = 120 \text{ г} : 12 \text{ г/моль} = 10 \text{ моль};$$

3) складають пропорцію:

10 моль вуглецю відповідають 1105 кДж теплоти,

2 моль вуглецю відповідають x кДж теплоти;

$$x = (2 \text{ моль} \cdot 1105 \text{ кДж}) / 10 \text{ моль} = 221 \text{ кДж}$$

Відповідь: термохімічне рівняння: $2C(m) + O_2(z) = 2CO(z), \Delta H = -221 \text{ кДж}.$

Приклад 3. Дано термохімічне рівняння горіння вуглецю: $C(m) + O_2(z) = CO_2(z), \Delta H = -394 \text{ кДж}.$ Обчислити об'єм вуглекислого газу (н.у.), що утворився під час реакції, якщо виділилося 985 кДж теплоти.

Дано:

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$Q = 985 \text{ кДж}$$

$$V(CO_2) - ?$$

Розв'язок:

1) за рівнянням реакції виділився вуглекислий газ об'ємом $V(CO_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л};$

2) складають пропорцію:

394 кДж теплоти відповідають 22,4 л $CO_2,$

985 кДж теплоти відповідають x л $CO_2;$

$$x = (22,4 \text{ л} \cdot 985 \text{ кДж}) / 394 \text{ кДж} = 56 \text{ л}$$

Відповідь: об'єм вуглекислого газу становить 56 л.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Обчислити кількість теплоти, що виділяється в результаті вибуху 8,4 л гримучого газу, взятого за нормальних умов.
2. Водяний газ – це суміш рівних об'ємів водню і карбон(II) оксиду. Обчислити кількість теплоти, що виділиться при спалюванні 112 л водяного газу, взятого за нормальних умов.
3. При взаємодії 6,3 г заліза з сіркою виділилось 11,31 кДж теплоти. Обчислити ентальпію утворення ферум(II) сульфїду.
4. При взаємодії нітроген(I) оксиду з амонїаком утворюються азот, пара води і виділяється 877,8 кДж тепла. Написати термохімічне рівняння цієї реакції, розрахувати ентальпію утворення нітроген(I) оксиду.
5. Під час взаємодії 9,18 л (н.у.) хлору з воднем, узятим у надлишку, виділилось 75 кДж теплоти. Написати термохімічне рівняння реакції. Визначити значення теплоту утворення гїдроген хлориду.
6. Теплота утворення амонїаку становить -46 кДж/моль. Скільки теплоти виділиться під час взаємодії 80 л водню (н.у.) з азотом?
7. Визначити теплоту утворення цинк оксиду, якщо відомо, що під час взаємодії 5,6 л (н.у.) кисню з цинком виділилось 175,3 кДж теплоти.
8. Під час спалювання 8,86 г алюмінію виділилось 275 кДж теплоти. Визначити теплоту утворення алюміній оксиду.
9. Термохімічне рівняння реакції утворення гїдроген йодиду:
 $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g); \Delta H^0 = 51,88$ кДж. Визначити: а) скільки теплоти поглинається під час взаємодії йоду масою 60 г з воднем; б) теплоту утворення гїдроген йодиду.
10. Визначити об'єм гїдроген сульфїду, який утворився під час взаємодії сірки та водню, якщо виділилось 108 кДж теплоти. Теплота утворення гїдроген сульфїду становить $-20,9$ кДж/моль.

4.2. Термохімічні закони

При термохімічних розрахунках треба пам'ятати *перший закон термохімії*, відомий ще під назвою *закон Лавуазьє-Лапласа* (1784 р.): «При розкладі складної сполуки на прості речовини поглинається (або виділяється) стільки теплоти, скільки її виділяється (або поглинається) при утворенні такої самої кількості складної сполуки із простих». З огляду на сучасний стан розвитку термодинаміки перший закон термохімії формулюється так: ентальпія утворення складної сполуки чисельно дорівнює ентальпії її розкладу, взятій з протилежним знаком: $\Delta H^0_{\text{утв. (складн. реч-ни)}} = -\Delta H^0_{\text{розкл. (складн. реч-ни)}}$.

Наприклад, $\Delta H^0_{\text{утв. (H}_2\text{O}_{(г)})} = -\Delta H^0_{\text{розкл. (H}_2\text{O}_{(г)})}$.

Закон Гесса, або другий закон термохімії: *тепловий ефект хімічної реакції за умов сталого тиску і сталої температури не залежить від шляху її перебігу, а залежить лише від природи і фізичного стану вихідних речовин і продуктів реакції.*

Якщо уявити, що від реагентів із початкового стану (рис. 4.8) можна перейти до продуктів реакції у кінцевий стан декількома шляхами через різні проміжні стадії, кожна з яких має власний тепловий ефект $\Delta H_1, \Delta H_2, \dots, \Delta H_8$, то відповідно до закону Гесса, тепловий ефект ΔH_1 прямого переходу від початкового стану в кінцевий пов'язаний з тепловими ефектами інших переходів рівністю: $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 = \Delta H_7 + \Delta H_8$.

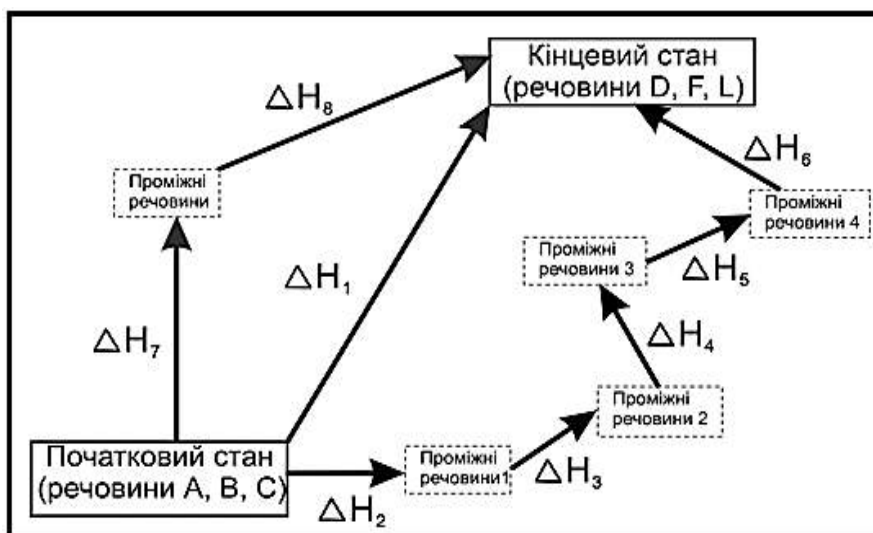
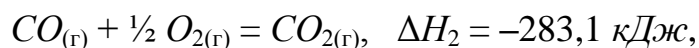
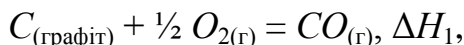


Рис. 4.8. Ілюстрація закону Гесса для умовної реакції $A+B+C=D+F+L$

Закон Гесса використовують для багатьох хімічних розрахунків, у тому числі для обчислення теплових ефектів реакцій, які технічно складно чи зовсім неможливо встановити експериментально. Наприклад, перейти від графіту і O_2 до карбон(IV) оксиду можна двома способами (рис. 4.9): або через проміжну стадію утворення CO і подальшого його доокиснення за рівняннями:



або при безпосередній взаємодії простих речовин

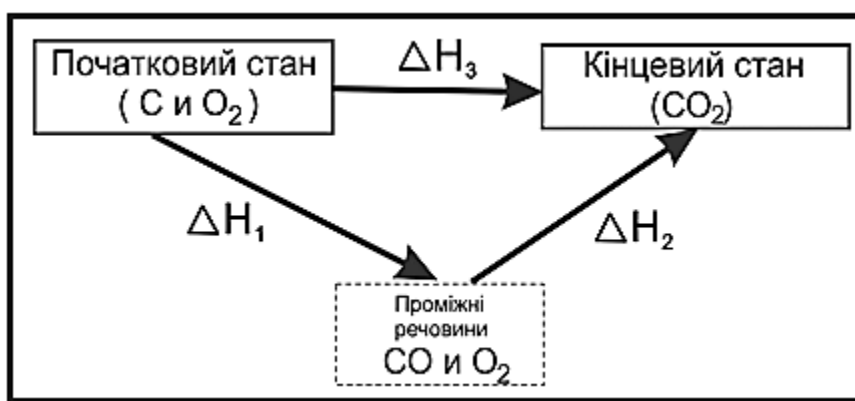
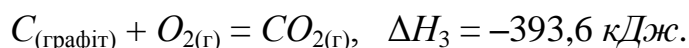


Рис. 4.9. Теплові ефекти реакцій утворення CO_2 двома способами

Згідно з законом Гесса, тепловий ефект утворення CO_2 з простих речовин дорівнює сумарному тепловому ефекту утворення CO_2 через проміжну стадію

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2.$$

У розглянутій схемі можна експериментально визначити теплові ефекти ΔH_2 і ΔH_3 , а тепловий ефект ΔH_1 , який виміряти надзвичайно складно, обчислюють так:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2 = -393,6 - (-283,1) = -110,5 \text{ кДж}.$$

Із закону Гесса випливають важливі наслідки.

Перший наслідок закону Гесса: тепловий ефект зворотної реакції дорівнює тепловому ефекту прямої реакції, взятому з протилежним знаком,

$$\Delta H_{\text{пр}} = -\Delta H_{\text{зворотн}}.$$

Закон Гесса доводить, що яким би шляхом не перебігала реакція, її тепловий ефект буде однаковим, якщо при цьому не змінюється кінцевий і вихідний стани системи.

Другий наслідок закону Гесса: ентальпія хімічної реакції дорівнює сумі ентальпій утворення продуктів реакції за винятком суми ентальпій утворення вихідних речовин з урахуванням відповідних стехіометричних коефіцієнтів.

Другий наслідок закону Гесса дає можливість розрахувати ентальпію хімічної реакції: $\Delta H^0_{298}(x.p.) = \Sigma \Delta H^0_{298}(\text{продуктів реакції}) - \Sigma \Delta H^0_{298}(\text{вихідних речовин})$.

На основі закону Гесса може бути розрахована ентальпія утворення будь-якої речовини, якщо відомі ентальпії утворення всіх інших речовин і ентальпія хімічної реакції.

Приклади розв'язку типових задач

Для успішного розв'язку задач із використанням закону Гесса можна дещо спростити процес розрахунків, застосувавши електронні таблиці Excel, які суттєво допоможуть вам автоматизувати процес, наприклад:

	a	A	b	B	c	C	d	D	H, S, G
1	a A + b B = c C + d D								
2	де A, B, C, D - речовини								
3	a, b, c, d - коефіцієнти								
4									
5	a	A	b	B	c	C	d	D	H, S, G
6	4	192,5	5	205,03	4	210,2	6	188,72	=(E6*F6+G6*H6)-(A6*B6+C6*D6)
7	1	-277,67	3	0	2	-393,51	3	-285,84	-1366,87
8	1	-1014,2	1	-137,27	3	-244,3	1	-394,38	24,19
9	1	146,4	1	197,91	3	54	1	213,65	31,34
10	1	197,91	2	130,59	1	126,8	1	0	-332,29
11									

Приклад 1. Реакція горіння етилового спирту виражається термохімічним рівнянням: $C_2H_5OH(рід) + 3O_2(г) \rightarrow 2CO_2(г) + 3H_2O(рід)$. Обчислити тепловий ефект реакції $\Delta H_{x.p.}$, якщо відомі ентальпії утворення речовин:

$\Delta H^0_{утв}(H_2O(рід)) = -285,84$ кДж/моль; $\Delta H^0_{утв}(CO_2(г)) = -393,51$ кДж/моль;

$\Delta H^0_{утв}(C_2H_5OH(рід)) = -277,67$ кДж/моль.

Розв'язок:

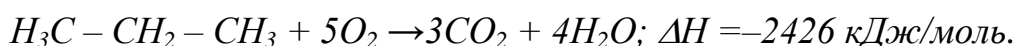
Для розрахунку ентальпії застосовують закон Гесса:

$$\Delta H^0(x.p.) = \Sigma H^0(\text{продуктів}) - \Sigma H^0(\text{вих. речовин})$$

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = (2 \cdot \Delta H_{\text{утв}}^0 (\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H_{\text{утв}}^0 (\text{H}_2\text{O}(\text{рід})) - (\Delta H_{\text{утв}}^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{рід})) + 3\Delta H_{\text{утв}}^0 (\text{O}_2(\text{г}))) = (2 \cdot (-393,51) + 3 \cdot (-285,84) - (-277,67 + 3 \cdot 0)) = (-787,02 + (-857,52)) - (-277,67) = (-1644,54) - (-277,67) = -1366,87 \text{ кДж/моль}$$

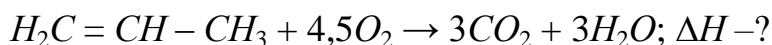
Відповідь : ентальпія хімічної реакції складає $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -1369,87 \text{ кДж/моль}$

Приклад 2. Розрахувати стандартну ентальпію реакції згорання пропену, користуючись реакціями:



Розв'язок:

1) записують термохімічну реакцію для процесу:



Для цього потрібно оперувати з першими двома реакціями як із алгебраїчними, маючи на увазі закон Гесса. При їхньому додаванні виходить нове рівняння: $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

$$\Delta H = -124 + (-2426) = -2550 \text{ кДж/моль}.$$

2) якщо у розв'язку використати термохімічне рівняння утворення води із простих речовин $\text{H}_2 + 0,5\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}; \Delta H = -286 \text{ кДж/моль}$ і відняти його від суми перших двох, то отримують відповідь:



$$\Delta H = -2550 - (-286) = -2264 \text{ кДж/моль}$$

Відповідь: ентальпія реакції згорання пропену складає -2264 кДж/моль .

Приклад 3. Розрахувати тепловий ефект реакції горіння бензолу, вказати тип (ендо- чи екзотермічна) реакції: $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})} + 7,5\text{O}_{2(\text{г})} = 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 6\text{CO}_{2(\text{г})}; \Delta H = ?$

Стандартні ентальпії утворення речовин:

$$\Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}) = 82,9 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{O}_{2(\text{г})}) = 0 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}) = -241,8 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{CO}_{2(\text{г})}) = -393,5 \text{ кДж/моль}.$$

$$\Delta H = H_2 - H_1 = \sum \Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{прод. реак.}) - \sum \Delta H_{298\text{утв.}}^0 (\text{вих. реч.})$$

Тоді, згідно з рівнянням тепловий ефект реакції дорівнюватиме:

$$\Delta H = [3\Delta H_{298, \text{утв.}}^0 (H_2O) + 6\Delta H_{298, \text{утв.}}^0 (CO_2)] - [\Delta H_{298, \text{утв.}}^0 (C_6H_6) + 7,5\Delta H_{298, \text{утв.}}^0 (O_2)] =$$

$$= [3 \cdot (-241,8) + 6 \cdot (-393,5)] - [82,9 + 7,5 \cdot 0] = -725,9 - 2361 - 82,9 = -3169,8 \text{ кДж}.$$

Відповідь: реакція горіння бензолу відбувається з виділенням 3169,8 кДж тепла ($\Delta H < 0$), тобто є екзотермічною.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Виходячи із теплового ефекту реакції $3CaO_{(к)} + P_2O_{5(к)} = Ca_3(PO_4)_{2(к)}$; $\Delta H^0_{х.р} = -739 \text{ кДж}$, обчислити ΔH^0_{298} утворення кальцій ортофосфату.

2. При взаємодії газоподібних сірководню та вуглекислого газу утворюються пара води та сірковуглецю. Написати термохімічне рівняння.

3. Виходячи з рівняння реакції, обчислити стандартну ентальпію утворення метилового спирту: $CH_3OH_{(р)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + H_2O_{(р)}$; $\Delta H = -726,5 \text{ кДж}$.

4. Визначити стандартну ентальпію утворення фосфіну, виходячи з рівняння реакції: $PH_{3(г)} + O_{2(г)} \rightarrow P_2O_{5(к)} + H_2O_{(р)}$; $\Delta H = -2360 \text{ кДж}$.

5. При відновленні 12,7 г купрум(II) оксиду вуглецем (з утворенням карбон(II) оксиду) поглинається 8,24 кДж. Визначити стандартну ентальпію утворення купрум(II) оксиду.

6. Порівняти теплові ефекти реакцій відновлення ферум(III) оксиду різними відновниками за стандартних умов:

а) $Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} \rightarrow 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г)}$; б) $Fe_2O_{3(к)} + 3C_{(графіт)} \rightarrow 2Fe_{(к)} + 3CO_{(г)}$;

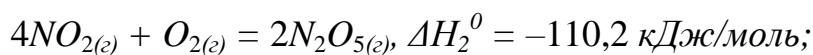
в) $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} \rightarrow 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$ Який процес енергетично вигідніший?

7. Розрахувати ΔH^0_{298} хімічної реакції $Na_2O_{(к)} + H_2O_{(р)} \rightarrow 2NaOH_{(к)}$ за значенням стандартної теплоти утворення речовин (табл. 4 Додатка). Указати тип реакції (екзо- або ендотермічна).

8. Під час згоряння 2 л метану виділилося 78,8 кДж теплоти. Визначити стандартну ентальпію утворення метану.

9. Користуючись довідниковими даними (табл. 4 Додатка), розрахуйте ентальпію реакції: $3Cu_{(к)} + 8HNO_{3(р)} = 3Cu(NO_3)_{2(р)} + 2NO_{(г)} + 4H_2O_{(р)}$ при 298 К.

10. Розрахувати ентальпію утворення $N_2O_{5(g)}$ при $T=298\text{ K}$, користуючись такими даними: $NO_{(g)} + O_{2(g)} = 2NO_{2(g)}$, $\Delta H_1^0 = -114,2\text{ кДж/моль}$;



4.3. Ентропія. Другий і третій закони термодинаміки

Для оцінювання можливості чи неможливості самочинного перебігу реакції умова $\Delta H < 0$ не може бути вичерпним критерієм, оскільки поряд зі самочинними екзотермічними процесами відома достатня кількість і самочинних ендотермічних процесів, для яких $\Delta H > 0$ (наприклад, розчинення NH_4NO_3 і KCl у воді), і навпаки, деякі екзотермічні реакції за стандартних умов не відбуваються, наприклад синтез амоніаку NH_3 .

Уявімо простий дослід (рис. 4.10). Якщо через отвір сполучити дві посудини – з бурим газом NO_2 і безбарвним азотом N_2 , що перебувають за однакових умов (температура, тиск), то через деякий час забарвлення в обох посудинах вирівнюється. Оскільки між газами NO_2 і N_2 не відбувається взаємодії (зв'язки не руйнуються і не утворюються), то тепловий ефект відсутній, $\Delta H = 0$. З цього випливає, що ентальпійний фактор не може вважатися рушійною силою такого процесу.

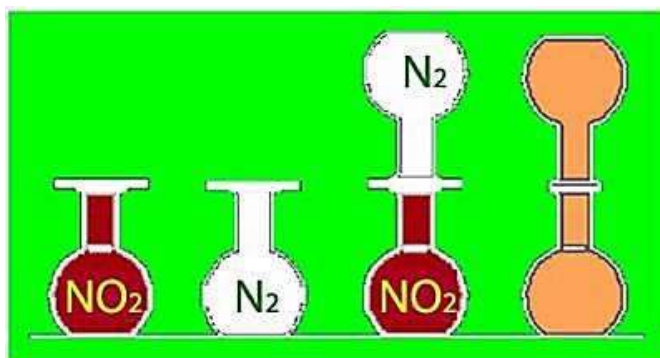


Рис. 4.10. Самочинне змішування бурого газу NO_2 і безбарвного азоту N_2

Очевидно, що крім ентальпійного фактора, існує й інша рушійна сила самочинного перебігу процесів. Виявилось, що такою рушійною силою є здатність частинок (молекул, іонів, атомів) до хаотичного руху, внаслідок якого

система набуває *найбільш імовірного стану* і переходить із більш упорядкованого стану (індивідуальні гази) у менш упорядкований (суміш газів). Імовірність зворотного переходу в упорядкований стан, коли суміш газів самочинно розподіляється на індивідуальні гази, практично дорівнює нулю, тому що такий процес потребує затрати енергії ззовні.

Описаний дослід (рис. 4.10) є спрощеною ілюстрацією до загального закону природи, згідно з яким *статистичні системи* (тобто такі, що складаються з величезної кількості частинок) завжди прагнуть досягти найбільш неупорядкованого стану. Для оцінки ступеня неупорядкованості системи введено термодинамічну функцію стану системи – ентропію.

Ентропія S – це термодинамічна функція, яка є мірою неупорядкованості і характеризує відносну імовірність стану системи. Основною властивістю ентропії є її ріст у будь-якій замкнутій системі, що змінює свій стан у напрямку рівноваги, якій притаманні максимальна неупорядкованість частинок і найбільші значення ентропії. *Ентропія речовини у стандартному стані називається стандартною ентропією S^0_{298}* . Нагадаємо, що *стандартні умови* – це: температура $T^0 = 298\text{ K}$ (або $t = 25^\circ\text{C}$) і тиск $P^0 = 101325\text{ Па}$.

На відміну від інших термодинамічних функцій можна визначити не тільки зміну ентропії ΔS , але й її абсолютні значення. Це впливає із сформульованого **Планком** (1911 р.) постулату, більше відомого як **третій закон термодинаміки**: *при абсолютному нулі (0 K) ентропія ідеального кристалу дорівнює нулю*. У міру віддалення від абсолютного нуля при підвищенні температури зростають енергія та швидкість руху частинок, збільшується кількість мікростанів, тому підвищуються термодинамічна імовірність і, відповідно, ентропія. При переході речовини із одного агрегатного стану в інший різко змінюється неупорядкованість системи, тому ентропія змінюється стрибкоподібно $\Delta S(\text{плавл}) < \Delta S(\text{кип})$.

На величину ентропії речовин впливають різні фактори:

- *агрегатний стан* – ентропія зростає при переході із твердого стану в рідкий, і особливо, у газоподібний;

- *молекулярна маса* – ентропія збільшується зі зростанням молекулярної маси в ряді близьких за властивостями речовин, наприклад, для атомарного і молекулярного кисню та озону: $S^0_{298}(O)=161 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$; $S^0_{298}(O_2)=205 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$; $S^0_{298}(O_3) = 239 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}$;
- *будова твердого тіла* – ентропія речовини з більш упорядкованою кристалічною граткою нижча за ентропію тієї самої речовини з менш упорядкованою кристалічною структурою, а ентропія речовини в аморфному стані вища, ніж ентропія цієї речовини у кристалічному стані;
- *ізотопний склад*, наприклад для важкої і звичайної води: $S^0_{298}(D_2O) > S^0_{298}(H_2O)$;
- *будова молекул*: ентропія ізомерів нормальної будови менше, ніж розгалужених, наприклад: $S^0_{298}(\text{ізобутану}) > S^0_{298}(\text{н-бутану})$.

Як і для будь-якої термодинамічної функції, зміна ентропії ΔS не залежить від шляху переходу системи з початкового в кінцевий стан, отже *зміна ентропії ΔS під час перебігу хімічної реакції дорівнює сумі ентропій продуктів реакції за винятком суми ентропій вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів*: $\Delta S(x.p.) = \Sigma S(\text{продуктів}) - \Sigma S(\text{вих. речовин})$.

Оскільки ентропія речовини в газоподібному стані істотно вища, ніж у рідкому і твердому станах, то ентропія реакції додатна $\Delta S > 0$, якщо внаслідок процесу збільшується кількість молей газу.

З поняттям «ентропія» пов'язаний **другий закон термодинаміки**. Для систем, в яких відсутні енергообмін і масообмін з навколишнім середовищем, він формулюється так: *в ізольованих системах самочинно перебігають тільки ті процеси, що супроводжуються зростанням ентропії*.

На відміну від першого закону термодинаміки другий закон не є абсолютним законом природи, він має *статистичний характер*, тобто поширюється лише на системи, які складаються з великої кількості частинок.

Хімічні реакції, які в більшості випадків відбуваються в неізольованих системах, не підлягають другому закону термодинаміки. Під час перебігу хімічних реакцій система обмінюється енергією з навколишнім середовищем,

тобто вона не є ізольованою. При цьому, як правило, змінюються і ентропія, і ентальпія. Отже, в хімічних реакціях виявляються дві тенденції. Перша пов'язана з прагненням системи до утворення міцних зв'язків між частинками і виникненням більш складних сполук, що супроводжується зниженням внутрішньої енергії системи. За ізобарно-ізотермічних умов цю тенденцію описує ентальпійний фактор, який виражається через ΔH (кДж/моль). Друга тенденція виявляється у прагненні до роз'єднання частинок, до безладу і зростання ентропії. Це ентропійний фактор, який кількісно виражається добутком абсолютної температури на ентропію $T\Delta S$ (кДж/моль).

4.4. Напрямок перебігу хімічних реакцій. Енергія Гіббса

Самочинні процеси – це такі зміни в системі, що відбуваються без підведення енергії ззовні (тобто без здійснення роботи над системою).

Як приклади самочинних фізичних процесів можна навести передавання теплоти від нагрітого тіла холодному (рис. 4.11,а), здатність молекул газу займати весь об'єм посудини (рис. 4.11,б), а приклади хімічних реакцій – утворення іржі на металах, розчинення солі у воді тощо.

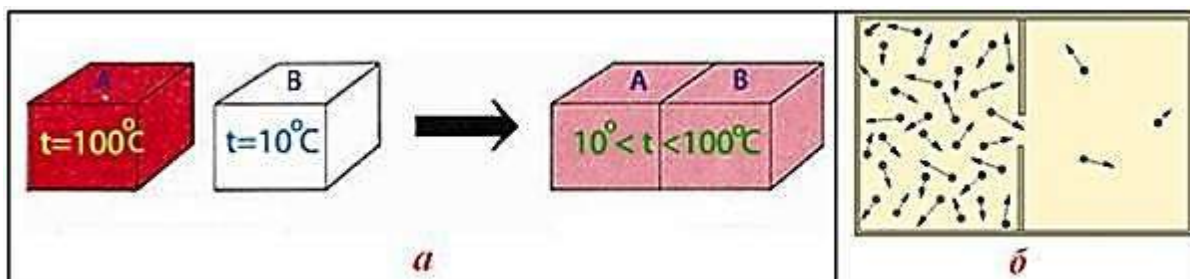


Рис. 4.11. Самочинні фізичні процеси: а) передача теплоти від нагрітого тіла холодному і вирівнювання температури при контакті обох тіл; б) самочинне розповсюдження молекул газу по всьому об'єму посудини

Рушійними силами самочинного перебігу процесів є два фактори:

- прагнення системи до мінімуму енергії;
- прагнення до досягнення найбільш імовірного за даних умов стану.

Перший чинник, який отримав назву *ентальпійний фактор*, виявляється у зміні ентальпії. Під час будь-якої хімічної реакції відбувається розрив зв'язків у молекулах вихідних реагентів, який потребує витрати енергії, і одночасно –

утворення нових зв'язків у молекулах продуктів реакції, яке, навпаки, супроводжується виділенням енергії. Зрозуміло, що з більшою імовірністю самочинно процес буде перебігати в тому випадку, коли витрата енергії на руйнування зв'язків компенсується виграшем енергії при їх утворенні, іншими словами, якщо енергії виділяється більше, ніж витрачається. Бертло (1867р.) сформулював свою гіпотезу (**принцип Бертло**): *самочинно перебігають лише ті процеси, що супроводжуються виділенням теплоти.*

Ентальпійний і ентропійний фактори, що відображають дві протилежні тенденції, не можуть бути вичерпним критерієм самочинного перебігу процесів. Для ізобарно-ізотермічних процесів їх об'єднує функція, яка називається **енергія Гіббса** ΔG (кДж/моль) і дорівнює:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S, \text{ або } \Delta H = \Delta G + T\Delta S.$$

Із останньої формули видно, що ентальпія хімічної реакції містить дві частини. Перший член рівняння ΔG дорівнює *максимальній роботі* A_p^{\max} , яку може виконати система при рівноважному проведенні процесу за ізобарно-ізотермічних умов. Інакше кажучи, **енергія Гіббса** – це частина енергетичного ефекту хімічної реакції, яку можна перетворити в роботу:

$$-\Delta G = A_p(\max),$$

знак мінус позначає, що *система здатна виконати роботу над навколишнім середовищем тільки за рахунок зменшення енергії Гіббса внаслідок реакції.* Оскільки енергію Гіббса можна перетворити на роботу, то її іноді називають **вільна енергія**. Другий член рівняння – ентропійний фактор – це частина енергетичного ефекту, яку неможливо перетворити на роботу. Ця частина розсіюється в навколишнє середовище у вигляді теплоти, тому ентропійний фактор $T\Delta S$ – це **зв'язана енергія**.

Енергія Гіббса ΔG є критерієм самочинного перебігу хімічної реакції, тому знак перед чисельним значенням ΔG («+» чи «-») дозволяє зробити висновок про принципову можливість чи неможливість самочинного перебігу реакції. Зменшення енергії Гіббса $\Delta G < 0$ свідчить про те, що самочинний перебіг реакції у прямому напрямку за даних умов є принципово можливим. Збільшення енергії

Гіббса $\Delta G > 0$ є ознакою *неможливості* самочинного перебігу прямої реакції за даних умов. Якщо енергія Гіббса не змінюється $\Delta G = 0$, то можливий самочинний перебіг реакції як у прямому, так і зворотному напрямках, тобто система перебуває у *стані рівноваги*.

У стані рівноваги енергія Гіббса не змінюється, тому $\Delta G = 0$. З іншого боку енергія Гіббса визначається рівнянням $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Порівнюючи обидва рівняння, неважко визначити температуру $T_{\text{рівн}}$, при якій настає стан рівноваги: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$, тому $\Delta H = T\Delta S$, звідки температура, при якій в системі настає рівновага:

$$T_{(\text{рівн})} = \Delta H / \Delta S.$$

На основі даного рівняння можна розрахувати температуру, вище якої знак енергії Гіббса змінюється на протилежний і, як наслідок, відбувається змінення напрямку перебігу реакції з прямого на зворотний.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. За якої температури почнеться відновлення Fe_3O_4 , що відбувається за рівнянням: $Fe_3O_4(кр) + CO(г) \rightarrow 3FeO(кр) + CO_2(г)$? $\Delta H_{x.p.} = 34,55$ кДж/моль;

$$S^0(FeO(кр)) = 54,0 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \quad S^0(Fe_3O_4(кр)) = 146,4 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К};$$

$$S^0(CO_2(г)) = 213,65 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}; \quad S^0(CO(г)) = 197,91 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}.$$

Розв'язок:

1. Скористатися законом Гесса для знаходження ентропії:

$$\Delta S^0(\text{х.р.}) = \Sigma S^0(\text{продуктів}) - \Sigma S^0(\text{вих. речовин});$$

$$\Delta S^0(\text{х.р.}) = (3 \cdot 54 + 213,65) - (146,4 + 197,91) = 375,65 - 344,31 =$$

$$= 31,34 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К} = 0,03134 \text{ кДж/моль}\cdot\text{К}.$$

2. Рівновага встановиться за умови $\Delta G = 0$, тобто $\Delta H = T\Delta S$; звідси:

$$T = \frac{\Delta H}{\Delta S} = \frac{34,55 \text{ кДж/моль}}{0,03134 \text{ кДж/моль}\cdot\text{К}} = 1102 \text{ К}$$

Відповідь: рівновага встановиться при температурі 1102 К.

Приклад 2. Відновлення Fe_2O_3 воднем відбувається за рівнянням реакції

$Fe_2O_3(кр.) + 3H_2(г.) = 2Fe(кр.) + 3H_2O(г.)$. Чи можлива реакція за стандартних умов? При якій температурі почнеться відновлення Fe_2O_3 ?

$$\Delta H^0(H_2O) = -241,84 \text{ кДж/моль}, \quad \Delta H^0(Fe_2O_3) = -822,2 \text{ кДж/моль},$$

$$S^0(Fe) = 27,15 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}, \quad S^0(H_2O) = 188,74 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)},$$

$$S^0(Fe_2O_3) = -89,96 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}, \quad S^0(H_2) = 130,6 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}.$$

Розв'язок:

1. Знайдемо $\Delta G^0_{\text{реак}}$, визначивши попередньо її ΔH^0 і ΔS^0 :

$$\Delta H^0_{\text{реак}} = 2\Delta H^0(Fe) + 3\Delta H^0(H_2O) - \Delta H^0(Fe_2O_3) - 3\Delta H^0(H_2) = 3 \cdot (-241,84) - (-822,2) = 96,8 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta S^0_{\text{реак}} = 2S^0(Fe) + 3S^0(H_2O) - S^0(Fe_2O_3) - 3S^0(H_2) = 2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 188,74 - 89,96 - 3 \cdot 130,6 = 138,76 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K} = 0,1387 \text{ кДж/моль}\cdot\text{K}$$

$$\Delta G^0_{\text{реак}} = \Delta H - T\Delta S = 96,8 \text{ кДж} - 298 \text{ K} \cdot 0,1387 \text{ кДж/К} = 55,47 \text{ кДж}$$

$\Delta G^0_{\text{реак}} > 0$, тому реакція при $T = 298 \text{ K}$ неможлива.

2. Визначити температуру, при якій $\Delta G^0_{\text{реак}} = 0$, тобто коли система виходить із стану рівноваги і процес починається:

$$\Delta H^0_{\text{реак}} - T\Delta S^0_{\text{реак}} = 0, \text{ звідки } \Delta H^0_{\text{реак}} = T\Delta S^0_{\text{реак}}.$$

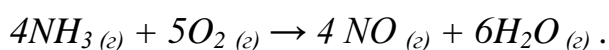
Вважаємо, що ΔH і ΔS не залежать від температури. Тоді

$$T = \Delta H^0_{\text{реак}} / \Delta S^0_{\text{реак}} = 96,8 \text{ кДж} : 0,1387 \text{ кДж/К} = 697,9 \text{ K}.$$

Отже, відновлення Ферум(III) оксиду починається при $T = 697,9 \text{ K}$.

Відповідь: реакція при 298 K неможлива і почнеться при $697,9 \text{ K}$.

Приклад 3. Виходячи зі стандартних ентропій речовин, обчислити зміну ентропії хімічної реакції ($\Delta S^0_{\text{x.p.}}$), що перебігає за рівнянням:



$$S^0(NH_3(г)) = 192,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}; S^0(O_2(г)) = 205,03 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}; S^0(NO(г)) = 210,2 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}; S^0(H_2O(г)) = 188,72 \text{ Дж/моль}\cdot\text{K}.$$

Розв'язок:

Оскільки ентропія є функцією стану, слід скористатися законом Гесса:

$$\Delta S^0(\text{x.p.}) = \Sigma S^0(\text{продуктів}) - \Sigma S^0(\text{вих.речовин})$$

$$\Delta S_{x.p}^0 = (4 \cdot S^0(NO_{(r)}) + 6 \cdot S^0(H_2O_{(r)}) - (4 \cdot S^0(NH_3_{(r)}) + 5 \cdot S^0(O_2_{(r)}))$$

$$= (4 \cdot 210,2 + 6 \cdot 188,72) - (4 \cdot 192,5 + 5 \cdot 205,03) =$$

$$= (840,8 + 1132,32) - (770 + 1025,15) = 1973,12 - 1795,15 = 177,97 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Відповідь: ентропія хімічної реакції дорівнює 177,97 Дж/моль·К.

Задачі для самостійного розв'язку

1. За якої температури настає рівновага в системі: $4HCl_{(r)} + O_{2(r)} \rightarrow 2H_2O_{(r)} + 2Cl_{2(r)}$; $\Delta H^0_{x.p.} = 114,4 \text{ кДж}$?

2. Відновлення Fe_3O_4 карбон(II) оксидом відбувається за рівнянням: $Fe_3O_{4(к)} + CO_{(r)} = 3FeO_{(к)} + CO_{2(r)}$. Обчислити ΔG^0 і зробити висновок про самодовільний перебіг цієї реакції за стандартних умов. Чому дорівнює ΔS^0 у цьому процесі?

3. За якої температури настає рівновага у системі: $CH_{4(r)} + CO_{2(r)} = 2CO_{(r)} + 2H_{2(r)}$; $\Delta H^0_{x.p.} = 247,37 \text{ кДж}$?

4. Які із карбонатів, $BeCO_3$ чи $BaCO_3$, можна добути взаємодією відповідних оксидів з CO_2 ? Зробити висновок, обчисливши ΔG^0_{298} реакцій.

5. Пряма чи зворотна реакція відбуватиметься за стандартних умов у системі: $2NO_{(r)} + O_{2(r)} = 2NO_{2(r)}$? Відповідь аргументувати, обчисливши ΔG^0_{298} прямої реакції.

6. Які із вказаних оксидів можна відновити алюмінієм за 298K: CaO , FeO , Cr_2O_3 ? Обчислити $\Delta G^0_{x.p.}$ і зробити висновок.

7. Яка з двох реакцій за стандартних умов відбувається самовільно:
а) $2Fe_{(m)} + Al_2O_{3(m)} \rightarrow 2Al_{(m)} + Fe_2O_{3(m)}$; б) $2Al_{(m)} + Fe_2O_{3(m)} \rightarrow 2Fe_{(m)} + Al_2O_{3(m)}$.

8. Яка з наведених реакцій самовільно відбувається за стандартних умов: а) $Cl_{2(г)} + HI_{(г)} \rightarrow I_{2(к)} + HCl_{(г)}$; б) $I_{2(к)} + H_2S_{(г)} \rightarrow HI_{(г)} + S_{(к)}$.

9. Визначити, чи можливий самовільний перебіг за стандартних умов реакції: $NH_{3(г)} + HCl_{(г)} \rightarrow NH_4Cl_{(к)}$.

10. Зробити висновок про напрямок перебігу хімічної реакції за стандартних умов: $NH_4NO_{3(кр)} \leftrightarrow N_{2(г)} + O_{2(г)} + H_2O_{(р)}$.

Розділ 5. РОЗЧИНИ

5.1. Загальні поняття про розчини

Система з двох або кількох речовин, в якій одна речовина (або декілька) рівномірно розподілена у вигляді дуже дрібних частинок в об'ємі іншої, називається **дисперсною** (від лат. *Dispersus* – розсіяний). Речовина, диспергована (рівномірно розподілена) в об'ємі іншої, називається **дисперсною фазою**. Суцільна фаза, в якій диспергована дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**. Розчин цукру у воді – це дисперсна система, в якій цукор – дисперсна фаза, вода – дисперсійне середовище.

За ступенем дисперсності, тобто залежно від лінійних розмірів часточок дисперсної фази, дисперсні системи поділяються на **грубодисперсні** (різні суспензії, емульсії, ґрунт, бетон, граніт, дими, туман тощо), в яких часточки мають розміри більш 1 *мкм*; **тонкодисперсні** (колоїдні розчини – кров, водневі розчини клею, желатину, крохмалю, сірки та ін.) з розмірами диспергованих часточок у межах 1 – 100 *нм* та **істинні розчини**, або просто розчини, в яких розчинена речовина диспергована до розмірів молекул або іонів (менш ніж 1 *нм*). У розчинах між дисперговою речовиною і дисперсійним середовищем (розчинником) немає поверхні розподілу, тому розчин є гомогенною системою. Отже, **розчин** – гомогенна термодинамічно стійка система змінного складу, яка складається з двох або більше компонентів.

Залежно від агрегатного стану дисперсійного середовища розчини поділяють на **газоподібні** (суміші газів, наприклад повітря), **тверді** (скло, сплави, співкристали *KCl* та *KBr* тощо) та **рідкі**, які утворюються при розчиненні газоподібних (амоніак, хлороводень, вуглекислий газ), рідких (спирт, ацетон, сульфатна кислота) або твердих (солі, луги тощо) речовин у рідкому дисперсійному середовищі (**розчиннику**), наприклад воді.

Самоплинний розподіл речовини, яку розчиняють, між молекулами розчинника, називають **розчиненням**. Однак розчинення не можна розглядати як механічний процес, оскільки властивості розчиненої речовини та розчинника

змінюються при утворенні розчину. Про це свідчить ряд факторів: об'єм розчину ніколи не дорівнює сумі об'ємів розчинника та розчиненої речовини. Розчинення звичайно супроводжується виділенням або поглинанням теплоти, а інколи й зміною забарвлення розчину. Наприклад, розчинення нітратів супроводжується значним охолодженням розчину, а розчинення натрій гідроксиду та сульфатної кислоти – сильним нагріванням. При змішуванні 500 мл води з 500 мл етилового спирту об'єм утвореного розчину стає рівним не 1 л, а 940 мл (об'єм зменшується на 6 %). Це явище має назву *контракції* та обумовлено утворенням водневих зв'язків між молекулами спирту та води. Розчинення білого порошку $CuSO_4$ супроводжується утворенням блакитного розчину. Всі ці явища обумовлені як фізичними, так і хімічними змінами в загальній системі розчину.

Процес розчинення – складний фізико-хімічний процес. Розглянемо розчинення калій хлориду у воді. Між молекулами води діють водневий зв'язок та сили ван-дер-ваальса (орієнтаційні сили). Таким чином, молекули води поведуть себе як *диполі* – частинки, які мають одночасно негативний заряд з одного боку і позитивний – з іншого (рис. 5.1).

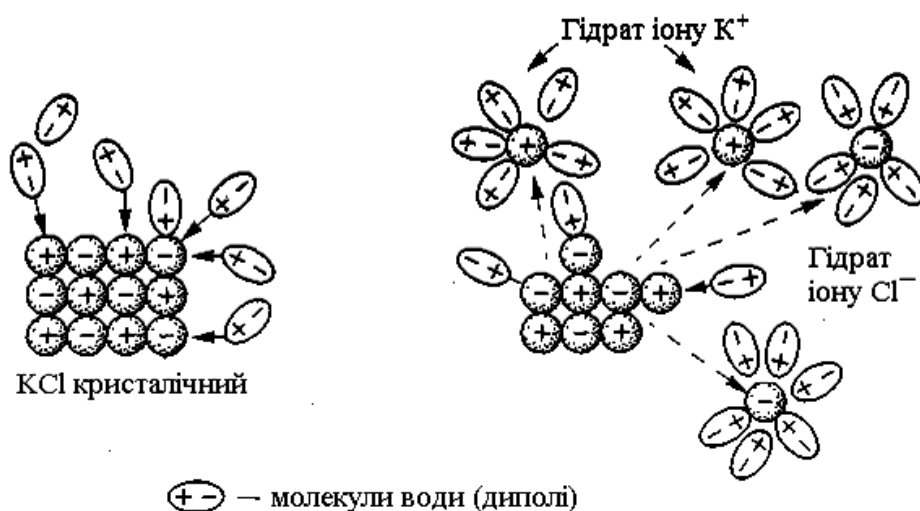


Рис. 5.1. Механізм розчинення KCl у воді

Між іонами калію та хлору, які розташовані на поверхні кристала калій хлориду, та молекулами води виникає іон-дипольна взаємодія. Молекули води поведуться таким чином, що до іона K^+ повертаються негативним полюсом

диполя, а до іона Cl^- – позитивним. Виникає іон-дипольна взаємодія, унаслідок чого іони калію та хлору відриваються від кристала, їх оточують диполі води (гідратація), утворені гідрати дифундують до розчинника. Таким чином кристал калій хлориду розпадається на гідратовані іони, які утворюють з водою гомогенну систему – розчин (рис. 5.1). Сукупність усіх процесів, які виникають унаслідок появи в розчиннику розчиненої речовини, називається **сольватацією**, для водних розчинів – **гідратацією**. Сполуки змінного складу, які утворюються внаслідок взаємодії молекул розчинника з частинками розчиненої речовини, називаються **сольватами**. Якщо розчинник – вода, то сольвати називаються **гідратами**.

При розчиненні іонних сполук процес сольватації починається з орієнтації диполей води відносно іонів у кристалічній ґратці.

Одним із наслідків гідратації (сольватації) є здатність речовин при виділенні з розчину зв'язувати деяку кількість води (розчинника): $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ тощо. Речовини, кристали яких містять молекули води, називаються **кристалогідратами**, а воду, яка входить до складу кристалів цих речовин – **кристалізаційною**. Кристалогідрати в багатьох випадках нестійкі сполуки, при нагріванні вони втрачають воду.

Розчинення речовин супроводжується тепловими ефектами ($\Delta H_{розч}$). Так, під час розчинення у воді лугів або кислот теплота виділяється (екзотермічний процес), а під час розчинення багатьох солей – поглинається (ендотермічний процес). Згідно із сучасною теорією розчинів, розчинення – це сукупність фізико-хімічних процесів, кожен з яких супроводжується певним тепловим ефектом:

- 1) руйнування кристалічних ґраток відбувається з поглинанням теплоти ($\Delta H_1 > 0$);
- 2) взаємодія молекул розчинника з частинками розчиненої сполуки, утворення сольватів – супроводжуються виділенням теплоти ($\Delta H_2 < 0$);
- 3) розподіл сольватованих частинок в об'ємі розчинника – дифузія, відбувається з поглинанням теплоти ($\Delta H_3 > 0$).

Отже, залежно від співвідношення цих теплових ефектів процес розчинення може бути екзотермічним (теплота виділяється) або ендотермічним (теплота поглинається):

$$\Delta H_{\text{розч}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3.$$

Існують різні способи чисельного вираження складу розчинів (табл. 5.1). Масову частку розчиненої речовини звичайно виражають у частках одиниці або у відсотках. Слід пам'ятати, що при змішуванні речовин об'єм розчину не дорівнює сумі об'ємів розчиненої речовини та розчинника.

Таблиця 5.1. Способи вираження кількісного складу розчинів

Масова частка розчиненої речовини – відношення маси розчиненої речовини $m_{\text{р.реч.}}$ до маси розчину $m_{\text{розч}}$:	$\omega = \frac{m_{\text{р.реч.}}}{m_{\text{розч}}}$
Мольна частка розчиненої речовини – відношення кількості молей розчиненої речовини $V_{\text{р.реч.}}$ до загальної кількості молей розчиненої речовини та розчинника:	$\chi = \frac{V_{\text{р.реч.}}}{V_{\text{р.реч.}} + V_{\text{роз-к}}}$
Об'ємна частка розчиненої речовини – відношення об'єму розчиненої речовини $V_{\text{р.реч.}}$ до об'єму розчину $V_{\text{розч}}$:	$\varphi = \frac{V_{\text{р.реч.}}}{V_{\text{розч}}}$
Молярна концентрація – відношення кількості розчиненої речовини $V_{\text{р.реч.}}$ до об'єму розчину $V_{\text{розч}}$ (моль/л):	$C_M = \frac{V_{\text{р.реч.}}}{V_{\text{розч}}}$ $C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}$
Моляльна концентрація – число молей розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг):	$C_m = \frac{V_{\text{р.реч.}}}{m_{\text{роз-ка}}}$
Молярна концентрація еквівалента – нормальна концентрація число еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1л розчину (моль-екв./л):	$C_H = \frac{V_{\text{екв.р.реч.}}}{V_{\text{розч}}}$ $V_1 \cdot C_{H1} = V_2 \cdot C_{H2}$
Титр – це кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину:	$T = \frac{m}{V}, \text{г / мл}$

Концентрацією називається кількість розчиненої речовини (г, моль) у певній кількості (масовій або об'ємній) розчину (або розчинника). Одиницею молярної концентрації є моль/л. **Молярність** розчину позначається буквою *M*. Наприклад, двомолярний – 2 *M* розчин сульфатної кислоти містить 2 моль/л. Розчини, що містять в 1 л 0,1 моль/л та 0,01 моль/л розчиненої речовини, називаються відповідно децимолярними та сантимольярними. **Молярність** розчину позначається буквою *m* (1 *m*, 0,02 *m* тощо).

Нормальність позначають буквами *n* або *N* (1 *n* – однонормальний, 0,001 *n* – мілінормальний розчини). Нормальність і молярність розчинів збігаються для одноосновних кислот (HCl , HNO_3 , CH_3COOH) та однокислотних основ (KOH , $NaOH$, NH_4OH). Якщо кислота, наприклад, трьохосновна, то нормальність утричі більша за її молярність: 1 *M* розчин H_3PO_4 відповідає нормальності цієї кислоти, яка дорівнює трьом, тобто $1\ M\ H_3PO_4 = 3\ n\ H_3PO_4$.

Особливістю **еквінормальних** розчинів (тобто розчинів однакової нормальності) є те, що однакові об'єми їх взаємодіють без залишку. Так, 20 мл 1 *n* розчину KOH взаємодіє без залишку з 20 мл 1 *n* розчину будь-якої кислоти (HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4). Математично це можна виразити рівняннями:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H_2}}{C_{H_1}}, \text{ або } V_1 \cdot C_{H_1} = V_2 \cdot C_{H_2}, \text{ або } C_{H_2} = \frac{V_1 \cdot C_{H_1}}{V_2}$$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Скільки води треба додати до 1л розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 48 % (густина розчину становить 1,38 г/мл), щоб одержати розчин з масовою часткою сульфатної кислоти 10 %?

Розв'язок:

Дано:

$$V_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = 1\ л = 1000\ \text{мл}$$

$$\rho_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = 1,38\ \text{г/мл}$$

$$\omega_1(H_2SO_4) = 48\ \% = 0,48$$

$$\omega_2(H_2SO_4) = 10\ \% = 0,1$$

$$m(H_2O) = ?$$

1 спосіб розв'язання

1. Знаходять масу 1 л 48 % розчину кислоти:

$$m_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = V_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) \cdot \rho_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = 1000\ \text{мл} \cdot 1,38\ \text{г/мл} = 1380\ \text{г};$$

2. Маса розчину, який потрібно приготувати:

$$m_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = m(H_2SO_4) / \omega_2 = 1380 / 0,1 = 13800\ \text{г};$$

3. Знаходять масу води:

$$m(H_2O) = m_{2 \text{ р-ну}}(H_2SO_4) - m_{1 \text{ р-ну}}(H_2SO_4) = 6624 - 1380 = 5244 \text{ г.}$$

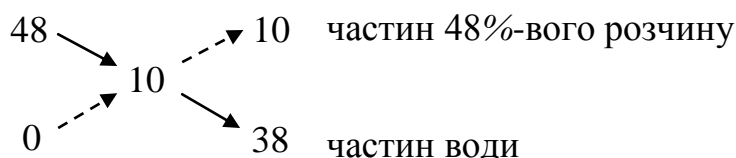
4. Так як $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$, то $V(H_2O) = 5244 \text{ мл}$ або 5, 244 л.

II спосіб розв'язання (за правилом розведення – правило «хреста»).

1. Знаходять масу 1 л 48 % розчину кислоти:

$$m_{1 \text{ р-ну}}(H_2SO_4) = V_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) \cdot \rho_{\text{р-ну}}(H_2SO_4) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,38 \text{ г/мл} = 1380 \text{ г.}$$

2. Користуються правилом хреста. Вважають, що вода є 0%-вим розчином. Посередині записують масову частку розчину, який потрібно приготувати; зліва зверху та знизу – значення масової частки речовин першого і другого вихідних розчинів. Далі за напрямком діагоналі знаходять різниці цих чисел (від більшої величини віднімають меншу) і записуємо їх справа знизу та зверху. Отримані числа вказують, в якому співвідношенні змішувати вихідні розчини:



Враховуючи, що маса 48%-вого розчину становить 1380 г, складають пропорцію:

$$\begin{aligned} \text{маса } 10 \text{ частин розчину кислоти} &= 1380 \text{ г,} \\ \text{а маса } 38 \text{ частин води} &= x \text{ г,} \end{aligned}$$

з пропорції знаходять, що $x = 1380 \cdot 38/10 = 5244$, тобто $m(H_2O) = 5244 \text{ г.}$

3. Оскільки $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$, то $V(H_2O) = 5244 \text{ мл}$, або 5, 244 л.

Відповідь: 5,244 мл.

Приклад 2. Як приготувати 200 мл розчину (густина розчину 1,05 г/мл) з масовою часткою барій хлориду 15 %?

Дано:

$$\rho_{\text{р-ну}}(BaCl_2) = 1,22 \text{ г/мл}$$

$$\omega(BaCl_2) = 15\% = 0,15$$

$$V_{\text{р-ну}}(BaCl_2) = 200 \text{ мл}$$

$$m_{\text{реч}}(BaCl_2) = ?$$

$$V(H_2O) = ?$$

Розв'язок:

Спочатку знаходять масу розчину:

$$m_{\text{р-ну}} = \rho_{\text{р-ну}} \cdot V_{\text{р-ну}} = 1,22 \cdot 200 = 244 \text{ г;}$$

З використанням масової частки знаходять масу солі:

$$m_{\text{реч}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega = 244 \cdot 0,15 = 36,6 \text{ г.}$$

Знаходять масу води:

$$m(H_2O) = m_{\text{р-ну}} - m_{\text{реч}} = 244 - 36,6 = 207,4 \text{ г.}$$

Оскільки $\rho(H_2O) = 1 \text{ г/мл}$, то $V(H_2O) = 207,4 \text{ мл.}$

Відповідь: необхідно змішати 36,6 г барій хлориду і 207,4 мл води.

Приклад 3. Визначити молярну концентрацію розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 0,2, густина якого становить 1,22 г/мл.

Дано:

$$\rho(\text{NaOH}) = 1,22 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = 0,2 = 20 \%$$

$C_M - ?$

Розв'язок:

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M}; C_M = \frac{20 \cdot 1,22 \cdot 10}{40} = 6,1 \text{ М.}$$

Відповідь: молярна концентрація даного розчину становить 6,1 М.

Приклад 4. 112 л аміаку (н.у.) розчинили у 315 мл води. Визначити масову частку аміаку.

Дано:

$$V(\text{NH}_3) = 112 \text{ л}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 315 \text{ мл}$$

$\omega(\text{NH}_3) - ?$

Розв'язок:

Щоб знайти масову частку розчину, треба знайти масу речовини та масу розчину:

$$m(\text{NH}_3) = \frac{M(\text{NH}_3) \cdot V(\text{NH}_3)}{V_m} = \frac{17 \cdot 112}{22,4} = 85 \text{ г.}$$

Оскільки $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, то $m(\text{H}_2\text{O}) = 315 \text{ г}$.

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{реч}} + m(\text{H}_2\text{O}) = 315 + 85 = 400 \text{ г.}$$

Знаходять масову частку:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{розч}}} \cdot 100 \% = \frac{85}{400} \cdot 100 \% = 21,25 \%$$

Відповідь: масова частка розчину становить 21,25 %.

Приклад 5. У 400 мл метилового спирту, густина якого становить 0,8 г/мл, розчинили 300 г калій гідроксиду. Визначити молярну концентрацію розчину.

Дано:

$$V_{\text{спирту}} = 400 \text{ мл}$$

$$\rho_{\text{спирту}} = 0,8 \text{ г/мл}$$

$$m_{\text{реч}}(\text{KOH}) = 300 \text{ г}$$

$C_M - ?$

Розв'язок:

Спочатку знаходять масу спирту в кілограмах:

$$m_{\text{спирту}} = \rho_{\text{спирту}} \cdot V_{\text{спирту}} = 0,8 \cdot 400 = 320 \text{ г} = 0,32 \text{ кг.}$$

Знаходять молярну концентрацію:

$$C_M = \frac{V_{\text{р.реч.}}}{m_{\text{роз-ка}}} = \frac{m_{\text{реч}}}{M_{\text{реч}} \cdot m_{\text{спирту}}} = \frac{300}{56 \cdot 0,32} = 16,7 \text{ моль/кг.}$$

Відповідь: молярна концентрація розчину становить 16,7 моль/кг.

Приклад 6. Визначити масову частку солі в розчині, який одержано змішуванням 300 г розчину з масовою часткою солі 10 % і 500 г розчину з масовою часткою солі 20 %.

Дано:

$$m_{1 \text{ р-ну}} = 300 \text{ г}$$

$$m_{2 \text{ р-ну}} = 500 \text{ г}$$

$$\omega_1 = 10\% = 0,1$$

$$\omega_2 = 20\% = 0,2$$

$$\omega_3 - ?$$

Розв'язок:

Знаходять масу солі в кожному розчині:

$$m_{1 \text{ реч}} = m_{1 \text{ р-ну}} \cdot \omega_1 = 300 \cdot 0,1 = 30 \text{ г};$$

$$m_{2 \text{ реч}} = m_{2 \text{ р-ну}} \cdot \omega_2 = 500 \cdot 0,2 = 100 \text{ г};$$

Маса розчину, що утворився змішуванням цих двох розчинів, дорівнює сумі їх мас:

$$m_{3 \text{ р-ну}} = m_{1 \text{ р-ну}} + m_{2 \text{ р-ну}} = 300 + 500 = 800 \text{ г};$$

Маса солі, що міститься в утвореному розчині, дорівнює сумі мас солей обох розчинів:

$$m_{3 \text{ реч}} = m_{1 \text{ реч}} + m_{2 \text{ реч}} = 30 + 100 = 130 \text{ г};$$

Знаходять масову частку солі в утвореному розчині:

$$\omega_3 = \frac{m_{3 \text{ реч.}}}{m_{3 \text{ розч.}}} \cdot 100 \% = \frac{130}{800} \cdot 100 \% = 16,25 \%$$

Відповідь: одержано розчин з масовою часткою 16,25 %.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Розрахувати масу солі, яка необхідна для приготування 0,5 л розчину з масовою часткою розчиненої речовини 15 % (густина розчину 1,071 г/мл).

2. Із розчину сульфатної кислоти масою 700 г з масовою часткою H_2SO_4 30 % випарили 200 г води. Визначити масову частку кислоти в розчині, що утворився.

3. До 120 мл розчину натрій хлориду з масовою часткою солі 16 % (густина розчину 1,12 г/мл) додали 80 мл води (густину води вважати 1 г/мл). Визначити масову частку солі в розчині, що утворився.

4. Визначити молярну концентрацію розчину, якщо масова частка натрій сульфату в ньому дорівнює 30 %. Густина розчину становить 1,3 г/мл.

5. Обчислити масову частку натрій гідроксиду у 2 М розчині, $\rho = 1,09 \text{ г/мл}$.

6. 44,8 л гідроген хлориду розчинили у 250 мл води (густина води вважати рівною 1 г/мл). Визначити масову частку хлороводню в розчині.

7. Скільки води необхідно додати до 1 л розчину з масовою часткою сульфатної кислоти 48 % (густина розчину становить 1,38 г/мл), щоб одержати розчин з масовою часткою сульфатної кислоти 10 %?

8. Скільки грамів розчину з масовою часткою цукру 50 % треба взяти для приготування 300 г розчину з масовою часткою цукру 10 %?

9. Амоніак об'ємом 2,8 л (н.у.) розчинили у воді. Об'єм розчину довели до 500 мл. Визначити молярну концентрацію розчину.

10. У воді масою 128 г розчинили метиловий спирт (CH_3OH) об'ємом 40 мл і густиною 0,8 г/мл. Визначити молярну концентрацію розчину, якщо його густина становить 0,97 г/мл.

5.2. Розчинність

Здатність речовини, змішуючись з іншою речовиною, утворювати гомогенні системи (розчини), називається розчинністю.

Розчин, який знаходиться в рівноважному стані з речовиною, що розчиняється (тобто за даної температури речовина в розчині більше не розчиняється), називається **насиченим розчином**.

Кількість розчиненої речовини, що розчиняється в певному об'ємі розчинника при даній температурі з утворенням насиченого розчину, називається **розчинністю S**. Розчинність виражають у *моль/л*, *г/л*, а також у грамах безводної речовини, яка насичує 100 г розчинника при заданій температурі (*г/100 г*). Виражена таким чином розчинність називається **коефіцієнтом розчинності K_s** . Наприклад, при 20 °С в 100 г води розчиняється 35,9 г хлориду натрію, 31,6 г нітрату калію, 0,16 г гідроксиду кальцію. Коефіцієнти розчинності цих сполук відповідно дорівнюють 35,9; 36,1 та 0,16.

За розчинністю речовини поділяють на **добре розчинні** (у 100 г води розчиняється більше 10 г речовини), **мало розчинні** (у 100 г води розчиняється

менше 1 г речовини) і **практично нерозчинні** (у 100 г води розчиняється менше 0,01 г речовини). Розчинність залежить від природи розчинника і розчиненої речовини, умов розчинення (температура, тиск, концентрація, наявність інших речовин). **Розчинність газів у рідинах** досить різноманітна. На неї суттєво впливають температура та тиск: з підвищенням температури розчинність газів зменшується, а з підвищенням тиску – збільшується.

Виділення речовини при охолодженні насиченого розчину називається **кристалізацією**. При повільному охолодженні насиченого розчину кристалізація може не відбутися, і утворюється розчин, який містить значно більшу масу розчиненої речовини, ніж її може розчинитися до утворення насиченого розчину при даній температурі – **пересичений**. Пересичені розчини – термодинамічно нестійкі системи. При струшуванні розчину, попаданні в нього пилу або при додаванні кристалу розчиненої речовини відбувається миттєва кристалізація.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Яка маса калій нітрату може розчинитися в 500 мл води за температури 30 °С, якщо його коефіцієнт розчинності $K_s = 0,458$?

Дано:

$$V_{\text{води}} = 500 \text{ мл}$$

$$K_s = 0,458$$

$$m(\text{KNO}_3) - ?$$

Розв'язок:

Коефіцієнт розчинності можна виразити рівнянням:

$$K_s = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 \quad \Rightarrow \quad m_{\text{реч.}} = \frac{K_s \cdot m_{\text{H}_2\text{O}}}{100}$$

Оскільки густина води 1 г/мл, то $m(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г}$.

Знаходять масу солі:

$$m(\text{KNO}_3) = \frac{0,458 \cdot 500}{100} = 2,29 \text{ г}$$

Відповідь: розчиниться 2,29 г калій нітрату.

Приклад 2. Визначте коефіцієнт розчинності натрій хлориду, якщо при 50°С у 410,4 г насиченого розчину міститься 110,4 г солі.

Дано:

$$m_{\text{насич. роз-ну}} = 410,4 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = 110,4 \text{ г}$$

$$K_s - ?$$

Розв'язок:

Знаходять масу води в розчині:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{насич. роз-ну}} - m(\text{NaCl}) = 410,4 - 110,4 = 300 \text{ г}$$

Підставляють у формулу для коефіцієнта розчинності:

$$K_s = \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 = \frac{110,4}{300} \cdot 100 = 36,8.$$

Відповідь: коефіцієнт розчинності дорівнює 36,8.

Приклад 3. Розчинність аргентум нітрату при 50 °С становить 455 г у 100 г води, а при 30 °С – 300 г у 100 г води. Обчислити, яку масу аргентум нітрату можна додатково розчинити за рахунок нагрівання 200 г насиченого при 30 °С розчину до 50 °С.

Дано:

$$\begin{array}{l} m_{\text{нас. роз-ну}}^{30} = 200 \text{ г} \\ K_s^{30} = 300 \\ K_s^{50} = 455 \\ \hline \Delta m_{\text{соли}} - ? \end{array}$$

Розв'язок:

При 30 °С 300 г солі розчиняється у 100 г води, при цьому утворюється 400 г розчину. Складають пропорцію:

у 400 г розчину – 300 г солі,

у 200 г розчину – x г солі,

$$x = \frac{200 \cdot 300}{400} = 150 \text{ г}.$$

При 50 °С 455 г солі розчиняється у 100 г води, при цьому утворюється 555 г розчину. Складають пропорцію:

у 555 г розчину – 455 г солі,

у 200 г розчину – x г солі,

$$x = \frac{200 \cdot 455}{555} = 164 \text{ г}.$$

Таким чином, при 30 °С у 200 г розчину розчиняється 150 г солі, а при 50 °С – 164 г, тобто на 14 г більше: $\Delta m_{\text{соли}} = m_{\text{соли}}^{50} - m_{\text{соли}}^{30} = 164 - 150 = 14 \text{ г}$.

Відповідь: при 50 °С розчиниться на 14 г солі більше.

Приклад 4. Визначити масу кристалогідрату алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, який викристалізується при охолодженні 945 г насиченого при 100 °С розчину алюміній сульфату до 20 °С, якщо розчинність його дорівнює 89 г при 100 °С і 36,4 г при 20 °С.

Дано:

$$\begin{array}{l} m_{\text{нас. роз-ну}}^{100} = 945 \text{ г} \\ K_s^{100} = 89 \\ K_s^{20} = 36,4 \\ \hline m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}) - ? \end{array}$$

Розв'язок:

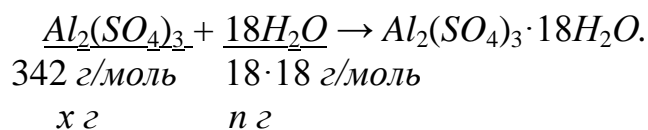
Задача ускладнюється тим, що сіль осаджується у вигляді кристалогідрату, тобто одночасно із осадженням буде зменшуватися маса води в розчині.

1. Розраховують масу солі в гарячому розчині. При

100 °C 89 г солі розчиняється у 100 г води, при цьому утворюється 189 г розчину. Складають пропорцію:

$$\begin{array}{l} \text{у } 189 \text{ г розчину} - 89 \text{ г солі,} \\ \text{у } 945 \text{ г розчину} - x \text{ г солі,} \end{array} \quad x = \frac{89 \cdot 945}{189} = 445 \text{ г}$$

Таким чином, розчин при 100 °C містить 445 г солі та $945 - 445 = 500$ г води. Приймають значення маси безводної солі, що випаде в осад при охолодженні, за x . При осадженні алюміній сульфату до 1 моля солі приєднується 18 моль води



При осадженні x г безводної солі буде осаджуватись n г води

$$n = \frac{18 \cdot 18 \cdot x}{342} = 0,95x.$$

Після осадження залишиться $445 - x$ г солі і $500 - 0,95x$ г води. При цьому осадження припиниться тоді, коли співвідношення маси солі до маси води буде дорівнювати $K_s^{20}/100$, тобто:

$$\frac{445 - x}{500 - 0,95x} = \frac{38,5}{100}; \quad (445 - x) \cdot 100 = 38,5 \cdot (500 - 0,95x);$$

$$44500 - 100x = 19250 - 36,58x; \quad 25250 = 63,42x; \quad x = 398,14.$$

Отже, при охолодженні до 20 °C в осад випаде 398,14 г безводної солі і $0,95 \cdot 398,14 = 378,23$ г кристалізаційної води у її складі. Тобто маса кристалогідрату становитиме $398,14 + 378,23 = 776,37$ г.

Можна **перевірити правильність** розв'язаної задачі.

Маса безводної солі, що залишиться в розчині після осадження, дорівнює $445 - 398,14 = 46,86$ г, а маса води в розчині становитиме: $500 - 378,23 = 121,77$ г.

Знаходять коефіцієнт розчинності при 20 °C:

$$K_s^{20} = \frac{m_{\text{солі}}}{m_{H_2O}} \cdot 100 = \frac{46,86}{121,77} \cdot 100 = 38,5, \text{ як і в умові задачі.}$$

Відповідь: *викристалізується 776,37 г кристалогідрату.*

Задачі для самостійного розв'язку

1. За температури $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ насичений розчин AgNO_3 утворюється в $19,8\text{ г}$ води. Визначити коефіцієнт розчинності солі за цієї температури.
2. У 200 г насиченого при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину міститься 105 г калій нітрату. Обчислити розчинність даної солі у грамах на 100 г води.
3. Визначити коефіцієнт розчинності амоній хлориду, якщо за температури $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ у 450 г насиченого розчину міститься 150 г солі.
4. Яка маса барій хлориду (з утворенням насиченого розчину) може розчинитися в $0,1\text{ л}$ води за $20\text{ }^{\circ}\text{C}$, якщо коефіцієнт розчинності BaCl_2 за цієї температури дорівнює $0,357\text{ г/мл}$?
5. Коефіцієнт розчинності амоній хлориду за температури $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ дорівнює $0,5\text{ г/мл}$. Який об'єм води необхідно витратити, щоб приготувати насичений розчин, що містить 100 г цієї солі?
6. Яку масу води потрібно витратити для приготування насиченого за температури $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину аргентум(I) нітрату, якщо використати 210 г солі? Коефіцієнт розчинності становить $2,278\text{ г/мл}$.
7. В якій масі води необхідно розчинити 20 г натрій хлориду, щоб при $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ утворився насичений розчин? Розчинність натрій хлориду за цієї температури становить $36,3\text{ г}$ на 100 г води.
8. Під час випарювання до сухого стану 960 г насиченого за температури $70\text{ }^{\circ}\text{C}$ водного розчину калій нітрату одержали 560 г сухого залишку. Визначити розчинність цієї солі за вказаної температури.
9. Розчинність натрій нітрату при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ становить 88 г у 100 г води, а при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ – $124,8\text{ г}$ у 100 г води. Обчислити, яка маса натрій нітрату викристалізується при охолодженні до $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ 300 г насиченого при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ розчину.
10. За температури $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ 300 г насиченого розчину містять $54,86\text{ г}$ безводного купрум(II) сульфату. Яка розчинність за цієї температури купрум(II) сульфату пентагідрату?

5.3. Розчини неелектролітів

Для кількісного опису властивостей розчинів використовують модель *ідеального розчину*. Ідеальним називається розчин, в якому сили міжмолекулярної взаємодії окремих компонентів (наприклад, $A-A$, $B-B$, $A-B$) однакові і між компонентами немає хімічної взаємодії. Утворення такого розчину супроводжується нульовим тепловим ефектом ($\Delta H = 0$); властивості розчину за даних умов визначаються лише концентрацією розчиненої речовини. Властивості розчинів, які залежать лише від їхньої концентрації і не залежать від природи розчиненої речовини, називаються *колігативними*.

З реальних розчинів лише розбавлені розчини *неелектролітів* (речовин, розчини яких не проводять електричного струму, наприклад глюкози, сахарози, гліцерину тощо) наближаються до ідеальних. Відхилення від ідеального стану в таких розчинах зростає зі збільшенням концентрації за рахунок явища асоціації (утворення молекулярних комплексів, водневих зв'язків). Для розчинів *електролітів* (речовин, розчини або розплави яких проводять електричний струм, наприклад солі, луги, кислоти) спостерігається істотне відхилення від законів для ідеальних розчинів (за рахунок явища дисоціації).

Як відомо з курсу фізики, тиск пари, яка знаходиться в рівновазі з рідиною, для кожної даної температури – цілком певна величина. З підвищенням температури тиск пари збільшується. Розчинена речовина ускладнює випаровування розчинника внаслідок взаємодії молекул речовини і розчинника. Тому при сталій температурі тиск пари над розчином нелеткої речовини менший, ніж над розчинником, за винятком розчинів, в яких розчинена речовина є леткою (NH_3 , HCl тощо). Зниження тиску пари над розчином тим більше, чим вище концентрація розчину.

Залежність зниження тиску пари розчинів від їхньої концентрації виражається **першим (тонометричним) законом Рауля** (1887 р.): *відносне зниження тиску насиченої пари над розчином дорівнює мольній частці розчиненої речовини, або зниження тиску насиченої пари над розчином* ($\Delta P = P_0 - P$) *прямо пропорційне мольній частці χ розчиненої речовини:*

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi, \text{ або } \Delta P = P_0 \cdot \chi,$$

де P_0 – тиск насиченої пари чистого розчинника; P – тиск насиченої пари над розчином. З цього рівняння випливає, що зниження тиску пари не залежить від природи речовини, а зумовлене лише її концентрацією.

Температура кипіння і температура замерзання (кристалізації) розчинів залежать від тиску пари розчинів. Зменшення тиску пари розчину спричиняє підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання розчину порівняно з відповідними температурами для чистого розчинника.

Другий закон Рауля: *підвищення температури кипіння ($\Delta T_{\text{кип.}}$) або зниження температури замерзання ($\Delta T_{\text{зам.}}$) розчину прямо пропорційне його моляльній концентрації C_m :*

$$\Delta T_{\text{кип.}} = K_E \cdot C_m, \quad \Delta T_{\text{зам.}} = K_K \cdot C_m,$$

де K_E та K_K – коефіцієнти пропорційності, які називаються відповідно – **ебуліоскопічною** та **кріоскопічною** сталими, що показують підвищення температури кипіння або зниження температури замерзання одномоляльного розчину порівняно з відповідними температурами чистого розчинника. Їх значення не залежать від концентрації і природи розчиненої речовини, а залежать від природи розчинника. Значення K_E і K_K для багатьох розчинників наведені в довідниковій літературі (табл. 5 Додатка). Враховуючи маси розчиненої речовини і розчинника, для обчислення величини $\Delta T_{\text{кип.}}$ і $\Delta T_{\text{зам.}}$ можна використовувати такі формули:

$$\Delta T_{\text{кип.}} = K_E \frac{m_{\text{р.реч.}}}{M_{\text{р.реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}} \quad \text{або} \quad \Delta T_{\text{зам.}} = K_K \frac{m_{\text{р.реч.}}}{M_{\text{р.реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}},$$

де: $m_{\text{р.реч.}}$ – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; $m_{\text{роз-ка}}$ – маса розчинника, кг; $\frac{m_{\text{р.реч.}}}{M_{\text{р.реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}}$ – моляльна концентрація розчиненої речовини C_m , моль/кг.

Визначення молекулярних мас речовин при зниженні температури замерзання або підвищенні температури кипіння розчинів, називається відповідно **кріоскопією** та **ебуліоскопією**. Ці методи використовують також для встановлення складу сполук, визначення ступеня дисоціації електролітів, вивчення процесів асоціації та полімеризації речовин у розчинах.

Як відомо, у розчинах (чи в сумішах газів) частинки рівномірно розподіляються по всьому об'єму. Наприклад, якщо на концентрований розчин сахарози обережно налити шар чистої води, то молекули сахарози, здійснюючи хаотичний тепловий (броунівський) рух, поступово рівномірно розподіляться по всьому об'єму рідини. Одночасно молекули води проникають у розчин сахарози, розбавляючи його (рис. 5.2, а). Ці обидва процеси відбуваються самовільно і подовжуються до досягнення повного вирівнювання концентрації сахарози в усьому об'ємі розчину. Самовільний процес переносу речовини, в результаті якого встановлюється рівноважний розподіл концентрацій внаслідок безладного теплового руху молекул, атомів, іонів у газах, рідинах чи твердих тілах, називається **дифузією**. Дифузія також відбувається, якщо на межі розчину і чистого розчинника (або двох розчинів різної концентрації) розмістити **мембрану** – перегородку, яка проникна лише для одного компонента, звичайно для розчинника, і непроникна для розчиненої речовини (рис. 5.2, б).

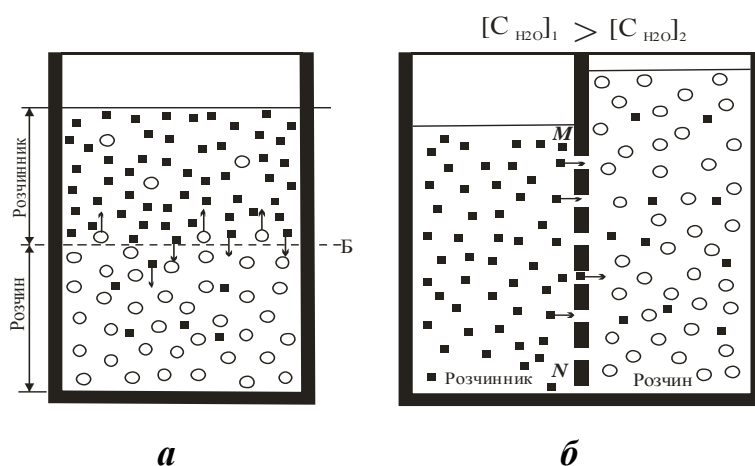


Рис. 5.2. Схема процесів дифузії (а) та осмосу (б):

- – молекули розчинника (води); ○ – молекули розчиненої речовини (сахарози);
- АБ – умовна межа між розчином і розчинником; MN – напівпроникна перегородка – мембрана

Такі перегородки мають назву **напівпроникних** – це зазвичай рослинні, тваринні або штучні мембрани; їх можна приготувати з пергаменту, целофану, з бичачого, свинячого чи риб'ячого міхура. Як мембрани можна використовувати плівки з колодію (розчин нітроклітковини в спиртово-ефірній суміші), желатину. Оскільки мембрани непроникні для розчиненої речовини, то вирівнювання концентрації в посудині може здійснюватися лише за рахунок дифузії розчинника в розчин (або розчинника з розбавленого розчину в концентрований). *Однобічна самовільна дифузія молекул розчинника через напівпроникну мембрану в розчин або з розчину з низькою концентрацією до розчину з високою концентрацією називається осмосом.* Тиск, який потрібно прикласти до розчину, щоб зупинити осмос, називається **осмотичним тиском**.

Осмотичний тиск в ідеальних та розбавлених розчинах електролітів не залежить від природи розчинника та розчиненої речовини. Вант-Гофф вивів загальне рівняння залежності осмотичного тиску від концентрації:

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T,$$

Де π – осмотичний тиск; C_M – молярна концентрація розчину; R – універсальна газова стала; T – абсолютна температура. Отже, осмотичний тиск прямо пропорційний молярній концентрації розчину і температурі. **Об'єднаний закон Вант-Гоффа** звичайно формулюють таким чином: *осмотичний тиск розбавленого розчину дорівнює тому газовому тиску, який призводить б розчинена речовина, якби вона у вигляді ідеального газу при тій самій температурі займала той же об'єм, що й розчин.*

Розчини, які мають за однакових умов однакові значення осмотичного тиску, дістали назву ізотонічних. Розчини, у яких осмотичний тиск більший або менший за осмотичний тиск розчину, прийнятого за еталон (наприклад, клітинного соку), називаються відповідно гіпертонічними та гіпотонічними.

Для поширення колігативних законів на концентровані розчини неелектролітів і розбавлені розчини електролітів, Вант-Гофф запропонував ввести поправочний коефіцієнт i – **ізотонічний коефіцієнт**, який показує міру

відхилення реальних розчинів від ідеальних і визначається як співвідношення дослідних і теоретичних значень

$$i = \frac{\pi_{(досл.)}}{\pi_{(теор.)}} = \frac{\Delta T_{зам.(досл.)}}{\Delta T_{зам.(теор.)}} = \frac{\Delta T_{кип.(досл.)}}{\Delta T_{кип.(теор.)}}$$

Отже, враховуючи ізотонічний коефіцієнт, закони Вант-Гоффа і Рауля для концентрованих розчинів неелектролітів можна представити у вигляді:

$$\pi = i \cdot C_M \cdot R \cdot T; \quad \Delta T_{кип.} = i \cdot K_E \cdot C_m \quad \text{та} \quad \Delta T_{зам.} = i \cdot K_K \cdot C_m.$$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Визначити температуру кипіння розчину сахарози, що містить у 100 г води 14 г $C_{12}H_{22}O_{11}$. Ебуліоскопічна стала води 0,52.

Дано:

$$m_{води} = 100 \text{ г} = 0,1 \text{ кг}$$

$$m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 14 \text{ г}$$

$$K_E(H_2O) = 0,52$$

$$t_{кип. р-ну} - ?$$

Розв'язок:

$$\Delta t_{кип} = K_E \cdot C_m = \frac{K_E \cdot m_{реч.}}{M_{реч.} \cdot m_{роз-ка}} = \frac{0,52 \cdot 14}{342 \cdot 0,1} = 0,21;$$

$$t_{кип роз-ну} = t_{кип}(H_2O) + \Delta t_{кип} = 100 + 0,21 = 100,21^\circ C$$

Відповідь: температура кипіння розчину сахарози дорівнює $100,21^\circ C$.

Приклад 2. Водний розчин, що містить речовину неелектроліт, замерзає при температурі $-12^\circ C$. Визначити $t_{кип.}$ даного розчину.

Дано:

$$t_{зам} = -12^\circ C$$

$$K_K(H_2O) = 1,86$$

$$K_E(H_2O) = 0,52$$

$$t_{кип} - ?$$

Розв'язок:

$$\Delta t_{зам} = t_{зам}(H_2O) - t_{зам роз-ну} = 0 - (-12) = 12.$$

Знаходять моляльну концентрацію із виразу

$$\Delta t_{зам} = K_K \cdot C_m \quad \Rightarrow \quad C_m = \frac{\Delta t_{зам}}{K_K} = \frac{12}{1,86} = 6,45 \text{ моль/кг},$$

підставляють її в рівняння

$$\Delta t_{кип} = K_E \cdot C_m = 0,52 \cdot 6,45 = 3,35.$$

Знаходять температуру кипіння розчину:

$$t_{кип роз-ну} = t_{кип}(H_2O) + \Delta t_{кип} = 100 + 3,35 = 103,35^\circ C$$

Відповідь: температура кипіння розчину неелектроліту дорівнює $103,35^\circ C$.

Приклад 3. В якому масовому співвідношенні повинні входити в розчин етиловий спирт і вода, щоб він замерз при температурі -20°C ?

Дано:

Розв'язок:

$$t_{\text{зам. р-ну}} = -20^{\circ}\text{C}$$

$$\frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{роз-ка}}} = ?$$

Якщо маси спирту і води підставляти у грамах, то:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_K \cdot C_m = \frac{K_K \cdot m_{\text{реч.}} \cdot 1000}{M_{\text{реч.}} \cdot m_{\text{роз-ка}}} \quad \Rightarrow$$

Кріоскопічна стала води 1,86 (табл. 5 Додатка)

$$\Rightarrow \frac{m_{\text{реч.}}}{m_{\text{роз-ка}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам}} \cdot M_{\text{реч.}}}{K_K \cdot 1000} = \frac{20 \cdot 46}{1,86 \cdot 1000} = \frac{920}{1860} = \frac{1}{2}$$

Відповідь: масове співвідношення етилового спирту і води повинно бути 1:2.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Водний розчин неелектроліту замерзає при температурі $-3,5^{\circ}\text{C}$. Визначити температуру кипіння цього розчину.
2. Визначити, при якій температурі буде замерзати водний розчин з масовою часткою $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 40 %? Кріоскопічна стала води становить 1,86.
3. При розчиненні 3,24 г сірки у 40 г бензолу температура кипіння останнього підвищилася на 0,81 град. Із скількох атомів складається молекула сірки?
4. При якій температурі буде замерзати розчин, що містить $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул неелектроліту у 250 г води.
5. Обчислити осмотичний тиск розчину гліцерину ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$), що містить 94 г гліцерину у 200 мл розчину при 22°C .
6. Обчислити осмотичний тиск при 20°C розчину глюкози, який містить 20 г глюкози у 100 мл води, густину розчину вважати такою, що дорівнює одиниці.
7. При розчиненні 50 г неелектроліту у 200 г води температура замерзання розчину становила $-5,47^{\circ}\text{C}$. Визначити молекулярну масу розчиненого неелектроліту.

8. Визначити температуру кипіння і замерзання яблучного соку з масовою часткою розчиненої речовини 12,5 % (як розчинену речовину вважати глюкозу і фруктозу).

9. Розчин, виготовлений з 2 кг етилового спирту і 8 кг води, залишили в радіаторі автомобіля. Розрахувати температуру, при якій розчин буде замерзати.

10. В якому масовому співвідношенні повинні входити в розчин метиловий спирт (CH_3OH) і вода, щоб він замерз при температурі $-15^\circ C$?

5.4. Розчини електролітів

Електролітична дисоціація – це процес розпаду на іони речовини під час розчинення у воді чи в іншому полярному розчиннику або під час розплавлення.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації С. Арреніуса.

1. Під час розчинення у воді або в іншому полярному розчиннику чи в процесі розплавлення електроліту відбувається електролітична дисоціація – розпад речовини на іони. При дисоціації утворюються два види іонів – *позитивно заряджені* – **катіони** (іони металів: K^+ ; Ca^{2+} ; Al^{3+} , гідрогену H^+ , амонію NH_4^+) та *негативно заряджені* – **аніони** (гідроксид-іон OH^- , аніони кислотних залишків: NO_3^- ; SO_4^{2-} ; PO_4^{2-}).

2. Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з іонними, або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах – лише з іонними.

3. Іони у водних розчинах існують у гідратованому стані.

4. Сильні електроліти (солі, деякі неорганічні кислоти HNO_3 ; H_2SO_4 ; $HClO_4$, луги) у водних розчинах дисоціюють повністю, слабкі (переважна більшість органічних і деякі неорганічні кислоти: $HClO$; H_2S ; H_2CO_3 ; H_2SiO_3 та ін., нерозчинні гідроксиди металів, NH_4OH , вода) – частково.

5. Дисоціація – процес *оборотний*. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул або іонних асоціатів, що розпалися на іони і знову утворилися: $Al_2(SO_4)_3 \leftrightarrow 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$; $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$.

6. Електропровідність розчинів (розплавів) електролітів зумовлена наявністю в них іонів. Електроліти – це провідники з іонною провідністю (провідники II роду).

7. Відношення числа дисоційованих частинок (n) до вихідного числа частинок розчиненої речовини (N) за певної температури називається **ступенем дисоціації** (α):

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Ступінь дисоціації електроліту визначається експериментально і виражається у частках одиниці або у відсотках. Так, якщо $\alpha = 0,35$ або 35 %, то це означає, що із 100 молекул даного електроліту 35 розпалися на іони.

Ступінь дисоціації залежить від природи електроліту; його концентрації; природи розчинника; присутності у розчині однойменних іонів. Температура, як правило, суттєво не впливає на ступінь дисоціації, за виключенням води, α якої при нагріванні збільшується.

За ступенем дисоціації електроліти умовно поділяють на **сильні**, **середні** та **слабкі**. До **сильних електролітів** належать такі, що в 0,1 н. розчинах мають $\alpha > 0,35$:

- 1) практично всі солі (крім $HgCl_2$; $CdCl_2$; $Fe(CNS)_3$; $Pb(CH_3COO)_2$ та ін.);
- 2) багато мінеральних кислот: HNO_3 ; H_2SO_4 ; $HClO_4$; HCl ; HBr ; HI та ін.;
- 3) основи лужних та лужноземельних металів, наприклад KOH ; $Ba(OH)_2$ та ін.

У **середніх електролітів** α становить від 0,03 до 0,3 у 0,1 н. розчинах; до них належать, наприклад H_3PO_4 ; H_2SO_3 ; HF ; $Mg(OH)_2$.

У **слабких електролітів** у 0,1 н. розчинах $\alpha < 0,03$; слабкими електролітами є, наприклад HNO_2 ; $HClO$; HCN ; H_2S ; H_2CO_3 ; H_2SiO_3 ; H_3BO_3 , та інші, а також більшість основ багатовалентних металів, NH_4OH та вода.

Сила кислот та основ повністю пов'язана з їх ступенем дисоціації: чим більше ступінь дисоціації, тим сильніше відповідна кислота чи основа. При розбавленні розчинів ступінь електролітичної дисоціації зростає. Присутність у розчині однойменних іонів знижує ступінь дисоціації.

У водних розчинах сильні електроліти існують звичайно у вигляді іонів. Якщо під час зіткнення протилежно заряджених іонів утворюються малодисоційовані сполуки (слабкі електроліти), малорозчинні (осади) або газоподібні речовини, то реакція перебігає до кінця. В інших випадках реакція є оборотною. До будь-якого оборотного процесу застосований закон діючих мас, наприклад, дисоціація слабого електроліту – нітритної кислоти:



Після встановлення рівноваги буде

$$K_p = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} = K_d,$$

де K_p або K_d – константа рівноваги між молекулами та іонами, яка називається **константою електролітичної дисоціації**.

Чим більше дисоціація даного електроліту, тим більше його константа рівноваги. При багатоступінчастій дисоціації завжди первинна дисоціація більша за вторинну, вторинна більша за третинну, тобто $K_{d1} > K_{d2} > K_{d3}$.

Константа електролітичної дисоціації не залежить ні від концентрації розчину електроліту, ні від присутності в розчині інших електролітів. Вона дає більш загальну характеристику електроліту, ніж ступінь дисоціації. Константа дисоціації залежить від температури та природи розчинника.

Між константою та ступенем дисоціації існує зв'язок, який можна виразити математично. Для цього позначимо молярну концентрацію електроліту HNO_2 через C , а ступінь дисоціації через α . Тоді при рівновазі концентрація кожного з іонів, що утворилися, буде дорівнювати $C \cdot \alpha$, а концентрація недисоційованих молекул $C - C \cdot \alpha = C(1 - \alpha)$. Якщо підставити ці позначення до рівняння K_p , то

$$\frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C(1 - \alpha)} = K_d, \text{ або } K_d = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}.$$

Це рівняння – математичний вираз **закону розбавлення Оствальда**.

Для слабкого електроліту при невеликих розбавленнях ступінь дисоціації дуже малий, а величина $(1 - \alpha) \rightarrow 1$. Тому для них можна записати $C \cdot \alpha^2 \approx K_d$, або

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_d}{C}}.$$

Ці рівняння дозволяють обчислити константи дисоціації слабких електролітів за ступенем дисоціації, знайденим дослідним шляхом, і навпаки.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Визначити концентрацію розчину глюкози, який при температурі 18°C ізотонічний з розчином, в якому міститься $0,5$ моль/л кальцій хлориду. Ступінь дисоціації кальцій хлориду в розчині при даній температурі становить $0,65$.

Дано:

$$C_M(\text{CaCl}_2) = 0,5 \text{ моль/л}$$

$$\alpha(\text{CaCl}_2) = 0,65$$

$$t = 18^\circ\text{C}$$

$$C_M(\text{глюкози}) - ?$$

Розв'язок:

1. Знаходять ізотонічний коефіцієнт:

$$i = 1 + \alpha(k - 1),$$

k – кількість іонів, що утворюються при дисоціації солі. Із рівняння



визначають, що утворюється при дисоціації 1 катіон і 2 аніони, отже $k = 3$:

$$i = 1 + 0,65(3 - 1) = 2,3.$$

2. Кальцій карбонат є електролітом, тому осмотичний тиск його розчину такий:

$$P_{\text{осм}}(\text{CaCl}_2) = i \cdot C_M(\text{CaCl}_2) \cdot R \cdot T,$$

де R – газова стала ($8,314 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{K)}$); T – температура, K ;

Глюкоза є неелектролітом, тому її осмотичний тиск дорівнює:

$$P_{\text{осм}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = C_M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot R \cdot T.$$

Розчини вважаються ізотонічними, коли їх осмотичні тиски рівні, тобто:

$$P_{\text{осм}}(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = P_{\text{осм}}(\text{CaCl}_2);$$

$$\text{тоді } i \cdot C_M(\text{CaCl}_2) \cdot R \cdot T = C_M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot R \cdot T;$$

$$C_M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = i \cdot C_M(\text{CaCl}_2) = 2,3 \cdot 0,5 \text{ моль/л} = 1,15 \text{ моль/л}.$$

Відповідь: концентрація розчину глюкози становить $1,15$ моль/л.

Приклад 2. Ступінь дисоціації метанової кислоти HCOOH у $0,2\text{N}$ розчині дорівнює $0,03$. Визначити константу дисоціації кислоти.

Дано:

Розв'язок:

$$\alpha(\text{HCOOH}) = 0,03$$

$$C_n(\text{HCOOH}) = 0,2 \text{ N}$$

$$K_\delta(\text{HCOOH}) = ?$$

Константу дисоціації знаходять за формулою:

$$K_\delta = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{0,2 \cdot 0,03^2}{1 - 0,03} = 1,86 \cdot 10^{-4}$$

Відповідь: константа дисоціації кислоти дорівнює $1,86 \cdot 10^{-4}$.

Приклад 3. Розчин, що містить $0,05$ моль алюміній сульфату в 100 г води, замерзає при $-4,19^\circ\text{C}$. Визначити ступінь дисоціації солі в розчині. Кріоскопічна стала води $1,86$.

Дано:

Розв'язок:

$$m_{\text{роз-ка}} = 100 \text{ г} = 0,1 \text{ кг}$$

$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,05 \text{ моль}$$

$$t_{\text{зам.}} = -4,19^\circ\text{C}$$

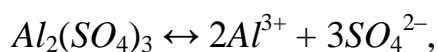
$$K_K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$$

$$\alpha = ?$$

Ступінь дисоціації знаходять за формулою:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1},$$

n – число іонів, на які розпадається сіль при дисоціації. Для даної солі:



$$n = 2 + 3 = 5$$

Ізотонічний коефіцієнт знаходять із виразу:

$$\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K_K \cdot C_m \quad \Longrightarrow \quad i = \frac{\Delta t_{\text{зам}}}{K_K \cdot C_m}.$$

Кріоскопічна стала води відома, знаходять $\Delta t_{\text{зам}}$ і моляльну концентрацію:

$$\Delta t_{\text{зам}} = t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}) - t_{\text{зам роз-ну}} = 0 - (-4,19) = 4,19 ;$$

$$C_m = \frac{\nu_{\text{реч.}}}{m_{\text{роз-ка}}} = \frac{0,05}{0,1} = 0,5 \text{ моль/кг}.$$

Знаходять ізотонічний коефіцієнт та підставляють знайдені величини у вираз для розрахунку ступеня дисоціації:

$$i = \frac{\Delta t_{\text{зам}}}{K_K \cdot C_m} = \frac{4,19}{1,86 \cdot 0,5} = 4,5; \quad \alpha = \frac{4,5-1}{5-1} = \frac{3,5}{4} = 0,875.$$

Відповідь: ступінь дисоціації солі в розчині становить 87,5 %.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Визначити концентрацію розчину глюкози, який при температурі 18 °С ізотонічний з розчином, в якому міститься 0,2 моль/л магній хлориду. Ступінь дисоціації магній хлориду в розчині при даній температурі становить 0,72.

2. Розрахувати масову частку NaCl у розчині, який ізотонічний з клітинним соком, осмотичний тиск якого становить $6,94 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

3. Розчин, що містить 0,05 моль алюміній сульфату в 100 г води, замерзає при температурі $-4,19 \text{ }^\circ\text{C}$. Визначити ступінь дисоціації солі в розчині.

4. Визначити ступінь дисоціації оцтової кислоти в розчині, що містить 1 г кислоти у 100 г води. Зниження температури замерзання розчину дорівнює $0,31 \text{ }^\circ\text{C}$, $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$.

5. Визначити ступінь дисоціації карбонатної кислоти за першим ступенем у 0,1M розчині, якщо константа дисоціації для цього ступеня дорівнює $4,5 \cdot 10^{-7}$.

6. Розрахувати константу дисоціації слабкої однокислотної основи, коли концентрація її розчину 0,02 моль/л, а ступінь електролітичної дисоціації 0,5.

7. Константа дисоціації масляної кислоти $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Розрахувати ступінь її дисоціації в 0,005 M розчині.

8. Ступінь дисоціації барій хлориду в 0,1N у розчині дорівнює 0,8. Чому дорівнює осмотичний тиск цього розчину при $17 \text{ }^\circ\text{C}$?

9. Осмотичний тиск 0,1N розчину K_2CO_3 дорівнює 272,6 кПа. Визначити ступінь дисоціації K_2CO_3 в розчині.

10. Визначити концентрації іонів у 0,1M розчині ферум(III) хлориду, якщо відомо що ступінь дисоціації цієї солі в розчині дорівнює 65 %.

5.5. Іонні рівняння

У розчинах електролітів реакції відбуваються між іонами. Складаючи іонні рівняння, слід дотримуватися такої послідовності:

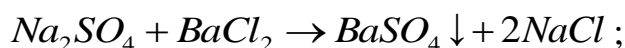
1) скласти молекулярне рівняння реакції;

2) представити його у вигляді повного іонного рівняння, зображуючи дисоційовані сполуки в іонній формі, а малодисоційовані, малорозчинні, газоподібні – в молекулярній;

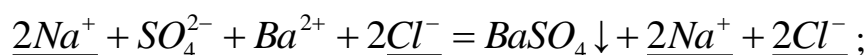
3) виключити іони, що не беруть участі в реакції (у лівій та правій частинах рівняння залишаються без зміни) і записати скорочене іонне рівняння.

Наприклад, при складанні рівняння реакції, яка відбувається у водному розчині між натрій сульфатом та барій хлоридом (у молекулярній, іонній та скороченій іонній формах):

1) скласти рівняння реакції в молекулярній формі

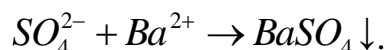


2) скласти рівняння реакції в іонній формі, зображуючи формули розчинених сильних електролітів у вигляді іонів, а формулу осаду залишити без зміни. При складанні іонного рівняння необхідно користуватися таблицею розчинності солей, кислот і основ у воді (табл. 6 Додатка)



3) виключити з правої і лівої частин рівняння однакові кількості однойменних іонів (підкреслені);

4) записати рівняння в скороченій іонній формі



При взаємодії у водному розчині ферум(II) сульфід (нерозчинний у воді) та сульфатної кислоти утворюється газ, який є слабким електролітом:

1) $FeS + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2S \uparrow$ повне молекулярне рівняння;

2) $FeS + 2H^+ + \underline{SO_4^{2-}} \rightarrow Fe^{2+} + \underline{SO_4^{2-}} + H_2S \uparrow$ повне іонне рівняння;

3) $FeS + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2S \uparrow$ скорочене іонне рівняння.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Скласти в молекулярній та іонних формах рівняння реакцій, що відбуваються в розчині в одному напрямку: а) натрій сульфід + цинк хлорид; б) ферум(II) нітрат + калій йодид; в) алюміній бромід + натрій гідроксид.

Розв'язок:

а) у молекулярній формі $Na_2S + ZnCl_2 \rightarrow 2NaCl + ZnS\downarrow$;

у повній іонній формі $2Na^+ + S^{2-} + Zn^{2+} + 2Cl^- \rightarrow 2Na^+ + 2Cl^- + ZnS\downarrow$;

у скороченій іонній формі $Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS\downarrow$;

б) ферум(II) нітрат + калій йодид – не протікає реакція до кінця і в одному напрямку, у розчині присутня суміш катіонів та аніонів Fe^{2+} , K^+ , NO_3^{2-} та I^- ;

в) у молекулярній формі $AlBr_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaBr$

у повній іонній формі $Al^{3+} + 3Br^- + 3Na^+ + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 + 3Na^+ + 3Br^-$

у скороченій іонній формі $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3$.

Задачі для самостійного розв'язання

Скласти в молекулярній та іонних формах рівняння реакцій, що відбуваються в розчині в одному напрямку:

1. а) барій гідроксид + сульфатна кислота; б) купрум(II) нітрат + хлоридна кислота; в) купрум(II) сульфат + натрій гідроксид.

2. а) натрій карбонат + сульфатна кислота; б) калій гідроксид + барій нітрат; в) калій фосфат + нікель(II) сульфат.

3. а) хром(III) нітрат + барій гідроксид; б) натрій силікат + нітратна кислота; в) магній гідроксид + хлоридна кислота.

4. а) алюміній хлорид + аргентум(I) нітрат; б) купрум(II) сульфат + натрій гідроксид; в) ферум(III) хлорид + калій сульфат.

5. а) меркурій(II) нітрат + амоній йодид; б) ферум(II) хлорид + натрій сульфат; в) кальцій гідроксид + натрій карбонат.

6. а) манган(II) бромід + ферум(III) сульфат; б) меркурій(II) нітрат + амоній фосфат; в) калій гідроксид + нітратна кислота.

7. а) нікель(II) хлорид + натрій сульфід; б) ферум(II) нітрат + калій сульфат; в) алюміній бромід + аргентум(I) нітрат.

8. а) барій йодид + меркурій(II) нітрат; б) купрум(II) сульфат + калій хлорид; в) станум(II) хлорид + барій гідроксид.

9. а) калій карбонат + манган(II) хлорид; б) амоній гідроксид + ферум(II) бромід; в) калій фосфат + натрій сульфат.

10. а) хром(III) нітрат + натрій фосфат; б) калій силікат + сульфатна кислота; в) магній нітрат + барій хлорид.

5.6. Водневий показник і буферні розчини

Вода є середовищем, в якому відбуваються різноманітні хімічні, фізіологічні процеси. Вона є добрим розчинником і викликає електролітичну дисоціацію багатьох речовин, які в ній розчиняються. Більш того, хімічно чиста вода є слабким електролітом і подібно до кислот, основ і солей частково дисоціює на іони



Згідно із законом діючих мас, константа електролітичної дисоціації води визначається за рівнянням

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}.$$

При 295K вона складає $1,8 \cdot 10^{-16}$, а ступінь дисоціації $1,7 \cdot 10^{-9}$. Ураховуючи таку незначну ступінь дисоціації води, концентрацію недисоційованих молекул, можна прирівняти до загальної кількості води і вважати її сталою величиною, тобто $[H_2O] = const$. У зв'язку з цим рівняння константи дисоціації води можна записати у такому вигляді: $[H^+] \cdot [OH^-] = K \cdot [H_2O] = K_w$.

K_w або K_e – **іонний добуток води**, який при температурі 295K дорівнює 10^{-14} .

Таким чином, у будь-якому водному розчині при сталій температурі добуток концентрацій (точніше, активностей) іонів Гідрогену і гідроксид-іонів зберігає певне стале значення, яке дорівнює іонному добутку води. З підвищенням температури значення K_e збільшується.

Відомо, що всі властивості, характерні для кислот, зумовлені наявністю в розчині катіонів Гідрогену, а властивості, характерні для лугів, – гідроксид-аніонів. Тому розчини, в яких $[H^+] = [OH^-]$, називаються **нейтральними**; якщо $[H^+] > [OH^-]$, розчини називаються **кислими**, і якщо $[H^+] < [OH^-]$, то розчин **лужний**. Чиста вода має нейтральну реакцію, тому що в ній $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л (при 295K).

Характеризувати кислотність або лужність розчинів числами з від'ємними показниками ступеня (наприклад, 10^{-5} , 10^{-12}) практично незручно. Тому реакцію водних розчинів, яка показує ступінь їх кислотності або лужності, прийнято виражати водневим показником (Зеренсен, 1909 р.). **Водневий показник pH** – це величина, яка чисельно дорівнює від'ємному десятковому логарифму концентрації (активності) іонів Гідрогену (у моль/літр):

$$pH = -\lg[H^+].$$

Для абсолютно чистої води при 295K $pH = -\lg[H^+] = -\lg 10^{-7} = 7$. Для кислих розчинів $pH < 7$, а для лужних $pH > 7$. При відомій концентрації (активності) іонів Гідрогену в розчині можна визначити водневий показник (pH) і, навпаки, можна визначити концентрацію H^+ -іонів за відомим значенням pH .

При логарифмуванні рівняння іонного добутку води, одержують:

$$\lg[H^+] + \lg[OH^-] = \lg K_w = \lg 10^{-14} \text{ або } -\lg[H^+] - \lg[OH^-] = -\lg K_w = -\lg 10^{-14},$$

$$\text{звідки } pH + pOH = pK_w = 14.$$

Реакцію середовища в розчинах будь-яких слабких одноосновних кислот можна визначити за формулою

$$pH = -\frac{1}{2} \lg K_{\text{дис.кисл.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{кисл.}},$$

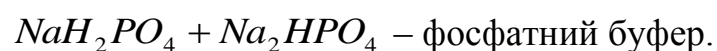
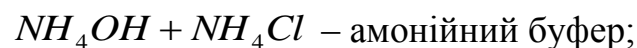
а будь-яких однокислотних основ – за формулою

$$pH = 14 + \frac{1}{2} \lg K_{\text{дис.осн.}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{осн.}}$$

Реакція середовища значно впливає на перебіг багатьох хімічних і фізіологічних процесів, що відбуваються в розчинах. Навіть несуттєва зміна

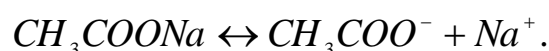
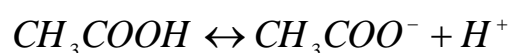
значень pH може призвести до помітної зміни швидкості фізіологічного процесу або навіть зовсім його зупинити. Життєдіяльність ґрунтових мікроорганізмів знаходиться в залежності від pH ґрунтового розчину. Величина pH середовища впливає на ріст і розвиток рослин, перебіг ферментативних процесів у гідролізній промисловості та виноробстві, при переробці молочних продуктів, плодів, овочів, при заготівлі та тривалому зберіганні кормів тощо. Тому дуже важливо підтримувати сталість величини pH , яка в рослинних та тваринних організмах зумовлена наявністю **буферних систем**. *Властивість розчинів зберігати певне значення pH називається буферною дією. Розчини, які мають буферну дію, дістали назву **буферних розчинів або буферних систем**.*

Буферні розчини за своїм складом бувають двох типів: перші складаються із слабкої кислоти та її гідролітично лужної солі, другі – із слабкої основи та гідролітично кислій солі цієї основи, наприклад:



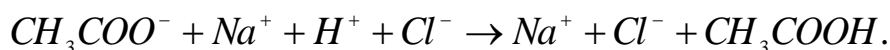
Останній буфер складається із суміші двох солей, одна з яких – однозаміщена і відіграє роль слабкої кислоти, друга – двозаміщена. Буферну дію можуть мати розчини, які складаються з аніонів різних слабких кислот (передостанній буфер).

Розглянемо сутність буферної дії буферних розчинів на прикладі ацетатного буферу. У цьому розчині відбуваються такі реакції електролітичної дисоціації:



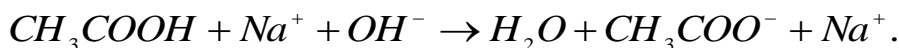
Оскільки ступінь дисоціації кислоти дуже малий, то в розчині переважають її недисоційовані молекули. Натрій ацетат є сильним електролітом і дисоціює повністю на іони CH_3COO^- та Na^+ . Таким чином, в ацетатній буферній суміші

присутність у великій кількості аніонів CH_3COO^- зміщує рівновагу при дисоціації оцтової кислоти в бік утворення її молекул. Причому дисоціація оцтової кислоти може бути настільки пригнічена, що кислоту можна вважати практично недисоційованою. Додавання кислоти або лугу до ацетатної суміші не викликає суттєвої зміни концентрації іонів H^+ у розчині. Так, при додаванні хлоридної кислоти до ацетатного буферу відбувається реакція обміну її з CH_3COONa :



Сильна кислота в результаті цієї реакції замінюється еквівалентною кількістю слабкої оцтової кислоти. Відповідно до закону розбавлення Оствальда збільшення концентрації оцтової кислоти знижує ступінь її дисоціації, в результаті чого $[H^+]$ у буферному розчині зростає дуже незначно, тобто pH розчину майже не змінюється.

Також незначно змінюється pH буферного розчину при додаванні до нього невеликої кількості лугу. При цьому луг реагує з оцтовою кислотою (реакція нейтралізації), в результаті чого гідроксид-аніони зв'язуються з катіонами Гідрогену з утворенням води:



Унаслідок цієї реакції луг, що додається замінюється еквівалентною кількістю слабкоосновної солі, яка впливає на реакцію середовища в значно меншому ступені, ніж $NaOH$. Оскільки в результаті цієї реакції оцтова кислота витрачається, то можна було б сподіватися на значне зниження вмісту іонів H^+ . Проте замість іонів кислоти H^+ та CH_3COO^- , що прореагували, за рахунок потенційної кислотності утворюються нові іони H^+ та CH_3COO^- , і активна кислотність суміші (pH) практично не змінюється. Для розрахунку pH буферної суміші першого типу використовують рівняння:

$$pH = -\lg K_{дис.к-ти} - \lg \frac{N_{кис.} \cdot V_{кис.}}{N_{соли} \cdot V_{соли}};$$

другого типу
$$pH = 14 + \lg K_{дис.основи} + \lg \frac{N_{осн.} \cdot V_{осн.}}{N_{соли} \cdot V_{соли}}.$$

Здатність буферних розчинів протидіяти різкій зміні рН при додаванні до них кислот або лугів є обмеженою. Буферна суміш підтримує сталість рН лише за умови, що кількість сильної кислоти (або лугу), що додається до розчину, не перевищує певної величини. Перевищення цієї кількості викликає різку зміну рН, тобто буферна дія розчину припиняється. Межа, в якій виявляється буферна дія, називається буферною ємністю. **Буферна ємність виражається кількістю еквівалента сильної кислоти (або основи), яку треба додати до 1 літру буферного розчину, щоб змістити його рН на одиницю, тобто:**

$$B = \frac{C_n \cdot V}{(pH_1 - pH_0) \cdot V_{буф}},$$

де B – буферна ємність (моль-екв/л); C_n і V – відповідно нормальна концентрація (моль-екв/л) і об'єм (л) сильної кислоти або основи; $V_{буф}$ – об'єм буферного розчину (л); pH_0 – водневий показник до додавання сильної кислоти або лугу; pH_1 – водневий показник після додавання кислоти або лугу. Величина буферної ємності залежить від концентрації компонентів буферної суміші і співвідношення між цими концентраціями. Найбільшою буферною ємністю характеризуються розчини, які мають великі концентрації компонентів, що входять до складу буферу, і розчини, які складені з компонентів, узятих у рівних кількостях.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Розрахувати рН 0,01 М розчину HCl, написати рівняння дисоціації.

Дано:

Розв'язок:

$C_M(HCl) = 0,01 \text{ М}$	Хлоридна кислота дисоціює згідно з рівнянням
$pH - ?$	
	$HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$
	1 моль 1 моль 0,01 моль/л x моль/л

Концентрація іонів $[H^+]$ дорівнює $x = 0,01$ моль/л

Знаходимо водневий показник $pH = -\lg[H^+] = -\lg 0,01 = 2$.

Відповідь: рН 0,01 М розчину HCl дорівнює 2.

Приклад 2. Розрахувати pH $0,01$ M розчину $NaOH$, написати рівняння дисоціації.

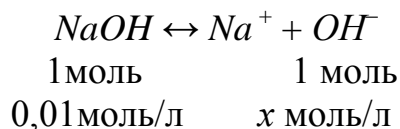
Дано:

$$C_M(NaOH) = 0,01 M$$

$pH - ?$

Розв'язок:

Для визначення pH $0,01$ M розчину $NaOH$ знаходять концентрацію іонів OH^- :



$$[OH^-] = x = 0,01 \text{ моль/л}$$

Знаходять pOH розчину: $pOH = -\lg[OH^-] = -\lg 0,01 = 2$.

Знаходять pH розчину: $pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$.

Відповідь: pH $0,01$ M розчину $NaOH$ дорівнює 12 .

Приклад 3. Як приготувати 300 $мл$ $0,1$ n розчину оцтової кислоти із $0,3$ n розчину? Розрахувати pH , якщо константа дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано:

$$V_2(CH_3COOH) = 300 \text{ мл}$$

$$C_{H_2}(CH_3COOH) = 0,1 N$$

$$C_{H_1}(CH_3COOH) = 0,3 N$$

$$K_d(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$V_1(CH_3COOH) - ?$$

$pH - ?$

Розв'язок:

Розраховують об'єм $0,3$ N розчину кислоти, який необхідний для приготування 300 $мл$ $0,1$ N розчину:

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2 \quad \Rightarrow$$

$$\Rightarrow V_1 = \frac{C_{H_2} \cdot V_2}{C_{H_1}} = \frac{300 \cdot 0,1}{0,3} = 100 \text{ мл.}$$

Знаходять pH з урахуванням константи

дисоціації оцтової кислоти:

$$pH = -\frac{1}{2} \lg K_{\text{дис.кисл.}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{кисл.}} = -\frac{1}{2} \lg(1,8 \cdot 10^{-5}) - \frac{1}{2} \lg 0,1 = 2,37 + 0,5 = 2,87$$

Відповідь: для приготування 300 $мл$ $0,1$ n розчину оцтової кислоти необхідно 100 $мл$ $0,3$ n розчину, pH утвореного розчину становить $2,87$.

Приклад 4. Як приготувати 100 мл аміачного буферного розчину з рН 8? Константа дисоціації амоній гідроксиду становить $1,79 \cdot 10^{-5}$.

Дано:

$$V_{\text{буф}} = 100 \text{ мл}$$

$$pH = 8$$

$$K_d(NH_4OH) = 1,79 \cdot 10^{-5}$$

$$V(NH_4OH) - ?$$

$$V(NH_4Cl) - ?$$

Розв'язок:

Для буферних розчинів, які утворені слабкою основою та її сіллю, рН розраховують за формулою

$$pH = 14 + \lg K_{\text{дис.основи}} + \lg \frac{C_{\text{осн.}} \cdot V_{\text{осн.}}}{C_{\text{солі}} \cdot V_{\text{солі}}}$$

Позначають вираз $\frac{C_{\text{осн.}} \cdot V_{\text{осн.}}}{C_{\text{солі}} \cdot V_{\text{солі}}}$ як x та виводять його:

$$pH = 14 + \lg K_{\text{дис.основи}} + \lg x;$$

$$\lg x = pH - 14 - \lg K_{\text{дис.основи}} = 8 - 14 - \lg(1,79 \cdot 10^{-5}) = -1,3;$$

$$x = 10^{-1,3} = 0,05.$$

Нехай концентрації основи та її солі будуть однаковими. Враховуючи, що загальний об'єм буферного розчину 100 мл, отримують систему рівнянь:

$$\begin{cases} \frac{V_{\text{осн.}}}{V_{\text{солі}}} = 0,05 \\ V_{\text{осн.}} + V_{\text{солі}} = 100 \end{cases} \begin{cases} \frac{100 - V_{\text{солі}}}{V_{\text{солі}}} = 0,05 \\ V_{\text{осн.}} = 100 - V_{\text{солі}} \end{cases} \begin{cases} 100 - V_{\text{солі}} = 0,05 \cdot V_{\text{солі}} \\ V_{\text{осн.}} = 100 - V_{\text{солі}} \end{cases} \begin{cases} 1,05 \cdot V_{\text{солі}} = 100 \\ V_{\text{осн.}} = 100 - V_{\text{солі}} \end{cases}$$

$$\begin{cases} V_{\text{солі}} = 95 \\ V_{\text{осн.}} = 5 \end{cases}$$

Відповідь: для приготування аміачного буферного розчину з рН 8 необхідно змішати 95 мл розчину NH_4Cl та 5 мл NH_4OH з однаковими концентраціями.

Задачі для самостійного розв'язку

1. рН розчину становить 5,72. Визначити концентрацію іонів H^+ та OH^- .
2. рН розчину становить 11,36. Визначити концентрацію іонів H^+ та OH^- .
3. Розрахувати рН 0,001 М розчину KOH , написати рівняння дисоціації.
4. Розрахувати рН 0,001 М розчину HNO_3 , написати рівняння дисоціації.
5. Як приготувати 200 мл 0,01 н розчину H_2SO_4 із 0,05 н розчину кислоти?

Визначити рН цього розчину.

6. Визначити молярну та нормальну концентрації 5 %-вого розчину H_3PO_4 ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$). Визначити pH цього розчину, якщо $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$.

7. Визначити молярну та нормальну концентрації 2 %-вого розчину HNO_3 ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$). Визначити pH цього розчину.

8. Скільки $мл$ 0,1 n розчину амоній гідроксиду необхідно додати до 20 $мл$ 0,2 n розчину амоній хлориду, щоб одержати буферний розчин з $pH = 9,8$? Константа дисоціації амоній гідроксиду становить $1,79 \cdot 10^{-5}$.

9. Скільки $мл$ 0,1 n розчину оцтової кислоти необхідно додати до 10 $мл$ 0,2 n . розчину натрій ацетату, щоб одержати буферний розчин з $pH = 4,5$. Константа дисоціації оцтової кислоти становить $1,75 \cdot 10^{-5}$.

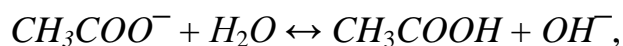
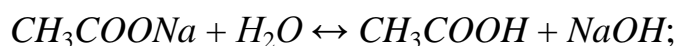
10. Як приготувати 200 $мл$ ацетатного буферного розчину з $pH = 5$? Константа дисоціації оцтової кислоти становить $1,75 \cdot 10^{-5}$.

5.7. Гідроліз солей

Гідролізом солі називається взаємодія іонів солі з водою за реакцією обміну, у результаті чого утворюється слабкий електроліт. Причина гідролізу – утворення малодисоційованих молекул кислоти або основи, або того й іншого одночасно, в результаті чого зміщується рівновага електролітичної дисоціації води. Гідроліз солей в більшості випадків *оборотний*.

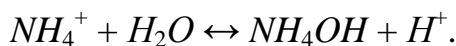
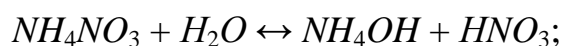
Розрізняють такі випадки гідролізу солей.

1. Сіль утворена **сильною основою і слабкою кислотою**: CH_3COONa , KCN , $NaNO_2$ та ін. При гідролізі встановлюється рівновага:



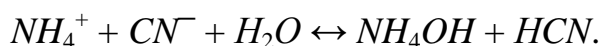
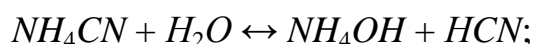
тобто перебігає гідроліз за аніоном, тому що ацетат-іон при взаємодії з іонами H^+ води утворює молекулу слабкодисоційованої оцтової кислоти, тобто *гідроліз відбувається за іоном слабкої сполуки (кислоти або основи)*. Надлишок іонів OH^- обумовлює лужну реакцію розчину ($pH > 7$).

2. Сіль утворена **сильною кислотою і слабкою основою**: NH_4Cl , NH_4NO_3 , $CuSO_4$ та ін. Рівняння гідролізу такої солі:



У цьому випадку гідроліз відбувається за катіоном (катіон слабкої основи). У результаті такого процесу накопичуються в надлишку іони H^+ , і розчин набуває кислій реакції ($pH < 7$).

3. Сіль утворена *слабкою основою і слабкою кислотою*: NH_4NO_2 , CH_3COONH_4 , NH_4CN та ін. Рівняння гідролізу солі NH_4CN :



Солі цього типу легше за інших гідролізуються, оскільки їх іони (і катіон, і аніон) одночасно пов'язують іони H^+ і OH^- , зміщуючи рівновагу дисоціації води. У цьому випадку $pH \sim 7$.

Якщо в результаті гідролізу утворюються однакові за силою кислота і основа, то реакція середовища нейтральна; вона буде слабкокислою, якщо кислота сильніше основи, або слабколужною, якщо основа сильніше за кислоту.

4. Сіль утворена *сильною кислотою і сильною основою*: $NaCl$, KNO_3 , $CaCl_2$ та ін. При звичайних умовах такі солі гідролізу не підлягають, через те що їх іони не утворюють з іонами води молекул слабкодисоційованих електролітів.

Отже, гідролізують тільки ті солі, до складу яких входять іони слабкої кислоти, або іони слабкої основи, або того і іншого одночасно. **Сильними кислотами**, які найбільш часто використовуються, є HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , $HMnO_4$, H_2CrO_4 , $HClO_4$. До **сильних основ** відносять основи металів I і II групи, головної підгрупи крім Be і Mg , тобто основи, утворені Li , Na , K , Rb , Cs , Fr , Ra , Ba , Sr і Ca .

Солі, утворені слабкими багатоосновними кислотами або слабкими многокислотними основами ($FeCl_3$, $AlCl_3$, Na_2CO_3 , K_3PO_4 та ін.), гідролізують ступінчасто (як процес, що зворотній супінчастій дисоціації). Однак другий і, особливо, наступні ступені гідролізу виражені набагато слабкіше, ніж гідроліз за першим ступенем. Так, гідроліз K_2CO_3 може бути виражений рівняннями:

Перший ступінь: а) молекулярне рівняння $K_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow KHCO_3 + KOH$;



Другий ступінь: а) молекулярне рівняння $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH}$;



При кімнатній температурі гідроліз проходить лише за першим ступенем, оскільки HCO_3^- (продукт першого ступеня) більш слабкий електроліт, ніж H_2CO_3 (продукт другого ступеня). У результаті гідролізу солей багатоосновних слабких кислот утворюються кислі солі.

Сіль FeCl_3 утворена багатокислотною слабкою основою. Її гідроліз теоретично може бути представлений трьома ступенями. Проте в основному він перебігає за першим ступенем, у незначній кількості за другим і практично не перебігає за третім ступенем. Рівняння гідролізу солі FeCl_3 :

а) у молекулярному вигляді: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$ (I ступінь);

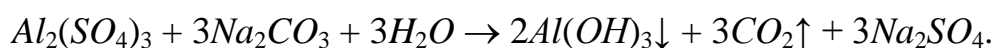


б) у молекулярно-іонному вигляді: $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$ (I ступінь);

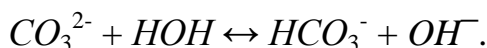
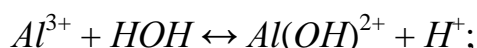
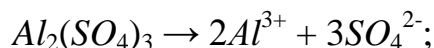


У результаті гідролізу солей багатокислотних слабких основ утворюються основні солі.

Взаємодія в розчині двох солей, одна з яких утворена слабкою основою і сильною кислотою, а друга – сильною основою і слабкою кислотою, приводить до утворення осаду слабкої основи та малодисоційованої кислоти. Якщо змішати розчини солей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і Na_2CO_3 , то реакція перебігає за схемою:
 $2\text{Al}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow,$



Цей ефект обумовлений поведінкою солей у розчині:



При змішуванні розчинів цих солей H^+ і OH^- -іони нейтралізують один одного, що приводить до взаємного підсилення гідролізу обох солей. *Взаємодія*

розчинів двох солей, які взаємно підсилюють гідроліз одна одної, називається **сумісним гідролізом**.

Кількісно гідроліз характеризують двома величинами:

- 1) ступенем гідролізу h , що показує, яка частина розчиненої солі прогідролізувала у стані рівноваги;
- 2) константою гідролізу K_G , оскільки гідроліз – оборотний процес, в якому через деякий час настає рівновага.

Ступінь гідролізу солі – це відношення числа гідролізованих молекул до загальної кількості молекул розчиненої речовини

$$h = C_{\text{гiдр}} / C_{\text{заг}} ,$$

де $C_{\text{гiдр}}$ – число гідролізованих молекул; $C_{\text{заг}}$ – загальне число розчинених молекул. Ступінь гідролізу виражається в частках або у відсотках.

Якщо початкову концентрацію солі в розчині позначити через C (моль/л), то вираз для константи гідролізу має такий вигляд:

$$K_G = \frac{C_{\text{соли}} \cdot h_G^2}{1 - h_G} .$$

При сильному розведенні, коли $(1 - \alpha) \rightarrow 1$, рівняння можна спростити:

$$K_G = C_{\text{соли}} \cdot h_G^2, \quad h_G = \sqrt{\frac{K_G}{C_{\text{соли}}}} .$$

Ступінь гідролізу залежить від *природи солі, її концентрації та температури розчину*. Природа солі виявляється у величині константи гідролізу (табл. 7.1). Залежність від концентрації виражається в тому, що зі зменшенням концентрації ступінь гідролізу збільшується. Тому можна зміщувати рівновагу процесу гідролізу додаванням одноіменних іонів (OH^- для випадку 1 і H^+ для випадку 2). Вплив температури на ступінь гідролізу впливає з принципу Ле-Шательє. Всі реакції нейтралізації відбуваються з виділенням теплоти (екзотермічна реакція), а гідроліз – з поглинанням теплоти (ендотермічна реакція). Оскільки вихід ендотермічних реакцій з підвищенням температури збільшується, то і ступінь гідролізу зростає з підвищенням температури.

Таблиця 7.1. Формули для розрахунку константи K_{Γ} і ступеня гідролізу h_{Γ} та рН водних розчинів солей, що піддаються гідролізу

<i>Сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою</i>		
$K_{\Gamma} = \frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{к-ти}}}}$	$h_{\Gamma} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{к-ти}} \cdot C_{\text{солі}}}}}$	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\partial_{\text{к-ти}}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{солі}}$
<i>Сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою</i>		
$K_{\Gamma} = \frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{осн}}}}$	$h_{\Gamma} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{осн}} \cdot C_{\text{солі}}}}}$	$pH = 7 - \frac{1}{2} pK_{\partial_{\text{осн}}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{солі}}$
<i>Сіль, утворена слабкою основою і слабкою кислотою</i>		
$K_{\Gamma} = \frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{к-ти}}} \cdot K_{\partial_{\text{осн}}}}$	$h_{\Gamma} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{к-ти}}} \cdot K_{\partial_{\text{осн}}}}}$	$pH = 7 - \frac{1}{2} pK_{\partial_{\text{осн}}} + \frac{1}{2} \lg pK_{\partial_{\text{к-ти}}}$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Розрахувати константу гідролізу 0,1 М розчину амоній хлориду. Константа дисоціації NH_4OH становить $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано:

$$C_{\text{M}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$K_{\partial}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{\Gamma} - ?$$

Розв'язок:

NH_4Cl – сіль, яка утворена слабкою основою NH_4OH та сильною кислотою HCl . Тому формула для розрахунку константи гідролізу (табл. 7.1) така:

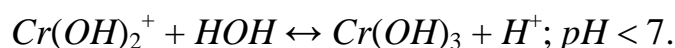
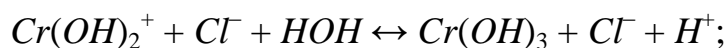
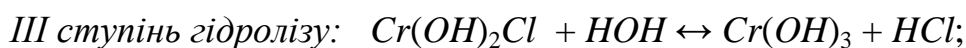
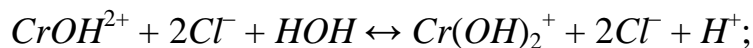
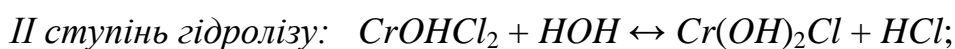
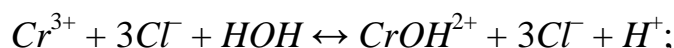
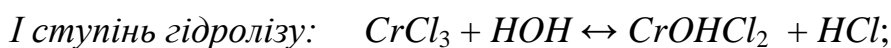
$$K_{\Gamma} = \frac{10^{-14}}{K_{\partial_{\text{осн}}}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,56 \cdot 10^{-9} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

Відповідь: константа гідролізу 0,1 М розчину NH_4Cl дорівнює $5,6 \cdot 10^{-10}$.

Приклад 2. Які з перелічених солей підлягають гідролізу? Для кожної солі, що гідролізує, написати рівняння гідролізу в молекулярній та іонній формах і вказати реакцію її водного розчину: $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$, CrCl_3 , KCN .

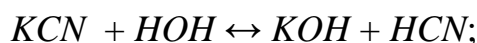
Сіль $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ не піддається гідролізу, тому що вона є похідною сильною основи та сильною кислоти.

Сіль CrCl_3 утворена катіоном слабкої основи та аніоном сильною кислоти, тому вона гідролізує за катіоном:



Гідроліз відбувається переважно за першим ступенем. Третій ступінь гідролізу практично не відбувається.

Сіль KCN утворена катіоном сильної основи та аніоном слабкої кислоти, тому вона гідролізує за аніоном:



Приклад 3. Розрахувати ступінь гідролізу 0,1 М розчину цинк хлориду за першим ступенем. $K_{\text{д1}}(\text{Zn(OH)}_2) = 1,5 \cdot 10^{-9}$.

Дано:

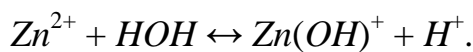
$$C_{\text{M}}(\text{ZnCl}_2) = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$K_{\text{д1}}(\text{Zn(OH)}_2) = 1,5 \cdot 10^{-9}$$

$$h_{\text{Г}} - ?$$

Розв'язок:

Іонне рівняння гідролізу солі ZnCl_2 :



Ця сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою, тому формула для розрахунку ступеня гідролізу (табл. 7.1) така:

$$h_{\text{Г}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\text{досн}} \cdot C_{\text{солі}}}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,5 \cdot 10^{-9} \cdot 0,1}} = \sqrt{0,67 \cdot 10^{-4}} = 0,82 \cdot 10^{-2} = 8,2 \cdot 10^{-3}.$$

Відповідь: ступінь гідролізу 0,1 М розчину ZnCl_2 дорівнює $8,2 \cdot 10^{-3}$.

Приклад 4. Обчислити ступінь і константу гідролізу 0,05 М розчину амоній хлориду, якщо рН цього розчину становить 5,5.

Дано:

$$C_M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,05 \text{ моль/л}$$

$$pH = 5,5$$

$$K_{\Gamma} - ?$$

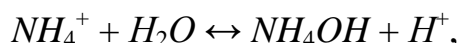
$$h_{\Gamma} - ?$$

Розв'язок:

Ступінь гідролізу розраховують за формулою

$$h_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}^+]}{C_{\text{соли}}}$$

Іонне рівняння гідролізу солі NH_4Cl таке:



отже концентрація іонів амонію та гідрогену однакова $[\text{NH}_4^+] = [\text{H}^+]$.

Якщо $pH = -\lg[\text{H}^+]$, то $[\text{H}^+] = 10^{-5,5} = 3,2 \cdot 10^{-6}$. Тоді ступінь гідролізу дорівнює:

$$h_{\Gamma} = \frac{[\text{NH}^+]}{C_{\text{соли}}} = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{соли}}} = \frac{3,2 \cdot 10^{-6}}{0,05} = 6,3 \cdot 10^{-5}.$$

Константу гідролізу знаходимо за формулою:

$$K_{\Gamma} = h_{\Gamma}^2 \cdot C_{\text{соли}} = (6,3 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 0,05 = 1,98 \cdot 10^{-10}.$$

Відповідь: константа гідролізу дорівнює $1,98 \cdot 10^{-10}$, ступінь гідролізу – $6,3 \cdot 10^{-5}$.

Приклад 5. Розрахувати рН розчину, утвореного змішуванням рівних об'ємів розчинів гідроксиду натрію і оцтової кислоти з однаковою концентрацією 0,02 моль/л, $K_{\delta}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Дано:

$$V_{\text{кисл}} = V_{\text{лугу}}$$

$$C_M(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

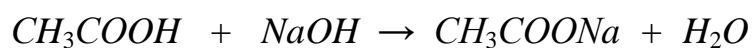
$$= C_M(\text{NaOH}) = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$K_{\delta}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

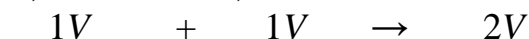
$$pH - ?$$

Розв'язок:

1. При змішуванні цих речовин відбувається реакція нейтралізації з утворенням натрій ацетату:



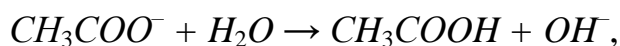
$$0,02 \text{ моль/л} \quad 0,02 \text{ моль/л} \quad x \text{ моль/л}$$



$$x = 0,02/2 = 0,01 \text{ моль/л} - \text{концентрація натрій}$$

ацетату в розчині вдвічі менше, оскільки при змішуванні рівних об'ємів лугу і кислоти відбувається збільшення об'єму розчину вдвічі.

2. CH_3COONa – сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою, отже вона у водному розчині прогідролізує за аніоном



pH цього розчину дорівнює:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\text{дк-ти}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{соли}} = 7 + \frac{1}{2} (-\lg 1,8 \cdot 10^{-5}) + \frac{1}{2} \lg 0,01 = 7 + 2,37 - 1 = 8,37.$$

Відповідь: pH розчину становитиме 8,37.

Задачі для самостійного розв'язку

- Для запропонованих солей записати у молекулярній та іонній формах рівняння гідролізу. Зробити висновок про механізм взаємодії та вказати, яка реакція середовища в розчинах: а) CH_3COONa ; б) K_2S ; в) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$.
- Скласти рівняння гідролізу солей Al_2S_3 ; $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$; $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)$, урахувавши, що гідроліз таких солей оборотний.
- Порівняти реакцію середовища в розчинах солей, не проводячи обчислень: а) Na_2SO_4 ; Na_2SO_3 ; Na_2CO_3 ; б) KCl ; MgCl_2 ; AlCl_3 .
- Пояснити, чому неможливо отримати ферум(III) карбонат шляхом змішування розчинів натрій карбонату і ферум(III) хлориду. Які продукти утворюються в результаті?
- При зливанні водних розчинів $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ та Na_2S утворюється білий осад і виділяється газ. Скласти рівняння відповідної реакції. В якому випадку відбувається повний гідроліз солі?
- Чому дорівнює константа гідролізу натрій ацетату, якщо pH його 0,1 M розчину становить 8,9?
- Чому дорівнює константа гідролізу та pH у 0,1 M розчині амоній нітрату (константа дисоціації аміаку становить $1,8 \cdot 10^{-5}$)?
- Розрахувати pH розчину калій карбонату з молярною концентрацією 0,01 моль/л. $K_{\text{д}}(\text{HCO}_3^-) = 4,8 \cdot 10^{-11}$.
- Розрахувати pH розчину плюмбум хлориду з концентрацією 0,03 моль/л, якщо константа рівноваги процесу $\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{PbOH}^+ + \text{H}^+$ дорівнює $3,3 \cdot 10^{-7}$.
- Чому дорівнює константа гідролізу натрій ацетату у водному розчині з pH 8,36?

Розділ 6. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Складні багатоеlementні речовини поділяються на класи за хімічними властивостями – функціональними ознаками, які цим речовинам властиві в хімічних реакціях. Найважливішими класами неорганічних сполук є оксиди, основи, кислоти та солі.

6.1. Оксиди

Оксиди – бінарні сполуки елементів з оксисеном у ступені окиснення –2.

Загальна формула оксидів

$$E_2^{+x} O_x^{-2},$$

де x – ступінь окиснення елемента E , що утворює оксид.

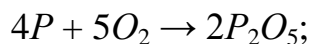
За хімічним характером оксиди поділяються на **солетворні і несолетворні**. До несолетворних належать CO , SiO , NO тощо. Солетворні оксиди поділяються на **основні, кислотні та амфотерні**.

Основними називаються оксиди металів, гідрати яких є основами. Оксиди Na_2O , CaO , Ag_2O , Cu_2O , FeO , Bi_2O_3 , NiO , CoO тощо є основними. **Кислотними** є такі оксиди, гідрати яких є кислотами. До кислотних оксидів належать оксиди неметалів та оксиди металів зі ступенем окиснення металу +5, +6 та +7. Приклади кислотних оксидів: B_2O_3 , N_2O_3 , N_2O_5 , V_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7 тощо. **Амфотерними** називаються оксиди, яким відповідають амфотерні гідроксиди. Залежно від умов реакції амфотерні оксиди виявляють властивості як основних, так і кислотних оксидів. Приклади амфотерних оксидів: BeO , CuO , Al_2O_3 , TiO_2 , SnO , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , PbO , PbO_2 тощо.

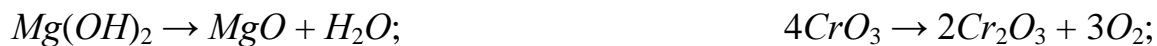
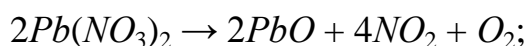
Номенклатура оксидів. Назви оксидів складаються із назви елемента в називному відмінку та слова оксид. Якщо елемент утворює декілька оксидів, то ступінь окиснення елемента зазначається в дужках римською цифрою.

Основні методи добування оксидів. Оксиди елементів утворюються:

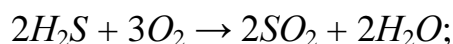
1) унаслідок нагрівання простих речовин за наявності кисню або повітря



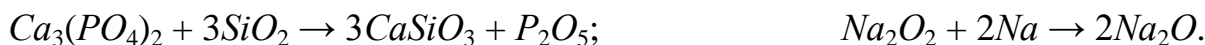
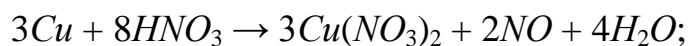
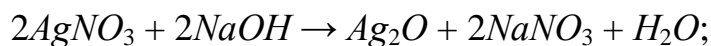
2) при розкладанні основ, кислот, амфотерних гідроксидів, солей оксигеновмісних кислот, оксидів:



3) при випалюванні сульфідів, фосфідів, спалюванні горючих водневих сполук:



4) при взаємодії кислот-окисників з металами та неметалами, солей деяких металів з лугами, кислотами, оксидами тощо:



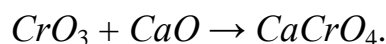
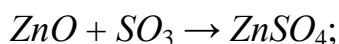
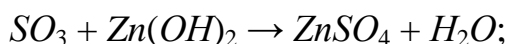
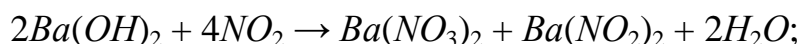
Хімічні властивості оксидів

Основні оксиди взаємодіють з кислотами, амфотерними гідроксидами, кислотними та амфотерними оксидами з утворенням солей:

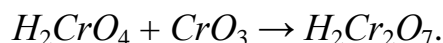
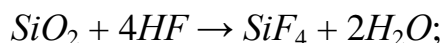


Оксиди найактивніших металів – калію, натрію, кальцію та деяких інших сполучаються з водою, утворюючи розчинні у воді основи – луги. Деякі основні оксиди (MgO , La_2O_3) сполучаються з водою, утворюючи нерозчинні основи.

Характерною ознакою кислотних оксидів є їх здатність взаємодіяти з основними й амфотерними оксидами, основами, амфотерними гідроксидами, утворюючи відповідні солі, наприклад:

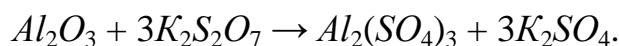
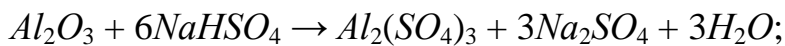


Кислотні оксиди здатні взаємодіяти з кислотами без утворення солей:

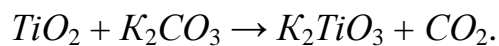
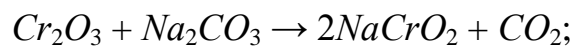
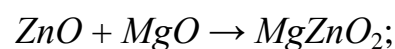
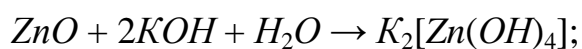


Багато кислотних оксидів безпосередньо сполучається з водою, утворюючи відповідні кислоти.

Амфотерні оксиди з водою безпосередньо не взаємодіють. З кислотами та кислотними оксидами вони взаємодіють як основні:



Амфотерні оксиди виявляють кислотні властивості при взаємодії з водними розчинами лугів або сплавленні з оксидами, гідроксидами, карбонатами активних металів:

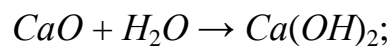
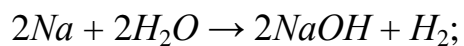


6.2. Основи

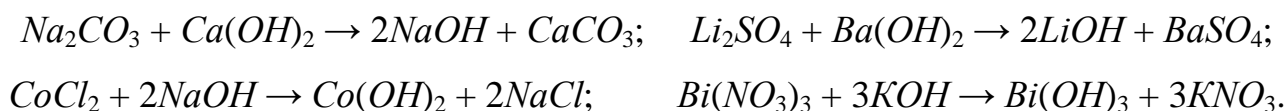
До складу основ входять іон металу (або група атомів NH_4^+ , TiO_2^{2+} , BiO^+ , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, що відіграє роль металу) та гідроксид-іони, кількість яких дорівнює валентності металу. Загальна формула основ $Me(OH)_x$. Приклади основ: $LiOH$, $Ba(OH)_2$, $Bi(OH)_3$, $Mn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ тощо. Кількість гідроксид-іонів в основі, що здатні заміщуватись на кислотні залишки з утворенням солей, визначає її кислотність. Тому основи можуть бути однокислотні ($NaOH$, NH_4OH), двокислотні ($Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_2$), трикислотні ($Bi(OH)_3$, $La(OH)_3$, $Mn(OH)_3$), чотирикислотні ($Th(OH)_4$) тощо.

Номенклатура основ. Назви основ утворюють із назви металу (або металоподібної групи) в називному відмінку та слова гідроксид, що вказує на наявність іонів OH^- . Якщо один метал утворює кілька основ, то після назви металу в дужках римською цифрою позначається ступінь його окиснення. Наприклад: $Mn(OH)_2$ – манган(II) гідроксид, $Mn(OH)_3$ – манган(III) гідроксид. Розчинні у воді основи називаються лугами.

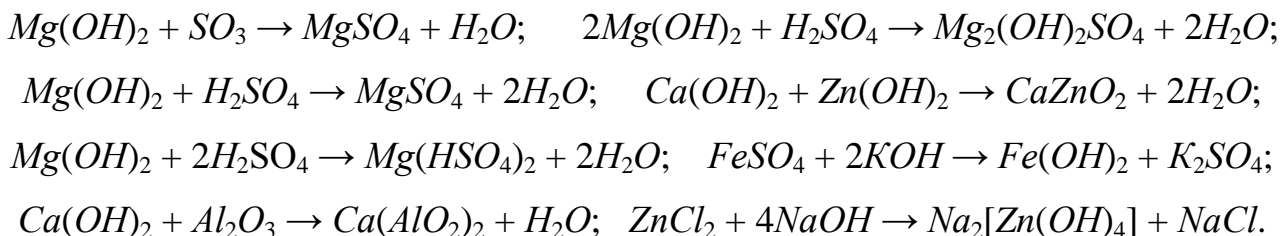
Основні методи добування основ. Основи утворюються при взаємодії лужних, лужно-земельних металів та їхніх оксидів з водою:



З відповідних розчинних солей за реакціями обміну з лугами:



Хімічні властивості основ. Основи взаємодіють з кислотами, кислотними й амфотерними оксидами і гідроксидами, солями:



6.3. Кислоти

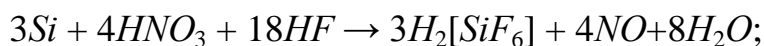
До складу кислот входять іон (або декілька іонів) Гідрогену та кислотний залишок. Кількість іонів Гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватися на метал або металоподібну групу атомів з утворенням солей, визначає її основність. Розрізняють кислоти одноосновні (HNO_3 , HCl , $HClO$), двоосновні (H_2SO_4 , H_2S , H_2CO_3), трьохосновні (H_3PO_4), чотирьохосновні ($H_4P_2O_7$, H_4SiO_4), п'ятиосновні (H_5IO_6), шестиосновні (H_6TeO_6). За хімічним складом розрізняють безкисневі (HCl , HBr , HI , H_2S , H_2Se , HCN , $HSCN$), звичайні кисневмісні, полі-, тіо-, пероксокислоти.

Номенклатура кислот. Назви кисневмісних кислот утворюють із назв кислотоутворюючого елемента та слова кислота. При цьому назва кислоти, в якій елемент виявляє вищий ступінь окиснення, має закінчення -атна. Із зниженням ступеня окиснення кислотоутворюючого елемента закінчення кислот змінюються в такій послідовності: -ітна (-итна), -ідна (-идна).

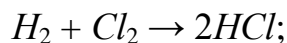
Якщо одному і тому самому ступеню окиснення елемента відповідають дві кислоти з різними основностями, то назва кислоти з нижчою основністю має префікс мета-, а з вищою – орто-: HPO_3 – метафосфорна (ступінь окиснення Фосфору +5, одноосновна), H_3PO_4 – ортофосфорна (ступінь окиснення Фосфору +5, трьохосновна).

Основні методи добування кислот. Кислоти добувають при взаємодії кислотних оксидів з водою: $I_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HIO_3$; $CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$;

окисненні простих речовин кислотами-окисниками або сумішшю кислот:



при безпосередньому сполученні деяких неметалів з воднем:



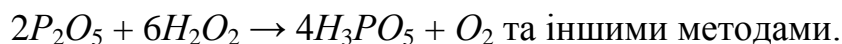
при гідролізі галогенангідридів:



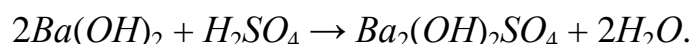
при взаємодії солі з більш сильними кислотами: $KCl + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HCl$;

активних неметалів з водою: $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HClO$;

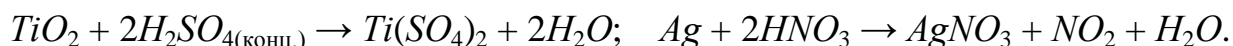
кисневмісних кислот або кислотних оксидів з гідроген пероксидом:



Хімічні властивості кислот. Кислоти взаємодіють з основами та амфотерними гідроксидами з утворенням середніх, кислих або основних солей:

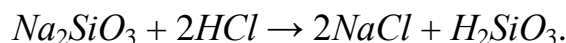


Кислоти також утворюють солі при взаємодії з основними та амфотерними оксидами, металами: $NiO + H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + H_2O$;



Взаємодія з металами суміші концентрованих кислот HNO_3 і HCl , HNO_3 і HF в об'ємному співвідношенні 1:3 приводить до утворення складних (комплексних) кислот, наприклад: $Au + HNO_3 + 4HCl \rightarrow H[AuCl_4] + NO + 2H_2O$.

Деякі кислоти реагують із солями, утворюючи нову сіль і нову кислоту, наприклад:

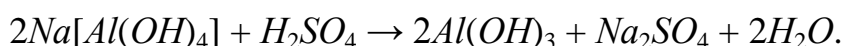


6.4. Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – $Me(OH)_x$ – гідрати амфотерних оксидів, які мають слабкі кислотні та основні властивості. Всі амфотерні гідроксиди погано розчиняються у воді, добуваються непрямими методами. Приклади амфотерних гідроксидів: $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Au(OH)_3$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Ga(OH)_3$ тощо.

Номенклатура амфотерних гідроксидів. За своїм складом амфотерні гідроксиди не відрізняються від основ, тому назви їх утворюються аналогічно, тобто із назви металу в називному відмінку та слова гідроксид, наприклад: $Sn(OH)_2$ – станум(II) гідроксид, $Sn(OH)_4$ – станум(IV) гідроксид.

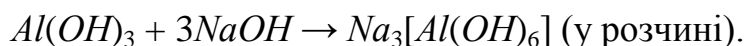
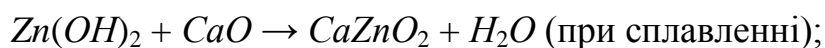
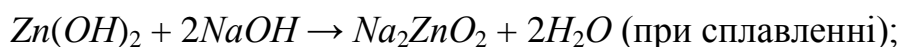
Основні методи добування амфотерних гідроксидів. Амфотерні гідроксиди добувають за реакціями відповідних солей з кислотами або лугами в еквівалентних кількостях (щоб уникнути розчинення гідроксиду в надлишку лугу або кислоти): $Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3Na_2SO_4$;



Хімічні властивості амфотерних гідроксидів. Амфотерні гідроксиди взаємодіють з кислотами та кислотними оксидами, виявляючи основні властивості, з утворенням солей:



Амфотерні гідроксиди взаємодіють з основами та основними оксидами з утворенням солей, виявляючи при цьому кислотні властивості:



6.5. Солі

Солі – кристалічні речовини, які можна розглядати як продукт повного або часткового заміщення іонів гідрогену кислоти на метал або гідроксильних груп основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки. За своїми хімічними властивостями та складом солі поділяються на середні, подвійні, кислі, основні (складні координаційні солі в цьому розділі не розглядаються). **Середні солі** – продукти повного заміщення іонів гідрогену кислоти на катіони металів (або металоподібної групи атомів) або гідроксид-іонів основ (амфотерних гідроксидів) на кислотні залишки: KCl , $AgNO_3$, Na_2SO_4 , $ZnSO_4$. Солі, що утворюються при заміщенні іонів гідрогену багатоосновної кислоти на катіони різних металів або гідроксид-іонів багатокисlotної основи (амфотерного гідроксиду) на різні кислотні залишки, називаються **подвійними**. До подвійних

солей належать галуни загальної формули $MeMe'(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ($Me - Na^+, K^+, NH_4^+, Me' - Al^{3+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}$); солі $CaNH_4PO_4, Ca(OCl)Cl, NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O, KNaSO_4$ тощо. Подвійні солі можуть існувати лише у твердому стані. **Кислі солі** – продукти неповного заміщення іонів гідрогену багатоосновної кислоти на катіони металів ($Na\underline{H}SO_4, Ca(\underline{H}CO_3)_2, (NH_4)_2\underline{H}PO_4$ тощо). **Основні солі** – продукти неповного заміщення гідроксид-іонів основ або амфотерних гідроксидів кислотними залишками ($Fe(\underline{OH})SO_4, Fe(\underline{OH})_2Cl, Bi(\underline{OH})(NO_3)_2$).

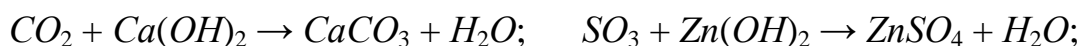
Номенклатура солей. Назви середніх солей утворюються з двох слів: назви металу в називному відмінку та назви аніона кислоти, наприклад: $CaSO_4$ – кальцій сульфат; $KClO_3$ – калій хлорат. Якщо метал виявляє різні ступені окиснення і утворює кілька середніх солей, то в їхніх назвах ступінь окиснення металу позначається римською цифрою в дужках, наприклад: $CrSO_4$ – хром(II) сульфат; $Cr_2(SO_4)_3$ – хром(III) сульфат. Назви подвійних солей утворюються так само, як і назви середніх солей: $NH_4Fe(SO_4)_2$ – амоній-ферум(III) сульфат.

Назви кислих солей утворюють із назв аніонів кислот, металу та префікса гідроген-, який підкреслює наявність іонів гідрогену в їх складі. Якщо молекула солі містить не один, а кілька іонів гідрогену, то до її назви додають числівники ди-, три- тетра-, що вказують кількість цих іонів, наприклад: Na_2HPO_4 – натрій гідрогенортофосфат (гідроортофосфат), NaH_2PO_4 – натрій дигідрогенортофосфат (дигідроортофосфат).

Назви основних солей утворюють з назв аніонів кислот, металу та префіксу гідроксо-, що підкреслюють наявність гідроксид-іонів. Якщо молекула основної солі містить кілька гідроксид-іонів, то до її назви додають числівники ди-, три-, тетра- і т.д., наприклад: $Al(OH)Cl_2$ – алюміній гідроксохлорид, $Al(OH)_2Cl$ – алюміній дигідроксохлорид.

Основні методи добування солей. Відомо багато методів добування солей, але найважливішими з них слід вважати взаємодію:

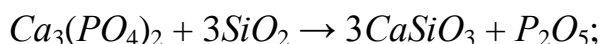
- основних оксидів з кислотними або амфотерними: $CoO + ZnO \rightarrow CoZnO_2$;
- основних та амфотерних оксидів з кислотами: $FeO + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2O$;
- кислотних оксидів з основами або амфотерними гідроксидами:



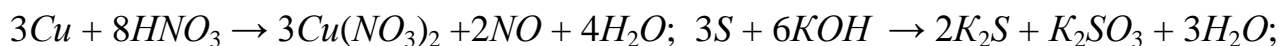
- основ або амфотерних гідроксидів з кислотами:



- солей з кислотами, основами, кислотними, основними оксидами):



- металів з кислотами та неметалів з лугами: $Si + 2KOH + H_2O \rightarrow K_2SiO_3 + 2H_2$;



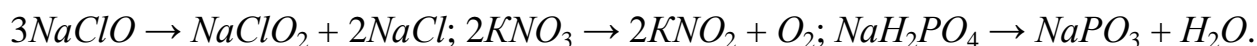
- за реакціями подвійного обміну між солями: $Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$;

- за реакціями витіснення одного металу або неметалу з їх солей:



- при безпосередньому сполученні елементів: $2Bi + 3Cl_2 \rightarrow 2BiCl_3$;

- при термічному розкладі солей можуть утворюватись інші:



Хімічні властивості солей. Середні солі можуть взаємодіяти з кислотами з утворенням іншої кислоти та солі: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$.

Якщо на середні солі багатоосновної кислоти діяти однойменною кислотою, то утворюються кислі солі:



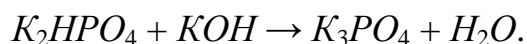
Взаємодія основних солей з кислотами зумовлює утворення середніх солей:



У водних розчинах середні солі можуть реагувати з лугами, утворюючи інші сіль та основу або амфотерний гідроксид:



При взаємодії розчинів кислих солей з лугами утворюються середні солі:



Хімічно активні метали здатні витіснити з водних розчинів солей менш активні метали: $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$; $2AgNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$.

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Написати рівняння реакцій, які треба провести для перетворень:



Розв'язок:

- 1) $2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$;
- 2) $Cl_2 + 2KOH \rightarrow KClO + KCl + H_2O$;
- 3) $2KClO + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl + O_2 + K_2SO_4$;
- 4) $HCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$.

Приклад 2. Виконати перетворення за схемою, дати назву сполукам, визначити їх клас: $ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow ZnS$.

Розв'язок:

- 1) $ZnSO_4 + NaOH \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$;
- 2) $Zn(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ C} ZnO + H_2O$;
- 3) $ZnO + 2KOH \xrightarrow{t^\circ C} K_2ZnO_2 + H_2O$;
- 4) $K_2ZnO_2 + HCl \rightarrow KCl + ZnCl_2 + H_2O$;
- 5) $ZnCl_2 + Na_2S \rightarrow ZnS \downarrow + NaCl$.

Оксиди: ZnO – цинк оксид (амфотерний).

Основи: $NaOH$ – натрій гідроксид; $Zn(OH)_2$ – цинк гідроксид (амфотерний); KOH – калій гідроксид.

Кислоти: HCl – хлоридна кислота.

Солі середні: $ZnSO_4$ – цинк сульфат; $ZnCl_2$ – цинк хлорид; ZnS – цинк сульфід; Na_2SO_4 – натрій сульфат; $NaCl$ – натрій хлорид; K_2ZnO_2 – калій цинкат; KCl – калій хлорид; Na_2S – натрій сульфід; ZnS – цинк сульфід.

Приклад 3. До розчину, що містить 14,7 г сульфатної кислоти додали 8,4 г калій гідроксиду. Розчин випарили. Яка сіль залишиться після випаровування?

Дано:

$$m(H_2SO_4) = 14,7 \text{ г}$$

$$m(KOH) = 8,4 \text{ г}$$

Сіль – ?

Розв'язок:

Знаходять кількості речовин кислоти та луку:

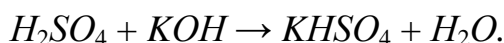
$$\nu(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{14,7}{98} = 0,15 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH})} = \frac{8,4}{56} = 0,15 \text{ моль}$$

Співвідношення кількостей кислоти і лугу складає:

$$\frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{KOH})} = \frac{0,15}{0,15} = \frac{1}{1}$$

Цьому співвідношенню відповідає рівняння реакції, у результаті якого утворюється кисла сіль



Відповідь: після випаровування утворюється кисла сіль калій гідроген сульфат KHSO_4 .

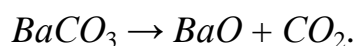
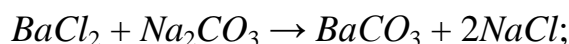
Приклад 4. До розчину, що містить 10,4 г барій хлориду, долили надлишок розчину натрій карбонату. Осад, що утворився, відокремили і прожарили до постійної маси. Скласти рівняння реакцій та розрахувати масу отриманої після прожарювання речовини.

Дано:

$$\frac{m(\text{BaCl}_2) = 10,4 \text{ г}}{m(\text{BaO}) - ?}$$

Розв'язок:

Складають рівняння реакцій:



Отже, речовина, що залишилася після прожарювання – барій оксид. Оскільки в рівнянні реакцій співвідношення сполук Барію: $\text{BaCl}_2 : \text{BaCO}_3 : \text{BaO} = 1 : 1 : 1$, то кількості цих речовин також однакові

$$\nu(\text{BaCl}_2) = \nu(\text{BaCO}_3) = \nu(\text{BaO}).$$

Знаходять масу барій оксиду:

$$m(\text{BaO}) = \nu(\text{BaCl}_2) \cdot M(\text{BaO}) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{M(\text{BaCl}_2)} \cdot M(\text{BaO}) = \frac{10,4 \cdot 153}{208} = 7,65 \text{ г}.$$

Відповідь: після прожарювання утворюється барій оксид масою 7,65 г.

Приклад 5. Розрахувати масу твердого та об'єм (н.у.) газуватого оксидів, які утворюються при термічному розкладанні 1000 кг кальцій карбонату.

Дано:

$$m(\text{CaCO}_3) = 1000 \text{ кг}$$

$$m(\text{CaO}) - ?$$

$$V(\text{CO}_2) - ?$$

Розв'язок:

Карбонати при прожарюванні розкладаються на оксид металу та вуглекислий газ:



Знаходять кількість речовини CaCO_3 :

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{1000 \text{ кг}}{100 \text{ г/моль}} = 10 \text{ кмоль}$$

Оскільки в рівнянні реакції співвідношення сполук

$\text{CaCO}_3 : \text{CaO} : \text{CO}_2 = 1 : 1 : 1$, то кількості цих речовин також однакові

$$\nu(\text{CaCO}_3) = \nu(\text{CaO}) = \nu(\text{CO}_2).$$

Знаходять масу кальцій оксиду:

$$m(\text{CaO}) = \nu(\text{CaO}) \cdot M(\text{CaO}) = 10 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 560 \text{ кг}.$$

Знаходять об'єм вуглекислого газу:

$$V(\text{CO}_2) = \nu(\text{CO}_2) \cdot V_m = 10 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 224 \text{ кл} = 224 \text{ м}^3.$$

Відповідь: після термічного розкладу утворюється 560 кг кальцій оксиду та 224 м³ вуглекислого газу.

Приклад 6. Який об'єм концентрованої сульфатної кислоти густиною 1,84 г/мл з масовою часткою 98 % треба взяти для повного розчинення 8 г міді?

Дано:

$$m(\text{Cu}) = 8 \text{ г}$$

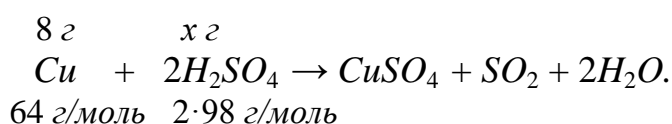
$$\rho_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ г/мл}$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \% = 0,98$$

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

Розв'язок:

Концентрована сульфатна кислота взаємодіє з міддю за рівнянням



Знаходять масу сульфатної кислоти, яка прореагує з 8 грамами міді:

$$\frac{8 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = \frac{x \text{ г}}{196 \text{ г/моль}}; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = x = \frac{8 \cdot 196}{64} = 24,5 \text{ г}.$$

Знаходять масу та об'єм розчину сульфатної кислоти:

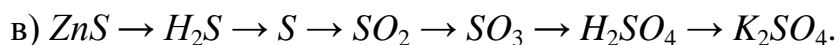
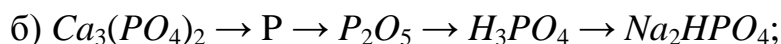
$$m_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,5\text{г} \cdot 0,98 = 24,01\text{ г};$$

$$V_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) / \rho_{\text{р-ну}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 24,01\text{ г} / 1,84\text{ г/мл} = 13,05\text{ мл}.$$

Відповідь: для повного розчинення 8 г міді необхідно 13,05 мл концентрованої сульфатної кислоти.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Виконати перетворення за схемою, дати назву сполукам, визначити їх клас: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3) \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_3$;



2. При прожаренні купрум(II) оксиду втрачається половина кисню, і утворюється купрум(I) оксид. Яка маса купрум(II) оксиду була прожарена, якщо в результаті утворилося 56 л кисню (при н.у.)?

3. При дії лугу на розчин аргентум нітрату утворюється осад аргентум оксиду Ag_2O . Знайти масову частку аргентум нітрату в розчині, якщо при обробці 180 г його надлишком лугу утворилося 56,35 г осаду.

4. Склад глини часто виражають формулою у вигляді оксидів: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Яка маса алюмінію може бути отримана із 100 т глини?

5. Яку масу вуглекислого газу може поглинути 1 кг розчину з масовою часткою натрій гідроксиду 10 %?

6. Скільки нітратної кислоти можна отримати при дії концентрованої сульфатної кислоти на 10 кг натрієвої селітри NaNO_3 ?

7. Гідроген хлорид, добутий дією надлишку концентрованої сульфатної кислоти на 14,9 г калій хлориду, розчинили у 200 г води. Визначити масову частку HCl у розчині.

8. Який об'єм кисню (н.у.) потрібно для спалювання 5 г гідроген сульфід?

9. Яка маса амоній хлориду утвориться при взаємодії 5,1 г амоніаку з 7,3 г гідроген хлориду?

10. Яку масу вапняку треба взяти для одержання 20 кг гашеного вапна?

Розділ 7. КООРДИНАЦІЙНІ (КОМПЛЕКСНІ) СПОЛУКИ

Координаційними (комплексними) називаються хімічні сполуки, кристалічні ґратки яких складаються з комплексних груп, утворених унаслідок взаємодії іонів або молекул, здатних існувати самотійно.

Наукова теорія, яка пояснює будову і властивості координаційних сполук, була сформульована в 1893 р. швейцарським хіміком А. Вернером.

7.1. Основні положення координаційної теорії А. Вернера:

- у молекулі будь-якої комплексної сполуки один із іонів, найчастіше позитивно заряджений, займає центральне місце і називається **комплексоутворювачем**, або **центральним атомом**. Центральним атомом можуть бути як метали, так і неметали;
- комплексоутворювальна здатність елементів однієї й тієї ж підгрупи зростає зі зменшенням активності металу та збільшенням його ступеня окиснення;
- атоми, молекули або іони, розташовані безпосередньо навколо комплексоутворювача і зв'язані з ним за рахунок додаткової валентності, називаються **лігандами**;
- ліганди разом з комплексоутворювачем складають *внутрішню сферу* комплексу, або *внутрішню координаційну сферу*, яку при написанні формули координаційної сполуки пишуть у квадратних дужках;
- іони, або нейтральні частини комплексу, що не є лігандами чи комплексоутворювачем і не увійшли у внутрішню координаційну сферу, складають *зовнішню сферу комплексів*.

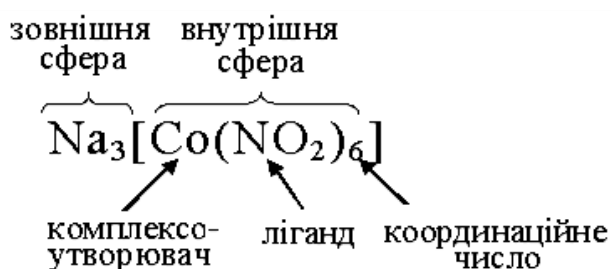
Лігандами можуть бути нейтральні молекули (H_2O , NH_3 , CO), одноатомні аніони (F^- , Cl^- , Br^-) та складні кислотні залишки (CO_3^{2-} , SO_4^{2-} , CN^- , NO_2^-). Важливою характеристикою лігандів є їхня *координаційна ємність*, або *дентантність*, яку визначають кількістю зв'язків, що утворює ліганд із центральним атомом, або інакше – кількістю місць, які ліганди займають у внутрішній координаційній сфері комплексної сполуки. Ліганди, які у внутрішній координаційній сфері займають:

- а) одне місце називається монодентантними (Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , H_2O);
 б) два – бідентантними (NH_2-NH_2 , $C_2O_4^{2-}$);
 в) більше місць – полідентантними (етилендіамінтетраоцтова кислота).

Для характеристики просторового розміщення атомів, іонів і молекул у кристалічних ґратках та в комплексних сполуках застосовують поняття координаційного числа (КЧ). **Координаційне число** – це число атомів лігандів, безпосередньо зв'язаних з центральним атомом. КЧ звичайно більше, ніж ступінь окиснення центрального атома і може змінюватися від 2 до 12.

Заряд комплексоутворювача	Приклад комплексоутворювача	К.ч. характерні(рідко)
+1	Cu^+ , Ag^+ , Au^+	2
+2	Cu^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} , Pt^{2+} , Pd^{2+}	4 (6)
+3	Ni^{3+} , Co^{3+}	6 (4)
+4	Zn^{4+} , Hf^{4+} , Th^{4+}	8 (6)

Формули комплексних сполук записують так:



Заряд комплексного іона визначається алгебраїчною сумою зарядів простих іонів, що входять до його складу. При цьому ступінь окиснення центрального атома приймають за заряд іона. Для лігандів-нейтральних молекул заряд прирівнюють до нуля, а для аніонних лігандів беруть такий самий заряд, як і у відповідного аніона. Комплекс матиме характер катіона або аніона, якщо сумарний заряд координованих груп не дорівнює заряду центрального іона. У цьому разі координаційна сполука має зовнішню сферу, або позасферні іони. Наприклад: $Ag^+ + 2CN^- \rightarrow [Ag(CN)_2]^-$ ($+1 + (-1 \cdot 2) = -1$); $Pt^{4+} + 6Cl^- \rightarrow [Pt(Cl)_6]^{2-}$ ($+4 + (-1 \cdot 6) = -2$). Електронеутральні молекули не впливають на заряд комплексного іона, наприклад: $Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ($+2 + 4 \cdot 0 = +2$).

7.2. Ізомерія координаційних сполук

Кожна координаційна сполука має сталий кількісний склад і характеризується певним розміщенням лігандів навколо центрального атома. Зміна розміщення лігандів у межах однієї координаційної сфери, обмін їх місцями з зовнішніми іонами або зміна характеру приєднання до центрального атома багатоатомного ліганда призводять до змін властивостей сполуки, тобто до ізомерії. Для координаційних сполук відомі такі основні види ізомерії:

- геометрична (цис-транс ізомерія, рис. 7.1, а) – відрізняється розміщенням лігандів відносно один одного: якщо однакові ліганди займають суміжне положення у площині та знаходяться по один бік від комплексоутворювача, то цей ізомер називається цис-ізомером, якщо однакові ліганди розміщені по діагоналі, то така сполука є транс-ізомером;
- оптична (рис. 7.1, б) – будова оптичних ізомерів відрізняється як предмет і його дзеркальне відображення;
- сольватна (гідратна) – зумовлена перерозподілом молекул води між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки;
- іонізаційна – зумовлена перерозподілом лігандів-кислотних залишків між внутрішньою і зовнішньою сферами комплексної сполуки;
- координаційна – зумовлена обміном лігандами двох комплексоутворювачів;
- ізомерія зв'язку характерна для комплексних сполук, які містять ліганд з двома різними атомами, здатними зв'язуватися з комплексоутворювачем.

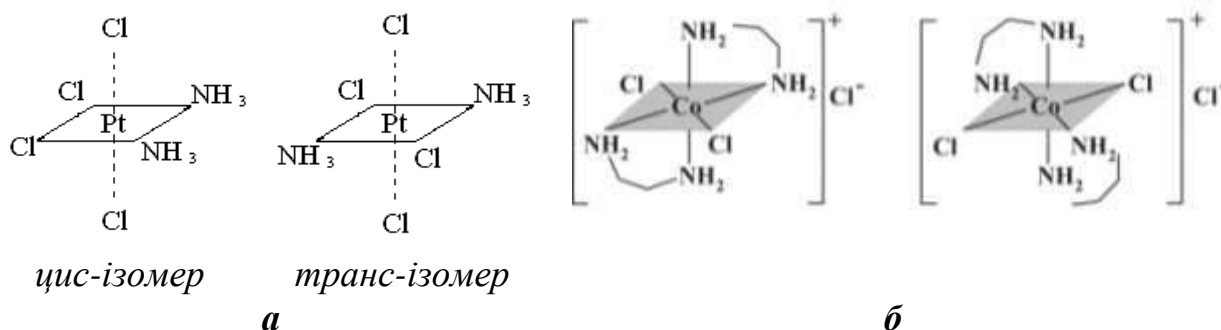


Рис. 7.1. Ізомерія комплексних сполук:

а) – цис-транс ізомерія $[Pt(NH_3)_2Cl_4]$; б) – оптичні ізомери $[Co(NH_2)_4Cl_2]Cl$

7.3. Номенклатура координаційних сполук

У координаційній сфері спочатку називаються ліганди – кислотні аніони, потім ліганди – нейтральні молекули, а далі центральний атом. Координовані ліганди – кислотні аніони зберігають свою латинську назву, до якої додається закінчення «-о», наприклад: F^- – фторо-, Cl^- – хлоро-, SO_4^{2-} – сульфато-, CO_3^{2-} – карбонато-, NO_3^- – ніtrato-, CN^- – ціано-, SCN^- – тїоціанато- тощо. Ліганди іони OH^- називаються гідроксо-; H^- – гїдрїдо-, O^{2-} – оксо-, S^{2-} – тїо-. Ліганди – нейтральні молекули зберігають свою звичайну назву (етиламін, гїдразин, піридин тощо), але *аміак* позначається словом «амін», а *вода* – «аква». Якщо в координаційну сферу входять декілька однакових лігандів, то їх кількість позначається числівниковим префіксом *ди-* (два однакових ліганда), *три-* (три однакових ліганда), *тетра-* (4 однакових ліганда), *пента-* (5 лігандів), *гекса-* (6 лігандів) тощо. Після назви нейтральних молекул йде назва комплексоутворювача: центральний атом зберігає латинську назву, а ступінь його окиснення позначається римською цифрою в дужках.

Якщо координаційна сполука **нейтральна**, то спочатку називаються ліганди, а далі – комплексоутворювач. Усю назву координаційної сполуки записують одним словом у називному відмінку, наприклад: $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ – трихлоротриамінкобальт(III).

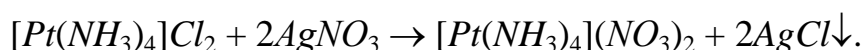
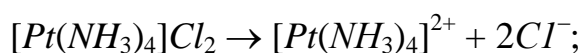
Якщо координаційна сполука має складний **комплексний катіон**, то спочатку в називному відмінку записують назву комплексного катіона (ліганди – іони, ліганди – нейтральні молекули, комплексоутворювач і ступінь його окиснення), а далі – аніона. Назви аніона і катіона записують окремо. Наприклад: $[Ag(NH_3)_2]ClO_4$ – діамінаргентум(I) перхлорат, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – тетраамінкупрум(II) сульфат.

Назва координаційної сполуки з **комплексним аніоном** складається так: спочатку записують у називному відмінку позасферний катіон, а далі – назву комплексного аніона. У назві комплексного аніона спочатку перелічують назви лігандів, потім – назву комплексоутворювача зі закінченням *-ат* і ступінь його

окиснення. Назви катіона і аніона записують окремо, наприклад: $K_3[Co(NO_2)_6]$ – калій гексанітрокобальтат(III).

7.4. Дисоціація комплексних сполук у розчині

Розрізняють первинну та вторинну дисоціацію комплексних сполук. У розчині кожна молекула комплексної сполуки розпадається на комплексний іон та іони зовнішньої сфери. Оскільки комплексні іони зв'язані з катіонами та аніонами зовнішньої сфери за допомогою іонного зв'язку, то первинна дисоціація комплексних сполук перебігає за типом сильних електролітів. Процес дисоціації необоротний. Тому іони зовнішньої сфери повністю взаємодіють з реагентами, які утворюють з ними важкорозчинні сполуки:



Комплексні іони у свою чергу підлягають вторинній дисоціації, внаслідок якої відщеплюють ліганди. Оскільки ліганди з комплексоутворювачем зв'язані ковалентним зв'язком, то така дисоціація перебігає за типом слабких електролітів. Процес дисоціації є ступінчастим і оборотним:



Сумарний процес дисоціації комплексного іона виражають рівнянням реакції:



Завдяки вторинній дисоціації у розчині комплексної сполуки можна виявити невелику кількість катіонів Ag^+ та молекул аміаку.

Через те, що дисоціація комплексних іонів є оборотним процесом, то до стану їх рівноваги застосовують закон діючих мас і записують вираз для константи рівноваги. Для комплексних сполук такі константи називаються константами нестійкості. Кожному із рівнянь ступінчастої дисоціації катіона діамінаргентуму(I) відповідає константа нестійкості:

$$K_{нест1} = \frac{[Ag(NH_3)]^+ \cdot [NH_3]}{[Ag(NH_3)_2]^+}; \quad K_{нест2} = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]}{[Ag(NH_3)]^+}.$$

Комплексний іон відщеплює першу молекулу аміаку легше ніж другу, тому $K_{нест1} > K_{нест2}$. Процес дисоціації комплексного іона виражають загальною константою нестійкості:

$$K_{нест} [Ag(NH_3)_2]^+ = \frac{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}{[Ag(NH_3)_2]^+} = 6,8 \cdot 10^{-8}.$$

Загальна константа нестійкості комплексного іона дорівнює добутку ступінчастих констант:

$$K_{нест} [Ag(NH_3)_2]^+ = K_{нест1} \cdot K_{нест2}.$$

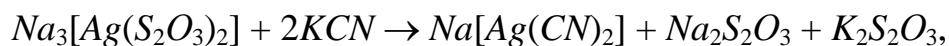
Зараз найбільш часто використовують константу стійкості комплексного іона – величину, обернену константі нестійкості

$$K_{ст} = \frac{1}{K_{нест}}.$$

Величина константи нестійкості комплексного іона залежить від його природи та температури і не залежить від концентрації розчину. Визначені при сталій температурі константи нестійкості комплексних іонів, наведені в табл. 7 Додатка. Чим менше значення константи нестійкості комплексного іона та більше константи стійкості, тим міцнішим буде комплексний іон. *Комплексні іони, для яких $K_{нест} < 10^{-5}$, вважають стійкими. Якщо $10^{-5} < K_{нест} < 10^{-1}$, то комплекси належать до сполук проміжної стійкості, комплексні сполуки з $K_{нест} > 10^{-1}$ є подвійними солями.* Подвійні солі відрізняються від комплексних сполук лише дисоціацією комплексного іона: у подвійних солях вона перебігає практично повністю, у комплексних сполуках – незначно.

Користуючись значенням констант нестійкості комплексних іонів, можна передбачити напрямок перебігу реакцій у розчинах комплексних сполук. Через те що рівновага в розчинах електролітів завжди зміщена в бік утворення найбільш слабого електроліту, у розчинах утворюється комплекс з меншою константою нестійкості. Наприклад, при додаванні до розчину натрій дитіосульфатоаргентату(І) калій ціаніду утворюється більш стійка комплексна

сполука натрій диціаноаргентат(I), тобто, під дією ціанід-іонів руйнується дитіосульфатоаргентат(I)-іон,



$$K_{нест} = 1,0 \cdot 10^{-13},$$

$$K_{нест} = 1,0 \cdot 10^{-21}.$$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Дати назви комплексним сполукам: $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $[Cr(H_2O)_6]Br_3$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$, $Ca[BeF_4]$.

Розв'язок:

- а) $[Ni(NH_3)_4]Cl_2$ – тетрааміннікель(II) хлорид;
- б) $[Pt(NH_3)_4Cl_2]SO_4$ – тетрааміндихлороплатина(IV) сульфат;
- в) $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ – пентаамінхлорокобальт(III) хлорид;
- г) $[Cr(H_2O)_6]Br_3$ – гексааквахром(III) бромід;
- д) $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ – тетраамінкупрум(II) гідроксид;
- е) $Ca[BeF_4]$ – кальцій тетрафлуороберілат(II).

Приклад 2. Скласти координаційну формулу комплексної сполуки, що містить частинки Cu^{2+} , CN^- , Sr^{2+} , написати рівняння первинної та вторинної дисоціації, а також – вираз константи нестійкості.

Розв'язок:

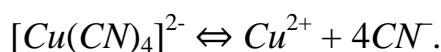
Спочатку необхідно визначити центральний атом, або комплексоутворювач. Це може бути Cu^{2+} чи Sr^{2+} . Однак зважаючи на те, що найчастіше в ролі комплексоутворювача виступають іони d -елементів, вважаємо, що центральним атомом буде іон Cu^{2+} . Координаційне число, як правило, вдвічі більше за ступінь його окиснення, тому для Cu^{2+} воно дорівнюватиме 4.

Лігандами можуть бути електронейтральні молекули, що містять атоми з неподіленими електронними парами, або негативно заряджені іони, до яких належать частинки CN^- . Таким чином, одержали формулу $Sr[Cu(CN)_4]$ – стронцій тетраціанокупрат(II).

Первинна, або електролітична дисоціація відбувається згідно з рівнянням:



а вторинна (дисоціація комплексного іона) відповідно



Константа нестійкості являє собою константу рівноваги вторинної дисоціації

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [CN^-]^4}{[Cu(CN)_4]^{2-}}.$$

Приклад 3. Дати назву комплексним сполукам а) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$; б) $H[AuCl_4]$, визначити ступінь окиснення і координаційне число комплексоутворювача. Написати для них рівняння дисоціації та константи нестійкості.

Розв'язок:

а) назва: тетраамінкупрум(II) нітрат.

Комплексоутворювач: Cu

Ступінь окиснення комплексоутворювача: +2.

Координаційне число комплексоутворювача: 4.

Дисоціація первинна: $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2(NO_3)^-$,

вторинна: $[Cu(NH_3)_4]^{2+} \leftrightarrow Cu^{2+} + 4NH_3$.

Записують вираз для константи нестійкості комплексного іона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4]^{2+}}.$$

б) назва: гідроген тетрахлоуроаурат(III).

Комплексоутворювач: Au .

Ступінь окиснення комплексоутворювача: +3.

Координаційне число комплексоутворювача: 4.

Дисоціація первинна: $H[AuCl_4] \leftrightarrow H^+ + [AuCl_4]^-$, вторинна: $[AuCl_4]^- \leftrightarrow Au^{5+} + 4Cl^-$.

Записуємо вираз для константи нестійкості комплексного іона:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Au^{3+}] \cdot [Cl^-]^4}{[Au(Cl)_4^-]}$$

Приклад 4. Визначити концентрацію Ag^+ в 0,005 М розчині $K[Ag(CN)_2]$, який містить, крім того, 0,01 моля KCN в 1 л розчину.

Дано:

$$C(K[Ag(CN)_2]) = 0,005 \text{ М}$$

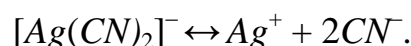
$$V_{\text{р-ну}} = 1 \text{ л}$$

$$\nu(KCN) = 0,01 \text{ моль}$$

$$C(Ag^+) = ?$$

Розв'язок:

1. Дисоціація комплексу відбувається за рівнянням



У присутності надлишку іонів CN^- , утворених унаслідок дисоціації KCN , рівновага зміщується в бік недисоційованого комплексу, і кількістю CN^- , утворених при дисоціації $[Ag(CN)_2]^-$, можна знехтувати.

Тоді $[CN^-] = [KCN] = 0,01 \text{ моль/л}$.

2. Із тієї самої причини можна прийняти, що $[Ag(CN)_2]^- = 0,05 \text{ моль/л}$, тоді:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Ag^+] \cdot [CN^-]^2}{[Ag(CN)_2]^-} = 10^{-21} \text{ (Табл. 7 Додатка);}$$

$$[Ag^+] = \frac{K_{\text{нест}} \cdot [Ag(CN)_2]^-}{[CN^-]^2} = \frac{10^{-21} \cdot 0,05}{(0,01)^2} = 5 \cdot 10^{-19} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: концентрація іонів Ag^+ дорівнює $5 \cdot 10^{-19} \text{ моль/л}$.

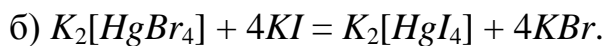
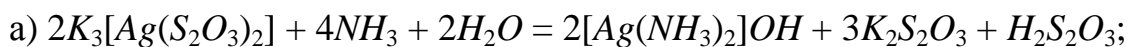
Приклад 5. Користуючись значенням констант нестійкості, визначити можливість утворення нового комплексу: а) $K_3[Ag(S_2O_3)_2] + NH_3 =$; б) $K_2[HgBr_4] + KI =$.

Розв'язок:

Чим більше значення константи нестійкості $K_{\text{нест}}$, тим комплексний іон менш стійкий. За величиною $K_{\text{нест}}$ можна робити висновок про можливість

утворення нових комплексних сполук. Якщо $K_{\text{нест}}$ комплексної сполуки менше, ніж $K_{\text{нест}}$ вже існуючої, то новий комплекс утвориться.

Спочатку запиують можливі рівняння утворення комплексної сполуки:



Записують значення констант нестійкості для вже існуючих комплексних іонів та для тих, які можливо утворяться (табл. 7 Додатка), та порівнюють їх:

а) $K_{\text{нест}}([Ag(S_2O_3)_2]^{3-}) = 7,08 \cdot 10^{-15}; K_{\text{нест}}([Ag(NH_3)_2]^+) = 5,75 \cdot 10^{-8}.$

Оскільки $K_{\text{нест}}([Ag(S_2O_3)_2]^{3-}) < K_{\text{нест}}([Ag(NH_3)_2]^+)$, то тіосульфатний комплекс більш стійкий, а, отже, утворення нової комплексної сполуки не відбудеться.

б) $K_{\text{нест}}([HgBr_4]^{2-}) = 1 \cdot 10^{-21}; K_{\text{нест}}([HgI_4]^{2-}) = 1,48 \cdot 10^{-30}.$

Через те що $K_{\text{нест}}([HgI_4]^{2-}) < K_{\text{нест}}([HgBr_4]^{2-})$, йодидний комплекс більш стійкий, а, відповідно, можливе утворення нової комплексної сполуки *калій тетраїодомеркурату(II)*.

Приклад 6. *Визначити концентрацію комплексного іона та концентрації іонів комплексоутворювача і лігандів в 0,06 М розчині $Na_2[Be(OH)_4]$.*

Дано:

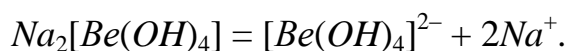
$C(Na_2[Be(OH)_4]) = 0,06 \text{ М}$

$C(Be^{2+}) - ?$

$C(OH) - ?$

Розв'язок:

1. Натрій тетрагідроксоберілат(II) в розчині як сильний електроліт дисоціює повністю на комплексний іон та іони натрію:



Відповідно до рівняння дисоціації сполуки, концентрація комплексного іона в розчині дорівнює концентрації всього натрій тетрагідроксоберілату(II):

$$C_m([Be(OH)_4]^{2-}) = 0,06 \text{ моль/л.}$$

Сам комплексний іон незначно дисоціює як слабкий електроліт, рівняння повної дисоціації таке: $[Be(OH)_4]^{2-} = Be^{2+} + 4OH^-.$

Записують формулу константи нестійкості комплексного іона, значення константи нестійкості в табл. 7 Додатка:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[Be^{2+}] \cdot [OH^-]^4}{[Be(OH)_4]^{2-}} = 10^{-15}.$$

При дисоціації x молей комплексного іона в розчині утворюється x молей іонів Be^{2+} і $4x$ молей іонів OH^- (з рівняння дисоціації, якщо дисоціює 1 моль комплексного іона, то утворився 1 моль іонів Be^{2+} і 4 моль іонів OH^-).

Тоді константа нестійкості така:

$$K_{\text{нест}} = \frac{x \cdot (4x)^4}{(0,06 - x)}.$$

Через те, що дисоціює лише мала частина комплексних іонів, їх концентрація у розчині визначається загальною концентрацією іонів $[Be(OH)_4]^{2-}$, а знаменник практично дорівнює 0,06 моль/л:

$$K_{\text{нест}} = \frac{x \cdot (4x)^4}{0,06} = \frac{256 \cdot x^5}{0,06}.$$

Підставляючи значення константи нестійкості, отримують:

$$x = \sqrt[5]{\frac{10^{-15} \cdot 0,06}{256}} = 2 \cdot 10^{-4}.$$

Отже, концентрація іонів комплексоутворювача дорівнює:

$$C_m(Be^{2+}) = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л},$$

а концентрація лігандів, відповідно, дорівнює:

$$C_m(OH^-) = 4 \cdot 2 \cdot 10^{-4} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Відповідь: концентрація іонів комплексоутворювача дорівнює $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л; концентрація лігандів дорівнює $8 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Дати назви сполукам, вказати ступінь окиснення іона-комплексоутворювача:
а) $[Cr(NH_3)_6]Cl_3$; б) $K_4[Fe(CN)_6]$; в) $[Co(NH_3)_3Cl_3]$; г) $K[Pt(NH_3)Cl_3]$. Скласти рівняння дисоціації цих сполук та записати значення константи нестійкості.
2. Написати формули комплексних сполук за назвами: а) тетрааммінцинк(II) хлорид, б) натрій тетрайодокобальтат(III). Розставити ступені окиснення.
3. По дисоціації на зовнішню та внутрішню сфери комплексні сполуки класифікують на комплексні кислоти, основи, солі та неелектроліти. Визначити тип комплексних сполук: $[Ag(NH_3)_2]OH$; $(NH_4)_2[Pt(OH)_2Cl_4]$; $H_2[SiF_6]$; $[Cr(NH_3)_3Br_3]$, дати їм назви та написати вирази загальних констант нестійкості комплексних іонів.
4. Скласти рівняння електролітичної дисоціації таких комплексних сполук: $K_2[Co(CN)_4]$; $[Cr(NH_3)_4SO_4]Cl$; $[Co(H_2O)_5Cl]SO_4$; $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Написати вирази загальних констант нестійкості комплексних іонів.
5. Скласти координаційні формули комплексних сполук: $CuSO_4 \cdot 4NH_3$; $Zn(OH)_2 \cdot 2KOH$; $Pb(CH_3COO)_2 \cdot 2NaCH_3COO$; $HgI_2 \cdot 2KI$, якщо координаційне число комплексоутворювачів у цих сполуках дорівнює 4. Дати назви цим комплексним сполукам.
6. Користуючись значенням констант нестійкості, визначити можливість утворення нового комплексу: а) $Na_3[Co(NO_2)_6] + NH_3 =$; б) $K_2[HgI_4] + KNO_3 =$.
7. Скласти координаційну формулу комплексної сполуки, що містить частинки Co^{2+} , NH_3 , Ba^{2+} , написати рівняння первинної та вторинної дисоціації, а також вираз константи нестійкості.
8. Визначити концентрацію Hg^{2+} в 0,06 M розчині $K_2[HgI_4]$, який містить, крім того, 0,01 моль KI в 0,5 л розчину.
9. Визначити концентрацію Ag^+ в 0,01 M розчині $K[AgI_4]$, який містить, крім того, 0,05 моля KI в 1 л розчину.
10. Визначити концентрацію комплексного іона, концентрації іонів комплексоутворювача і лігандів в 0,01 M розчині $K_3[Fe(CN)_6]$.

Розділ 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

8.1. Окисно-відновні реакції

Процеси, які відбуваються зі зміною ступенів окиснення елементів, мають назву *окисно-відновних*.

Ступінь окиснення – це умовний заряд, який мав би атом, коли б електрони всіх його зв'язків з іншими атомами були б повністю зміщені до більш електронегативного атома. Позитивний ступінь окиснення визначається як кількість електронів, зміщених від даного атома. Негативний ступінь окиснення дорівнює кількості зміщених електронів до даного атома.

Ступені окиснення елементів у формулах сполук позначаються арабськими цифрами зі знаками «+» або «-» перед цифрою, які розміщують верхнім індексом над символом елемента, наприклад: Fe^{+3} ; Mn^{+7} ; S^{-2} ; N^{-3} .

Крім того, ступені окиснення позначають римськими цифрами в дужках і ставлять їх після символів або назв елементів ($Co(III)$, $Mn(II)$, $C(IV)$). Цю форму позначення використовують при складанні назв сполук або в тексті: $Co(NO_3)_3$ – кобальт(III) нітрат, $MnSO_4$ – манган(II) сульфат, CO_2 – карбон(IV) оксид.

Величину та знак ступеня окиснення елемента в сполучі визначають, виходячи з таких положень:

1) у нейтральній молекулі (чи кристалі) алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює нулю, наприклад:

у H_3PO_4 сума ступенів окиснення $(+3) + (+5) + (-8) = 0$.

У складних іонах сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду іона, наприклад у сульфат-іоні $(SO_4)^{2-}$ сума ступенів окиснення $(+6) + (-8) = -2$;

2) ступінь окиснення Оксигену у сполуках дорівнює -2 , крім пероксидів

H_2O_2 ; надпероксидів KO_2 ; озонідів KO_3 ; фторидів оксигену OF_2 ; O_2F_2

. В останніх сполуках Оксиген має позитивний ступінь окиснення;

3) Гідроген в усіх сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1. Проте в гідридах металів $K^+ H^-$; $Ca^{+2} H_2^-$ ступінь окиснення Гідрогену становить -1;

4) Флуор як найбільш електронегативний елемент в усіх сполуках має ступінь окиснення -1;

5) інші галогени в усіх сполуках мають ступінь окиснення -1: $Na^+ I^-$; $Fe^{+3} Br_3^-$; $Sb^{+5} Cl_5^-$; $H^+ Cl^-$; $C^{+4} Br_4^-$; $P^{+5} Cl_5^-$ (за винятком сполук з Оксисеном, в яких вони виявляють позитивні ступені окиснення, наприклад, $H^+ ClO^-$; $H^{+3} BrO_2^-$; $H^{+5} IO_3^-$ та інтергалогенідів $Cl^+ F^-$; $Br^{+3} F_3^-$; $I^{+3} Cl_3^-$);

6) метали в сполуках завжди мають позитивний ступінь окиснення: ступінь окиснення лужних металів в усіх сполуках дорівнює +1, лужноземельних, берилію та магнію - +2, алюмінію - +3;

7) ступені окиснення атомів простих речовин дорівнюють нулю (H_2^0 ; S_8^0 ; Cu^0 тощо), оскільки величини їх електронегативностей однакові;

8) ступені окиснення простих (одноатомних) іонів дорівнюють їх зарядам, наприклад, ступінь окиснення Феруму в катіоні Fe^{3+} становить +3, а ступінь окиснення Хлору в аніоні Cl^- становить -1;

9) багато елементів мають змінний ступінь окиснення, наприклад, Нітроген у сполуках може мати ступінь окиснення від -3 до +5;

10) максимальний позитивний ступінь окиснення (тобто максимальна кількість валентних електронів, які може віддати атом) називається **вищим ступенем окиснення**. Як правило, він дорівнює номеру групи періодичної системи, в якій знаходиться елемент. Наприклад, Манган знаходиться у VII групі, отже, його вищий ступінь окиснення дорівнює +7. Звичайно є виняток з цього правила, наприклад вищий ступінь окиснення *d*-металів VIII групи не співпадає з номером групи, для *d*-металів I групи вищий ступінь окиснення дорівнює +3, вищий ступінь окиснення Оксигену становить +2, а Флуор, як найсильніший окисник, взагалі не має позитивних ступенів окиснення;

11) максимальний негативний ступінь окиснення (тобто максимальна кількість електронів, яку може прийняти атом) називається **нижчим ступенем**

окиснення. Він дорівнює кількості електронів, якої не вистачає атому до завершення зовнішнього електронного рівня (8 відняти номер групи). Наприклад, Нітроген знаходиться у V групі, отже до завершення зовнішнього рівня не вистачає $8 - 5 = 3$ електрони, тому максимальна кількість електронів, яку може прийняти атом N, дорівнює трьом, і його нижчий ступінь окиснення становить -3 ;

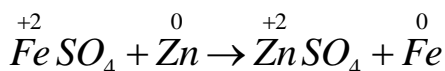
12) якщо відомий ступінь окиснення одних елементів, то можна визначити ступінь окиснення інших елементів у сполуці. Наприклад, визначають ступінь окиснення Нітрогену в нітратній та нітритній кислотах. У цих сполуках ступінь окиснення Гідрогену дорівнює $+1$, Оксигену -2 , а ступінь окиснення Нітрогену позначають через x і визначають з рівнянь:

$$\text{у } HNO_3: +1 + x + (-2) \cdot 3 = 0, \text{ звідки } x + 5;$$

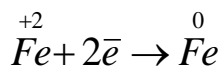
$$\text{у } HNO_2: +1 + x + (-2) \cdot 2 = 0, \text{ звідки } x + 3.$$

Окисно-відновними називаються реакції, в яких електрони переходять від атомів одного елемента до атомів другого елемента, що приводить до зміни ступенів окиснення цих елементів. Процес віддавання атомом електронів називається **окисненням** (*oxydatio*), а процес приєднання електронів – **відновленням** (*reductio*). Тому окисно-відновні реакції часто називають **редоксреаціями** (*Red-Ox-реакції*). Процеси відновлення і окиснення відбуваються одночасно: одні сполуки (елементи) відновлюються, інші окиснюються. Речовини, що містять елемент, який приєднує електрони, тобто відновлюється (при цьому його ступінь окиснення зменшується), називаються **окисниками**. Речовини, що містять елемент, який віддає електрони, тобто окиснюється (при цьому його ступінь окиснення збільшується), називаються **відновниками**.

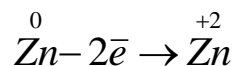
Кількість електронів, які віддає відновник, завжди дорівнює кількості електронів, які приєднує окисник. Наприклад:



окисник відновник



процес відновлення



процес окиснення

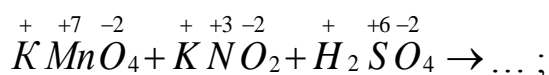
елемент є і окисником, і відновником: $2\overset{+4}{N}O_2 + H_2O \rightarrow H\overset{+3}{N}O_2 + H\overset{+5}{N}O_3$.

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій ґрунтується на умові, що кількість електронів, які беруть участь у процесі відновлення (які віддає відновник), дорівнює кількості електронів, які беруть участь у процесі окиснення (які приймає окисник). Отже, крім молекулярного балансу атомів окремих елементів, у правій та лівій частинах рівняння необхідно ще зберігати баланс електронів між електроноактивними частинками.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій застосовують два методи: *метод електронного балансу* та *іонно-електронний метод* (метод напівреакцій).

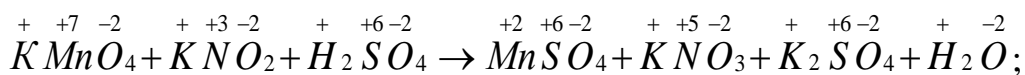
При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* дотримуються певної послідовності:

1) записують у молекулярній формі реагуючі речовини, визначають ступені окиснення елементів у сполуках

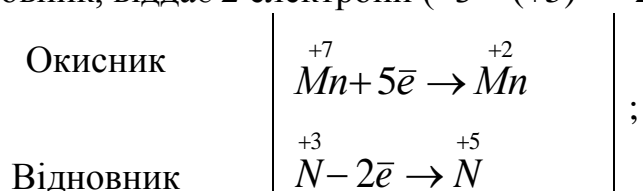


2) визначають, яка сполука буде в реакції окисником, а яка – відновником: $KMnO_4$ містить Манган у вищому ступені окиснення +7, і тому він може бути тільки окисником і в кислому середовищі, може відновлюватися до Mn^{2+} ; Нітроген у KNO_3 знаходиться у проміжному ступені окиснення +3, у даному випадку є відновником;

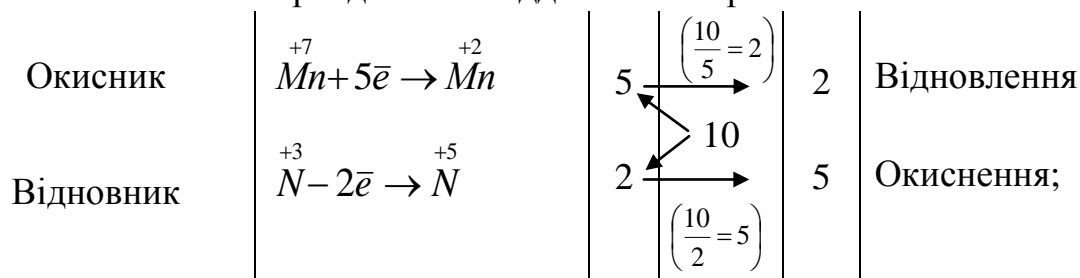
3) записують продукти реакції, вказують у них ступені окиснення елементів



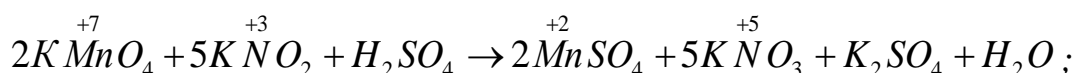
4) визначають кількість приєднаних і відданих електронів, математично віднімаючи ступені окиснення елементів до і після. Отже, у даному випадку Манган – окисник, приєднує 5 електронів (+7 – (+2) = +5), а Нітроген – відновник, віддає 2 електрони (+3 – (+5) = –2):



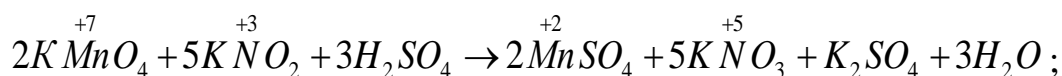
5) тепер необхідно урівняти приєднані і віддані електрони. Для цього знаходять спільний множник (таке мінімальне число, яке націло поділиться на обидва числа – в даному випадку 10 поділиться націло на 5 і 2) і ділять його окремо на кількість приєднаних і відданих електронів:



6) у рівнянні реакції спочатку розставляють коефіцієнти біля окисника і відновника



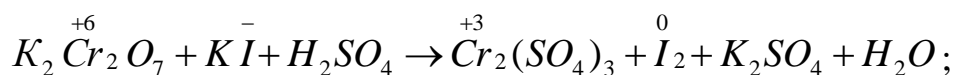
7) після цього розставляють коефіцієнти біля інших речовин, що беруть участь у реакції. Причому спочатку урівнюють всі катіони (крім Гідрогену), а потім – аніони. Останніми урівнюють атоми Гідрогену:



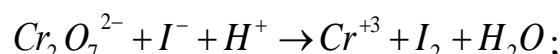
8) баланс атомів Оксигену використовують для перевірки правильності розставлених коефіцієнтів (30 = 30).

Складаючи рівняння окисно-відновних реакцій **іонно-електронним методом (методом напівреакцій)**, окремо розглядають процес окиснення та процес відновлення (у вигляді напівреакцій):

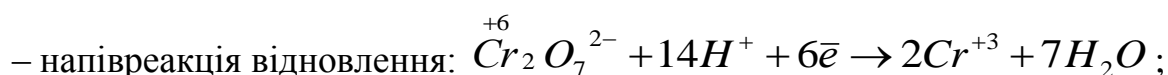
1) записують рівняння в молекулярному вигляді, проставляють ступені окиснення і визначають окисник і відновник



2) записують іонну схему реакції

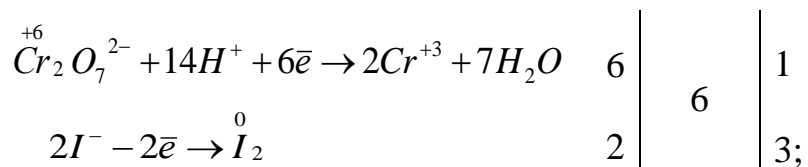


3) складають напівреакції окиснення та відновлення, щоб кількість усіх атомів у лівій та правій частинах були однакові:

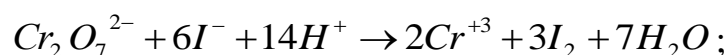


– напівреакція окиснення: $2I^- - 2e^- \rightarrow I_2^0$;

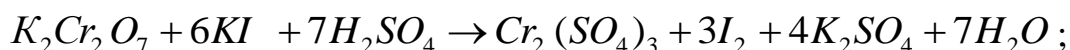
4) підсумовують обидві напівреакції, урівнюючи кількість відданих та приєднаних електронів:



5) коефіцієнти переносять у повне іонне рівняння



6) записують рівняння в молекулярній формі



7) баланс атомів Оксигену використовують для перевірки правильності розставлених коефіцієнтів ($35 = 35$).

Хімічним еквівалентом окисника (відновника) називають таку його кількість, яка приєднує (віддає) 1 моль електронів у даній окисно-відновній реакції:

$$E_{ок.} = \frac{M_{ок.}}{n} \quad \text{або} \quad E_{від.} = \frac{M_{від.}}{n},$$

де $E_{ок.}$, $E_{від.}$ – хімічний еквівалент окисника та відновника відповідно; $M_{ок.}$, $M_{від.}$ – молярна маса окисника та відновника відповідно; n – кількість електронів приєднаних (відданих) 1 молекулою окисника (відновника).

Хімічний еквівалент окисника (відновника) не є величиною сталою і залежить від даної реакції. Так, наприклад, $KMnO_4$ в різних середовищах виявляє різну окисну здатність:

1) у кислому середовищі MnO_4^{+7} відновлюється до Mn^{+2} , тобто приймає 5 електронів. Отже у цьому випадку еквівалент $KMnO_4$ буде дорівнювати:

$$E_{KMnO_4} = \frac{M_{KMnO_4}}{5} = \frac{158}{5} = 31,6;$$

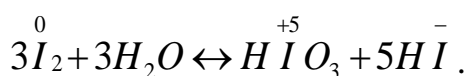
2) у нейтральному середовищі MnO_4^{+7} відновлюється до MnO_2^{+4} , тобто приймає 3 електрона. Отже у цьому випадку еквівалент $KMnO_4$:

$$E_{KMnO_4} = \frac{M_{KMnO_4}}{3} = \frac{158}{3} = 52,7;$$

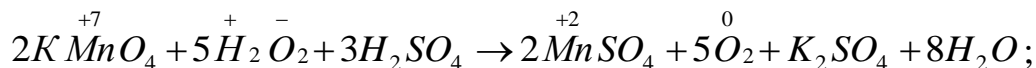
3) у лужному середовищі MnO_4^{+7} відновлюється до MnO_4^{2-} , тобто приймає 1 електрон. Отже у цьому випадку еквівалент $KMnO_4$ буде дорівнювати:

$$E_{KMnO_4} = \frac{M_{KMnO_4}}{1} = \frac{158}{1} = 158.$$

Треба звернути увагу на те, що перебіг редокс-реакцій залежить від середовища (як у наведеному вище прикладі з $KMnO_4$). Іноді зміна середовища може змінити напрямок реакції на зворотний



У кислому середовищі ця реакція відбувається у прямому напрямку, а в лужному – у зворотному. Перебіг окисно-відновних реакцій для сполук, які мають атоми в проміжних ступенях окиснення, залежить також від партнера, тобто сили окисника (відновника). Так, H_2O_2 в реакції з більш сильним окисником $KMnO_4$ є відновником:



а в реакції з більш сильним відновником $FeSO_4^{+2}$ – окисником:



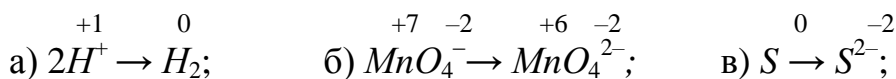
На напрямок перебігу і швидкість процесів окиснення-відновлення можуть також впливати температура, концентрація, наявність і природа каталізатора.

Приклади розв'язку типових задач

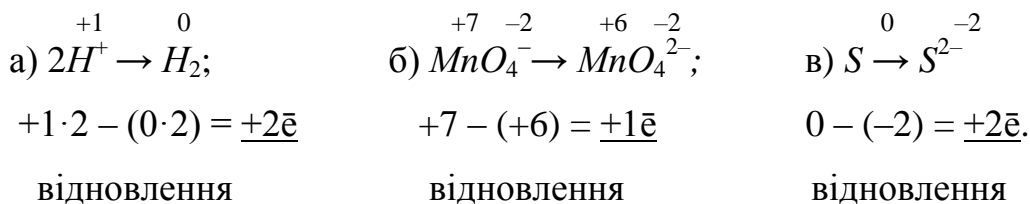
Приклад 1. Указати кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами. Який процес: окиснення чи відновлення відображає кожна з них? а) $2H^+ \rightarrow H_2$; б) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$; в) $S \rightarrow S^{2-}$.

Розв'язок:

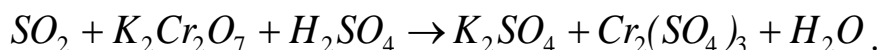
1. Знаходять ступінь окиснення елементів – для іонів сума ступеней окиснення всіх елементів дорівнює заряду іона, для простих речовин – нулю:



2. Знаходять кількість відданих і приєднаних електронів :

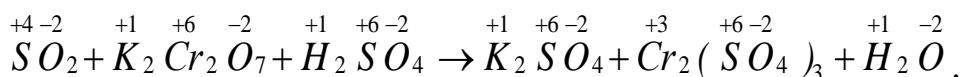


Приклад 2. За допомогою методу електронного балансу визначити коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції. Вказати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник:

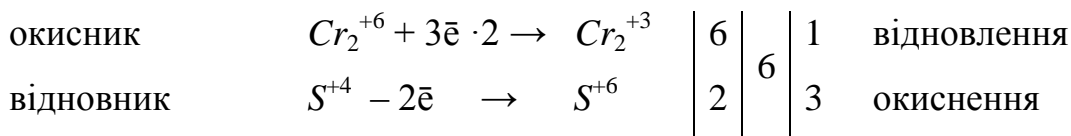


Розв'язок:

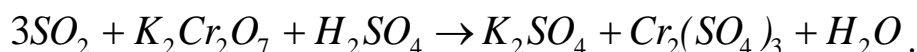
Розставити ступені окиснення всіх елементів, виявити ті елементи, які змінюють ступінь окиснення,



Складають електронний баланс:



Переносять знайдені коефіцієнти у рівняння, урівнюють всі інші елементи методом підбору в такому порядку: метали, неметали, водень. За киснем перевіряють правильність розставлених коефіцієнтів



Приклад 3. Яку наважку оксалатної кислоти ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) необхідно взяти, щоб приготувати 100 мл 0,05 н розчину для стандартизації калій перманганату?

Дано:

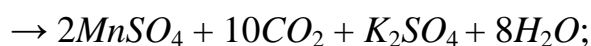
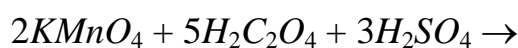
$$V_{\text{роз-ну}} = 100 \text{ мл}$$

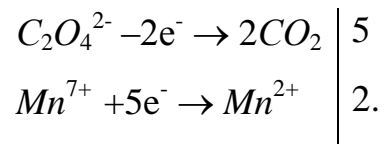
$$C_M(H_2C_2O_4) = 0,02 \text{ моль/л}$$

$$m(H_2C_2O_4) = ?$$

Розв'язок:

Відомо, що калій перманганат взаємодіє в кислому середовищі з оксалатною кислотою:





Оксалатна кислота віддає 2 електрони, тому еквівалентна маса $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, як стандартної речовини, дорівнює 1/2 молярної маси:

$$E(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{2} = \frac{126}{2} = 63 \text{ г-екв/моль.}$$

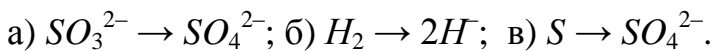
Для приготування 100 мл 0,05 н розчину необхідно:

$$m = E \cdot C_M \cdot V = 63,04 \cdot 0,05 \cdot 0,1 = 0,3152 \text{ г оксалатної кислоти.}$$

Відповідь: для приготування розчину необхідно 0,3152 г оксалатної кислоти.

Задачі для самостійного розв'язку

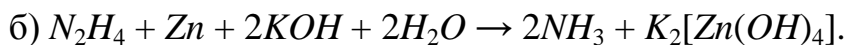
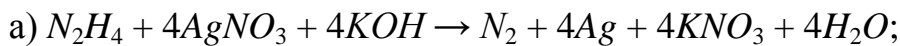
1. Указати кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами згідно зі схемами. Який процес: окиснення чи відновлення відображає кожна з них?



2. Назвати, які з наведених процесів є процесами відновлення, а які – окиснення: а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$; б) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$; в) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_3^-$. Для кожної напівреакції вказати кількість приєднаних або відданих електронів.

3. Який процес: окиснення чи відновлення відображають схеми напівреакцій: а) $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$; б) $\text{V}^{2+} \rightarrow \text{VO}^{3+}$; в) $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}_2$. Указати кількість електронів, відданих чи приєднаних атомами.

4. Пояснити, в якій з наведених реакцій гідразин N_2H_4 є окисником, а в якій – відновником. Написати процеси окиснення, відновлення. Як змінюється в кожному випадку ступінь окиснення Нітрогену?



5. За допомогою методу електронного балансу визначити коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції, указати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник: $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

6. З використанням методу електронно-іонного балансу урівняти окисно-відновну реакцію, указати процеси окиснення, відновлення; окисник, відновник: а) $Mn(OH)_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_2 + KCl + H_2O$.

7. Закінчити і урівняти рівняння реакцій, назвати окисник і відновник:
 $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow .$

8. Закінчити рівняння реакції і урівняти його, розрахувати еквівалентну масу окисника: $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow .$

9. Закінчити рівняння реакції, розставити коефіцієнти електронно-іонним методом, розрахувати еквівалентну масу окисника: $KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow .$

10. Розрахувати масу кристалічного калій перманганату, необхідного для приготування 500 мл 0,02 н розчину, що використовують для окисно-відновного титрування в кислому середовищі.

8.2. Гальванічний елемент

Гальванічним елементом називається будь-який пристрій, що дає можливість отримувати електричний струм за рахунок протікання окисно-відновних реакцій. Розглянемо систему, в якій два будь-яких метали, наприклад цинк і мідь, у вигляді пластинок занурені в розчини своїх солей і з'єднані між

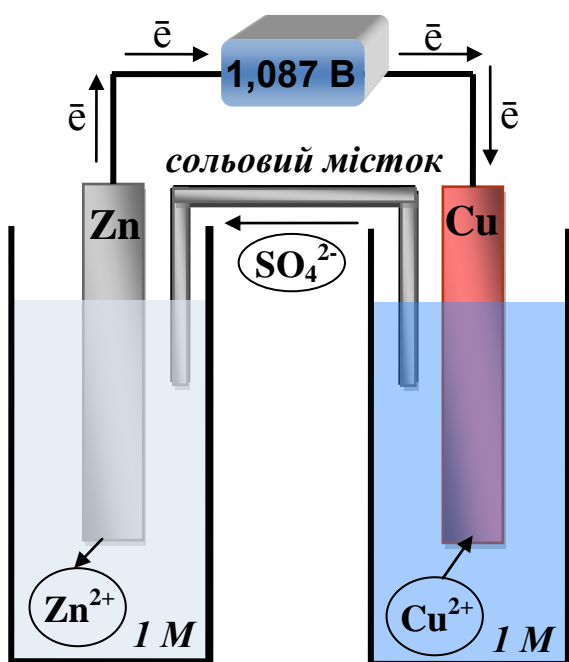


Рис. 8.1. Схема гальванічного елемента

собою через вольтметр, а розчини їх солей з'єднані між собою сольовим містком (рис. 8.1). Цинк має більш високу здатність виділяти іони в розчин, ніж мідь, і тому набуває більш високого негативного заряду.

Пластинки з'єднані дротом, тому різниця потенціалів цих пластинок спричиняє перехід електронів з цинкової пластинки на мідну, і з цинкової пластинки виділиться деяке число іонів Zn^{2+} у розчин, а на

мідній пластинці розрядиться відповідне число іонів Cu^{2+} . У результаті виникає самовільне протікання процесу, за якого цинкова пластинка буде розчинятися, а на мідній пластинці будуть розряджатися іони Cu^{2+} і виділятися металева мідь: окиснення цинку $Zn = Zn^{2+} + 2\bar{e}$ відбувається на негативному електроді – аноді, а відновлення $Cu^{2+} + 2\bar{e} = Cu$ – на позитивному – катоді.

Перебіг електронів по дроту від цинкової пластинки до мідної – це електричний струм. Гальванічний елемент, що ґрунтується на цьому процесі, може слугувати джерелом отримання електричного струму.

Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента – це найбільша різниця потенціалів між його електродами, дорівнює різниці потенціалів катода і анода:

$$EPC = E_K - E_A.$$

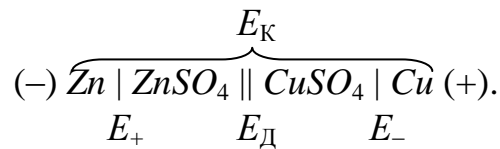
Зазначений елемент складається з двох електродів – мідного і цинкового, опущених відповідно в розчини сульфатів купруму і цинку. Цей ланцюг записують у такий спосіб: $(-) Zn | ZnSO_4 || CuSO_4 | Cu (+)$.

Зазвичай прийнято записувати схему гальванічного елемента так, щоб анод (негативний електрод) розташовувався ліворуч, а катод (позитивний електрод) – праворуч. Всі фази, що становлять елемент, записують підряд в один рядок і відзначають всі наявні поверхні розділу між ними вертикальними лініями. Подвійною лінією позначають сольовий місток (напівпроникну мембрану). Подібний запис показує, що метали занурені в одномолярні розчини своїх солей. Якщо концентрації розчинів відрізняються від 1 моль/л, то після формули солі у квадратних дужках указують її, наприклад запис



означає, що концентрація солі цинк сульфату становить 0,1 моль/л, а купрум сульфату – 1 моль/л.

Між двома металами, що з'єднані між собою, виникає контактна різниця потенціалів E_K , яка називається в теорії гальванічних елементів контактним потенціалом; E_D – різниця потенціалів, яка встановлюється на поверхні двох розчинів, що розрізняються за типом розчиненого електроліту або за концентрацією, і називається дифузійною різницею потенціалів, або просто дифузійним потенціалом:



Різниці потенціалів між електродом і розчином E_+ , E_- будемо називати такими різницями потенціалів, які відповідають цим електродам (не плутати з електродними потенціалами металів). Таким чином, електрорушійна сила гальванічного ланцюга дорівнює

$$E = E_+ + E_- + E_D + E_K.$$

Гальванічний елемент складається з двох напівелементів, кожен з яких містить по одному електроду. Із таких напівелементів можна скласти найрізноманітніші гальванічні елементи. У більшості випадків для практичних цілей достатньо мати умовні величини, що характеризують потенціали різних електродів по відношенню до потенціалу будь-якого електрода, обраного за стандарт. Знаючи ці величини для двох напівелементів, можна визначити E_{PC} складеного з них ланцюга.

Як електрод порівняння застосовують стандартний водневий електрод (рис. 8.2), і за умовну величину, що характеризує потенціал розглянутого електрода, приймають E_{PC} гальванічного елемента, складеного з цього електрода і водневого електрода. Її називають стандартним електродним потенціалом даного електрода E^0 (табл. 8 Додатка).

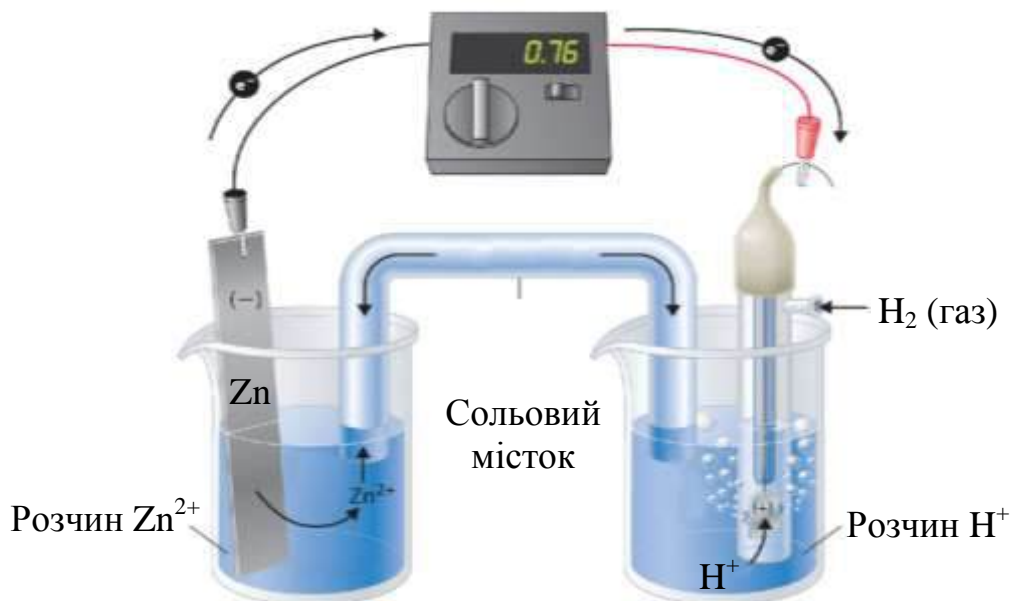


Рис. 8.2. Гальванічний елемент, складений із стандартного водневого і цинкового електродів

За стандартний (нормальний) водневий електрод (для якого електродний потенціал вважається рівним нулю) приймається водневий електрод, який працює в умовах активності іонів водню в розчині $a(H^+) = 1$ і тиску водню в газовій фазі, що дорівнює 760 мм рт.ст. ($101,325 \text{ кПа}$).

Залежність електродного потенціалу металевого електрода від активності іонів металу в розчині визначається рівнянням

$$E_{Me/Me^{2+}} = E_{Me/Me^{2+}}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln a(Me^{2+}),$$

де E^0 – електродний потенціал металу при активності іонів його в розчині 1 моль/л називається стандартним потенціалом металу. Можна натуральний логарифм замінити на десятковий

$$E_{Me/ZMM} = E_{Me/Me^{2+}}^0 + \frac{2,303RT}{2F} \cdot \lg a(Me^{2+}).$$

Для досить розбавлених розчинів активність у цьому рівнянні можна замінити концентрацією:

$$E_{Me/Me^{n+}} = E_{Me/Me^{n+}}^0 + \frac{2,303RT}{nF} \cdot \lg C(Me^{n+}).$$

Наведене рівняння називається **рівнянням Нернста**.

Якщо вимірювання потенціалу проводять при температурі 25°C , то рівняння Нернста можна представити у вигляді:

$$E_{Me/Me^{n+}} = E_{Me/Me^{n+}}^0 + \frac{2,303 \cdot 8,31 \cdot 298}{n \cdot 96484} \cdot \lg C(Me^{n+}),$$

$$\text{або } E_{Me/Me^{n+}} = E_{Me/Me^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C(Me^{n+}).$$

Стандартні електродні потенціали при температурі 25°C для деяких металів наведено в табл. 8 Додатка. Слід звернути увагу на те, що нормальний електродний потенціал залежить не тільки від виду металу, але і від заряду його іонів у розчині. Знаючи нормальні електродні потенціали E^0 , неважко, користуючись рівнянням Нернста, розрахувати і електродні потенціали даного металу в розчинах будь-яких концентрацій, якщо для них відома активність електроліту в розчині або розчин настільки розбавлений, що можна користуватися концентраціями замість активностей. *ЕРС* будь-якого елемента, якщо нехтувати дифузійним потенціалом, визначається як різниця електродних потенціалів:

$$EPC = E_1^0 + \frac{RT}{n_1 F} \cdot \ln C_1 - \left(E_2^0 + \frac{RT}{n_2 F} \cdot \ln C_2 \right) \text{ або}$$

$$EPC = E_1^0 - E_2^0 + \frac{RT}{F} \left(\frac{\ln C_1}{n_1} - \frac{\ln C_2}{n_2} \right) = E^0 + \frac{RT}{F} \left(\frac{\ln C_1}{n_1} - \frac{\ln C_2}{n_2} \right)$$

де $E^0 = E_1^0 - E_2^0$ і є EPC елемента за концентрацій (активностей) іонів у розчинах, рівних одиниці, називається стандартною EPC даного елемента.

Якщо відомі EPC двох ланцюгів з одним однаковим електродом, то різниця їх (або сума, залежно від знака) дає EPC ланцюга, складеного з двох інших електродів цих ланцюгів. Розглянемо, наприклад два ланцюги:

- 1) $(-) Zn | ZnSO_4 || CuSO_4 | Cu (+)$, $E_1^0 = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0$;
- 2) $(-) Cd | CdSO_4 || CuSO_4 | Cu (+)$, $E_2^0 = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Cd/Cd^{2+}}^0$.

Тоді можна визначити EPC ланцюга:

$$3) \quad (-) Zn | ZnSO_4 || CdSO_4 | Cd (+)$$

$$E_3^0 = E_1^0 - E_2^0 = E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0 - \left(E_{Cu/Cu^{2+}}^0 - E_{Cd/Cd^{2+}}^0 \right) = E_{Cd/Cd^{2+}}^0 - E_{Zn/Zn^{2+}}^0 .$$

Якщо значення стандартних електродних потенціалів металів розташувати в порядку збільшення їх алгебраїчної величини, то утвориться **ряд стандартних електродних потенціалів**, або **електрохімічний ряд напруг металів** – ряд активності металів (табл. 9 Додатка).

Метали, які стоять у ряді напруг вище за водень, витискують його з розчинів кислот, наприклад: $Ni + 2HCl \rightarrow NiCl_2 + H_2 \uparrow$.

Метали, які мають менше значення E^0 , витискують із солей метали, які мають більше значення стандартного електродного потенціалу. Навпаки, хімічна активність іонів металів зростає в ряді напруг зліва направо (зверху вниз). Отже, іони лужних і лужноземельних металів відновлюються гірше, ніж іони металів, що стоять після водню. У такому самому напрямку зростають окисні властивості іонів металів. Так, іони Pt^{2+} , Au^+ , Au^{3+} є сильні окисники і легко відновлюються до простих речовин – вільних металів.

Всі електроди, що працюють на основі обміну катіонами між електродом і розчином, називаються **електродами, оборотними відносно катіона**. Поряд з ними існують і **електроди, оборотні щодо аніона** (наприклад, Cl^- , Br^-).

Розрізняють електроди першого і другого роду. **Електрод першого роду** – це металевий електрод, занурений в розчин, що містить однойменний з ним іон (наприклад, срібло в розчині аргентум нітрату). **Електродами другого роду** називаються системи, в яких метал електрода (наприклад, Ag) покритий малорозчинною сіллю цього металу (AgCl) і знаходиться в розчині, що містить добре розчинний електроліт з тими самими аніонами. Існують також електроди, що не обмінюються з розчином ні катіонами, ні аніонами, а тільки забезпечують підведення і відведення електронів для окисно-відновної реакції, що перебігає в розчині між розчиненими речовинами. Такі електроди називаються **окисно-відновними** або **редокс-електродами**. Своєрідну групу становлять **газові** електроди. У них провідник з інертного матеріалу (платина, графіт та ін.) у безперервний спосіб насичується газом, який вступає в обмін іонами з розчином. Газові електроди можуть, бути електродами, оборотними відносно катіона (водневий електрод) або оборотними щодо аніона (кисневий та ін.).

Концентраційний гальванічний елемент складається з однакових електродів, занурених у розчини одного і того самого електроліту (солі цього металу) з різною концентрацією. Струм у таких електродах одержують унаслідок вирівнювання концентрацій між різними зонами розчину або різними електродами. Схема концентраційного гальванічного елемента така:



де $C_1(\text{Me}^{n+}) < C_2(\text{Me}^{n+})$.

Аналізуючи рівняння Нернста, можна зробити висновок, що анодом (електродом з меншим потенціалом) є електрод, який знаходиться в розчині солі з меншою концентрацією іонів Me^{n+} . Оскільки $C_1(\text{Me}^{n+}) < C_2(\text{Me}^{n+})$, то $E(I) < E(II)$. Отже, електрод (I) є анодом, електрод (II) – катодом.

Анодний процес: $\text{Me} - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$ – окиснення атомів металу електрода (I);

катодний процес: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}$ – відновлення іонів Me^{n+} на поверхні електрода (II). Електрорушійна сила концентраційного гальванічного елемента:

$$\begin{aligned} \Delta E = E_K - E_A = E(II) - E(I) &= \left(E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_2(\text{Me}^{n+}) \right) - \left(E_{\text{Me}/\text{Me}^{n+}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_1(\text{Me}^{n+}) \right) = \\ &= \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_2(\text{Me}^{n+}) - \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_1(\text{Me}^{n+}) = \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{C_2(\text{Me}^{n+})}{C_1(\text{Me}^{n+})} \end{aligned}$$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Скласти схему гальванічного елемента, в якому талій буде катодом. Написати рівняння електродних реакцій, які відбуваються під час роботи цього елемента, розрахувати ЕРС, враховуючи, що концентрація солі металу дорівнює $C = 0,001$ моль/л.

Дано:

Tl – катод

$$E_{Tl^+/Tl}^0 = -0,34 \text{ В}$$

$$C_{Tl^+} = 0,001 \text{ моль/л}$$

ЕРС – ?

Розв'язок:

Для того, щоб талій був катодом, необхідно вибрати для гальванічного елемента другий метал з меншим значенням електродного потенціалу. У табл. 8 Додатка це всі метали, що знаходяться вище за талій (у ряді напруг – лівіше). Нехай це буде цинк.

Схема даного гальванічного елемента така: $(-)\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Tl}^+(0,001\text{M})|\text{Tl}(+)$;

анод: $\overset{0}{\text{Zn}} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$, окиснення; катод: $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \overset{0}{\text{Pb}}$, відновлення.

Концентрація солі цинку не вказана в умові задачі, тоді вважатимемо, що вона дорівнює 1 моль/л. Отже, потенціал цинкового електрода буде дорівнювати стандартному:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В.}$$

Оскільки концентрація солі талію не дорівнює 1 моль/л, то його потенціал розраховують за формулою (заряд іона талію +1, тому $n=1$):

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C = -0,34 + \frac{0,059}{1} \lg 0,001 = -0,34 + 0,059 \cdot (-3) = -0,517 \text{ В.}$$

Розраховують ЕРС гальванічного елемента:

$$ЕРС = E_{\text{кат.}} - E_{\text{ан.}} = -0,517 - (-0,763) = 0,246 \text{ В.}$$

Приклад 2. Записати реакції анодного та катодного процесів, обчислити ЕРС залізо-магнієвого гальванічного елемента.

Розв'язок:

Оскільки стандартний електродний потенціал заліза є більшим, ніж потенціал магнію, то на катоді буде відновлюватися залізо, а на аноді – окиснюватися магній:

катод: $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$, відновлення; анод: $\text{Mg} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$, окиснення.

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,440 \text{ В}; E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,370 \text{ В}.$$

Схема гальванічного елемента: $(-) Mg | Mg^{2+} || Fe^{2+} | Fe (+)$.

Для розрахунку EPC від значення стандартного електродного потенціалу катода віднімають значення стандартного електродного потенціалу анода:

$$EPC = E_{кат.} - E_{ан.} = -0,440 - (-2,370) = 1,93 \text{ В}.$$

Приклад 3. Скласти схему, написати рівняння електродних процесів та обчислити EPC гальванічного елемента, складеного з нікелевого та залізного електродів, занурених у $0,1 \text{ М}$ розчини їх солей.

Розв'язок:

Оскільки стандартний електродний потенціал нікелю є більшим, ніж потенціал заліза, то на катоді буде відновлюватися нікель, а на аноді – окиснюватися залізо:

катод: $Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$ відновлення; анод: $Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$ окиснення.

$$E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,250 \text{ В}; E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,440 \text{ В}.$$

Схема гальванічного елемента: $(-) Fe | Fe^{2+}(0,1 \text{ М}) || Ni^{2+}(0,1 \text{ М}) | Ni (+)$.

Для розрахунку EPC від значення стандартного електродного потенціалу катода віднімають значення стандартного електродного потенціалу анода:

$$EPC = E_{кат.} - E_{ан.} = -0,250 - (-0,440) = 0,19 \text{ В}.$$

Задачі для самостійного розв'язку

1. Наскільки зміниться потенціал свинцевого електрода, якщо розчин солі плюмбуму(II), в який він занурений, розбавити в 1000 разів?

2. Скласти схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких залізо було б катодом, а в іншому – анодом. Написати відповідні рівняння реакцій, які відбуваються під час роботи цих елементів.

3. Гальванічний елемент складається з металічного цинку, зануреного в $0,01 \text{ М}$ розчин цинк нітрату, і металічного свинцю, зануреного в $0,1 \text{ М}$ розчин плюмбум(II) нітрату. Скласти схему цього елемента, розрахувати EPC .

4. На скільки зміниться потенціал цинкового електрода, якщо розчин солі цинку, в який він занурений, розбавити в 10 разів?

5. *ЕРС* елемента, що складається з мідного та свинцевого електродів, занурених у 1 М розчини солей цих металів, становить 0,47 В. Чи зміниться *ЕРС*, якщо взяти 0,001 М розчини? Відповідь обґрунтувати розрахунками.

6. Розрахувати електродні потенціали магнію в розчині його солі, якщо концентрація іонів Mg^{2+} становить 0,01; 0,001 та 0,0001 моль/л.

7. Який з металів олово чи кобальт буде повніше взаємодіяти з розбавленою хлоридною кислотою? Написати відповідні рівняння реакцій. Відповідь мотивувати розрахунками *ЕРС*.

8. Для протруювання насіння застосовують сулему ($HgCl_2$). Чи можна для приготування її розчинів використовувати залізний посуд? Відповідь мотивувати розрахунком *ЕРС*.

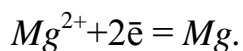
9. Визначити напрямок переміщення електронів у зовнішньому колі та *ЕРС* гальванічного елемента: $Ag|AgNO_3(0,001M)||0,1M)AgNO_3|Ag$.

10. Гальванічний елемент складається з металевого цинку, зануреного в 0,1М розчин цинк нітрату, і металевого свинцю, зануреного в 0,01М розчин плюмбум(II) нітрату. Скласти схему цього елемента, розрахувати *ЕРС*.

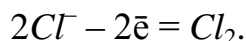
8.3. Електроліз

Електролізом називається окисно-відновний процес, що відбувається на межі поділу електрод/розчин (або розплав) електроліту внаслідок дії постійного електричного струму. Електроліз супроводжується перетворенням електричної енергії в хімічну. Якщо занурені в розчин (розплав) електроліту електроди приєднати до джерела постійного електричного струму, то рух електронів стає напрямленим. При цьому одні іони рухаються до катода, на якому вони відновлюються, а інші – до анода, на якому вони окиснюються.

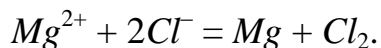
Найчастіше електролізу піддають розчини та розплави солей або лугів. Під час проходження струму крізь *розплав* $MgCl_2$ катіони магнію під дією електричного поля рухаються до негативного електрода та взаємодіють з електронами, які приходять по зовнішньому ланцюгу. Відбувається відновлення



Аніони хлору переміщуються до позитивного електрода, віддають електрони та окиснюються з утворенням молекулярного хлору



Ураховуючи наведені електродні процеси, отримують рівняння окисно-відновної реакції, яка відбувається при електролізі розплаву $MgCl_2$,



Ця реакція не може відбуватися самовільно. Енергія, яка необхідна для її перебігу, надається від зовнішнього джерела струму.

Електроліз відбувається в електролізерах, які складаються з певного посуду, двох електродів (катода та анода), занурених у розчин (розплав) електроліту, та джерела постійного електричного струму. Для електролізу використовують як металеві, так і неметалеві електроди. Аноди можуть бути активними (розчинними) та інертними (нерозчинними). **Активний анод** (Ni , Cu , Cr тощо) при електролізі окиснюється і надсилає до розчину іони, при цьому його маса згодом зменшується. **Інертні електроди** в електрохімічних перетвореннях участі не беруть, вони здійснюють контакт електроліту зі зовнішнім ланцюгом. Їх виготовляють з графіту, вугілля, платини та ін.

Розглядаючи механізм електролізу водних розчинів електролітів, необхідно враховувати наявність, крім іонів електроліту, також іонів Гідрогену і гідроксид-іонів, що утворюються внаслідок незначної дисоціації води за схемою



В електричному полі іони H^+ переміщуються до катода, а іони OH^- – до анода. Таким чином, на катоді можуть розряджатися як катіони електроліту, так і катіони Гідрогену. Аналогічно на аноді може відбуватися як розряд аніонів електроліту, так і гідроксид-іонів. Крім цього, молекули води можуть електрохімічно окиснюватись або відновлюватись. Електрохімічні процеси, які відбуваються на електродах під час електролізу, залежать від відносних значень електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем.

Процеси на катоді. Під час пропускання електричного струму через розчин будь-якого електроліту до катода прямують катіони Гідрогену і катіони

металів. Окисно-відновні процеси на поверхні катода відбуваються згідно з величинами їх електродних потенціалів. На катоді відновлюються легше катіони металів, електродний потенціал яких більший за потенціал Гідрогену. Ці метали розміщені в ряді напруг після Гідрогену (від Cu^{2+} до Pt^{2+}). При електролізі розчинів їх солей на катоді відбувається лише відновлення катіонів металів

$$Me^{n+} + n\bar{e} = Me^0.$$

Однак на катоді можуть відновлюватись іони металів, що розміщені в ряді напруг до Гідрогену. Ступінь легкості, з якою розряджаються іони металів, для кожного металу індивідуальна. Відзначимо, що здатність іонів металів розряджатися на катоді зумовлена не тільки величиною їхнього електродного потенціалу, але і концентрацією їх у розчині. Якщо концентрація H^+ -іонів незначна, а іонів металу велика, то розряджаються іони металу. За відповідних концентрацій іонів усі метали, крім розташованих на початку ряду напруг, можуть бути виділені на катоді при електролізі розчинів. Катіони металів, які мають електронегативні потенціали, при електролізі водних розчинів на катоді не відновлюються. При цьому відбувається відновлення Гідрогену води

$$2H_2O + 2\bar{e} = H_2 + 2OH^-.$$

При електролізі водних розчинів, які містять катіони металів, що знаходяться в ряді напруг між алюмінієм та Гідрогеном, відбувається одночасне відновлення катіонів металів і Гідрогену води, а при електролізі водних розчинів, які містять катіони металів з додатними значеннями стандартних електродних потенціалів, відбувається тільки їх відновлення на катоді.

Описуючи *процеси, що відбуваються на катоді* під час електролізу, керуються переліченими нижче правилами.

Правило 1. Якщо відбувається електроліз нейтральних водних розчинів солей, то на катоді відновлюються катіони металів, потенціал яких суттєво більший за потенціал відновлення іонів водню, а саме:

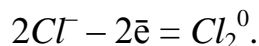
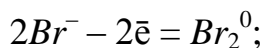
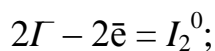
$$E_H = \frac{2,303RT}{nF} \cdot \lg a(H^+) = -0,059 \cdot pH = -0,059 \cdot 7 = -0,41; \quad (\lg a(H^+) = -pH).$$

Правило 2. Якщо відбувається електроліз кислих водних розчинів солей, то на катоді будуть відновлюватися катіони металів, що мають додатне значення потенціалу.

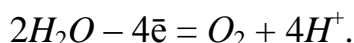
Зверніть увагу на те, що в кислих розчинах відновлюються катіони Гідрогену ($2H^+ + 2e^- = H_2^0$), при цьому середовище поступово змінюється на нейтральне. У нейтральних розчинах відновлюється Гідроген води ($2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$), при цьому середовище стає лужним.

Правило 3. Якщо потенціал металу має значення, близьке до $-0,41\text{ В}$, то виділятимуться одночасно метал і водень або тільки метал, або тільки водень залежно від концентрації солі металу та умов електролізу.

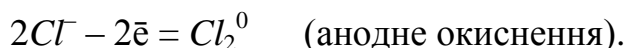
Процеси на аноді. Характер реакції, що відбувається на аноді, залежить від природи аніонів розчинених солей. Так, у ряду аніонів S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^- , OH^- , (H_2O) , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , MnO_4^- , F^- зменшується здатність аніонів окиснюватися (розряджатися на аноді). Якщо, наприклад, у розчині містяться аніони галогенів, то на аноді виділяються вільні галогени (крім F^-):



У процесі електролізу водних розчинів, які містять аніони оксигеновмісних кислот (а також іони F^-), відбувається окиснення води



При електролізі розплавів солей безоксигеновмісних кислот, наприклад $CuCl_2$, електродні процеси можна подати такими рівняннями:



Під час електролізу розплавів основ та солей оксигеновмісних кислот на аноді виділяється кисень: $4OH^- - 4e^- = O_2 + 2H_2O$.

Якщо катодні процеси при електролізі звичайно зводяться до відновлення тих або інших катіонів розчину електроліту, то анодні процеси можуть відбуватися по-різному, залежно від природи речовин самих анодів. У випадку

нерозчинних електродів на аноді окиснюються аніони кислотних залишків, вода або гідроксид-аніони. Якщо процес електролізу відбувається на розчинних анодах, то відбувається їх анодне розчинення.

Отже, *процеси, що відбуваються на аноді* під час електролізу, описують у такій послідовності:

1) передусім відбувається розчинення металів: $Me^0 - 2\bar{e} = Me^{2+}$

(наприклад, наявність розчинних металевих електродів, таких як мідь та ін.);

2) якщо метали відсутні, то окиснюються прості аніони (наприклад, Cl^-);

3) далі відбувається окиснення гідроксид-іонів $4OH^- - 4\bar{e} = O_2 + 2H_2O$

або води $2H_2O - 4\bar{e} = O_2 + 4H^+$;

Мінімальна різниця потенціалів, яку треба створити, щоб електроліз відбувався, називається напругою розкладання E_p , а різниця між напругою розкладання і ЕРС утвореного гальванічного елемента називається перенапругою η , тобто

$$\eta = E_p - E.$$

Величина перенапруги η обумовлена різною швидкістю хімічних реакцій, що відбуваються на електродах, і залежить від перенапруг на катоді ($\eta_{\text{кат.}}$) і аноді ($\eta_{\text{ан.}}$), матеріалу електродів, їх поверхні та конфігурації, концентрації електроліту та інших факторів.

Перенапруга (електрохімічна поляризація) зумовлюється сповільненістю електрохімічних стадій електродного процесу – окиснення та відновлення. Перенапруга виділення більшості металів на катоді, як правило, за мінімальної густини струму коливається від 10^{-3} до 10^{-1} В, а деякі метали (*Au, Hg, Sn, Pb*) виділяються з водних розчинів їх солей майже зовсім без перенапруги. Високих значень перенапруга досягає під час виділення водню і кисню. Негативна дія водневої і кисневої перенапруги пов'язана з додатковою витратою електроенергії, наприклад за промислового одержання H_2 і O_2 електролітичним способом. Однак у деяких випадках перенапруга є корисною, оскільки дозволяє проводити такі електрохімічні процеси, які без перенапруги неможливі.

Підкреслимо, що явище поляризації (перенапруги) виникає не тільки під час електролізу, але і під час будь-яких електрохімічних процесів, у тому числі й роботи гальванічного елемента, та у випадку електрохімічної корозії.

Маса речовини, що відновлюється на катоді або окиснюється на аноді, залежить від кількості електричного струму, який пройшов крізь розчин або розплав електроліту. Зв'язок між цими величинами встановлюють **закони Фарадея**, або **закони електролізу**:

1) *маса речовини, що виділяється на електродах під час електролізу, пропорційна кількості електричного струму, який проходить крізь розчин, і не залежить від інших факторів.*

Маса речовини, що виділяється при проходженні 1 Кл електричного струму, називається **електрохімічним еквівалентом**;

2) *однакові кількості електричного струму виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні маси різних речовин.*

Для того щоб виділити на електроді 1 еквівалент будь-якої речовини, треба витратити 96487 Кл електричного струму. Ця кількість електричного струму називається **числом** (сталюю) **Фарадея** і позначається F .

Математичним вираженням законів Фарадея є рівняння:

$$m = \frac{E \cdot I \cdot \tau}{F},$$

де m – маса відновленої або окисненої речовини, г; E – хімічний еквівалент речовини; F – число Фарадея; E/F – електрохімічний еквівалент; I – сила електричного струму, А; τ – тривалість електролізу, с.

На практиці доводиться зустрічатися з уявним відхиленням від законів Фарадея, які часто пов'язані з побічними явищами на електродах і в електролітах. Показником ефективності електролізу є вихід за струмом (ВС), який визначають за відношенням маси речовини, фактично одержаної за даних умов ($m_{\text{факт.}}$), до маси речовини, теоретично розрахованої на основі законів

Фарадея ($m_{\text{теор.}}$):

$$BC = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теорет.}}} \cdot 100\%.$$

Приклади розв'язку типових задач

Приклад 1. Написати рівняння електролізу розчину та розплаву KBr на інертних електродах.

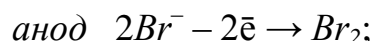
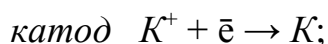
Розв'язок:

а) розплав KBr .

У розплаві сильні електроліти дисоціюють, як і в розчині, практично повністю на іони:



На катоді будуть відновлюватись іони калію, а на аноді – окиснюватись іони брому:



б) розчин KBr .

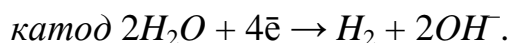
У розчині сильні електроліти дисоціюють практично повністю на іони:



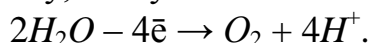
Проте, крім іонів калію та броміду, в електродних процесах можуть брати участь і молекули води. Так, на катоді, крім іонів калію, можуть відновлюватися молекули води. Порівнюють значення їх потенціалів:

$$E_{H_2O/H_2} = -0,41 \text{ В}; \quad E_{K^+/K} = -2,925 \text{ В}.$$

Оскільки $E_{H_2O/H_2} > E_{K^+/K}$, тобто вода є більш сильним окисником, ніж іони Калію, то на катоді будуть відновлюватися молекули води



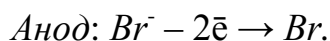
На аноді, крім іонів броміду, можуть окиснюватися молекули води:



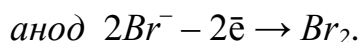
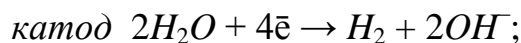
Порівняти значення їх потенціалів:

$$E_{H_2O/O_2} = +1,23 \text{ В}; \quad E_{Br^-/Br_2} = +1,04 \text{ В}.$$

Оскільки $E_{Br^-/Br_2} < E_{H_2O/O_2}$, тобто бром є більш сильним відновником, ніж вода, то на аноді будуть окиснюватись іони броміду:



Таким чином, електроліз розчину KBr буде відбуватися за такими рівняннями:



Відповідь: при електролізі розплаву калій броміду будуть виділятися металевий калій (на катоді) і молекулярний бром (на аноді), а при електролізі розчину – водень (на катоді) і бром (на аноді).

Приклад 2. Які продукти будуть виділятися на інертних електродах при електролізі водного розчину аргентум нітрату? Написати рівняння відповідних електродних процесів.

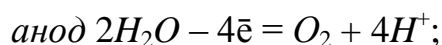
Розв'язок:

Аргентум нітрату дисоціює згідно з рівнянням $AgNO_3 = Ag^+ + NO_3^-$.

Оскільки Аргентум стоїть у ряді напруг правіше за Гідроген, то він буде відновлюватися на катоді: *катод* $Ag^+ + e^- = Ag$.

На аноді при електролізі відбуваються процеси в такій послідовності:

1) розчинення металів; 2) окиснення простих аніонів; 3) окиснення води; 4) окиснення складних аніонів; оскільки електроди інертні, а аніон складний, то на аноді відбувається процес окиснення води:



Відповідь: при електролізі розчину аргентум нітрату на інертних електродах будуть виділятися срібло (на катоді) і кисень (на аноді).

Приклад 3. Електроліз розчину $AgNO_3$ проводили при силі струму 2 А протягом 4 год. Скільки грамів срібла виділилося на катоді?

Дано:

$AgNO_3$

$I = 2 \text{ А}$

$\tau = 4 \text{ год}$

$m(Ag) = ?$

Розв'язок:

Згідно із законом Фарадея, $m = \frac{E \cdot I \cdot \tau}{F}$;

$E(Ag) = M = 108 \text{ г/моль}; \tau = 4 \cdot 60 \cdot 60 \text{ с} = 14400 \text{ с}$.

Таким чином: $m = \frac{108 \cdot 2 \cdot 14400}{96487} = 32 \text{ г}$.

Відповідь: на катоді виділилося 32 г срібла.

Приклад 4. Під час електролізу розчину солі двовалентного металу при силі струму 4 А протягом 3,5 год. на катоді виділилося 16,7 г металу. Який це метал?

Дано:

$I = 4 \text{ А}$

$\tau = 3,5 \text{ год} = 12600 \text{ с}$

$m(Me) = 16,7 \text{ г}$

$Me = ?$

Розв'язок:

Щоб визначити, електроліз якого металу відбувався, знаходять еквівалент цього металу із закону Фарадея.

$E = \frac{m \cdot F}{I \cdot \tau} = \frac{16,7 \cdot 96487}{4 \cdot 12600} = 31,78 \text{ г-екв/моль}$.

Оскільки метал двовалентний, то $Mr = E \cdot 2 = 31,78 \cdot 2 = 63,56 \text{ г/моль}$.

Отже, метал – мідь *Cu*.

Відповідь: метал – мідь *Cu*.

Приклад 5. Обчислити об'єм газу, що виділяється на інертному аноді при електролізі водного розчину хлориду нікелю при пропусканні крізь розчин струму протягом 2 год, якщо сила струму дорівнює 2 А.

Дано:

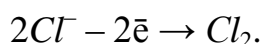
Розв'язок:

$$I = 2 \text{ А}$$

$$\tau = 2 \text{ год}$$

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

На аноді будуть окиснюватись іони хлору:



Закон Фарадея для газів має вигляд:

$$V = \frac{V_{\text{екв.}} \cdot I \cdot \tau}{F};$$

$$V_{\text{екв.}}(\text{Cl}) = 11,2 \text{ л}; \tau = 2 \cdot 60 \cdot 60 \text{ с} = 7200 \text{ с}.$$

$$\text{Таким чином } V = \frac{11,2 \cdot 2 \cdot 7200}{96487} = 1,67 \text{ л}.$$

Відповідь: виділиться 1,67 л газу.

Приклад 6. При електролізі розчину сульфату міді на катоді виділилося 11,2 г міді. Чому дорівнює вихід за струмом, якщо сила струму дорівнює 10 А, а тривалість електролізу – 1 год?

Дано:

Розв'язок:

$$I = 10 \text{ А}$$

$$\tau = 1 \text{ год}$$

$$m_{\text{практ.}}(\text{Cu}) = 11,2 \text{ г}$$

$$BC - ?$$

Знаходять еквівалент та час електролізу в секундах:

$$E(\text{Cu}) = M/2 = 32 \text{ г/моль}; \tau = 1 \cdot 60 \cdot 60 \text{ с} = 3600 \text{ с}.$$

Для визначення $m_{\text{теор.}}$ застосовують закон Фарадея:

$$m = \frac{E \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{32 \cdot 10 \cdot 3600}{96487} = 11,9 \text{ г}.$$

Знаходять вихід за струмом:

$$BC = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теорет.}}} \cdot 100 \% = \frac{11,2}{11,9} \cdot 100 \% = 94 \%$$

Відповідь: вихід за струмом становить 94 %.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Які процеси відбуваються на електродах під час електролізу водного розчину $CdCl_2$: а) при кадмієвому аноді; б) при вугільному аноді?
2. Скласти схеми електролізу розплаву і водних розчинів $Pb(NO_3)_2$ та $CuCl_2$ з платиновими електродами.
3. Обчислити масу міді, що виділилася на катоді під час пропускання струму силою 10 A крізь розчин купрум(II) сульфату протягом 50 хв .
4. Струм силою $2,5\text{ A}$, проходячи крізь водний розчин електроліту, за 30 хв виділяє з розчину $2,77\text{ г}$ металу. Знайти еквівалентну масу металу.
5. Струм силою 6 A пропускали крізь водний розчин сульфатної кислоти протягом $1,5\text{ год}$. Обчислити масу води, яка розклалася. Написати рівняння анодного, катодного процесів.
6. Скільки часу потрібно для повного розкладу 2 молей води струмом силою 2 A ?
7. При електролізі розчину $CuCl_2$ на аноді виділилося 560 мл газу (н.у.) Знайти масу міді, що виділилася на катоді.
8. Протягом якого часу необхідно пропускати струм силою 3 A через розчин кадмій сульфату, щоб отримати $15,6\text{ г}$ кадмію?
9. З розчину, що містив $5,95\text{ г}$ аргентум нітрату, повне виділення срібла відбулося після пропускання електричного струму силою $0,5\text{ A}$ протягом 2 год . Чому дорівнює вихід срібла за струмом?
10. Чому дорівнює вихід заліза за струмом, якщо при електролізі водного розчину ферум(II) сульфату протягом 3 год при силі струму 5 A на катоді виділилось $14,1\text{ г}$ заліза?

Розділ 9. УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ: КОМБІНОВАНІ ТА УСКЛАДНЕНІ ЗАВДАННЯ

Перш ніж переходити безпосередньо до розв'язку складних задач, зосередимо нашу увагу на кількох важливих методичних порадах!

1) Більшість розрахункових задач у хімії пов'язані саме зі здійсненням хімічних перетворень. Тому їх **розв'язок слід розпочинати із запису рівнянь реакцій, причому обов'язково з усіма стехіометричними коефіцієнтами**. За деяким винятком, правильний розрахунок вдається здійснити лише за загальною схемою процесу. При цьому усі розрахунки за хімічними рівняннями зручно проводити у *моль*, оскільки коефіцієнти у них є пропорційними до кількості речовин, що вступили у реакцію або утворилися в результаті хімічного перетворення. Лише в задачах на реакції у газовому стані можна обійтися без *моль*, оскільки співвідношення коефіцієнтів у цьому випадку цілком відповідає відношенню об'ємів взаємодіючих речовин та газоподібних продуктів реакції.

2) Багато розрахункових задач вдається розв'язати за допомогою простої стратегії: **величину, яку слід знайти, позначають за невідому змінну та складають для неї алгебраїчне рівняння**. Наприклад, якщо необхідно визначити склад суміші двох речовин, то вводять невідомі змінні, що стосуються кількості речовин у суміші x та y із подальшим складанням системи рівнянь, розв'язок якої дає відповідь на поставлене у задачі запитання. Часто за x приймають кількість речовини, число атомів елемента у молекулі невідомої сполуки або глибину здійснення хімічного перетворення.

3) Важливим моментом також є **правило округлення проміжних та кінцевих результатів обчислень**. При цьому залишають певну кількість значущих цифр. Останніми називають усі цифри числа, окрім нулів, які стоять зліва. Наприклад, число 450 містить три значущі цифри, число 10,25 – чотири значущі цифри, а число 0,052 – лише дві значущі цифри. Слід зауважити, що за умов недотримання правил округлення можна одержати значну помилку у кінцевому результаті. Загалом при проведенні математичних операцій із

неточними числами кількість значущих цифр у відповіді цілком визначається точністю заданих або вихідних величин!

9.1. Визначення молекулярної формули речовин

9.1.1. Хімічний еквівалент

Приклад 1. При обробці 4,44 г хлориду металу сульфатною кислотою утворилося 5,44 г його сульфату, а при розчиненні у воді 1,6 г цього ж металу виділилося 896 мл водню (н.у.). Визначити еквівалентну масу цього металу.

Розв'язок:

1) Якщо позначити еквівалентну масу невідомого металу $E_{(Me)}$ за x , то вирази для еквівалентних мас його солей матимуть вигляд:

$$E_{(хлориду)} = (x + 35,5), \quad E_{(сульфату)} = (x + 48),$$

де 35,5 та 48 відповідають еквівалентним масам кислотних залишків хлоридної (HCl) та сульфатної (H_2SO_4) кислот.

2) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{4,44}{5,44} = \frac{x + 35,5}{x + 48},$$

звідки знаходимо $x = 20$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 20$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну масу, що становить вдвічі більше за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 40$, а це означає, що невідомим металом є **кальцій**.

3) Використаємо другу частину задачі для перевірки висунутого припущення, тобто знову складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{1,6}{0,896} = \frac{x}{11,2},$$

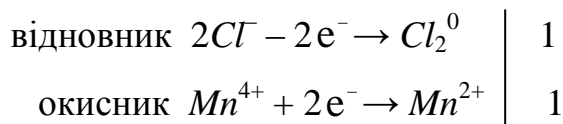
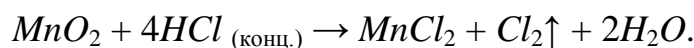
де 0,896 відповідає об'єму виділеного водню (l), а 11,2 – його еквівалентному об'єму в тих самих одиницях (н.у.). Звідси знаходимо, що $x = 20$, тобто невідомий метал – це **кальцій**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 20$ (Ca).

Приклад 2. Визначити еквівалентну масу металу, якщо хлор, що виділився при дії концентрованої хлоридної кислоти на 6,96 г MnO_2 , утворює з цим металом 7,6 г хлориду.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння окисно-відновної реакції та розставляємо коефіцієнти у ньому із застосуванням методу електронного балансу:



2) Якщо позначити еквівалентну масу невідомого металу $E_{(Me)}$ за x , то вираз для еквівалентної маси його хлориду матиме такий вигляд:

$$E_{(хлориду)} = (x + 35,5),$$

де 35,5 відповідає еквіваленту кислотного залишку хлоридної кислоти (HCl).

3) Еквівалентна маса MnO_2 з урахуванням двох приєднаних електронів становитиме 43,5.

4) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{6,96}{7,6} = \frac{43,5}{x + 35,5},$$

звідки знаходимо $x = 12$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 12$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну масу, що становить вдвічі більше за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 24$, а це означає, що невідомим металом є **магній**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 12$ (Mg).

Приклад 3. Для розчинення 1,2 г оксиду металу витрачено 30 мл 1 н розчину хлоридної кислоти. Визначити еквівалентну масу металу.

Розв'язок:

1) Якщо позначити еквівалентну масу невідомого металу $E_{(Me)}$ за x , то вираз для еквівалентної маси його оксиду матиме такий вигляд:

$$E_{(оксиду)} = (x + 8),$$

де 8 відповідає еквіваленту атома Оксигену.

2) Знаходимо кількість еквівалентів хлоридної кислоти (HCl), яка прореагувала з оксидом, узгодивши одиниці вимірювання об'єму:

$$n_{екв.}(HCl) = \frac{1 \cdot 30}{1000} = 0,03 \text{ (моль-екв.)}$$

3) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{1,2}{x + 8} = 0,03,$$

звідки знаходимо $x = 32$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 32$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну масу, що становить вдвічі більше за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 64$, а це означає, що невідомим металом є **мідь**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 32$ (Cu).

Приклад 4. У розчин хлоридної кислоти занурили металеву пластинку масою 50 г. Після витіснення 336 мл водню (н.у.) маса пластинки зменшилася на 1,68%. Чому дорівнює еквівалентна маса металу, з якого виготовлено пластинку?

Розв'язок:

1) Позначаємо еквівалентну масу невідомого металу $E_{(Me)}$ за x .

2) Знаходимо, на скільки зменшилася маса пластинки, тобто яка кількість металу (z) розчинилася у хлоридній кислоті:

$$m_{(Me)} = \frac{50 \cdot 1,68}{100} = 0,84 \text{ (г)}$$

3) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{0,84}{0,336} = \frac{x}{11,2},$$

де 0,336 відповідає об'єму виділеного водню (l), а 11,2 – його еквівалентному об'єму у тих самих одиницях (н.у.).

Звідси знаходимо, що $x = 28$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 28$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну

масу, що становить вдвічі більше за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 56$, а це означає, що невідомий метал – це **залізо**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 28 (Fe)$.

Приклад 5. Електричний струм силою 2,5 А, проходячи крізь водний розчин електроліту, за 30 хв виділяє з розчину 2,77 г металу. Знайти еквівалентну масу цього металу. Що це за метал?

Розв'язок:

1) Якщо позначити еквівалентну масу невідомого металу як $E_{(Me)}$, то вираз для **об'єднаного закону Фарадея** матиме такий вигляд:

$$m_{(Me)} = \frac{E_{(Me)}}{F} \cdot I \cdot \tau,$$

де F – константа Фарадея, що складає 96500 Кл/моль, I – сила струму (А), а τ – час для здійснення електролізу (с).

2) Знаходимо еквівалентну масу невідомого металу, узгодивши одиниці вимірювання часу:

$$E_{(Me)} = \frac{m_{(Me)} \cdot F}{I \cdot \tau} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 30 \cdot 60} = 59,4.$$

Тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 59,4$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну масу, що становить вдвічі більше за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 118,8$, а це означає, що невідомим металом є **олово**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 59,4 (Sn)$.

Приклад 6. Невідомий метал масою 1 г здатний до взаємодії з такою масою хлору, яка займає об'єм 336 мл за температури 37 °С та тиску 98 кПа. Розрахувати еквівалентну масу невідомого металу.

Розв'язок:

1) Позначаємо еквівалентну масу невідомого металу $E_{(Me)}$ за x .

2) Знаходимо масу хлору, яка прореагувала з металом, **за рівнянням стану ідеального газу:**

$$m_{(\text{хлор})} = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{98 \cdot 0,336 \cdot 71}{8,314 \cdot 310} = 0,907 \text{ (г)},$$

де p – тиск газу (кПа), V – його об'єм (л), M – молярна маса хлору, R – універсальна газова стала – 8,314 Дж/(моль·К), а T – температура (К).

3) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{1}{0,907} = \frac{x}{35,5},$$

де 35,5 відповідає еквіваленту атома Хлору. Звідси знаходимо, що $x = 39,1$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 39,1$. Якщо припустити його одновалентність у сполуках, отримаємо відносну атомну масу, що чисельно дорівнює еквіваленту та становить $A_{r(Me)} = 39,1$, а це означає, що невідомий метал – це **калій**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 39,1$ (К).

Задачі для самостійного розв'язку

1. При термічному розкладі 6,6 г нітрату металу утворилося 5,52 г його нітриту. Визначити еквівалент металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 23$ (Na).

2. При розчиненні у сульфатній кислоті 1,68 г металу утворилося 4,56 г його сульфату. Визначити еквівалент металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 28$ (Fe).

3. При обробці 5,64 г нітрату металу сульфатною кислотою утворилося 4,8 г його сульфату. Визначити еквівалент металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 32$ (Cu).

4. При обробці 4,32 г металу хлором утворилося 21,36 г його хлориду. Визначити еквівалент металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 9$ (Al).

5. При розкладі 15 г карбонату металу утворилося 8,4 г його оксиду. Визначити еквівалент металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 20$ (Ca).

6. При електролізі водного розчину хлориду лужного металу утворилося 1,02 г лугу та 112 мл хлору (н.у.). Визначити еквівалентну масу лужного металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 85$ (Rb).

7. У розчин, що містить 3,2 г металу у вигляді хлориду, занурили залізну пластинку масою 50 г. Після повного виділення металу маса пластинки

збільшилася на 0,8%. Визначити еквівалентну масу металу. **Відповідь:** $E_{(Me)} = 32$ (Cu).

8. Невідомий метал масою 0,4495 г під час розчинення у надлишку хлоридної кислоти здатний витіснити 526 мл водню за температури 270 K та тиску 106,6 кПа. Розрахувати еквівалентну масу невідомого металу.

Відповідь: $E_{(Me)} = 9$ (Al).

9.1.2. Складання атомних факторів

Приклад 1. Вміст Фосфору в одному із його оксидів дорівнює 43,66%. Густина пари цієї речовини за повітрям дорівнює 9,79. Визначити істинну молекулярну формулу оксиду.

Розв'язок:

1) Якщо вміст Фосфору в оксиді дорівнює 43,66%, то вміст Оксигену становитиме 56,34% (за масою).

2) Нехай маса вихідної сполуки (P_xO_y) складає 100 г, тоді маси елементів, що входять до її складу, чисельно будуть дорівнювати їх масовим часткам. Спираючись на ці дані, а також на відносні атомні маси Фосфору та Оксигену, складаємо атомні фактори:

$$x : y = \frac{43,66}{31} : \frac{56,34}{16} = 1,408 : 3,521 = 1 : 2,5 = 2 : 5,$$

Знайдене співвідношення означає, що найпростішою (або емпіричною) формулою сполуки є P_2O_5 із молярною масою $M(P_2O_5) = 142$ г/моль.

3) Розраховуємо істинну молярну масу речовини $M_{(PxOy)}$ за даними про густину її пари за повітрям $D_{(нов.)}$, а саме:

$$D_{(нов.)} = \frac{M_{(PxOy)}}{M_{(нов.)}} = \frac{M_{(PxOy)}}{29} = 9,79,$$

де $M_{(нов.)} = 29$ г/моль – молярна маса повітря. Звідси $M_{(PxOy)} = 284$ г/моль, що становить вдвічі більше від розрахованої раніше молярної маси для P_2O_5 . Таким чином, істинна молекулярна формула оксиду відповідає складу P_4O_{10} .

Відповідь: P_4O_{10} .

Приклад 2. Визначити формулу речовини, якщо відомо, що вона містить 6,25% Фосфору, 12,5% Нітрогену, 56,25% Гідрогену та 25,0% Оксигену (за молями). Що це за сполука? Запропонуйте можливі способи її одержання.

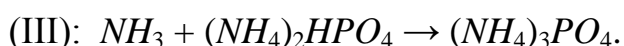
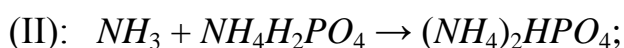
Розв'язок:

1) Спираючись на вихідні дані про мольні частки окремих елементів у сполуці, складаємо атомні фактори:

$$n(P) : n(N) : n(H) : n(O) = 0,0625 : 0,125 : 0,5625 : 0,25 = 1 : 2 : 9 : 4.$$

2) Знайдене співвідношення означає, що емпіричною формулою сполуки є $PN_2H_9O_4$ або $(NH_4)_2HPO_4$ – амоній гідрофосфат.

3) Цю речовину одержують шляхом поступової взаємодії концентрованого розчину амоніаку із точно розрахованою кількістю фосфатної кислоти:



Відповідь: $(NH_4)_2HPO_4$.

Приклад 3. При спалюванні 55,5 мг речовини одержали 99 мг вуглекислого газу та 40,5 мг води. За умов повного випаровування зразка цієї речовини масою 1,85 г її пара займає об'єм 0,97 л, виміряний при 473 К та 101,3 кПа. Визначити емпіричну формулу речовини.

Розв'язок:

1) Розраховуємо вміст Карбону (мг) у вихідній сполуці ($C_xH_yO_z$) за масою утвореного вуглекислого газу:

$$m(C) = A_r(C) \cdot n(C) = \frac{A_r(C) \cdot m(CO_2)}{M(CO_2)} = \frac{12 \cdot 99}{44} = 27 \text{ (мг)},$$

де $n(C)$ – кількість речовини Карбону (ммоль), яка чисельно дорівнює кількості речовини вуглекислого газу.

2) Розраховуємо вміст Гідрогену (мг) у вихідній сполуці ($C_xH_yO_z$) за масою утвореної води:

$$m(H) = A_r(H) \cdot n(H) = \frac{A_r(H) \cdot m(H_2O) \cdot 2}{M(H_2O)} = \frac{1 \cdot 40,5 \cdot 2}{18} = 4,5 \text{ (мг)},$$

де $n(H)$ – кількість речовини Гідрогену (ммоль), яка є вдвічі більшою за кількість речовини води.

3) Знаходимо вміст Оксигену ($m(O)$) у вихідній сполуці ($C_xH_yO_z$) за різницею відповідних мас: $m(O) = m(C_xH_yO_z) - m(C) - m(H) = 55,5 - 27 - 4,5 = 24$ (мг).

4) Спираючись на одержані дані, а також на відносні атомні маси Карбону, Гідрогену та Оксигену, складаємо атомні фактори:

$$x : y : z = \frac{27}{12} : \frac{4,5}{1} : \frac{24}{16} = 2,25 : 4,5 : 1,5 = 1,5 : 3 : 1 = 3 : 6 : 2$$

Знайдене співвідношення означає, що емпіричною формулою сполуки є $C_3H_6O_2$ із молярною масою 74 г/моль.

5) Знаходимо істинну молярну масу речовини $M_{(C_xH_yO_z)}$ за рівнянням стану ідеального газу:

$$M_{(C_xH_yO_z)} = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{1,85 \cdot 8,314 \cdot 473}{101,3 \cdot 0,97} = 74,0 \text{ (г/моль)},$$

де m – маса речовини (г), R – універсальна газова стала, що дорівнює 8,314 Дж/(моль·К), T – абсолютна температура (К), p – тиск газу (кПа), а V – його об'єм (л). Звідси $M_{(C_xH_yO_z)} = 74$ г/моль, що цілком відповідає розрахованій раніше молярній масі для $C_3H_6O_2$. Таким чином, істинна молекулярна формула речовини збігається з емпіричною формулою складу $C_3H_6O_2$ або C_2H_5COOH .

Відповідь: $C_3H_6O_2$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. При спалюванні 2,25 г речовини утворилося 0,45 г води та 1,12 л вуглекислого газу (н.у.). Істинна молекулярна маса речовини дорівнює 90. Визначити її молекулярну формулу. **Відповідь:** $H_2C_2O_4$.

2. Речовина складається з 34,59% Натрію, 23,31% Фосфору та 42,10% Оксигену (за масою). Визначити молекулярну формулу речовини. **Відповідь:** $Na_4P_2O_7$.

3. При окисненні 9,84 г речовини утворилося 6,36 г натрій карбонату, 3,24 г води та 4,032 л вуглекислого газу (н.у.). Визначити молекулярну формулу речовини. **Відповідь:** CH_3COONa .

4. У результаті аналізу знайдено, що масові частки Натрію, Сульфуру та Оксигену у досліджуваній сполуці становлять 36,5, 25,4 та 38,1% відповідно. Знайти найпростішу хімічну формулу сполуки. **Відповідь:** Na_2SO_3 .

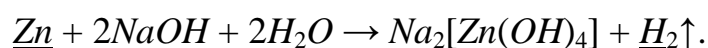
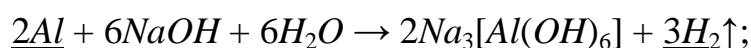
5. Визначити емпіричну формулу хімічної сполуки, якщо масові частки елементів, що входять до її складу, становлять 1,59% Гідрогену, 22,22% Нітрогену та 76,19% Оксигену. **Відповідь:** HNO_3 .

9.2. Визначення складу та розділення сумішей

Приклад 1. При розчиненні в розчині лугу 4 г сплаву алюмінію з цинком виділилося 3,808 л водню (н.у.). Визначити склад вихідного сплаву (%).

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій окремих компонентів сплаву з розчином лугу. У випадку NaOH матимемо:



2) Якщо позначити масу алюмінію у сплаві за x (г), то маса цинку в ньому становитиме $(4 - x)$ г. Спираючись на це, а також на відносні атомні маси металів, виразимо їх кількості речовин у вихідній суміші:

$$n(Al) = \frac{x}{27} \text{ (моль)}; \quad n(Zn) = \frac{4-x}{65} \text{ (моль)}.$$

3) Визначаємо, яку кількість водню (моль) може витіснити кожний метал із розчину лугу за рівняннями реакцій. У випадку алюмінію ця кількість буде у півтора рази більшою за кількість речовини самого металу, а у випадку цинку – дорівнюватиме їй. Таким чином, матимемо:

$$n_1(H_2) = \frac{1,5 \cdot x}{27} \text{ (моль)}; \quad n_2(H_2) = \frac{4-x}{65} \text{ (моль)}.$$

4) Визначаємо загальну кількість речовини водню, що утворюється під час розчинення сплаву у розчині лугу:

$$n(H_2) = n_1(H_2) + n_2(H_2) = \frac{1,5 \cdot x}{27} + \frac{4-x}{65} \text{ (моль)}.$$

5) З іншого боку, таку ж кількість речовини водню можна розрахувати за його об'ємом (н.у.), а саме:

$$n(H_2) = \frac{3,808}{22,4} = 0,17 \text{ (моль)},$$

де 22,4 л/моль відповідає молярному об'єму газу.

6) Спираючись на одержані дані, складаємо математичне рівняння, що відображає **матеріальний баланс**:

$$\frac{1,5 \cdot x}{27} + \frac{4 - x}{65} = 0,17 \text{ (моль)}.$$

Звідси знаходимо, що $x = 2,7$, тобто маса алюмінію у сплаві становить 2,7 г, а цинку – 1,3 г відповідно.

7) Розраховуємо масові частки металів у сплаві:

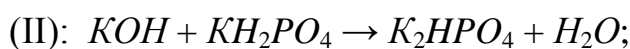
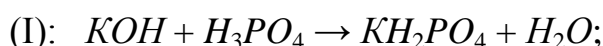
$$\omega(Al) = \frac{2,7}{4} \cdot 100\% = 67,5\%; \quad \omega(Zn) = \frac{1,3}{4} \cdot 100\% = 32,5\% .$$

Відповідь: $\omega(Al) = 67,5\%$; $\omega(Zn) = 32,5\%$.

Приклад 2. До розчину, що містить 1,96 г фосфатної кислоти, додали 2,8 г твердого калій гідроксиду. Визначити склад (г) утвореної суміші солей.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій між реагентами, що відображають поступову нейтралізацію фосфатної кислоти лугом, зокрема:



2) Визначаємо кількість речовини для кожного з реагентів, виходячи зі значень їх відносних молекулярних мас:

$$n(KOH) = \frac{2,8}{56} = 0,05 \text{ (моль)}; \quad n(H_3PO_4) = \frac{1,96}{98} = 0,02 \text{ (моль)}.$$

3) За рівнянням (I) матимемо, що уся фосфатна кислота вступила у взаємодію із надлишком калій гідроксиду, перетворившись на KH_2PO_4 та воду, а речовини у розчині після реакції будуть присутні у таких кількостях:

$$n_I(KOH) = 0,05 - 0,02 = 0,03 \text{ (моль)}; \quad n_I(KH_2PO_4) = 0,02 \text{ (моль)}.$$

4) За рівнянням (II), уся кількість солі KH_2PO_4 вступить у взаємодію із надлишком калій гідроксиду, даючи K_2HPO_4 та воду, а речовини у розчині після реакції будуть представлені у таких кількостях:

$$n_{II}(KOH) = 0,03 - 0,02 = 0,01 \text{ (моль)}; \quad n_{II}(K_2HPO_4) = 0,02 \text{ (моль)}.$$

5) Зрештою, за рівнянням (III) уся кількість луку вступить у взаємодію із надлишком K_2HPO_4 , даючи середню сіль та воду, а речовини в розчині після реакції будуть присутні у таких кількостях:

$$n_{III}(K_2HPO_4) = 0,02 - 0,01 = 0,01 \text{ (моль)}; \quad n_{III}(K_3PO_4) = 0,01 \text{ (моль)}.$$

6) Виражаємо склад суміші солей за їх масами у кінцевому розчині, враховуючи відповідні значення відносних молекулярних мас компонентів:

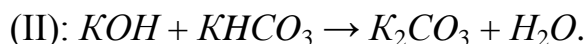
$$m(K_2HPO_4) = 0,01 \cdot 174 = 1,74 \text{ (г)}; \quad m(K_3PO_4) = 0,01 \cdot 212 = 2,12 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(K_2HPO_4) = 1,74 \text{ г}; m(K_3PO_4) = 2,12 \text{ г}.$

Приклад 3. При пропусканні вуглекислого газу крізь водний розчин калій гідроксиду утворилася суміш солей – 2,07 г K_2CO_3 та 6 г $KHCO_3$. Визначити об'єм вуглекислого газу (н.у.), який вступив у реакцію.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій між реагентами, що відображають послідовне утворення кислоти та середньої солі в розчині:



2) Розраховуємо кількість речовини для кожного компоненту кінцевої суміші, виходячи зі значень відносних молекулярних мас солей:

$$n(KHCO_3) = \frac{6}{100} = 0,06 \text{ (моль)}; \quad n(K_2CO_3) = \frac{2,07}{138} = 0,015 \text{ (моль)}.$$

3) Якщо в результаті взаємодії вуглекислого газу із розчином луку зрештою утворилася середня сіль у кількості 0,015 моль, то це означає, що саме на таку кількість речовини треба збільшити вміст утвореної до цього кислоти солі:

$$n(\text{KHCO}_3) = 0,06 + 0,015 = 0,075 \text{ (моль)}.$$

4) Спираючись на одержані результати, можна з упевненістю стверджувати, що кількість речовини вуглекислого газу, яка вступила у взаємодію із розчином лугу, також становитиме 0,075 моль. Тоді, **за законом Авогадро:**

$$V(\text{CO}_2) = 0,075 \cdot 22,4 = 1,68 \text{ (л)},$$

де 22,4 л/моль відповідає значенню молярного об'єму газу за нормальних умов.

Відповідь: $V(\text{CO}_2) = 1,68 \text{ л}.$

Приклад 4. При нагріванні 6,06 г сухого KNO_3 утворилося 5,34 г твердого залишку. Визначити ступінь термічного розкладу KNO_3 (%).

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції термічного розкладу калій нітрату:



2) Визначаємо втрату маси при прожарюванні, яка відповідатиме кількості (г) виділеного кисню:

$$\Delta m = m(\text{O}_2) = 6,06 - 5,34 = 0,72 \text{ (г)}.$$

3) Розраховуємо кількість речовини виділеного кисню, враховуючи значення його відносної молекулярної маси:

$$n(\text{O}_2) = \frac{0,72}{32} = 0,0225 \text{ (моль)}.$$

4) За рівнянням реакції, кількість речовини KNO_3 , яка зазнала розкладу, є вдвічі більшою за кількість (моль) виділеного кисню:

$$n_{\text{розкл.}}(\text{KNO}_3) = 0,0225 \cdot 2 = 0,045 \text{ (моль)}.$$

5) Спираючись на одержані результати, визначаємо масу калій нітрату, що вступила у реакцію, та ступінь термічного розкладу цієї солі, враховуючи значення відносної молекулярної маси KNO_3 та його вихідної кількості (г):

$$m_{\text{розкл.}}(\text{KNO}_3) = 0,045 \cdot 101 = 4,545 \text{ (г)};$$

$$\omega_{\text{розкл.}}(\text{KNO}_3) = \frac{4,545}{6,06} \cdot 100\% = 75\% .$$

Відповідь: $\omega_{\text{розкл.}}(\text{KNO}_3) = 75\%.$

Приклад 5. Суміш речовин у своєму складі містить такі компоненти: I_2 , AgI , KCl та PbO . Як із цієї суміші можна виділити індивідуальні сполуки?

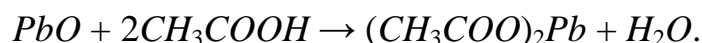
Розв'язок:

Зазвичай процес розділення сумішей засновується на різному відношенні їх компонентів до нагрівання, розчинення у воді, дії кислот, лугів, окисників та інших факторів. У даному випадку оптимальний хід розділення є таким:

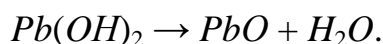
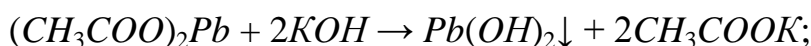
1) Нагріваємо вихідну суміш: I_2 легко випаровується та конденсується під час охолодження парів у вигляді чистої речовини.

2) Додаємо до суміші надлишок води. При цьому KCl розчиняється, після чого воду із розчину випаровують та одержують чистий калій хлорид.

3) У суміші залишилося дві речовини – AgI та PbO , які відрізняються за відношенням до дії кислот. Зокрема, AgI з кислотами не реагує, тоді як PbO є типовим основним оксидом, добре розчинним, наприклад, у ацетатній кислоті:



4) Таким чином, AgI вже видалено. Залишилося із розчину плюмбум(II) ацетату одержати PbO . Для цього іони плюмбуму(II) осаджують у вигляді нерозчинного гідроксиду із подальшим термічним розкладом останнього:



Задачі для самостійного розв'язку

1. При розчиненні в сульфатній кислоті 8,28 г суміші Al та Al_2O_3 утворилося 34,2 г безводної солі $Al_2(SO_4)_3$. Визначити склад (г) вихідної суміші.

Відповідь: $m(Al) = 2,16$ г; $m(Al_2O_3) = 6,12$ г.

2. При розчиненні у хлоридній кислоті 5,58 г суміші порошоків заліза та цинку виділилося 2,016 л водню (н.у.). Визначити склад (г) вихідної суміші.

Відповідь: $m(Fe) = 1,68$ г; $m(Zn) = 3,9$ г.

3. При розчиненні у воді 3,12 г суміші гідридів натрію та кальцію утворився розчин лугів, на нейтралізацію якого витратили 140 мл 1 н розчину

нітратної кислоти. Визначити склад (z) вихідної суміші гідридів.

Відповідь: $m(\text{NaH}) = 1,44 \text{ г}$; $m(\text{CaH}_2) = 1,68 \text{ г}$.

4. До розчину, що містить 5,88 г фосфатної кислоти, додали 8,4 г твердого калій гідроксиду. Визначити склад осаду (z), одержаного після повного випарювання утвореного розчину. **Відповідь:** $m(\text{K}_2\text{HPO}_4) = 5,22 \text{ г}$; $m(\text{K}_3\text{PO}_4) = 6,36 \text{ г}$.

5. Яку кількість (z) фосфатної кислоти треба нейтралізувати розчином натрій гідроксиду, щоб утворилася суміш із 1,2 г NaH_2PO_4 та 4,26 г Na_2HPO_4 ?

Відповідь: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3,92 \text{ г}$.

6. Яку кількість (z) натрій гідроксиду треба додати до 5,88 г фосфатної кислоти, щоб утворилася суміш із 2,84 г Na_2HPO_4 та 6,56 г Na_3PO_4 ? **Відповідь:** $m(\text{NaOH}) = 6,4 \text{ г}$.

7. Визначити склад солей (z), які утворилися при пропусканні крізь водний розчин, що містить 3,2 г натрій гідроксиду, 1,568 л вуглекислого газу (н.у.).

Відповідь: $m(\text{NaHCO}_3) = 5,04 \text{ г}$; $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1,06 \text{ г}$.

8. Для повної нейтралізації 300 мл 0,2 н розчину хлоридної кислоти витратили 2,68 г суміші, що містить CaCO_3 та MgCO_3 . Визначити склад суміші карбонатів (z). **Відповідь:** $m(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ г}$; $m(\text{MgCO}_3) = 1,68 \text{ г}$.

9. При обробці 6,32 г суміші Na_2CO_3 та NaHCO_3 сульфатною кислотою утворилося 6,39 г безводної солі Na_2SO_4 . Визначити склад вихідної суміші (z).

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,12 \text{ г}$; $m(\text{NaHCO}_3) = 4,2 \text{ г}$.

10. До розчину сульфатної кислоти додали натрій гідроксиду. При цьому утворилася суміш солей, що містить 3,6 г NaHSO_4 та 2,84 г Na_2SO_4 . Визначити, яку кількість (z) сульфатної кислоти та натрій гідроксиду було взято для вихідної взаємодії. **Відповідь:** $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,9 \text{ г}$; $m(\text{NaOH}) = 2,8 \text{ г}$.

11. При розчиненні у сульфатній кислоті 5,24 г суміші CuO та ZnO утворилося 10,44 г безводних солей – CuSO_4 та ZnSO_4 . Визначити склад вихідної суміші оксидів (z). **Відповідь:** $m(\text{CuO}) = 2 \text{ г}$; $m(\text{ZnO}) = 3,24 \text{ г}$.

12. У розчин, що містить 15,9 г суміші K_2SO_4 та $MgSO_4$, додали надлишок розчину $BaCl_2$, у результаті чого утворилося 25,63 г осаду $BaSO_4$. Визначити склад вихідної суміші (г). **Відповідь:** $m(K_2SO_4) = 8,7$ г; $m(MgSO_4) = 7,2$ г.

13. При термічному розкладі 25 г $CaCO_3$ утворилося 17,3 г твердого залишку. Визначити ступінь розкладу $CaCO_3$ (%). **Відповідь:** 70%.

14. При термічному розкладі 15,04 г $Cu(NO_3)_2$ утворилося 8,56 г твердого залишку. Визначити ступінь розкладу $Cu(NO_3)_2$ (%). **Відповідь:** 75%.

15. При нагріванні 147 г бертолетової солі частина її розклалася із виділенням кисню, а частина – з утворенням суміші калій хлориду та перхлорату. Визначити склад твердого залишку (г), якщо виділилося 20,16 л кисню (н.у.). **Відповідь:** $m(KCl) = 55,9$ г; $m(KClO_4) = 62,3$ г.

16. При термічному розкладі бертолетової солі, що міститься у 20 г суміші разом із KCl , утворилося 12,32 г KCl . Визначити склад (%) вихідної суміші.

Відповідь: $\omega(KClO_3) = 98\%$; $\omega(KCl) = 2\%$.

9.3. Задачі на газові закони

Приклад 1. Знайти молярну масу повітря, що у своєму складі містить: 78% азоту, 21% кисню та 1% аргону (за об'ємом). Чому дорівнює густина цієї газової суміші (н.у.)?

Розв'язок:

1) Розраховуємо молярну масу повітря, виходячи із об'ємних часток компонентів, що входять до його складу, з урахуванням відповідних значень молярних мас газів:

$$M_{(пов.)} = 0,78 \cdot 28 + 0,21 \cdot 32 + 0,01 \cdot 40 = 29 \text{ (г/моль)}.$$

2) Визначаємо густину повітря, спираючись на його молярну масу, а також величину молярного об'єму, що становить 22,4 л/моль (н.у.):

$$\rho_{(пов.)} = \frac{29}{22,4} = 1,29 \text{ (г/л)}.$$

Відповідь: $M_{(пов.)} = 29$ г/моль; $\rho_{(пов.)} = 1,29$ г/л.

Приклад 2. Густина озонованого кисню за воднем дорівнює 20. Визначити об'ємні частки озону та кисню в газовій суміші.

Розв'язок:

1) Знаходимо молярну масу озонованого кисню, виходячи зі значення густини цієї суміші за воднем, а також молярної маси останнього:

$$M_{(\text{оз.кисн.})} = 20 \cdot 2 = 40 \text{ (г/моль)}.$$

2) Якщо позначити об'ємну частку озону в озонованому кисні за x , то аналогічна величина для кисню становитиме $(1 - x)$; у такому випадку вираз для обчислення молярної маси суміші з урахуванням молярних мас окремих компонентів (озону та кисню) матиме такий вигляд:

$$M_{(\text{оз.кисн.})} = 48 \cdot x + 32 \cdot (1 - x) = 40 \text{ (г/моль)}.$$

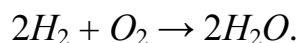
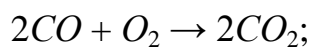
3) Розв'язавши математичне рівняння, знаходимо, що $x = 0,5$, а це означає, що об'ємні частки озону та кисню у вихідній газовій суміші є однаковими та становлять 50%.

Відповідь: $\phi(O_3) = 50\%$; $\phi(O_2) = 50\%$.

Приклад 3. Визначити, яку кількість кисню (л) треба витратити на спалювання 20 л суміші чадного газу та водню, якщо густина цієї суміші за H_2 дорівнює 6,2.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій горіння чадного газу та водню в кисні:



2) Знаходимо молярну масу вихідної суміші газів, спираючись на значення її густини за воднем, а також молярну масу останнього:

$$M_{(CO+H_2)} = 6,2 \cdot 2 = 12,4 \text{ (г/моль)}.$$

3) Якщо позначити об'ємну частку CO у суміші за x , то аналогічна величина для водню становитиме $(1 - x)$; при цьому вираз для розрахунку молярної маси суміші газів з урахуванням молярних мас окремих компонентів матиме такий вигляд:

$$M_{(CO+H_2)} = 28 \cdot x + 2 \cdot (1 - x) = 12,4 \text{ (г/моль)}.$$

Звідси знаходимо, що $x = 0,4$, тобто об'ємні частки CO та H_2 у вихідній суміші становитимуть 40 та 60% відповідно.

4) Спираючись на одержані результати, можна з упевненістю стверджувати, що об'єми чадного газу та водню у вихідній суміші із загальним об'ємом 20 л, складатимуть:

$$V(CO) = 0,4 \cdot 20 = 8 \text{ (л)};$$

$$V(H_2) = 0,6 \cdot 20 = 12 \text{ (л)}.$$

5) За рівняннями реакцій, знаходимо кількість кисню (л), яку треба витратити на повне спалювання обох газів із урахуванням стехіометричності (2:1) кожної зі взаємодій:

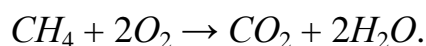
$$V(O_2) = \frac{1}{2} \cdot V(CO) + \frac{1}{2} \cdot V(H_2) = \frac{8+12}{2} = 10 \text{ (л)}.$$

Відповідь: $V(O_2) = 10 \text{ л}$.

Приклад 4. Чому дорівнює об'єм озонованого кисню, що містить 8% озону (за об'ємом), необхідний для спалювання 52 л метану.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції горіння метану в кисні:



2) За рівнянням знаходимо кількість кисню (л), яку треба витратити на повне спалювання метану із урахуванням стехіометричності взаємодії (1:2):

$$V(O_2) = 2 \cdot V(CH_4) = 2 \cdot 52 = 104 \text{ (л)}.$$

3) Якщо чистий кисень у реакції замінити на озонований, то його загальна кількість, необхідна для спалювання метану, зменшуватиметься, адже озон поводить себе не як стороння домішка, а як повноцінний учасник процесу, зрештою перетворюючись на кисень за рівнянням реакції:



4) Позначаємо за x об'єм озонованого кисню (л); тоді, спираючись на об'ємні частки окремих компонентів суміші, виражаємо об'єми кожного із газів:

$$V(O_3) = 0,08 \cdot x \text{ (л)}; \quad V(O_2) = 0,92 \cdot x \text{ (л)}.$$

5) Перераховуємо об'єм озонованого кисню в об'єм чистого кисню, зважаючи на стехіометричність такого переходу (2:3), а потім складаємо відповідне математичне рівняння:

$$V(O_2) = 0,92 \cdot x + \frac{3}{2} \cdot (0,08 \cdot x) = 104 \text{ (л)}.$$

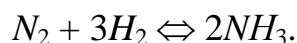
Звідси знаходимо, що $x = 100$, тобто об'єм озонованого кисню, необхідний для спалювання вихідної кількості метану, становить 100 л.

Відповідь: $V_{\text{озон.}}(O_2) = 100 \text{ л}$.

Приклад 5. При пропусканні суміші азоту та водню через контактний апарат для синтезу амоніаку прореагувало 20% суміші. Визначити склад газів (%), що виходять із контактного апарата.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції утворення амоніаку із азоту та водню:



2) Нехай об'єм вихідної суміші становить 1 л; тоді, виходячи зі стехіометричності взаємодії (1:3), об'єми кожного із газів становитимуть:

$$V_1(N_2) = \frac{1}{4} = 0,25 \text{ (л)}; \quad V_1(H_2) = \frac{3}{4} = 0,75 \text{ (л)}.$$

3) Визначаємо кількості газів (л), що вступили у реакцію:

$$V_{\text{реак.}}(N_2) = 0,25 \cdot 0,2 = 0,05 \text{ (л)}; \quad V_{\text{реак.}}(H_2) = 0,75 \cdot 0,2 = 0,15 \text{ (л)}.$$

4) Розраховуємо об'єми газів у кінцевій суміші, що виходить з контактного апарата, із урахуванням утвореного амоніаку:

$$V_2(N_2) = 0,25 - 0,05 = 0,2 \text{ (л)}; \quad V_2(H_2) = 0,75 - 0,15 = 0,6 \text{ (л)};$$

$$V_2(NH_3) = 2 \cdot V_{\text{реак.}}(N_2) = 2 \cdot 0,05 = 0,1 \text{ (л)}.$$

5) Спираючись на одержані результати, визначаємо загальний об'єм кінцевої суміші, що становить 0,9 л, та об'ємні частки окремих газів:

$$\varphi(N_2) = \frac{0,2}{0,9} \cdot 100\% = 22,2\%; \quad \varphi(H_2) = \frac{0,6}{0,9} \cdot 100\% = 66,7\%;$$

$$\varphi(NH_3) = \frac{0,1}{0,9} \cdot 100\% = 11,1\%.$$

Відповідь: $\varphi(N_2) = 22,2\%$; $\varphi(H_2) = 66,7\%$; $\varphi(NH_3) = 11,1\%$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. За якого молярного співвідношення аргону та азоту утворюється газова суміш, густина якої дорівнює густині повітря? **Відповідь:** $n(\text{Ar}):n(N_2) = 1:11$.

2. При додаванні якого з інертних газів до суміші азоту та вуглекислого газу густина цієї суміші: а) збільшуватиметься; б) зменшуватиметься?

Відповідь: а) Kr або Xe; б) He або Ne.

3. Визначити густину за воднем газової суміші, що містить 60% азоту, 30% кисню та 10% вуглекислого газу (за об'ємом). **Відповідь:** $D_{(H_2)} = 15,4$.

4. Визначити густину за гелієм газової суміші, що містить 80% азоту та 20% кисню (за об'ємом). **Відповідь:** $D_{(He)} = 7,2$.

5. Визначити густину за воднем газової суміші, що містить чадний та вуглекислий газ, а також азот у кількостях 30, 40 та 30% (за об'ємом).

Відповідь: $D_{(H_2)} = 17,2$.

6. Визначити густину за повітрям газової суміші, що містить 70% чадного газу та 30% вуглекислого газу (за об'ємом). **Відповідь:** $D_{(нов.)} = 1,13$.

7. Визначити склад газової суміші (%) за об'ємом, що містить чадний та вуглекислий газ, якщо густина цієї суміші за H_2 дорівнює 18,8.

Відповідь: $\varphi(CO) = 40\%$; $\varphi(CO_2) = 60\%$.

8. Для спалювання 30 л суміші метану та чадного газу витратили 24 л кисню. Визначити склад вихідної суміші (%). **Відповідь:** $\varphi(CH_4) = 20\%$; $\varphi(CO) = 80\%$.

9. Визначити об'єм озонованого кисню, що містить 10% озону (за об'ємом), необхідний для спалювання 42 л пропану. **Відповідь:** $V_{озон.}(O_2) = 200$ л.

10. Визначити об'єм озонованого кисню, що містить 25% озону (за об'ємом), необхідний для спалювання 90 л суміші чадного газу та водню,

густина якої за H_2 дорівнює 11,1. **Відповідь:** $V_{\text{озон.}}(O_2) = 40$ л.

11. При пропусканні суміші азоту та водню через контактний апарат для синтезу амоніаку прореагувало 10% азоту. Визначити склад газів (%), що виходять із контактного апарату. **Відповідь:** $\phi(N_2) = 23,7\%$; $\phi(H_2) = 71,1\%$; $\phi(NH_3) = 5,2\%$.

12. В апарат для одержання водню подали суміш чадного газу із водяною парою в об'ємному співвідношенні (1:5). Визначити ступінь перетворення CO (%), якщо після виходу із контактного апарату вміст чадного газу в суміші становив 5% (за об'ємом). **Відповідь:** 70%.

13. У контактний апарат для одержання водню подали 600 м^3 суміші CO та водяної пари в об'ємному співвідношенні (1:5). Після конденсації води об'єм суміші газів склав 160 м^3 . Визначити ступінь перетворення чадного газу (%) за об'ємом. **Відповідь:** 60%.

14. В апарат для конверсії метану водяною парою подали суміш цих газів у об'ємному співвідношенні (1:3). Визначити склад (%) утвореної газової суміші (н.у.), якщо при цьому прореагувало 80% метану. **Відповідь:** $\phi(CH_4) = 3,6\%$; $\phi(H_2O) = 39,3\%$; $\phi(CO) = 14,3\%$; $\phi(H_2) = 42,8\%$.

15. Для конверсії метану при одержанні водню у контактний апарат подавали суміш рівних об'ємів метану та вуглекислого газу. Визначити склад (%) за об'ємом утвореної суміші, якщо прореагувало 80% вихідних газів. **Відповідь:** $\phi(CH_4) = 5,6\%$; $\phi(CO_2) = 5,6\%$; $\phi(CO) = 44,4\%$; $\phi(H_2) = 44,4\%$.

9.4. Способи вираження концентрації розчинів

9.4.1. Розрахунки концентрацій

Приклад 1. Визначити відсоткову концентрацію насиченого при 100°C розчину $Ba(NO_3)_2$, якщо розчинність за цієї температури дорівнює 300 г.

Розв'язок:

Якщо розчинність $Ba(NO_3)_2$ становить 300 г, то це означає, що саме така кількість солі розчинятиметься у 100 г води з утворенням насиченого розчину $Ba(NO_3)_2$. Виходячи із цього, визначаємо масову частку солі в розчині:

$$\omega(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \frac{300}{300 + 100} \cdot 100\% = 75\% .$$

Відповідь: $\omega(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 75\%$.

Приклад 2. Якою є молярна концентрація розчину хлоридної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 20% та густиною розчину 1,1 г/мл?

Розв'язок:

Розраховуємо молярну концентрацію розчину HCl через масову частку розчиненої речовини та густину розчину:

$$C_M(\text{HCl}) = \frac{20 \cdot 1,1 \cdot 10}{36,5} = 6,0 \text{ M} ,$$

де 10 – перерахунковий множник, а 36,5 – молярна маса HCl (г/моль).

Відповідь: $C_M(\text{HCl}) = 6,0 \text{ M}$.

Приклад 3. Визначити нормальну концентрацію речовини еквівалента водного розчину H_2SO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 59,24% та густиною розчину 1,49 г/мл.

Розв'язок:

Розраховуємо нормальну концентрацію розчину H_2SO_4 через масову частку розчиненої речовини та густину розчину:

$$C_n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{59,24 \cdot 1,49 \cdot 10}{49} = 18,0 \text{ (н)},$$

де 10 – перерахунковий множник, а 49 – молярна маса речовини еквівалента, що чисельно дорівнює половині молярної маси H_2SO_4 (г/моль).

Відповідь: $C_n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18,0 \text{ н}$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Якою є відсоткова концентрація насиченого при 80 °C розчину FeCl_2 , якщо його розчинність за цієї температури дорівнює 100 г? **Відповідь:** $\omega(\text{FeCl}_2) = 50\%$.

2. Якою є відсоткова концентрація 12,2 M розчину нітратної кислоти з густиною 1,35 г/мл? **Відповідь:** $\omega(\text{HNO}_3) = 56,9\%$.

3. Якою є молярна концентрація водного розчину фосфатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 14,6% та густиною розчину 1,08 г/мл?

Відповідь: $C_m(H_3PO_4) = 1,6 M$.

4. Визначити масову частку хлоридної кислоти в розчині, що утворився після розчинення 179,2 л хлороводню (н.у.) у 708 мл води. **Відповідь:** $\omega(HCl) = 29,2\%$.

5. Визначити відсоткову концентрацію розчину, що утворився після розчинення 280 л бромоводню (н.у.) у 1 л води. **Відповідь:** $\omega(HBr) = 50,3\%$.

6. На титрування 20 мл розчину калій гідроксиду витрачено 25 мл 0,1 M розчину хлоридної кислоти. Обчислити молярну концентрацію калій гідроксиду в розчині. **Відповідь:** $C_m(KOH) = 0,125 M$.

9.4.2. Кристалогідрати

Приклад 1. Визначити відсоткову концентрацію розчину $FeSO_4$, що утворився після розчинення 139 г залізного купоросу ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$) у 361 г води.

Розв'язок:

1) Розраховуємо кількість речовини кристалогідрату, виходячи із його молярної маси з урахуванням кристалізаційної води:

$$n(FeSO_4 \cdot 7H_2O) = \frac{139}{278} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

2) Визначаємо кількість речовини безводної солі, яка чисельно дорівнюватиме кількості речовини кристалогідрату і становитиме 0,5 моль.

3) Знаходимо масу $FeSO_4$, враховуючи молярну масу цієї солі:

$$m(FeSO_4) = 0,5 \cdot 152 = 76 \text{ (г)}.$$

4) Виходячи із цього, визначаємо масову частку солі у кінцевому розчині, вважаючи що його масу складатиме сума мас кристалогідрату та води:

$$\omega(FeSO_4) = \frac{76}{139 + 361} \cdot 100\% = 15,2\% .$$

Відповідь: $\omega(FeSO_4) = 15,2\%$.

Приклад 2. У якій кількості (г) води треба розчинити 143 г $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, щоб утворився розчин соди із масовою часткою розчиненої речовини 21,2%?

Розв'язок:

1) Розраховуємо кількість речовини кристалогідрату, виходячи із його молярної маси з урахуванням кристалізаційної води:

$$n(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = \frac{143}{286} = 0,5 \text{ (моль)}.$$

2) Визначаємо кількість речовини безводної солі, яка чисельно дорівнюватиме кількості речовини кристалогідрату і становитиме 0,5 моль.

3) Знаходимо масу Na_2CO_3 , враховуючи молярну масу цієї солі:

$$m(Na_2CO_3) = 0,5 \cdot 106 = 53 \text{ (г)}.$$

4) Обчислюємо масу кінцевого розчину, виходячи із вмісту розчиненої речовини у ньому, а саме:

$$m_{\text{розч}}(Na_2CO_3) = \frac{53}{21,2} \cdot 100\% = 250 \text{ (г)}.$$

5) Визначаємо масу води, яку треба використати для розчинення вихідної кількості кристалогідрату:

$$m(H_2O) = 250 - 143 = 107 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(H_2O) = 107 \text{ г}$.

Приклад 3. Яку кількість (г) кристалогідрату $CuBr_2 \cdot 4H_2O$ треба розчинити у 351 г розчину $CuBr_2$ із масовою часткою розчиненої речовини 1,61%, щоб збільшити вміст солі у ньому до 10,68%?

Розв'язок:

1) Розраховуємо масу розчиненої речовини, яка міститься у вихідному розчині $CuBr_2$:

$$m_1(CuBr_2) = \frac{1,61 \cdot 351}{100\%} = 5,65 \text{ (г)}.$$

2) Нехай для збільшення вмісту солі у розчині до нього треба додати x (г) кристалогідрату ($CuBr_2 \cdot 4H_2O$); тоді, спираючись на молярні маси безводної та гідратованої солі, можна скласти відповідну пропорцію:

$$У\ 296\ г\ CuBr_2 \cdot 4H_2O - 224\ г\ CuBr_2;$$

$$У\ x\ г\ CuBr_2 \cdot 4H_2O - m_2(CuBr_2).$$

Звідси матимемо математичний вираз для маси $CuBr_2$, яка міститься у кристалогідраті $CuBr_2 \cdot 4H_2O$:

$$m_2(CuBr_2) = \frac{224 \cdot x}{296} (г).$$

3) Складаємо математичне рівняння, яке відображає масову частку розчиненої речовини в кінцевому розчині, тобто після додавання кристалогідрату:

$$\omega(CuBr_2) = \frac{5,65 + \frac{224 \cdot x}{296}}{351 + x} \cdot 100\% = 10,68\%.$$

4) Знаходимо, що $x = 49$, а це означає, що для збільшення вмісту солі у вихідному розчині $CuBr_2$ до нього треба додати саме таку кількість (г) кристалогідрату $CuBr_2 \cdot 4H_2O$.

Відповідь: $m(CuBr_2 \cdot 4H_2O) = 49\ г.$

Приклад 4. У якій кількості (г) розчину $CuSO_4$ із масовою часткою розчиненої речовини 4% треба розчинити 200 г мідного купоросу ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), щоб одержати розчин $CuSO_4$ із масовою часткою розчиненої речовини 16%?

Розв'язок:

1) Розраховуємо кількість речовини кристалогідрату, виходячи із його молярної маси з урахуванням кристалізаційної води:

$$n(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = \frac{200}{250} = 0,8\ (моль).$$

2) Визначаємо кількість речовини безводної солі, яка чисельно дорівнюватиме кількості речовини кристалогідрату і становитиме 0,8 моль.

3) Знаходимо масу $CuSO_4$ у кристалогідраті, враховуючи молярну масу безводної солі:

$$m_1(CuSO_4) = 0,8 \cdot 160 = 128\ (г).$$

4) Нехай маса вихідного розчину $CuSO_4$ становить x (г); тоді математичний вираз для маси розчиненої речовини у ньому матиме такий вигляд:

$$m_2(CuSO_4) = \frac{4 \cdot x}{100\%} = 0,04 \cdot x \text{ (г)}.$$

5) Складаємо математичне рівняння, яке відображає масову частку $CuSO_4$ у кінцевому розчині, тобто після додавання кристалогідрату:

$$\omega(CuSO_4) = \frac{128 + 0,04 \cdot x}{200 + x} \cdot 100\% = 16\% .$$

Звідси знаходимо, що $x = 800$, а це означає, що маса вихідного розчину $CuSO_4$, за умовою задачі, має становити саме таку кількість (г).

Відповідь: $m_{розч.}(CuSO_4) = 800 \text{ г}$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. У якій кількості води (г) треба розчинити 27,8 г кристалогідрату залізного купоросу ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$), щоб утворився розчин $FeSO_4$ із масовою часткою розчиненої речовини 3,8%? **Відповідь:** $m(H_2O) = 372,2 \text{ г}$.

2. Визначити відсоткову концентрацію $CuSO_4$ в розчині, що утворився після розчинення 50 г мідного купоросу ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) у 200 г розчину $CuSO_4$ із масовою часткою розчиненої речовини 4%. **Відповідь:** $\omega(CuSO_4) = 16\%$.

3. Визначити кількість (г) кристалогідрату $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$, яку треба розчинити у 606,4 г води, щоб утворився розчин $Cu(NO_3)_2$ із масовою часткою розчиненої речовини 18,8%. **Відповідь:** $m(Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O) = 193,6 \text{ г}$.

4. Визначити кількість (г) кристалогідрату $Cu(CH_3COO)_2 \cdot H_2O$, яку треба розчинити у 600 г розчину $Cu(CH_3COO)_2$ із масовою часткою розчиненої речовини 9,1%, щоб збільшити вміст солі в ньому до 29,6%?

Відповідь: $m(Cu(CH_3COO)_2 \cdot H_2O) = 200 \text{ г}$.

5. У якій кількості (г) розчину соди із масовою часткою розчиненої речовини 5% треба розчинити 100 г кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, щоб

утворився розчин соди із масовою часткою розчиненої речовини 15%?

Відповідь: $m_{\text{розч.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 220,63 \text{ г}$.

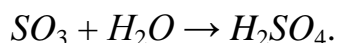
6. Яку кількість (г) кристалогідрату $\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ треба розчинити у 186 г води, щоб утворився розчин MgSO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 20%? **Відповідь:** $m(\text{MgSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 114 \text{ г}$.

9.4.3. Реакції у водних розчинах

Приклад 1. Визначити відсоткову концентрацію розчину, що утворився при розчиненні 80 г SO_3 в 920 г води.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції сульфатного ангідриду з водою:



2) Визначаємо кількості речовини SO_3 та H_2O (моль), враховуючи значення їх молярних мас:

$$n(\text{SO}_3) = \frac{80}{80} = 1 \text{ (моль)}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{920}{18} = 51,1 \text{ (моль)}.$$

3) Порівняння одержаних результатів між собою свідчить про те, що SO_3 знаходиться у розчині у великій нестачі та цілком вступить у взаємодію із водою, перетворившись на сульфатну кислоту, якої також буде 1 моль.

4) Розраховуємо масу сульфатної кислоти у розчині, спираючись на молярну масу цієї речовини:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 98 = 98 \text{ (г)}.$$

5) Обчислюємо масову частку H_2SO_4 в кінцевому розчині, вважаючи що його маса становитиме суму мас вихідних компонентів – SO_3 та H_2O :

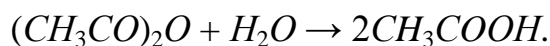
$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98}{80 + 920} \cdot 100\% = 9,8\%.$$

Відповідь: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8\%$.

Приклад 2. Визначити кількість (г) ацетатного ангідриду, яку треба розчинити у 400 г розчину ацетатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 91%, щоб одержати безводну ацетатну кислоту.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції ацетатного ангідриду з водою:



2) Визначаємо масу ацетатної кислоти у вихідному розчині, виходячи із масової частки розчиненої речовини:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{91 \cdot 400}{100\%} = 364 \text{ (г)}.$$

3) Розраховуємо кількість води (г) у вихідному розчині, що підлягає зв'язуванню ацетатним ангідридом:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 400 - 364 = 36 \text{ (г)}.$$

4) Спираючись на одержані результати, перераховуємо масу води в кількість речовини, враховуючи значення її молярної маси:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{36}{18} = 2 \text{ (моль)}.$$

5) За рівнянням реакції, з такою кількістю речовини води буде взаємодіяти стільки ж ацетатного ангідриду, а саме – 2 моль. Обчислюємо кількість ацетатного ангідриду (г), яку треба застосувати для повного зв'язування води у вихідному розчині, виходячи із молярної маси цієї речовини:

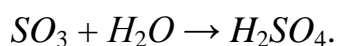
$$m((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}) = 2 \cdot 102 = 204 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m((\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}) = 204 \text{ г}$.

Приклад 3. У якій кількості розчину (г) сульфатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 49% треба розчинити 200 г SO_3 , щоб утворився розчин H_2SO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 78,4%?

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції сульфатного ангідриду з водою:



2) Визначаємо кількість речовини SO_3 (моль), враховуючи відповідне значення молярної маси:

$$n(SO_3) = \frac{200}{80} = 2,5 \text{ (моль)}.$$

3) За рівнянням реакції, така кількість речовини SO_3 дасть стільки ж сульфатної кислоти, а саме – 2,5 моль. Перераховуємо кількість моль H_2SO_4 в масу, враховуючи відповідне значення молярної маси цієї речовини:

$$m_1(H_2SO_4) = 2,5 \cdot 98 = 245 \text{ (г)}.$$

4) Нехай маса вихідного розчину сульфатної кислоти становить x (г); тоді математичний вираз для маси H_2SO_4 у цьому розчині, виходячи із масової частки розчиненої речовини в ньому, матиме такий вигляд:

$$m_2(H_2SO_4) = \frac{49 \cdot x}{100\%} = 0,49 \cdot x \text{ (г)}.$$

5) Складаємо математичне рівняння, яке відображає масову частку H_2SO_4 в кінцевому розчині, тобто після додавання сульфатного ангідриду:

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{245 + 0,49 \cdot x}{200 + x} \cdot 100\% = 78,4\% .$$

Звідси знаходимо, що $x = 300$, а це означає, що маса вихідного розчину H_2SO_4 , за умовою задачі, повинна становити саме таку кількість (г).

Відповідь: $m_{розч.}(H_2SO_4) = 300 \text{ г}$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. У якій кількості води (г) треба розчинити 213 г P_2O_5 , щоб утворився розчин фосфатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 49%?

Відповідь: $m(H_2O) = 387 \text{ г}$.

2. У якій кількості води (г) треба розчинити 2,8 л SO_2 (н.у.), щоб утворився розчин сульфітної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 2,05%?

Відповідь: $m(H_2O) = 492 \text{ г}$.

3. Який об'єм SO_2 (н.у.) треба розчинити у 1009 г води, щоб утворився розчин H_2SO_3 із масовою часткою розчиненої речовини 2%? **Відповідь:** $V(SO_2) = 5,6 \text{ л}$.

4. Визначити відсоткову концентрацію сульфатної кислоти, що утворилася при розчиненні 100 г SO_3 у 400 г розчину H_2SO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 42,9%. **Відповідь:** $\omega(H_2SO_4) = 58,8\%$.

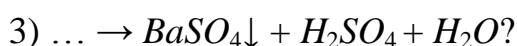
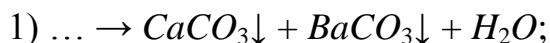
5. Яку кількість (г) оцтового ангідриду треба розчинити у 192 г води, щоб утворився розчин оцтової кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 80%? **Відповідь:** $m((CH_3CO)_2O) = 408$ г.

6. Яку кількість (г) SO_3 треба розчинити у 300 г розчину сульфатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 49%, щоб утворився розчин H_2SO_4 із масовою часткою 78,4%? **Відповідь:** $m(SO_3) = 200$ г.

7. Визначити кількість ацетатного ангідриду та води (г), які треба взяти для приготування 300 г розчину ацетатної кислоти із масовою часткою розчиненої речовини 30%. **Відповідь:** $m((CH_3CO)_2O) = 76,5$ г; $m(H_2O) = 223,5$ г.

9.5. Іонні реакції у розчинах

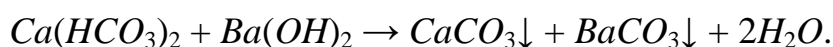
Приклад 1. Які дві речовини вступили в реакцію та за яких умов, якщо в результаті утворилися такі сполуки (усі продукти реакції вказані без відповідних коефіцієнтів):



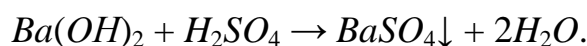
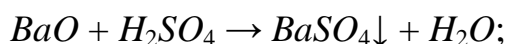
Написати повні рівняння реакцій.

Розв'язок:

1) Оскільки у правій частині знаходяться дві різні солі та вода, то, найвірогідніше, дана реакція є **реакцією нейтралізації**. За умовою, у реакцію вступають лише дві речовини, а це означає, що взаємодіють між собою кислота та основа:



2) Дана реакція є **простою реакцією нейтралізації**:



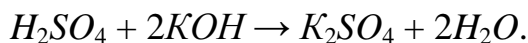
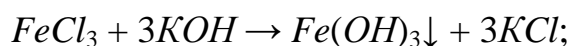
3) Одночасне утворення $BaSO_4$ та H_2SO_4 із двох речовин є можливим, наприклад за участі кислої солі, однак $Ba(HSO_4)_2$ розкладається на середню сіль та кислоту лише за реакції з водою, але у даному випадку вода є продуктом реакції. Тому у взаємодії бере участь **інша кисла сіль барію**:



Приклад 2. До розчину, що містить суміш $FeCl_3$ та H_2SO_4 , спочатку додали надлишок KOH , а потім – $Ba(NO_3)_2$. Які речовини залишились у кінцевому розчині? Напишіть рівняння реакцій.

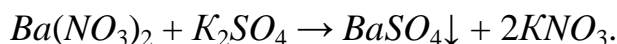
Розв'язок:

1) KOH реагує з обома компонентами вихідного розчину:



Після завершення цих реакцій у розчині залишиться суміш солей KCl та K_2SO_4 , а також надлишкова кількість лугу – KOH .

2) $Ba(NO_3)_2$ реагує лише із K_2SO_4 :



Таким чином, після всіх реакцій у розбавленому розчині залишиться суміш солей KCl , KNO_3 та надлишкова кількість $Ba(NO_3)_2$, а також залишок лугу – KOH .

Приклад 3. Водний розчин містить суміш трьох речовин: $AlCl_3$, NH_4Cl та $Ba(NO_3)_2$. Які реагенти треба додати до цього розчину, щоб лише один із компонентів суміші вступив у взаємодію:

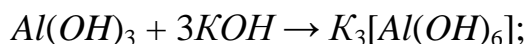
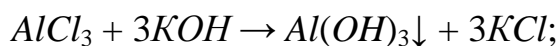
1) з виділенням газу;

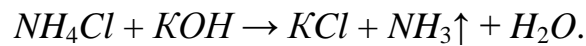
2) з утворенням осаду?

Напишіть рівняння реакцій.

Розв'язок:

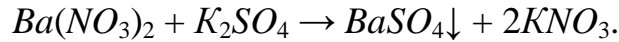
1) Для виділення газу до вихідного розчину треба додати надлишок лугу та здійснити нагрівання. При цьому відбудуться такі реакції:





Утворений спочатку осад $Al(OH)_3$ поступово розчиняється в надлишку луку. Таким чином, з виділенням газу реагує лише NH_4Cl .

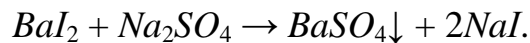
2) Для утворення єдиного осаду до вихідного розчину треба додати K_2SO_4 :



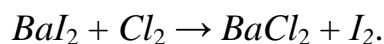
Приклад 4. Довести присутність BaI_2 у розчині $AlCl_3$. Написати рівняння необхідних реакцій.

Розв'язок:

1) Присутність іону Ba^{2+} можна довести, наприклад, додаванням розчину Na_2SO_4 . При цьому утворюється осад $BaSO_4$, що не розчиняється в кислотах та лугах:



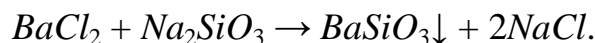
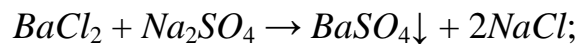
2) Присутність іону I^- можна довести пропусканням хлору. При цьому утворюється йод, який дає синє забарвлення із крохмалем:



Приклад 5. До розчину, що містить 10,96 г суміші Na_2SO_4 та Na_2SiO_3 , додали надлишок $BaCl_2$. Осад відфільтрували та прожарили, у результаті чого утворилося 18,24 г суміші $BaSO_4$ та $BaSiO_3$. Визначити склад вихідної та кінцевої сумішей (г).

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій, що описують взаємодію вихідної суміші із надлишком $BaCl_2$:



2) Нехай маса Na_2SO_4 в суміші становить x (г), тоді масі Na_2SiO_3 відповідатиме $10,96 - x$ (г). Далі складаємо математичні вирази для кількості речовин (моль) компонентів суміші, виходячи зі значень їх молярних мас:

$$n(Na_2SO_4) = \frac{x}{142} \text{ (моль)}; \quad n(Na_2SiO_3) = \frac{10,96 - x}{122} \text{ (моль)}.$$

3) За рівняннями реакцій визначаємо кількості речовин компонентів кінцевої суміші (моль):

$$n(\text{BaSO}_4) = \frac{x}{142} \text{ (моль)}; n(\text{BaSiO}_3) = \frac{10,96 - x}{122} \text{ (моль)}.$$

4) Складаємо математичні вирази для мас BaSO_4 та BaSiO_3 в утвореній суміші, враховуючи значення молярних мас цих речовин:

$$m(\text{BaSO}_4) = \frac{233 \cdot x}{142} \text{ (г)}; m(\text{BaSiO}_3) = \frac{213 \cdot (10,96 - x)}{122} \text{ (г)}.$$

5) Зрештою, складаємо математичне рівняння, спираючись на загальну масу кінцевої суміші речовин, що утворилася в результаті осадження:

$$m(\text{суміші}) = m(\text{BaSO}_4) + m(\text{BaSiO}_3) \Rightarrow \frac{233 \cdot x}{142} + \frac{213 \cdot (10,96 - x)}{122} = 18,24 \text{ (г)}.$$

6) Звідси знаходимо, що $x = 8,52$, а це означає, що у складі вихідної суміші містилося $8,52 \text{ (г)}$ Na_2SO_4 та $2,44 \text{ (г)}$ Na_2SiO_3 . Кінцева суміш речовин міститиме $13,98 \text{ (г)}$ BaSO_4 та $4,26 \text{ (г)}$ BaSiO_3 , відповідно.

Відповідь: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 8,52 \text{ г}$; $m(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 2,44 \text{ г}$; $m(\text{BaSO}_4) = 13,98 \text{ г}$; $m(\text{BaSiO}_3) = 4,26 \text{ г}$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. До розчину, що містить $19,44 \text{ г}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, додали $20,52 \text{ г}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Визначити склад утвореного осаду та кількість солей, що залишились у розчині (г), якщо вважати, що CaSO_4 при цьому осаджується повністю.

Відповідь: $m(\text{Al}(\text{OH})_3) = 6,24 \text{ г}$; $m(\text{CaSO}_4) = 16,32 \text{ г}$; $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 6,84 \text{ г}$.

2. До розчину, що містить $11,9 \text{ г}$ AgNO_3 , додали розчин, який містить $2,67 \text{ г}$ AlCl_3 . Осад відфільтрували, а фільтрат випарили. Визначити кількість утвореного осаду AgCl (г), а також склад залишку після випарювання фільтрату, якщо утворюється кристалогідрат складу $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Відповідь: $m(\text{AgCl}) = 8,61 \text{ г}$; $m(\text{AgNO}_3) = 1,7 \text{ г}$; $m(\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 7,5 \text{ г}$.

3. До розчину, що містить $7,84 \text{ г}$ $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, додали розчин, який містить $16,64 \text{ г}$ BaCl_2 . Утворений осад BaSO_4 відфільтрували, а фільтрат випарили.

Визначити кількість осаду $BaSO_4$ (г), а також склад залишку після випарювання, якщо солі утворюють відповідні кристалогідрати – $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$ або $Cr_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$. **Відповідь:** $m(BaSO_4) = 13,98$ г; $m(BaCl_2 \cdot 2H_2O) = 4,88$ г; $m(CrCl_3 \cdot 6H_2O) = 10,66$ г.

4. До розчину, що містить 9,84 г $Ca(NO_3)_2$, додали розчин, який містить 9,84 г Na_3PO_4 . Утворений осад відфільтрували, а фільтрат випарили. Визначити кількість продуктів реакції (г) та їх склад після випарювання фільтрату, якщо вважати, що при цьому утворюються безводні солі. **Відповідь:** $m(Ca_3(PO_4)_2) = 6,2$ г; $m(Na_3PO_4) = 3,28$ г; $m(NaNO_3) = 10,2$ г.

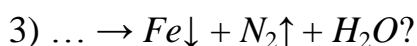
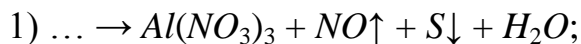
5. До розчину, що містить 8 г $CuSO_4$, додали розчин, який містить 4,68 г Na_2S . Утворений осад CuS відфільтрували, а фільтрат випарили. Визначити кількість CuS (г) та склад залишку після випарювання фільтрату.

Відповідь: $m(CuS) = 4,8$ г; $m(Na_2S) = 0,78$ г; $m(Na_2SO_4) = 7,1$ г.

6. До розчину, що містить 3,17 г $CrCl_3$, додали розчин, який містить 3,4 г $(NH_4)_2S$. Утворений осад відфільтрували та піддали термічному розкладу. Визначити масу осаду після прожарювання, а також склад солей (г), що містяться у фільтраті. **Відповідь:** $m(Cr_2O_3) = 1,52$ г; $m((NH_4)_2S) = 1,36$ г; $m(NH_4Cl) = 3,21$ г.

9.6. Задачі на окисно-відновні реакції

Приклад 1. Які дві речовини вступили в реакцію та за яких умов, якщо в результаті утворилися такі сполуки (усі продукти реакції вказані без відповідних коефіцієнтів):

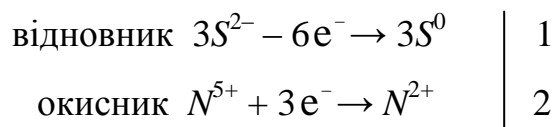
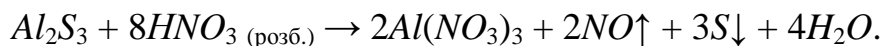


Написати повні рівняння реакцій.

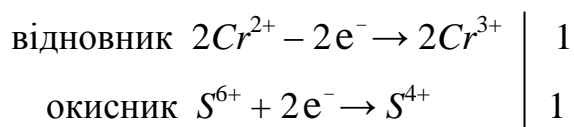
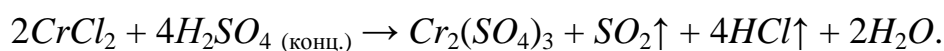
Розв'язок:

1) У результаті реакції виділяється NO та утворюється $Al(NO_3)_3$, тому, найімовірніше, окисником є нітратна кислота. Відновником, вочевидь, буде

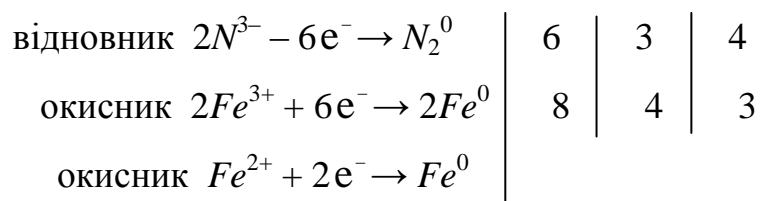
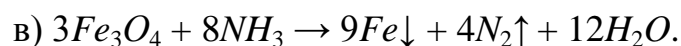
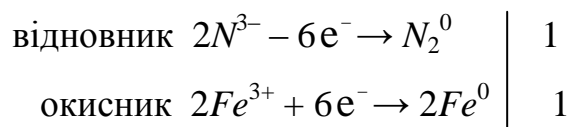
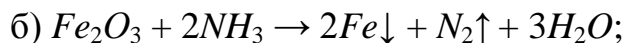
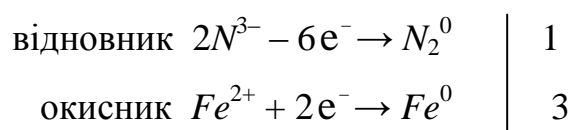
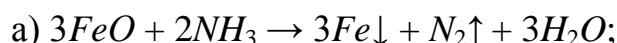
слугувати сульфід, оскільки при цьому утворюється вільна сірка. Єдиний катіон, що здатний до утворення сульфідів, – це Al^{3+} , із чого витікає, що в реакцію вступив Al_2S_3 . Крім того, нітратна кислота є розбавленою, оскільки концентрована HNO_3 розчиняла б елементарну сірку:



2) Аналогічно до роздумів у попередньому випадку, можна припустити, що окисником є концентрована сульфатна кислота, а відновником – $CrCl_2$:



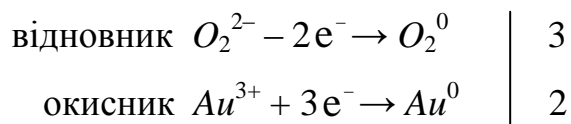
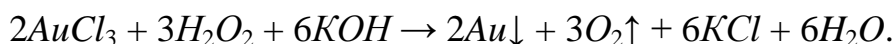
3) У результаті реакції утворилося металічне залізо, що вказує на позитивний ступінь окиснення Феруму до взаємодії, який у цьому випадку виступатиме в ролі окисника. Відновником може бути лише Нітроген, причому, мабуть, у найнижчому ступені окиснення N^{3-} . Можливою реакцією буде слугувати відновлення будь-якого із численних оксидів Феруму газоподібним амоніаком за умов підвищеної температури, наприклад:



Приклад 2. При взаємодії $AuCl_3$ із гідроген пероксидом у лужному середовищі утворилося 5,91 г металічного золота. Розрахувати об'єм виділеного при цьому кисню (н.у.).

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції, що описує взаємодію $AuCl_3$ із H_2O_2 у середовищі лугу, наприклад KOH :



2) Позначаємо об'єм виділеного кисню за x (л), а потім складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів**:

$$\frac{5,91}{65,67} = \frac{x}{11,2},$$

де 5,91 відповідає масі утвореного металічного золота (z), 65,67 – його еквівалентна маса з урахуванням трьох приєднаних електронів, а 11,2 – еквівалентний об'єм газу (н.у.).

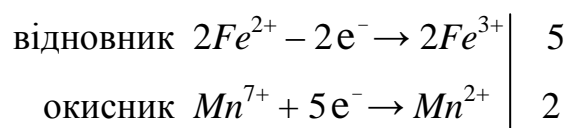
3) Звідси знаходимо, що $x = 1,008$, тобто об'єм виділеного кисню становитиме саме таку кількість (л).

Відповідь: $V(O_2) = 1,008$ л.

Приклад 3. До розчину, що містить 9,12 г $FeSO_4$ в середовищі сульфатної кислоти, додали розчин, який містить 1,58 г $KMnO_4$. Визначити, яка із вихідних речовин є в надлишку та яка її кількість (z) залишиться в розчині після реакції.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції, що описує взаємодію $FeSO_4$ із $KMnO_4$ в середовищі сульфатної кислоти:



2) Визначаємо кількість еквівалентів вихідних речовин за їх масами, враховуючи відповідні значення молярних мас цих сполук; при цьому обов'язково враховуємо, що один атом Мангану приєднує 5 електронів, а один атом (!) Феруму віддає лише 1 електрон:

$$n_{\text{екв.}}(KMnO_4) = \frac{1,58}{158} \cdot 5 = 0,05 \text{ (моль-екв);}$$

$$n_{\text{екв.}}(FeSO_4) = \frac{9,12}{152} \cdot 1 = 0,06 \text{ (моль-екв).}$$

3) **За законом еквівалентів**, речовини взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях, а це означає, що надлишковим реагентом є $FeSO_4$, який залишиться в розчині після реакції у кількості 0,01 моль-екв.

4) Перераховуємо надлишкову кількість $FeSO_4$ в масу за тим самим принципом, що застосовувався раніше, а саме:

$$m_{\text{надл.}}(FeSO_4) = \frac{0,01 \cdot 152}{1} = 1,52 \text{ (г).}$$

Відповідь: $m_{\text{надл.}}(FeSO_4) = 1,52 \text{ г.}$

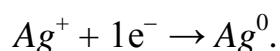
Приклад 4. Розрахувати кількість срібла (г), яка виділилася на катоді, якщо крізь розчин $AgNO_3$ пропускали струм силою 0,67 А протягом 8 год.

Розв'язок:

1) **За об'єднаним законом Фарадея:**

$$m(Ag) = \frac{1}{F} \cdot \frac{A_r(Ag)}{n} \cdot I \cdot \tau,$$

де F – константа Фарадея, що дорівнює 96500 Кл/моль, I – сила струму (А), а τ – час для здійснення електролізу (с); $n = 1$, оскільки має місце катодний процес:



2) Знаходимо масу срібла, узгодивши одиниці вимірювання часу:

$$m(Ag) = \frac{1}{96500} \cdot \frac{108}{1} \cdot 0,67 \cdot 8 \cdot 3600 = 21,6 \text{ (г).}$$

Відповідь: $m(Ag) = 21,6 \text{ г.}$

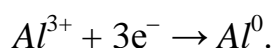
Приклад 5. Розрахувати щоденне виробництво алюмінію (кг) у промисловому електролізері, який працює при силі струму 100 000 А із практичним виходом 85%.

Розв'язок:

1) За об'єднаним законом Фарадея, з урахуванням виходу за струмом (η):

$$m(\text{Al}) = \frac{1}{F} \cdot \frac{A_r(\text{Al})}{n} \cdot I \cdot \tau \cdot \eta,$$

де F – константа Фарадея, що становить 96500 Кл/моль, I – сила струму (А), τ – це час електролізу (с); $n = 3$, оскільки має місце катодний процес:



2) Знаходимо масу алюмінію (кг), узгодивши одиниці вимірювання:

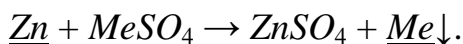
$$m(\text{Al}) = \frac{1}{96500} \cdot \frac{27 \cdot 10^{-3}}{3} \cdot 10^5 \cdot 24 \cdot 3600 \cdot 0,85 = 685 \text{ (кг)}.$$

Відповідь: $m(\text{Al}) = 685 \text{ кг}$.

Приклад 6. У розчин, що містить 2,24 г невідомого металу у вигляді сульфату, занурили цинкову пластинку. Після повного виділення металу маса пластинки збільшилася на 0,94 г. Визначити еквівалентну масу цього металу.

Розв'язок:

1) Складаємо схематичне рівняння реакції, припускаючи двовалентність невідомого металу:



2) Позначаємо еквівалентну масу невідомого металу $E_{(\text{Me})}$ за x .

3) Якщо вважати, що збільшення маси пластинки є результатом одночасного перебігу двох процесів – виділення металу та розчинення цинку, то можна скласти відповідне математичне рівняння:

$$\Delta m_{(\text{пласт.})} = m(\text{Me}) - m(\text{Zn}) = 2,24 - m(\text{Zn}) = 0,94.$$

Звідси маса цинку, що вступила в реакцію, дорівнюватиме 1,3 г.

4) Складаємо математичне рівняння, що відображає **закон еквівалентів:**

$$\frac{2,24}{x} = \frac{1,3}{32,5},$$

де 32,5 відповідає еквівалентній масі цинку. Звідси знаходимо, що $x = 56$, тобто еквівалентна маса металу $E_{(Me)} = 56$. Якщо припустити його двовалентність у сполуках, то отримаємо відносну атомну масу, що вдвічі більша за еквівалент, тобто $A_{r(Me)} = 112$, а це означає, що невідомий метал – це **кадмій**.

Відповідь: $E_{(Me)} = 56$ (Cd).

Задачі для самостійного розв'язку

1. Для окиснення певної кількості оксалатної кислоти в середовищі H_2SO_4 витратили 6,32 г $KMnO_4$. Утворений вуглекислий газ пропустили крізь розчин, що містить 8,8 г $NaOH$. Які солі та в якій кількості (г) утворилися в розчині?

Відповідь: $m(NaHCO_3) = 15,12$ г; $m(Na_2CO_3) = 2,12$ г.

2. У розчині міститься 4,65 г солі $NiSO_4$. Визначити силу струму (A), за якої можна виділити весь Ni із розчину протягом 4 год. **Відповідь:** $I = 0,402$ А.

3. У розчині міститься 11,9 г $AgNO_3$. Визначити вихід Ag за струмом (%), якщо для повного виділення металічного срібла пропускали струм силою 0,5 А протягом 4 год. **Відповідь:** $\omega_{вих.}(Ag) = 93,8\%$.

4. Розчинили 2,65 г безводних солей – $ZnSO_4$ та $CdSO_4$. Для повного виділення металів Zn та Cd із утвореного розчину пропускали електричний струм силою 0,536 А протягом 90 хв. Визначити склад вихідної суміші сульфатів (г).

Відповідь: $m(ZnSO_4) = 1,61$ г; $m(CdSO_4) = 1,04$ г.

5. У розчин $CuSO_4$ занурили залізну пластинку. Скільки міді (г) виділилося на пластинці, якщо її маса збільшилася на 0,4 г? **Відповідь:** $m(Cu) = 3,2$ г.

6. У розчин $CdSO_4$ занурили цинкову пластинку масою 50 г. Після реакції, у результаті якої весь витіснений кадмій виділився на пластинці, її маса збільшилася на 3,76%. Скільки кадмію (г) виділилося на пластинці?

Відповідь: $m(Cd) = 4,48$ г.

9.7. Ускладнені завдання

Приклад 1. При кип'ятінні водного розчину натрій гідрокарбонату утворюється водний розчин натрій карбонату. Якою повинна бути масова частка NaHCO_3 у вихідному розчині, якщо після кип'ятіння потрібно одержати розчин Na_2CO_3 із масовою часткою розчиненої речовини 5,83%? Випаровуванням води при кип'ятінні знехтувати.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції, що відображає розклад натрій гідрокарбонату в умовах кип'ятіння розчину:



2) Нехай маса вихідного розчину NaHCO_3 дорівнює 100 г, а масова частка розчиненої речовини у ньому становить x %. Тоді маса натрій гідрокарбонату відповідатиме порції речовини x (г).

3) Складаємо математичний вираз для кількості речовини NaHCO_3 , виходячи зі значення молярної маси цієї сполуки:

$$n(\text{NaHCO}_3) = \frac{x}{84} \text{ (моль)}.$$

4) За рівнянням реакції визначаємо кількість речовини утвореного Na_2CO_3 , враховуючи відповідні коефіцієнти, а саме:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{x}{84 \cdot 2} = \frac{x}{168} \text{ (моль)}.$$

5) Знаходимо масу натрій карбонату в кінцевому розчині, спираючись на величину молярної маси цієї сполуки:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{106 \cdot x}{168} \text{ (г)}.$$

6) За умовою задачі, втрата маси вихідного розчину під час кип'ятіння відбувається лише за рахунок виділення вуглекислого газу, кількість речовини якого дорівнює кількості (моль) утвореного Na_2CO_3 . Оскільки молярна маса CO_2 становить 44 г/моль, то математичний вираз для маси цієї речовини матиме такий вигляд:

$$m(\text{CO}_2) = \frac{44 \cdot x}{168} \text{ (г)}.$$

7) Спираючись на одержані результати, знаходимо масу кінцевого розчину натрій карбонату після повного видалення вуглекислого газу:

$$m_{\text{розч.}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 - \frac{44 \cdot x}{168} \text{ (г)}.$$

8) Складаємо математичне рівняння, що відображає масову частку розчиненої речовини Na_2CO_3 в утвореному розчині:

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{\frac{106 \cdot x}{168}}{100 - \frac{44 \cdot x}{168}} \cdot 100\% = 5,83\%$$

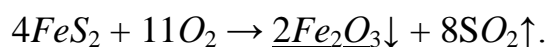
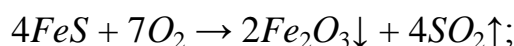
Звідси знаходимо, що $x = 9,0$, тобто масова частка NaHCO_3 у вихідному розчині має становити 9,0%.

Відповідь: $\omega(\text{NaHCO}_3) = 9,0\%$.

Приклад 2. Суміш FeS та FeS_2 масою 20,8 г піддали випалюванню. При цьому утворилося 6,72 л газоподібного продукту (н.у.). Визначити склад вихідної суміші (г) та масу твердого залишку, що утворився при випалюванні.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій окиснення вихідної суміші речовин:



2) Позначаємо масу FeS у цій суміші за x (г), тоді маса FeS_2 становитиме, відповідно $20,8 - x$ (г). Складаємо математичні вирази для кількості речовин компонентів суміші (моль), виходячи зі значень молярних мас цих сполук:

$$n(\text{FeS}) = \frac{x}{88} \text{ (моль)}; \quad n(\text{FeS}_2) = \frac{20,8 - x}{120} \text{ (моль)}.$$

3) Спираючись на одержані результати, визначаємо кількість речовини газоподібного продукту (SO_2) за обома рівняннями реакцій, враховуючи відповідні коефіцієнти, а саме:

$$n(SO_2) = \frac{x}{88} + \frac{2 \cdot (20,8 - x)}{120} \text{ (моль)}.$$

4) З іншого боку, кількість речовини SO_2 можна знайти також через об'єм утвореного газу (н.у.):

$$n(SO_2) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ (моль)},$$

де 22,4 відповідає молярному об'єму газу при заданих умовах.

5) Складаємо математичне рівняння, що відображає кількість речовини SO_2 :

$$n(SO_2) = \frac{x}{88} + \frac{2 \cdot (20,8 - x)}{120} = 0,3 \text{ (моль)}.$$

Звідси знаходимо, що $x = 8,8$, тобто маса FeS у вихідній суміші становить 8,8 г, а FeS_2 – 12 г відповідно.

6) Знаходимо кількості речовин компонентів суміші (моль), виходячи зі значень молярних мас цих сполук:

$$n(FeS) = \frac{8,8}{88} = 0,1 \text{ (моль)}; \quad n(FeS_2) = \frac{12}{120} = 0,1 \text{ (моль)}.$$

7) Визначаємо кількість речовини твердого залишку, що утворився при випалюванні (Fe_2O_3), за обома рівняннями реакцій, враховуючи відповідні коефіцієнти, а саме:

$$n(Fe_2O_3) = \frac{1}{2} \cdot (0,1 + 0,1) = 0,1 \text{ (моль)}.$$

8) Розраховуємо масу Fe_2O_3 , виходячи зі значення молярної маси для цієї сполуки:

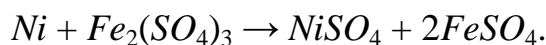
$$m(Fe_2O_3) = 0,1 \cdot 160 = 16 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(FeS) = 8,8 \text{ г}$; $m(FeS_2) = 12 \text{ г}$; $m(Fe_2O_3) = 16 \text{ г}$.

Приклад 3. Нікелеву пластинку масою 25,9 г занурили в розчин $Fe_2(SO_4)_3$ масою 555 г із масовою часткою розчиненої речовини 10%. Пластинку витримали деякий час у розчині, а потім її видалили і встановили, що масова частка $Fe_2(SO_4)_3$ стала дорівнювати масовій частці солі $NiSO_4$, що утворилася. Визначити масу пластинки після того, як її видалили із розчину.

Розв'язок:

1) На перший погляд здається, що мова йде про реакцію взаємодії активного металу з іонами менш активного металу, що знаходяться у розчині. У такому випадку частина більш активного металу переходить в розчин, а на пластинці виділяється менш активний метал. Проте, нікель стоїть у ряду напруг після заліза, і тому останнє не може виділятися у вільному стані на поверхні нікелю. Через це розчинення пластинки відбуватиметься за такою реакцією:



2) Позначаємо масу металічного нікелю, що перейшов у розчин, за x (г). Тоді, спираючись на відносну атомну масу цього металу, складаємо математичний вираз для кількості речовини Ni, що вступила у взаємодію:

$$n(Ni) = \frac{x}{59} \text{ (моль)}.$$

3) За рівнянням реакції, стільки ж речовини $Fe_2(SO_4)_3$ прореагувало із нікелем та стільки ж $NiSO_4$ утворилося в розчині, а саме:

$$n_{\text{реак.}}(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{x}{59} \text{ (моль)}; \quad n(NiSO_4) = \frac{x}{59} \text{ (моль)}.$$

4) Перераховуємо кількості речовин $Fe_2(SO_4)_3$ та $NiSO_4$ в маси, виходячи із відповідних значень молярних мас цих сполук:

$$m_{\text{реак.}}(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{400 \cdot x}{59} \text{ (г)}; \quad m(NiSO_4) = \frac{155 \cdot x}{59} \text{ (г)}.$$

5) Визначаємо масу $Fe_2(SO_4)_3$, що містилася у вихідному розчині:

$$m_{\text{вих.}}(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{555 \cdot 10}{100\%} = 55,5 \text{ (г)}.$$

6) Обчислюємо масу $Fe_2(SO_4)_3$, яка залишилася в розчині після взаємодії:

$$m(Fe_2(SO_4)_3) = m_{вих.}(Fe_2(SO_4)_3) - m_{реаг.}(Fe_2(SO_4)_3) = 55,5 - \frac{400 \cdot x}{59} (г).$$

7) Виходячи із рівності масових часток солей $Fe_2(SO_4)_3$ та $NiSO_4$ в кінцевому розчині, можна з упевненістю сказати, що і маси цих речовин також дорівнюватимуть одна одній, адже обидві сполуки перебувають у одному й тому ж розчині. Спираючись на це припущення, складаємо математичне рівняння:

$$m(Fe_2(SO_4)_3) = m(NiSO_4) \Rightarrow 55,5 - \frac{400 \cdot x}{59} = \frac{155 \cdot x}{59} (г).$$

8) Звідси знаходимо, що $x = 5,9$, тобто маса нікелевої пластинки зменшиться на 5,9 г та становитиме відповідно:

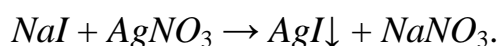
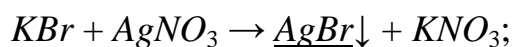
$$m_{пласт.}(Ni) = 25,9 - 5,9 = 20 (г).$$

Відповідь: $m_{пласт.}(Ni) = 20 г$.

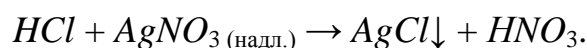
Приклад 4. Суміш KBr та NaI масою 3,88 г розчинили у воді. До розчину, що одержали, додали розчин $AgNO_3$ об'ємом 78,0 мл з густиною 1,09 г/мл та масовою часткою розчиненої речовини 10,0%. Осад, що випав, відфільтрували. Відфільтрований розчин може прореагувати із 13,3 мл хлоридної кислоти концентрацією 1,50 моль/л. Визначити склад вихідної суміші (г).

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакцій вихідної суміші речовин із розчином $AgNO_3$:



2) Той факт, що розчин після видалення осадів здатний реагувати із HCl , вказує на присутність у ньому надлишкової кількості $AgNO_3$:



3) Позначаємо масу KBr у вихідній суміші за x (г), тоді маса NaI становитиме, відповідно $3,88 - x$ (г). Складаємо математичні вирази для кількості речовин компонентів суміші (моль), виходячи зі значень молярних мас цих сполук:

$$n(KBr) = \frac{x}{119} \text{ (моль)}; \quad n(NaI) = \frac{3,88 - x}{150} \text{ (моль)}.$$

4) Спираючись на одержані результати, визначаємо кількість речовини осаджувача ($AgNO_3$) за обома рівняннями реакцій, враховуючи відсутність коефіцієнтів, а саме:

$$n(AgNO_3) = \frac{x}{119} + \frac{3,88 - x}{150} \text{ (моль)}.$$

5) Розраховуємо молярну концентрацію розчину $AgNO_3$ через масову частку розчиненої речовини та густину розчину:

$$C_M(AgNO_3) = \frac{10,0 \cdot 1,09 \cdot 10}{170} = 0,64M,$$

де 10 – перерахунковий множник, а 170 – молярна маса $AgNO_3$ (г/моль).

6) Визначаємо кількість речовини осаджувача, яку додали до вихідної суміші KBr та NaI , узгодивши одиниці вимірювання об'єму:

$$n_{вих.}(AgNO_3) = \frac{0,64 \cdot 78,0}{1000} = 0,05 \text{ (моль)}.$$

7) Аналогічно обчислюємо надлишкову кількість $AgNO_3$ в розчині, яка чисельно дорівнюватиме кількості речовини HCl (моль), що пішла на взаємодію із осаджувачем:

$$n_{надл.}(AgNO_3) = n(HCl) = \frac{1,50 \cdot 13,3}{1000} = 0,02 \text{ (моль)}.$$

8) Таким чином, кількість речовини $AgNO_3$, яка пішла безпосередньо на взаємодію із вихідною сумішшю KBr та NaI , становитиме:

$$n(AgNO_3) = n_{вих.}(AgNO_3) - n_{надл.}(AgNO_3) = 0,05 - 0,02 = 0,03 \text{ (моль)}.$$

9) Спираючись на одержані результати, складаємо математичне рівняння:

$$n(AgNO_3) = \frac{x}{119} + \frac{3,88 - x}{150} = 0,03 \text{ (моль)}.$$

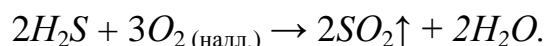
Звідси знаходимо, що $x = 2,38$, тобто маса KBr у вихідній суміші становить 2,38 г, а NaI – 1,5 г відповідно.

Відповідь: $m(KBr) = 2,38$ г; $m(NaI) = 1,5$ г.

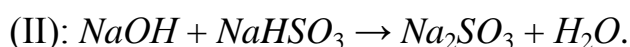
Приклад 5. Продукти повного згорання 4,48 л сірководню (н.у.) в надлишку кисню були поглинуті 57,4 мл 20,0% розчину NaOH із густиною 1,22 г/мл. Обчислити, які солі та у якій кількості утворилися.

Розв'язок:

1) Складаємо рівняння реакції горіння H_2S у надлишку кисню:



2) Окремо треба звернути увагу на те, що під час поглинання SO_2 розчином лугу спостерігається послідовне утворення кислої та середньої солі:



3) Визначаємо кількість речовини SO_2 , виходячи із того, що об'єм цього газу чисельно дорівнює об'єму спаленого сірководню (л), а саме:

$$n(SO_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ (моль)},$$

де 22,4 відповідає молярному об'єму газу (н.у.).

4) Розраховуємо молярну концентрацію розчину лугу через масову частку розчиненої речовини та густину розчину:

$$C_M(NaOH) = \frac{20,0 \cdot 1,22 \cdot 10}{40} = 6,1M,$$

де 10 – перерахунковий множник, а 40 – молярна маса NaOH (г/моль).

5) Визначаємо кількість речовини лугу в розчині, узгодивши одиниці вимірювання об'єму:

$$n(NaOH) = \frac{6,1 \cdot 57,4}{1000} = 0,35 \text{ (моль)}.$$

6) За рівнянням (I), увесь SO_2 вступив у взаємодію із надлишком натрій гідроксиду, перетворившись на $NaHSO_3$, а речовини в розчині після реакції будуть присутні у таких кількостях:

$$n_1(NaOH) = 0,35 - 0,2 = 0,15 \text{ (моль)}; \quad n_1(NaHSO_3) = 0,2 \text{ (моль)}.$$

7) Зрештою, за рівнянням (II) уся кількість луку вступить у взаємодію із надлишком $NaHSO_3$, даючи середню сіль та воду, а речовини в розчині після реакції будуть присутні у таких кількостях:

$$n_{II}(NaHSO_3) = 0,2 - 0,15 = 0,05 \text{ (моль)}; \quad n_{II}(Na_2SO_3) = 0,15 \text{ (моль)}.$$

8) Розраховуємо маси кожного компонента кінцевої суміші, виходячи зі значень відносних молекулярних мас солей:

$$m(NaHSO_3) = 0,05 \cdot 104 = 5,2 \text{ (г)}; \quad m(Na_2SO_3) = 0,15 \cdot 126 = 18,9 \text{ (г)}.$$

Відповідь: $m(NaHSO_3) = 5,2 \text{ г}$; $m(Na_2SO_3) = 18,9 \text{ г}$.

Задачі для самостійного розв'язку

1. Продукти повної взаємодії 1,17 г калію та 0,64 г сірки обережно внесли у воду, а утворений прозорий розчин розбавили до об'єму 50 мл. Визначити молярні концентрації сполук в утвореному розчині. Розрахувати максимальну масу бром, який може прореагувати із одержаним розчином.

Відповідь: $C_m(K_2S) = 0,2 \text{ M}$; $C_m(K_2S_2) = 0,1 \text{ M}$; $m(Br_2) = 2,4 \text{ г}$.

2. Продукти повного згоряння 3,36 л сірководню (н.у.) в надлишку кисню поглинуті 50,4 мл розчину KOH із масовою часткою розчиненої речовини 23% та густиною 1,21 г/мл. Розрахувати масові частки сполук в одержаному розчині та масу осаду, який виділиться при обробці цього розчину надлишком $Ca(OH)_2$.

Відповідь: $\omega(KHSO_3) = 8,2\%$; $\omega(K_2SO_3) = 21,6\%$; $m(CaSO_3) = 18 \text{ г}$.

3. До розчину $CaCl_2$ масою 200,0 г із масовою часткою розчиненої речовини 3,0% додали 24 г кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Через суміш, що утворилася, пропустили 1,5 л вуглекислого газу (н.у.), після чого розчин профільтрували. Обчислити масу утвореного осаду. **Відповідь:** $m(CaCO_3) = 1,7 \text{ г}$.

4. Магній оксид, одержаний при термічній обробці 50,4 г магній карбонату, розчинено у чітко необхідній кількості H_2SO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 25%. Одержаний розчин був охолоджений, у результаті чого випав осад кристалогідрату $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, а масова частка безводної солі в розчині склала 26,2%. Розрахувати масу кристалів, що випали в осад.

Відповідь: $m(MgSO_4 \cdot 7H_2O) = 18,1 \text{ г}$.

5. Сульфід невідомого металу (MeS), який виявляє у своїх сполуках ступені окиснення +2 та +3, масою 4,4 г піддали випалюванню в надлишку кисню. Твердий залишок розчинили у чітко необхідній кількості HNO_3 із масовою часткою розчиненої речовини 37,8%. Масова частка солі в одержаному розчині становила 41,7%. При охолодженні цього розчину випав осад кристалогідрату масою 8,08 г, а масова частка солі знизилася до 34,7%. Визначити формулу кристалогідрату. **Відповідь:** $Fe(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$.

6. До розчину, що утворився при дії 35,7 мл розчину H_2SO_4 із масовою часткою розчиненої речовини 39,2% та густиною 1,4 г/мл на 8,125 г металічного цинку, додали 75 г розчину BaS із масовою часткою солі 33,8%, а утворену суміш злегка підігріли до завершення всіх реакцій. Розрахувати масові частки речовин, що містяться в кінцевому розчині після завершення дослідів.

Відповідь: $\omega(ZnSO_4) = 9,14\%$.

7. Відомо, що 40 мл розчину, який містить суміш $Cu(NO_3)_2$ та H_2SO_4 , може прореагувати із 25,4 мл розчину $NaOH$ з масовою часткою розчиненої речовини 16,02% та густиною 1,18 г/мл, тоді як термічна обробка виділеного при цьому осаду дає 1,60 г твердого залишку. Розрахувати молярні концентрації $Cu(NO_3)_2$ та H_2SO_4 у вихідному розчині, а також об'єм газу (н.у.), який виділяється при внесенні 2,5 г порошкоподібної міді в 40 мл цього розчину.

Відповідь: $C_m(Cu(NO_3)_2) = 0,5 M$; $C_m(H_2SO_4) = 1 M$; $V(NO) = 0,448 л$.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Хасанов А.Е. (1998). Химия. Решение задач: учеб. пособие для уч. сред. и ст. шк. возраста. М.: Литература. 448 с.
2. Чмиленко Ф.О., Вініченко І.Г., Чмиленко Т.С. (1999). Вступний іспит з хімії із застосуванням ЕОМ: Навч. посібник. Дніпропетровськ: ДДУ. 152 с.
3. Березан О. (2001). Енциклопедія хімічних задач. Тернопіль: Підручники і посібники. 304 с.
4. Еремін В.В., Кузьменко Н.Е. (1999). Основные приемы решения задач. 2-е изд. М.: Дрофа. С. 258–278.
5. Сегеда А.С. (2008). Неорганічна хімія. Пропедевтичний курс. Навчальний посібник. Видання третє, доповнене, змінене. К.: Кондор. 308 с.
6. Малякин А.М. (1995). Решение задач по химии. СПб.: Издательский Дом «Корвус», ТОО «Андрей». 416 с.
7. Слета Л.А., Черный А.В., Холин Ю.В. (200). 1001 задача по химии с ответами, указаниями, решениями. Харьков: Ранок. 368 с.
8. Кочерга И.И., Холин Ю.В., Слета Л.А., Жикол О.А., Орлов В.Д., Комыхов С.А. (2002). Олимпиады по химии: Сборник задач . Харьков: Веста: Издательство «Ранок». 400 с.
9. Лисицын А.З., Зейфман А.А. (2015) Очень нестандартные задачи по химии. Под ред. В.В. Еремина. М.: МЦНМО. 192 с.
10. Хімія: Всеукраїнські олімпіади: завдання та їх розв'язування / Авт.-упоряд. Попель П.П. (1997). К.: Либідь. 96 с. (Укр. і рос. мовами.)
11. Справочник школьника. Решение задач по химии / Сост. Н.И. Берман. (1996). М.: Филолог. об-во «Слово», Центр гуманитар. наук при ф-те журналистики МГУ им. М.В. Ломоносова, ТКО «АСТ». С. 3–326.
12. Серета І.П. (1995). Конкурсні задачі з хімії. К.: Вища школа. 255 с.

ДОДАТОК

Таблиця 1. Основні фізичні сталі

<i>Назва</i>	<i>Величина</i>
Абсолютний нуль температури (К)	$-273,15^{\circ}\text{C}$
Авогадро число N_A (число молекул в одному молі речовини)	$6,02278 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Атмосфера нормальна (тиск за нормальних умов)	101325 Па
Больцмана стала $k = R/N_A$	$1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$
Газова стала (універсальна) R	8,3144 Дж/(моль·К)
Елементарний електричний заряд e	$1,602189 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Маса спокою нейтрона	$1,67474 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Маса спокою протона	$1,67243 \cdot 10^{-24} \text{ г}$
Маса спокою електрона	$9,1085 \cdot 10^{-28} \text{ г}$
Об'єм одного моля газу (н.у.)	22,416 л/моль
Планка стала h	$6,6252 \cdot 10^{-34} \text{ Дж}\cdot\text{с}$
Фарадея стала F	96484 Кл/моль
Швидкість світла у вакуумі c	$2,997245 \cdot 10^8 \text{ м/с}$

Таблиця 2. Співвідношення між деякими позасистемними одиницями та одиницями СІ

<i>Величина</i>	<i>Одиниця</i>	<i>Еквівалент у СІ</i>
Довжина	Мікрон (мікромметр), мкм	$1 \cdot 10^{-6} \text{ м}$
	Ангстрем	$1 \cdot 10^{-10} \text{ м}$
Тиск	Атмосфера фізична (атм.)	$1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$
	Мм.рт.ст.	133,322 Па
Енергія, робота, кількість теплоти	Електронвольт (еВ)	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$
	Калорія (кал)	4,1863 Дж
Дипольний момент	Дебай (Д)	$3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м}$

Таблиця 3. Відносні електронегативності елементів

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	H 2,1										He -
II	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne -
III	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83				Ar -
IV	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr -
V	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe -
VI	Cs 0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn -
VII	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac 1,00	* Лантаноїди: 1,08 – 1,14 ** Актиноїди: 1,11 – 1,2							

Таблиця 4. Стандартні ентальпії утворення ΔH°_{298} , ентропії утворення S°_{298} та енергії Гіббса утворення ΔG°_{298} деяких речовин

Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} , кДж/моль
Al ₂ O ₃ (к)	-1676,0	50,9	-1582,0
C (графіт)	0	5,7	0
CH ₄ (г)	-74,9	186,2	-50,8
C ₂ H ₂ (г)	226,75	200,82	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,28	219,45	68,1
C ₂ H ₆ (г)	-89,7	229,5	-32,9
C ₆ H ₆ (р)	82,9	269,2	129,7
C ₂ H ₅ OH (р)	-277,6	160,7	-174,8
C ₆ H ₁₂ O ₆ (к)	-1274,45	212,13	-910,56
CO (г)	-110,5	197,5	-137,8
CO ₂ (г)	-393,5	213,7	-394,4
CS ₂ (г)	115,28	237,8	85,33
CaCO ₃ (к)	-1207,0	88,7	-1127,7
CaO (к)	-635,5	39,7	-604,2
Cl ₂ (г)	0	222,9	0

Речовина	ΔH°_{298} , кДж/моль	S°_{298} , Дж/(моль·К)	ΔG°_{298} , кДж/моль
Cr ₂ O ₃ (к)	-1440,6	81,2	-1050,0
CuO (к)	-162,0	42,6	-129,9
Fe (к)	0	27,15	0
FeO (к)	-264,8	60,8	-244,3
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	87,4	-740,3
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	146,2	-1014,2
FeS (к)	-95,4	67,36	-75,3
H ₂ (г)	0	130,5	0
HCl (г)	-92,3	186,8	-95,2
H ₂ O (г)	-241,8	188,7	-228,6
H ₂ O (р)	-285,8	70,1	-237,3
H ₂ S (г)	-21,0	205,7	-33,8
Mg (к)	0	32,55	0
MgO (к)	-601,8	26,9	-569,6
N ₂ (г)	0	191,5	0
NH ₃ (г)	-46,2	192,6	-16,7
NH ₄ Cl (к)	-315,39	94,56	-203,9
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	151,0	-183,8
N ₂ O (г)	82,0	219,9	104,1
NO (г)	90,3	210,6	86,6
NO ₂ (г)	33,5	240,2	51,5
O ₂ (г)	0	205,0	0
P ₂ O ₅ (к)	-1492,0	114,5	-1348,3
PbO (к)	-19,3	66,1	-189,1
S (ромб.)	0	31,88	0
SO ₂ (г)	-296,9	248,1	-300,2
SO ₃ (г)	-395,8	256,7	-371,2
SiO ₂ (кварц)	-910,9	41,8	-856,7
Ti	0	30,66	0
TiO ₂ (к)	-913,9	50,23	-888,6
Zn (к)	0	41,59	0
ZnO (к)	-350,6	43,6	-320,7

Таблиця 5. Криоскопічні та ебуліоскопічні сталі деяких розчинників

Розчинник	Криоскопічна стала, °С	Ебуліоскопічна стала, °С
Вода	1,86	0,52
Бензол	5,14	2,57
Оцтова кислота	3,90	3,10
Діетиловий ефір	1,73	2,02
Анілін	5,87	3,22
Ацетон	2,40	1,48

Таблиця 6. Розчинність основ, кислот і солей у воді

КАТІОНИ АНІОНИ	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺ , K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺ , Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺
OH ⁻	—	—	P	M	M	P	H	H	H	H	H	H	H	H	—	H	—	H	H
F ⁻	P	P	P	H	H	M	M	H	H	P	M	M	H	P	—	H	P	P	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H	P	M
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	H	P	H
S ²⁻	P	—	P	P	M	P	—	—	H	H	H	H	—	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	—	—	H	H	H	H	—	H	H	H	H	—	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	H	H	H	—	H	H	H	H	H	—	H	H	H	H	—	H
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	H	H	—	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P - розчинна; — речовина не існує або розкладається водою; M - малорозчинна; H - нерозчинна речовина

Таблиця 7. Константи нестійкості деяких комплексних іонів (при 25 °С)

Іон	$K_{\text{нест}}$	Іон	$K_{\text{нест}}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$5 \cdot 10^{-36}$
$[\text{Ag}(\text{CNS})_2]^-$	$5,9 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,3 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,7 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \cdot 10^{-15}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$9 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,3 \cdot 10^{-37}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$4,6 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-44}$
$[\text{AgI}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-12}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5,9 \cdot 10^{-}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,8 \cdot 10^{-9}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$2 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-20}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5 \cdot 10^{-22}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-56}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-2}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-39}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$8,1 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-64}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4,1 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$

Таблиця 8. Стандартні електродні потенціали металів E^0 (при 25°C)

Метал	Електрод (ОФ/ВФ)	E^0 , В	Метал	Електрод (ОФ/ВФ)	E^0 , В
Li	Li ⁺ /Li	-3,045	Co	Co ²⁺ /Co	-0,277
Rb	Rb ⁺ /Rb	-2,925	Ni	Ni ²⁺ /Ni	-0,250
K	K ⁺ /K	-2,924	Mo	Mo ³⁺ /Mo	-0,200
Cs	Cs ⁺ /Cs	-2,923	Sn	Sn ²⁺ /Sn	-0,136
Ba	Ba ²⁺ /Ba	-2,906	Pb	Pb ²⁺ /Pb	-0,126
Sr	Sr ²⁺ /Sr	-2,888	W	W ³⁺ /W	-0,105
Ca	Ca ²⁺ /Ca	-2,866	H ₂	2H ⁺ /H ₂	-0,000
Na	Na ⁺ /Na	-2,714	Sb	Sb ³⁺ /Sb	+0,200
La	La ³⁺ /La	-2,372	Bi	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Mg	Mg ²⁺ /Mg	-2,363	Cu	Cu ²⁺ /Cu	+0,337
Be	Be ²⁺ /Be	-1,847	Cu	Cu ⁺ /Cu	+0,520
Al	Al ³⁺ /Al	-1,663	Hg	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,789
Ti	Ti ²⁺ /Ti	-1,630	Ag	Ag ⁺ /Ag	+0,799
Mn	Mn ²⁺ /Mn	-1,179	Pd	Pd ²⁺ /Pd	+0,830
Zn	Zn ²⁺ /Zn	-0,763	Hg	Hg ²⁺ /Hg	+0,850
Cr	Cr ³⁺ /Cr	-0,744	Pt	Pt ²⁺ /Pt	+1,188
Fe	Fe ²⁺ /Fe	-0,440	Au	Au ³⁺ /Au	+1,498
Cd	Cd ²⁺ /Cd	-0,403	Au	Au ⁺ /Au	+1,692
Tl	Tl ⁺ /Tl	-0,340	ОФ –окиснена; ВФ – відновлена форми		

Таблиця 9. Ряд напруг металів

Li, Rb, K, Cs, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Ti, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, **H₂**, Sb, Cu, Hg,
Ag, Pt, Au

Таблиця 10. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ

ПЕРІОДИ	ГРУПИ				
	I	II	III	IV	V
1	H ^{1,-1} 1 Гідроген 1,0079 Водень 1s ¹				
2	Li ¹ 3 Літій 6,941 [He]2s ¹	Be ² 4 Берилій 9,0122 [He]2s ²	B ³ 5 Бор 10,811 [He]2s ² 2p ¹	C ^{4,2,-4} 6 Карбон 12,011 Вуглець [He]2s ² 2p ²	N ^{5,4,3,2,1,-1,-2,-3} 7 Нітроген 14,007 Азот [He]2s ² 2p ³
3	Na ¹ 11 Натрій 22,990 [Ne]3s ¹	Mg ² 12 Магній 24,305 [Ne]3s ²	Al ³ 13 Алюміній 26,982 [Ne]3s ² 3p ¹	Si ^{4,(2),-4} 14 Силіцій 28,086 Кремній [Ne]3s ² 3p ²	P ^{5,(4),3,(-2),-3} 15 Фосфор 30,974 [Ne]3s ² 3p ³
4	K ¹ 19 Калій 39,098 [Ar]4s ¹	Ca ² 20 Кальцій 40,078 [Ar]4s ²	21 ³ Sc 44,956 Скандій [Ar]3d ¹ 4s ²	22 ^{4,3,(2)} Ti 47,88 Титан [Ar]3d ² 4s ²	23 ^{5,4,3,2} V 50,942 Ванадій [Ar]3d ³ 4s ²
	29 ^{(3),2,1} Cu 63,546 Купрум [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Мідь	30 ² Zn 65,39 Цинк [Ar]3d ¹⁰ 4s ²	Ga ³ 31 Галій 69,723 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	Ge ^{4,(2)} 32 Германій 72,59 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	As ^{5,3,-3} 33 Арсен 74,922 Миш'як [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
5	Rb ¹ 37 Рубідій 85,468 [Kr]5s ¹	Sr ² 38 Стронцій 87,62 [Kr]5s ²	39 ³ Y 88,906 Ітрій [Kr]4d ¹ 5s ²	40 ^{4,(3),(2)} Zr 91,224 Цирконій [Kr]4d ² 5s ²	41 ^{5,(4),(3)} Nb 92,906 Ніобій [Kr]4d ⁴ 5s ¹
	47 ^{(3),(2),1} Ag 107,87 Аргентум [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Срібло	48 ² Cd 112,41 Кадмій [Kr]4d ¹⁰ 5s ²	In ^{3,(1)} 49 Індій 114,82 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	Sn ^{4,2,-(4)} 50 Станум 118,71 Олово [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	Sb ^{5,3,-3} 51 Стибій 121,75 Сурма [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
6	Cs ¹ 55 Цезій 132,91 [Xe]6s ¹	Ba ² 56 Барій 137,33 [Xe]6s ²	57 ^{2,1} *La 138,91 Лантан [Xe]5d ¹ 6s ²	72 ^{4,(3),(2)} Hf 178,49 Гафній [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	73 ^{5,(4)} Ta 180,95 Тантал [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
	79 ^{3,(2),1} Au 196,97 Аурум [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото	80 ^{2,1} Hg 200,5 Меркурій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть	Tl ^{3,1} 81 Талій 204,38 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	Pb ^{4,2,-(4)} 82 Пломбум 207,2 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	Bi ^{3,5} 83 Бісмут 208,98 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
7	Fr ¹ 87 Францій [223] [Rn]7s ¹	Ra ² 88 Радій 226,03 [Rn]7s ²	89 ^{3,**} Ac [227] Актиній [Rn]6d ¹ 7s ²	104 Rf [261] Резерфордій [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	105 Db [262] Дубній [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²
	111 Rg [280] Рентгеній	112 Cn [285] Коперніцій	113 Uut [277] Унунтрій	114 Fl [289] Флеровій	115 Uup [288] Унунпентій
Вищі оксиди	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅
Сполуки з Гідрогеном	RH	RH ₂	RH ₃	RH ₄	RH ₃

* ЛАНТАНОЇДИ

58 ^{4,3} Ce 140,12 Церій [Xe]4f ² 5d ⁰ 6s ²	59 ^{(4),3} Pr 140,91 Празеодим [Xe]4f ³ 5d ⁰ 6s ²	60 ^{(4),3,(2)} Nd 144,24 Неодим [Xe]4f ⁴ 5d ⁰ 6s ²	61 ³ Pm [147] Прометій [Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	62 ^{3,(2)} Sm 150,36 Самарій [Xe]4f ⁶ 5d ⁰ 6s ²	63 ^{3,(2)} Eu 151,96 Європій [Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ²	64 ³ Gd 157,25 Гадоліній [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
---	---	--	---	---	---	---

** АКТИНОЇДИ

90 ⁴ Th 232,04 Торій [Rn]5f ⁰ 6d ² 7s ²	91 ^{5,(4)} Pa [231] Протактиній [Rn]5f ² 6d ¹ 7s ²	92 ^{6,4,(3)} U 238,03 Уран [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 ^{(7),6,5,4,(3)} Np [237] Нептуній [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 ^{6,5,4,3} Pu [244] Плутоній [Rn]5f ⁶ 6d ⁰ 7s ²	95 ^{6,5,4,3} Am [243] Америцій [Rn]5f ⁷ 6d ⁰ 7s ²	96 ^{4,3} Cm [247] Кюрій [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
---	--	---	---	---	---	--

ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

ГРУПИ							ПЕРІОДИ
VI	VII	VIII					
		He 2 Гелій 4,0026 $1s^2$	Ступені окиснення (в оксидах і гідридах) у дужках – малопоширені Символ Назва елемента систематична Традиційна назва простої речовини Електронна конфігурація Атомна маса Порядковий номер				1
O ^{(2),(1),-1,-2} 8 Оксиген 15,999 Кисень [He]2s ² 2p ⁴	F ⁻¹ 9 Флуор 18,998 Фтор [He]2s ² 2p ⁵	Ne ³ 10 Неон 20,179 [He]2s ² 2p ⁶	26 ^{6,(5),(4),3,2} Fe 55,847 Ферум [Ar]3d ⁶ 4s ² Залізо				2
S ^{6,4,2,-2} 16 Сульфур 32,066 Сірка [Ne]3s ² 3p ⁴	Cl ^{7,(6),5,(4),3,1,-1} 17 Хлор 35,453 [Ne]3s ² 3p ⁵	Ar ³ 18 Аргон 39,948 [Ne]3s ² 3p ⁶					3
24 ^{6,(4),3,2} Cr 51,996 Хром [Ar]3d ⁵ 4s ¹	25 ^{7,6,(5),4,(3),2} Mn 54,938 Манган [Ar]3d ⁵ 4s ² Марганець	26 ^{6,(5),(4),3,2} Fe 55,847 Ферум [Ar]3d ⁶ 4s ² Залізо	27 ^{3,2} Co 58,933 Кобальт [Ar]3d ⁷ 4s ²	28 ^{3,2} Ni 58,69 Нікол [Ar]3d ⁸ 4s ² Нікель			4
Se ^{6,4,-2} 34 Селен 78,96 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	Br ^{(7),5,(3),1,-1} 35 Бром 79,904 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	Kr ^{(4),(2)} 36 Криптон 83,80 [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶					
42 ^{6,5,4,(3),(2)} Mo 95,94 Молібден [Kr]4d ⁵ 5s ¹	43 ^{7,(6),(5),4} Tc [99] Технецій [Kr]4d ⁵ 5s ²	44 ^{8,(6),4,3,(2)} Ru 101,07 Рутеній [Kr]4d ⁷ 5s ¹	45 ^{4,(3),(2)} Rh 102,91 Родій [Kr]4d ⁸ 5s ¹	46 ^{(4),2} Pd 106,42 Паладій [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰			5
Te ^{6,4,-2} 52 Телур 127,60 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	I ^{7,5,1,-1} 53 Йод 126,90 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	Xe ^{(6),(4),(2)} 54 Ксенон 131,29 [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶					
74 ^{6,(5),(4),(3),(2)} W 183,85 Вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	75 ^{7,6,4,(2)} Re 186,21 Реній [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	76 ^{8,6,4,3,2} Os 190,2 Осмій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	77 ^{6,4,3,2} Ir 192,22 Іридій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	78 ^{(6),4,2} Pt 195,08 Платина [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹			6
Po ^{6,4,2,-2} 84 Полоній [209] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	At ^{7,5,3,1,-1} 85 Астат [210] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	Rn 86 Радон [222] [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶					
106 Sg [263] Сиборгій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	107 Bh [262] Борій [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²	108 Hs [265] Гасій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	109 Mt [266] Майтнерій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²	110 Ds [271] Дармштадтій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ²			7
116 Lv [292] Ліверморій	117 Uus [291] Унунseptій	118 Uuo [294] Унуноктій					
R ₂ O ₅	RO ₃	RO ₄				Вищі оксиди	
H ₂ R	HR					Сполуки з Гідрогеном	

65 ^{(4),3} Tb 158,93 Тербій [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ²	66 ^{(4),3} Dy 162,50 Диспрозій [Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	67 ³ Ho 164,93 Гольмій [Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	68 ³ Er 167,26 Ербій [Xe]4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	69 ^{3,(2)} Tm 168,93 Тулій [Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	70 ^{3,(2)} Yb 173,04 Ітербій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	71 ³ Lu 174,97 Лютецій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
--	--	--	--	--	--	--

97 ^{4,3} Bk [247] Берклій [Rn]5f ⁹ 6d ⁰ 7s ²	98 ^{(4),3} Cf [251] Каліфорній [Rn]5f ¹⁰ 6d ⁰ 7s ²	99 ³ Es [252] Ейнштейній [Rn]5f ¹¹ 6d ⁰ 7s ²	100 ³ Fm [257] Фермій [Rn]5f ¹² 6d ⁰ 7s ²	101 ³ Md [258] Менделевій [Rn]5f ¹³ 6d ⁰ 7s ²	102 ^{3,2} No [259] Нобелій [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁰ 7s ²	103 ³ Lr [260] Лоуренсій [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
--	--	--	---	---	--	--

ЗМІСТ

ВСТУП.....	3
АЛГОРИТМ РОЗВ'ЯЗКУ ЗАДАЧ З ХІМІЇ	4
Розділ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ	8
1.1. Відносні атомні та молекулярні маси. Сталість складу речовини.....	8
1.2. Основні закони хімії.....	15
Розділ 2. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК ТА БУДОВА АТОМА.....	24
2.1. Будова атома.....	24
2.2. Хімічний зв'язок	33
Розділ 3. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І КАТАЛІЗ.....	39
3.1. Швидкість хімічних реакцій.....	39
3.2. Каталіз і каталізатори	42
3.3. Необоротні та оборотні хімічні реакції. Хімічна рівновага.....	42
Розділ 4. ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА ТА ТЕРМОХІМІЯ	49
4.1. Перший закон термодинаміки. Ентальпія	52
4.2. Термохімічні закони	59
4.3. Ентропія. Другий і третій закони термодинаміки	64
4.4. Напрямок перебігу хімічних реакцій. Енергія Гіббса.....	67
Розділ 5. РОЗЧИНИ.....	72
5.1. Загальні поняття про розчини	72
5.2. Розчинність	80
5.3. Розчини неелектролітів.....	85
5.4. Розчини електролітів	91
5.5. Іонні рівняння.....	97
5.6. Водневий показник і буферні розчини	99
5.7. Гідроліз солей.....	106
Розділ 6. ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	114
6.1. Оксиди.....	114
6.2. Основи.....	116
6.3. Кислоти	117
6.4. Амфотерні гідроксиди.....	118

6.5. Солі	119
Розділ 7. КООРДИНАЦІЙНІ (КОМПЛЕКСНІ) СПОЛУКИ	126
7.1. Основні положення координаційної теорії А. Вернера:.....	126
7.2. Ізомерія координаційних сполук	128
7.3. Номенклатура координаційних сполук	129
7.4. Дисоціація комплексних сполук у розчині	130
Розділ 8. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ	138
8.1. Окисно-відновні реакції.....	138
8.2. Гальванічний елемент	148
8.3. Електроліз	156
Розділ 9. УЗАГАЛЬНЕННЯ ЗНАНЬ: КОМБІНОВАНІ ТА УСКЛАДНЕНІ ЗАВДАННЯ	166
9.1. Визначення молекулярної формули речовин	167
9.1.1. Хімічний еквівалент.....	167
9.1.2. Складання атомних факторів.....	172
9.2. Визначення складу та розділення сумішей	175
9.3. Задачі на газові закони	181
9.4. Способи вираження концентрації розчинів	186
9.4.1. Розрахунки концентрацій.....	186
9.4.2. Кристалогідрати	188
9.4.3. Реакції у водних розчинах.....	192
9.5. Іонні реакції у розчинах	195
9.6. Задачі на окисно-відновні реакції.....	199
9.7. Ускладнені завдання.....	205
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА	214
ДОДАТОК.....	215