НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ЦИВІЛЬНОГО ЗАХИСТУ УКРАЇНИ

КАФЕДРА СПЕЦІАЛЬНОЇ ХІМІЇ ТА ХІМІЧНОЇ ТЕХНОЛОГІЇ
(назва кафедри)

ЗАТВЕРДЖУЮ
Начальник каф. СХХТ
Полковник сл.ц.з.

_____ О.В. Тарахно

"_____" _____ 20___ р

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
для самостійної роботи з навчальної дисципліни «Загальна та неорганічна хімія»

спеціальність _____161 «Хімічні технології та інженерія»_____
(шифр і назва спеціальності)

спеціалізація _____Радіаційний та хімічний захист_____
(назва спеціалізації)

Укладач: Професор кафедри СХХТ,
д.х.н. проф. Калугін В.Д.;
к.т.н. Кустов М.В.

Методичну розробку обговорено та затверджено на засіданні кафедри СХХТ

Протокол № ___ від _____ 20 р.

УДК
В
ББК

Рецензенти:

Мчедлов-Петросян М.О. – завідувач кафедри фізичної хімії Харківського Національного Університету ім. В.Н. Каразіна, доктор хімічних наук, професор.

Байрачний Б.І. - завідувач кафедри технічної електрохімії Національного технічного університету "Харківський політехнічний інститут", доктор технічних наук, професор.

Друкується за рішенням вченої ради Національного університету цивільного захисту України, протокол № від .2012 р.

Калугін В.Д., Кустов М.В., Дейнека В.В.
Загальна та неорганічна хімія. Методичні вказівки до самостійної роботи / В.Д. Калугін, М.В. Кустов. – Харків, НУЦЗУ, 2012. – с.

ISBN

Загальна та неорганічна хімія. Методичні вказівки до самостійної роботи для підготовки фахівця освітньо-кваліфікаційного рівня „бакалавр" галузь знань 0513"Хімічна технологія та інженерія" за напрямом 6.05.1301 "Хімічна технологія" на базі повної загальної середньої освіти.

Методичні вказівки до самостійної роботи складено відповідно до освітньо-професійної програми підготовки фахівців освітньо-кваліфікаційного рівня бакалавр, галузь знань 0513 «Хімічна технологія та інженерія» за напрямом 6.05.1301 «Хімічна технологія» на базі повної загальної середньої освіти.

Іл. Табл. Бібліогр.: назв.

УДК
ББК

ISBN

© НУЦЗУ, 2012
© В.Д. Калугін, М.В. Кустов, Дейнека В.В., 2012

І. ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Г Л А В А І

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНЕ ВЧЕННЯ. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ТА ЗАКОНИ ХІМІЇ

До найважливіших понять хімії відносяться хімічний елемент, атом, молекула, іон, речовина, хімічна кількість речовини, моль.

Хімічний елемент *- певний вид атомів, що характеризується однаковим зарядом атомних ядер.* Наприклад, всі існуючі у Всесвіті атоми із зарядом ядра +1 утворять хімічний елемент водень (Н), всі атоми із зарядом ядра +92 - елемент уран *(U)*. У цей час відомо 118 хімічних елементів

Атом *- електронейтральна хімічно неподільна частка, що складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів.* Атоми з'єднуються один з одним хімічним зв'язком, утворюючи молекули або кристали речовин. Розміри й маси атомів надзвичайно малі. Наприклад, маси атомів вуглецю й кисню рівні відповідно $1{,}995\cdot10^{-26}$ кг і $2{,}658\cdot10^{-26}$ кг. У хімії поряд з абсолютними значеннями мас атомів широко використовуються й значення відносних атомних мас. Вони позначаються $\boldsymbol{A_r}$ (r - перша буква слова «relative», що значить «відносний»).

Відносна атомна маса $\boldsymbol{A_r}$ *- фізична величина, рівна відношенню середньої маси атомів даного елемента до 1/12 частини маси нукліда* ^{12}C.

Якщо маса атома ^{12}C дорівнює $1{,}995\cdot10^{-26}$ кг, то

$$7\frac{m_a(^{12}C)}{12}=\frac{1{,}995\cdot10^{-26}\text{ кг}}{12}=1{,}663\cdot10^{-27}\text{ кг}$$

Цю величину називають атомною одиницею маси й позначають символом **«u»** (від англійського «unit», що значить «одиниця»). У такий спосіб

$$1u = 1{,}663\cdot10^{-27}\text{ кг}.$$

Наприклад, відносна атомна маса кисню дорівнює

$$A_r(O)=\frac{m_a(O)}{1u}=\frac{1{,}995\cdot10^{-26}\text{ кг}}{1{,}663\cdot10^{-27}\text{ кг}}=16$$

Молекула *- дрібна, здатна до самостійного існування частка, що зберігає всі хімічні властивості даної речовини.* Молекули можуть складатися як з атомів одного елемента, так і з атомів різних елементів. Молекули є носіями сполуки й хімічних властивостей утворених ними речовин. Розміри й маси молекул також надзвичайно малі. Наприклад, маса однієї молекули води дорівнює $2{,}99\cdot10^{-26}$ кг. При проведенні розрахунків у хімії також використовуються відносні молекулярні маси, що позначаються символом $\boldsymbol{M_r}$.

Відносна молекулярна маса $\boldsymbol{M_r}$ *- фізична величина, рівна відношенню середньої маси молекули речовини до 1/12 частини маси нукліда* ^{12}C.

Наприклад, відносна молекулярна маса води дорівнює

$$M_r(H_2O)=\frac{m_{молекули}(H_2O)}{1u}=\frac{2{,}99\cdot10^{-26}\,кг}{1{,}663\cdot10^{-27}\,кг}=18$$

Значення M_r речовини завжди дорівнює сумі значень A_r утворюючих його елементів з урахуванням числа їхніх атомів у молекулі.

Іон - одне-, або багатоатомна частка, що володіє електричним зарядом.

Одноатомні іони: Ca^{2+}, Cl^-, Na^+, S^{2-};

багатоатомні іони: NH_4^+, SO_4^{2-}, CH_3COO^-.

Іони з'єднуються відповідно до їх зарядів, утворюючи молекули або кристали.

Речовина - стійка система часток (атомів, іонів або молекул), що володіє певними фізичними й хімічними властивостями.

У цей час відомо близько 23 мільйони речовин. Всі вони діляться на 2 групи - речовини молекулярної й немолекулярної будови.

До речовин молекулярної будови відносяться речовини, що складаються з молекул. Як правило, ці речовини мають низькі температури плавлення (гази, рідини й легкоплавкі тверді речовини). Хімічні формули таких речовин називаються *молекулярними.*

До речовин немолекулярної будови відносяться речовини, у вузлах кристалічних решіток яких перебувають атоми або іони. Ці речовини, як правило, мають високі температури плавлення й при кімнатній температурі завжди перебувають у твердому агрегатному стані. До таких речовин зовсім незастосовне поняття «молекула». Замість нього використовується поняття «формульна одиниця речовини». Хімічні формули речовин немолекулярної будови є найпростішими, або *емпіричними,* формулами.

Формульна одиниця (ФО) *складної речовини немолекулярної будови - умовна (не здатна до самостійного існування) група атомів або іонів, сполука якої відповідає емпіричній формулі даної речовини.*

Якщо речовина немолекулярної будови складається з атомів декількох елементів, наприклад SiO_2, його формульною одиницею є умовна частка, що складається з 1-го атома Si й 2-х атомів O. Вона є умовною тому, що в кристалі оксиду кремнію (IV) немає окремих молекул SiO_2 , він складається з безлічі атомів кремнію й кисню. Але весь кристал можна умовно розділити на групи атомів, у кожній з яких буде один атом Si і два атоми O. Таким чином, формульна одиниця оксиду кремнію (IV) - умовна, реально не існуюча частка «SiO_2».

Якщо речовина немолекулярної будови утворить іонну кристалічну решітку, наприклад NaCl, його формульною одиницею буде умовна частка, що складається з одного іона Na^+ і одного іона Cl^-. Вона є умовною тому, що в кристалі хлориду натрію немає молекул NaCl, тому що він складається з іонів. Але весь цей кристал можна умовно розділити на групи іонів, у кожній з яких буде 1 іон Na^+ і 1 іон Cl^-. Отже, формульною одиницею хлориду натрію є умовна частка, що складається з 2-х іонів.

До складних речовин немолекулярної будови *не можна* застосовувати поняття «відносна молекулярна маса». Оскільки структурними одиницями таких речовин є не молекули, а умовні формульні одиниці, до них застосуємо термін «відносна формульна маса». Вона позначається $\boldsymbol{M_{f,r}(X)}$.

Відносна формульна маса $\boldsymbol{M_{f,r}(X)}$*- величина, рівна відношенню маси однієї формульної одиниці речовини X до 1/12 частини маси нукліда* ^{12}C.

Значення дорівнює сумі значень $\boldsymbol{A_r}$ елементів з урахуванням числа їхніх атомів у формульній одиниці.

Найважливішими кількісними характеристиками будь-якої речовини є його хімічна кількість, маса й об'єм.

Хімічна кількість речовини - фізична величина, пропорційна числу структурних одиниць (атомів, молекул або ФО), що містяться в даній порції речовини. Хімічна кількість речовини позначається символом **«n».** Одиницею хімічної кількості речовини є моль.

Моль *- така хімічна кількість речовини, у якому міститься* $6{,}02\cdot10^{23}$ *його структурних одиниць, тобто стільки, скільки міститься атомів у вуглеці з масою 0,012 кг.*

Число $6{,}02\cdot10^{23}$ називається *постійної Авогадро* й позначається символом $\boldsymbol{N_A}$: :

$$N_A = 6{,}02\ 10^{23}\ \text{моль}^{-1}.$$

Маса речовини, узята в кількості 1 моль, називається ***молярною масою*** *даної речовини.* Вона позначається символом $\boldsymbol{M}$ и виражається в кг/моль або г/моль.

Маса речовини чисельно дорівнює добутку його хімічної кількості й молярної маси:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

Об'єм газоподібної речовини, узятої в кількості 1 моль, називається ***молярним об'ємом речовини.*** Він позначається символом $V_м$ і виражається в $м^3$/моль або $дм^3$/моль.

Об'єм газу при даному тиску й температурі чисельно дорівнює добутку його хімічної кількості й молярного об'єму, виміряного за тих самих умов:

$$V(X) = n(X) \cdot V_м(X)$$

Таким чином, хімічна кількість речовини, число його структурних одиниць, маса й об'єм (для газів) зв'язані між собою співвідношенням:

$$n(X)=\frac{m(X)}{M(X)}=\frac{V(X)}{V_m(X)}=\frac{N(X)}{N_A}$$

До найважливіших законів хімії відносяться закон збереження маси речовини, закон сталості складу речовини, закон хімічних еквівалентів і закони газового стану.

Закон збереження маси речовини

Маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, чисельно дорівнює масі речовин, що утворилися в результаті реакції.

З погляду атомно-молекулярного вчення в ході реакції відбувається лише перерозподіл атомів, але не змінюється їхня загальна кількість. Тому загальна маса всіх атомів також не змінюється. Цей закон лежить в основі розрахунків по рівняннях реакцій.

Закон сталості складу речовини

Будь-яка складна речовина молекулярної будови незалежно від способів його одержання має постійний якісний й кількісний склад.

З погляду атомно-молекулярного вчення в процесі утворення молекули звичайно бере участь невелике число атомів, які з'єднуються завжди в строго визначеній кількості співвідношень. Тому кількісний склад молекул, що утворяться, а отже, і склад речовин, що утворяться, молекулярної будови виявляється постійним. У процесах же утворення кристалів немолекулярної (атомної або іонної) будови бере участь дуже велика кількість часток, які з'єднуються не завжди в строго визначеній кількості співвідношень. Тому кількісний склад атомних або іонних кристалів, що утворюються може бути змінним залежно від способів їхнього одержання. Кількісний склад складних речовин зручно виражати через масові частки елементів.

Масова частка елемента в речовині - число, що показує, яку частину від загальної маси речовини становить маса атомів даного елемента. Масова частка позначається символом «w» і виражається або в частках одиниці, або у відсотках (наприклад 0,35, або 35 %). Масові частки елементів *A* и *B* у складній речовині A_xB_y розраховуються по формулах:

$$w(A)=\frac{x\cdot A_r(A)}{M_r(A_xB_y)}; \qquad w(B)=\frac{x\cdot A_r(B)}{M_r(A_xB_y)};$$

При цьому сума значень масових часток елементів, що входять до складу речовини, завжди дорівнює 1, або 100 %.

Приклад 1. Обчислити значення масових часток елементів в азотистій кислоті.

Рішення:

1) Розрахуємо значення M_r кислоти:

$$Mr(HNO2) = Ar(H) + Ar(N) + 2Ar(O) = 1 + 14 + 32 = 47.$$

*2)*Розрахуємо значення масових часток елементів:

$$w(H)=\frac{1\cdot A_r(H)}{M_r(HNO_2)}=\frac{1}{47}=0{,}021=2{,}1\%;$$

$$w(H)=\frac{1\cdot A_r(N)}{M_r(HNO_2)}=\frac{14}{47}=0{,}298=29{,}8\%;$$

$$w(O)=100\%-2{,}1\%-29{,}8\%=68{,}1\%.$$

Приклад 2. Визначити найпростішу формулу одного з оксидів азоту, у якому масова частка кисню дорівнює 63,15 %.

Рішення:

Нехай маса оксиду N_xO_y дорівнює 100 г. Розрахуємо маси атомів азоту й кисню в оксиді:

а) $m(O) = m(N_xO_y) \cdot w(O) = 100$ г $\cdot$ 0,6315 = 63,15 г;

б) $m(N) = m(N_xO_y) - m(O) = 100$ г – 63,15 = 36,85 г

2) Знайдемо хімічні кількості атомів азоту й кисню:

$$а)n(N)=\frac{m(N)}{M(N)}=\frac{36{,}85г}{14г/моль}=2{,}632моль;$$

$$б)n(O)=\frac{m(O)}{M(O)}=\frac{63{,}15г}{16г/моль}=3{,}947моль.$$

3) Знайдемо молярне співвідношення азоту й кисню в оксиді:

n(N):n(O)=2,632 моль:3,947 моль = 2 моль : 3 моль

Отже, шукана формула оксиду - N_2O_3.

Приклад 3. Невідому речовину масою 6 г спалили в надлишку кисню й одержали вуглекислий газ масою 8,8 г і воду масою 3,6 г. Визначити молекулярну формулу згорілої речовини, якщо відносна щільність його пару по повітрю дорівнює 3,103.

Рішення:

Оскільки в результаті згоряння речовини утворилися вуглекислий газ і вода, робимо висновок, що в його сполуку входять вуглець, водень і, можливо, кисень.

1) Розрахуємо масу вуглецю в CO_2, що утворилась:

$M(CO_2)$= 12 г/моль + 2·16 г/моль;

44г (CO_2) містить 12 г (C)

8,8 г (CO_2) -’’- x г (C); x=2,4 г (C).

2) Розрахуємо масу водню у воді, що утворилася:

$M(H_2O)$=1·2 г/моль + 16 г/моль = 18 г/моль

18 г (H_2O) містить 2 г (H)

3,6 г (H_2O) -’’- y г (C); y=0,4 г (O).

3) Знайдемо суму мас вуглецю й водню, що входили до складу вихідної речовини:

m(C) + m(H)=2,8 г.

4) Оскільки сума мас С и Н (2,8 г) менше маси згорілої речовини (6 г), робимо висновок, що в його сполуку входив також і кисень, маса якого дорівнює m(O) = 6 - 2,8 = 3,2 р.

5) Визначимо найпростіше молярне співвідношення С, Н и О у вихідній речовині, тобто його найпростішу формулу:

$$n(C):n(H):n(O)=\frac{m(C)}{M(C)}:\frac{m(H)}{M(H)}:\frac{m(O)}{M(O)}=$$

$$=\frac{2{,}4г}{12г/моль}:\frac{0{,}4г}{1г/моль}:\frac{3{,}2г}{16г/моль}=1:2:1.$$

Таким чином, найпростіша *(емпірична)* формула речовини - CH_2O.

Слід зазначити, що найпростіша формула речовини відображає лише найпростіше (найменше) числове співвідношення атомів елементів у ньому. Молекулярна ж формула речовини відбиває реальне число атомів кожного елемента в молекулі й виходить множенням індексів у найпростішій формулі на певне число раз.

6) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини по його відносній щільності:

$$M_1(C_xH_yO_z) = 29\cdot D_{(возд.)}= 29\cdot 3{,}103 = 90 \text{ г/моль}$$

7) Розрахуємо значення молярної маси вихідної речовини по його найпростішій формулі:

$$M_2(CH_2O) = 12+2+16 = 30 \text{ г/моль}$$

8) Оскільки значення M_1 більше значення M_2 в 3 рази, то для знаходження молекулярної формули речовини всі індекси в його найпростішій формулі потрібно збільшити в 3 рази. Таким чином, шукана формула - $C_3H_6O_3$.

Закон еквівалентів

Речовини вступають у реакції й утворюються в результаті реакцій в еквівалентних кількостях.

Спочатку розглянемо визначення понять: *хімічний еквівалент, число еквівалентності, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента й кількість речовини еквівалента.*

Хімічний еквівалент *- реальна або умовна частка речовини, що у кислотно-основній реакції еквівалентна (тобто хімічно рівноцінна) одному іону H^+, а в окислювально-відновній реакції - одному електрону.*

Реальна частка - молекула, атом або іон, умовна частка - певна частина (половина, третина й т.д.) молекули, атома або іона.

У загальному випадку еквівалент будь-якої речовини X позначається наступним чином: $\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$, де z* - число еквівалентності.

Число ***еквівалентності*** z^* - *число іонів* H^+ *у кислотно-основній реакції або число електронів в окислювально-відновній реакції, що еквівалентно (хімічнорівноцінно) одній частці речовини X.*

Фактор еквівалентності $\frac{1}{z^*}$ *число, що показує, яка частка (частина) реальної частки X еквівалентна одному іону* H^+ *у кислотно-основній реакції або одному електрону в окислювально-відновній реакції.*

Молярна **маса еквівалента речовини *X*** - $M\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$ - маса одного моль еквівалента цієї речовини. Одиниця виміру - г/моль або кг/моль. Молярна маса еквівалента речовини *X* пов'язана з молярною масою речовини *X* співвідношенням:

$$M\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]=\frac{M(X)}{z^*}.$$

З іншого боку, молярна маса еквівалента речовини *X* чисельно дорівнює відношенню маси речовини *X* до відповідної хімічної кількості еквівалента речовини X:

$$M\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]=\frac{m(X)}{n\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]}.$$

Хімічна кількість еквівалента речовини X - $n\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$ - *величина, чисельно рівна відношенню маси речовини X до молярної маси його еквівалента.* Одиниця виміру - моль.

Молярний ***об'єм еквівалента газу X*** - $V_m\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$ - *об'єм одного моля еквівалента газоподібної речовини X.* Одиниця виміру - л/моль або $м^3$/моль.

Молярний об'єм еквівалента газу X пов'язаний з молярним об'ємом газу X співвідношенням:

$$V_m\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]=\frac{V_m(X)}{z^*}.$$

У той же час молярний об'єм еквівалента газу X чисельно дорівнює відношенню об'єму газу X до відповідної хімічної кількості речовини:

$$V_m\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]=\frac{V(X)}{n\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]}.$$

Приклад 1. Визначити число еквівалентності, фактор еквівалентності, еквівалент і молярну масу еквівалента фосфорної кислоти в реакції:

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 + 2H_2O.$$

Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності z^*. У даній реакції від однієї молекули H_3PO_4 відщеплюється 2 іони H^+ або, інакше кажучи, одній молекулі кислоти еквівалентні (хімічно відповідають) 2 іони H^+. Тому число еквівалентності z^* у даній реакції дорівнює 2.

2) Знаходимо фактор еквівалентності й визначаємо еквівалент кислоти.

За визначенням $f_{екв}=\frac{1}{z^*}=\frac{1}{2}$.

Це визначає, що одному іону H^+ у даній реакції відповідає 1/2 частина (половина) молекули кислоти, що і є в даній реакції її хімічним еквівалентом.

3) Знаходимо молярну масу еквівалента кислоти:

$$M\left[\frac{1}{z^*}(H_3PO_4)\right]=\frac{M(H_3PO_4)}{2}=\frac{98}{2}=49г/моль.$$

Приклад 2. Визначити еквівалент і розрахувати молярну масу еквівалента гідроксиду хрому (III) у реакції:

$$2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$

Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності $Cr(OH)_3$:

2 часткам $Cr(OH)_3$ відповідають 6 іонів H^+,

1 частці - " - x іонів, звідки x = 3.

Виходить, число еквівалентності гідроксиду хрому z^* у даній реакції дорівнює 3.

2) Знаходимо фактор еквівалентності $Cr(OH)_3$ і обумовлений його хімічний еквівалент:

3 іонам H^+ еквівалентна 1 частка $Cr(OH)_3$,

1 іону H^+ - " - y часток, звідки y = 1/3.

Це значить, що в даній реакції еквівалентом гідроксиду хрому (III) є умовна частка - 1/3 частина його формульної одиниці.

3) Розрахуємо значення молярної маси еквівалента $Cr(OH)_3$:

$$M\left[\frac{1}{3}(Cr(OH)_3)\right]=\frac{M(Cr(OH)_3)}{3}=34{,}33г/моль.$$

Приклад 3. Визначити еквівалент і розрахувати молярну масу еквівалента гідроксиду марганцю (II) у реакції:

$$2Mn(OH)_2+12KOH+5Cl_2 \rightarrow 2KMnO_4+10KCl+8H_2O.$$

Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності для $Mn(OH)_2$:

Оскільки у формульній одиниці цього гідроксиду міститься атом марганцю в ступені окислювання +2, а у формульній одиниці $KMnO_4$ - у ступені окислювання +7, робимо висновок, що 1 частці $Mn(OH)_2$ відповідають 5 електронів. Виходить, число еквівалентності гідроксиду дорівнює 5.

2)Знаходимо фактор еквівалентності гідроксиду й визначаємо його хімічний еквівалент: $f_{екв} = \frac{1}{z^*} = \frac{1}{5}$.

Це визначає, що в даній реакції еквівалентом гідроксиду марганцю (II) є умовна частка - 1/5 частина його формульної одиниці.

3)Розрахуємо значення молярної маси еквівалента гідроксиду:

$$M\left[\frac{1}{5}(Mn(OH)_2)\right] = \frac{M(Mn(OH)_2)}{5} = \frac{89г/моль}{5} = 17{,}8г/моль.$$

Приклад 4. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярної маси еквівалента сульфату алюмінію в реакції:

$$Al_2(SO_4)_3+3Pb(NO_3)_2=2Al(NO_3)_3+3PbSO_4.$$

Рішення:

Знаходимо число еквівалентності $A1_2(SO_4)_3$.

У даній реакції обміну не приймають участі іони Н+. У цьому випадку приймаються до уваги інші іони з постійним зарядом, рівним +1 або -1. У нашому прикладі це іони NO_3^-. З рівняння реакції видно, що одній частці $A1_2(SO_4)_3$ еквівалентні 6 іонів NO_3^-, тобто число еквівалентності z^* для сульфату алюмінію дорівнює шести.

2) Знаходимо фактор еквівалентності й визначаємо еквівалент:

6 іонам NO_3^- відповідає 1 частка $A1_2(SO_4)_3$,

1 іону - " - x часток, звідки x = 1/6.

Це значить, що в даній реакції обміну хімічним еквівалентом сульфату алюмінію є умовна частка - 1/6 частина його формульної одиниці.

3) Розрахуємо значення молярної маси еквівалента:

$$M\left[\frac{1}{6}(A1_2(SO_4)_3)\right] = \frac{M(A1_2(SO_4)_3)}{6} = 57г/моль.$$

Приклад 5. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярного об'єму еквіваленту сірководню в реакції:

$$H_2S^{-2}+8HNO_3 \rightarrow H_2S^{+6}O_4+8NO_2+4H_2O.$$

Рішення:

1) Знаходимо число еквівалентності H_2S. Оскільки в молекулі сірководню ступінь окислювання сірки дорівнює -2, а в молекулі сірчаної кислоти вона дорівнює +6, робимо висновок, що 1 молекулі H_2S відповідають 8 електронів. Це значить, що число еквівалентності (z^*) сірководню в даній реакції дорівнює 8.

2) Знаходимо фактор еквівалентності сірководню й визначаємо його еквівалент:

8 електронам відповідає 1 молекула H_2S,

1 електрону - " - x молекул, звідки $x = 1/8$.

Це визначає, що хімічним еквівалентом сірководню в даній реакції є умовна частка - восьма частина його молекули.

3) Знаходимо значення молярного об'єму еквівалента сірководню:

$$V_m\left[\frac{1}{8}(H_2S)\right]=\frac{V_m}{8}=\frac{22{,}4\text{л/моль}}{8}=2{,}8\text{л/моль}.$$

Приклад 6. Невідомий метал масою 10,0 г спалили в кисні й одержали оксид металу масою 18,89 г. Визначити метал.

Рішення:

Запишемо загальну схему реакції:

$$Me^0+O_2^0 \rightarrow Me_2^{+x}O_x^{-2}.$$

Відповідно до закону еквівалентів хімічна кількість еквівалента металу дорівнює хімічній кількості еквівалента кисню:

$$n\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]=n\left[\frac{1}{z^*}(O_2)\right]\Rightarrow\frac{m(Me)}{M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]}=\frac{m(O_2)}{M\left[\frac{1}{z^*}(O_2)\right]}.$$

Тут: $m(Me)$ - маса металу, що вступив у реакцію;

$m(O_2)$ - маса кисню, що вступив у реакцію;

$M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]$ - молярна маса еквівалента металу;

$M\left[\frac{1}{z^*}(O_2)\right]$ - молярна маса еквівалента кисню.

1) Знайдемо масу кисню, що вступив у реакцію: $m(O_2)$ = m(оксиду) - m(металу) = 18,89 г - 10,0 г = 8,89 г.

2) Знайдемо молярну масу еквіваленту молекулярного кисню. При утворенні оксиду кожна молекула кисню приєднує 4 електрони й перетворюється в 2 оксид-іона: $O_2^0 + 4\bar{e} \rightarrow 2O^{-2}$.

Тоді: 4 електронам відповідає 1 молекула O_2,

1 електрону - " - x молекул, звідки x = 1/4.

Це визначає, що хімічним еквівалентом кисню в даній реакції є умовна частка - четверта частина молекули. Знайдемо значення молярної маси еквівалента кисню:

$$M\left[\frac{1}{4}(O_2)\right] = \frac{M(O_2)}{4} = \frac{32}{4} = 8 г/моль.$$

3) Підставимо числові значення величин у вираження закону еквівалентів:

$$M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right] = \frac{m(Me)\cdot M\left[\frac{1}{z^*}(O_2)\right]}{m(O_2)} = \frac{10\cdot 8}{8{,}89} = 9 г/моль.$$

4) Для металу число еквівалентності z* дорівнює ступеню його окиснення у сполуки. Оскільки $M(Me) = M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]\cdot z^*$, то при

$z^*=1$ M(Me) = 9 г/моль;

$z^*=2$ M(Me) = 18 г/моль;

$z^*=3$ M(Me) = 27 г/моль;

Одновалентного металу з молярною масою 9 г/моль і двовалентний метал з молярною масою 18 г/моль не існує. Тривалентний метал з молярною масою 27 - алюміній (Al).

Приклад 7. При розчиненні в кислоті металу масою 9,58 г виділився водень об'ємом 6,72 л (н.у.). Визначити метал.

Рішення:

$$Me^0 + nH^+ \rightarrow Me^{n+} + \frac{n}{2}H_2^0.$$

Відповідно до закону еквівалентів, кількість речовини еквівалента металу дорівнює кількості речовини еквівалента водню. Отже,

$$\frac{m(Me)}{M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]} = \frac{V(H_2)}{V\left[\frac{1}{z^*}(H_2)\right]}.$$

Тут: $m(Me)$ - маса металу;

$V(H_2)$ - об’єм водню;

$M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]$ - молярна маса еквівалента металу;

$V\left[\frac{1}{z^*}(H_2)\right]$ - молярний об’єм еквівалента водню.

1) Розрахуємо значення молярного об'єму еквівалента водню. Оскільки молекула водню утвориться за схемою: $2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2^0$ то міркуємо так:

2 електронам відповідає 1 молекула H_2,

1 електрону відповідає *x* молекул, звідки x=1/2.

Таким чином, еквівалентом водню в даній реакції є умовна частка - половина його молекули. Тому молярний об'єм еквівалента водню буде дорівнювати:

$$V_m\left[\frac{1}{2}(H_2)\right] = \frac{V_m}{2} = \frac{22{,}4 л/моль}{2} = 11{,}2 л/моль.$$

2) Підставимо значення величин у вираження закону еквівалентів, знайдемо молярну масу еквівалента металу й визначимо метал.

$$M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right] = \frac{m(Me)\cdot V_m\left[\frac{1}{z^*}(H_2)\right]}{V(H_2)} = \frac{9{,}58\cdot 11{,}2}{6.72} = 15{,}97 г/моль.$$

Оскільки $M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right] = \frac{M(Me)}{z^*}$, то молярна маса металу буде виражатися:

$$M(Me) = M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]\cdot z^*,$$

Де z^*=1, 2 або 3 (Див. приклад 6).

При z^*=1 M(Me)= 15,97 г/моль,

при z^*=2 M(Me)= 31,94 г/моль,

при z^*=3 M(Me)= 47,9 г/моль.

Одне- і двовалентного металів зі знайденими значеннями молярних мас не існує, тривалентний метал з молярною масою 47,9 г/моль - титан (Ti).

Приклад 8. Із хлориду невідомого металу масою 18,34 г отриманий нітрат цього ж металу масою 23,64 г. Визначити метал.

Рішення:

1) Оскільки хімічна кількість еквівалента хлориду металу дорівнює хімічній кількості еквівалента його нітрату, то:

$$\frac{m(Me^{+x}Cl_x^-)}{M\left[\frac{1}{z^*}(MeCl_x)\right]}=\frac{m(Me^{+x}(NO_3)_x)}{M\left[\frac{1}{z^*}(Me(NO_3)_x)\right]}.$$

При рішенні подібних завдань необхідно пам'ятати, що молярна маса еквівалента складної речовини дорівнює сумі молярних мас еквівалентів його складових частин. Допустимо, що молярна маса еквівалента невідомого металу дорівнює *x* г/моль. З огляду на, що молярна маса еквівалента хлорид-аніона $C1^-$ = 35,5 г/моль, а молярна маса еквівалента нітрат-аніона NO^- дорівнює 62 г/моль і підставивши значення величин у вираження закону еквівалентів, одержимо:

18,34/ (x+ 35,5) = 23,64 / (x + 62), звідси x = 56,5 г/моль.

2) Визначимо метал.

Оскільки $M\left[\frac{1}{z^*}(Me)\right]=\frac{M(Me)}{z^*}$,

де z^* - ступінь окислювання металу в сполукі, то при z^* = 1* M(Me) = 56,2 г/моль – метал не існує;
при z^* = 2* M(Me) = 56,2 г/моль · 2 =112,4 г/моль – метал кадмій (Cd);

Закон Авогадро

У рівних об'ємах різних газів при однакових зовнішніх умовах (тиску й температурі) міститься однакове число молекул.

При рішенні завдань використовуються 3 наслідки із цього закону.

1) За нормальних умов - тиску 101,325 кПа й температури 0 °С або 273 К 1 моль будь-якого газу займає об'єм, приблизно рівний 22,4 л. Він називається *молярним об'ємом газу за нормальних умов* і позначається $V°_m$ Одиниці виміру - л/моль або $м^3$/моль.

Молярний об'єм газу чисельно дорівнює відношенню об'єму газу до відповідної хімічної кількості цієї речовини:

$$V_m=\frac{V(X)}{n(X)}.$$

2) Відносна щільність газу *X* по газу Y - $D_y(X)$- безрозмірна величина, рівна відношенню молярних мас даних газів:

$$D_Y(X)=\frac{M(X)}{M(Y)}.$$

Вона показує, у скільки разів газ *X* легше або важче газу Y, якщо їхні об'єми однакові. Наприклад, відносна щільність аміаку по водню:

$$D_{H_2}(NH_3)=\frac{M(NH_3)}{M(H_2)}=\frac{17г/моль}{2г/моль}=8{,}5.$$

Якщо потрібно знайти значення відносної щільності газу (X) по повітрю, то молярну масу газу *X* ділять на середню молярну масу повітря *M* (сер.), рівну 29 г/моль. Наприклад, відносна щільність хлороводню по повітрю

$$D_{пов.}(HCl)=\frac{M(HCl)}{M_{пов.}(сер.)}=\frac{36{,}5г/моль}{29г/моль}=1{,}259.$$

Середньою молярною масою газової суміші ($M_{сер}$) називають масу суміші, обсяг якої при н.у. дорівнює 22,4 л. Вона пов'язана з молярними масами газів співвідношенням:

$M_{сер.}(суміші)=\varphi(X)\cdot M(X)+\varphi(Y)\cdot M(Y).$

Тут $\varphi(X)$ *і* $\varphi(Y)$ - об'ємні частки газів у суміші, M(X) і M(Y) – молярні маси газів. Об'ємна частка газу (φ) у суміші - величина рівна відношенню обсягу газу *X* до обсягу суміші. Як і масова частка, вона може виражатися в частках одиниці або у відсотках.

3) Густина газу (ρ) - величина, чисельно дорівнює відношенню його молярної маси до молярного об'єму:

$$\rho(X)=\frac{M(X)}{V_m}.$$

Наприклад, густина повітря при н.у. дорівнює:

$$\rho(пов.)=\frac{M_{пов.}(сер.)}{V_m}=\frac{29г/моль}{22{,}4л/моль}=1{,}295г/л.$$

Закон Бойля - Маріотта

При постійній температурі об'єм даної порції газу обернено пропорційний його тиску.

Це значить, що при збільшенні тиску газу в певне число раз його об'єм зменшується в стільки ж разів. Тому добуток тиску газу на його об'єм при постійній температурі є величиною постійної:

$$p_1V_1=p_2V_2=const.$$

Приклад 9. При тиску 98,5 кПа об'єм газу дорівнює 10,4 л. Обчислити значення об'єму даної порції газу при тиску 162,6 кПа.

Рішення:

З рівняння Бойля-Маріотта виразимо V; і знайдемо його значення:

$$V_2=\frac{p_1V_1}{p_2}=\frac{98{,}5\cdot 10{,}4}{162{,}6}=6{,}3л.$$

Закон Гей-Люсака

При постійному тиску об'єм даної порції газу прямо пропорційний його абсолютній температурі.

Це значить, що при збільшенні абсолютної температури газу в певне число раз його об'єм збільшується в стільки ж разів. Тому відношення об'єму газу до його абсолютної температури при постійному тиску є постійною величиною:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{const}.$$

Приклад 10. При температурі 18 ^{0}C об'єм газу дорівнює 6,72 л. Обчислити значення об'єму даного газу при температурі 118 ^{0}C.

Рішення:

1) Розрахуємо абсолютні значення температури:
   а) $T_1 = t_1 + 273 = 18 + 273 = 291$ K;
   б) $T_2 = t_2 + 273 = 118 + 273 = 391$ K
2) З рівняння Гей-Люсака виразимо V_2 і розрахуємо його значення:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{6{,}72 \cdot 391}{291} = 9{,}03 \text{л}.$$

Об'єднаний газовий закон

Добуток величини тиску даної порції газу на величину його об'єму, віднесене до значення абсолютної температурив, є величина постійна

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p_1 V_1}{T_1} = \text{const}.$$

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона.* Його часто використовують для розрахунку об'єму газу при нормальних умовах, якщо відомо його значення при інших умовах.

Приклад 11. При температурі 45 °C и тиску 68,8 кПа об'єм газу дорівнює 120,4 л. Обчислити значення об'єму газу при нормальних умовах.

Рішення:

З рівняння об'єднаного газового закону виразимо V_0 і розрахуємо його значення:

$$V_0 = \frac{T_0 p_1 V_1}{p_0 T_1} = \frac{273 \cdot 68{,}8 \cdot 120{,}4}{101{,}3 \cdot 318} = 70{,}2 \text{л}.$$

Якщо хімічна кількість газу дорівнює 1 моль, то значення дробу $\frac{pV}{T}$ є постійною величиною й називається універсальної газової постійної (R). У випадку, коли тиск газу виражається в кПа, а об'єм - у літрах, то R приймає значення, рівне 8,314 Дж/(моль · К). З урахуванням цього для 1 моль газу можна записати:

$$\frac{pV}{T} = R \text{ або } pV = RT.$$

Якщо ж хімічна кількість газоподібної речовини дорівнює *n* моль, то

$$pV = nRT.$$

Це рівняння називається *рівнянням Клапейрона - Менделєєва.*

З огляду на те, що $n = \frac{m}{M}$, дане рівняння можна записати у вигляді

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

Воно зв'язує математично тиск газу, його об'єм, масу й температуру. Дане рівняння дозволяє обчислити кожну із вхідних до нього величин, якщо відомі інші величини.

Приклад 12. Обчислити значення молярної маси речовини, якщо його пари масою 2,6 г при температурі 87 ^{0}С и тиску 83,2 кПа займають об'єм, рівний 1200 мл.

Рішення:

З рівняння Клапейрона-Менделєєва виразимо М розрахуємо її значення:

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{2{,}6 \cdot 8{,}314 \cdot 360}{83{,}2 \cdot 1{,}2} = 78 г/моль.$$

Закон парціальних тисків газів

Загальний тиск суміші газів, що не вступають у хімічну взаємодію, дорівнює сумі парціальних тисків кожного з них:

$$P_{(суміші)} = p_{(1)} + p_{(2)} + ... + p_{(n)}.$$

Парціальний тиск газу (р) *- тиск, що створював би цей газ, якби він один за тих самих умов займав весь об'єм газової суміші.*

Парціальний тиск газу в суміші пропорційно його об'ємній частці:

Приклад 12. Загальний тиск суміші, що складає з азоту масою 14 г і кисню масою 8 г, дорівнює 155 кПа. Обчислити значення парціальних тисків газів у суміші.

Рішення:

Оскільки в суміші об'ємні частки газів чисельно рівні їхнім мольним часткам, то в цьому випадку парціальні тиски газів будуть пропорційні їхнім мольним часткам.

1) Розрахуємо хімічну кількість кожного з газів:

$$n(N_2) = \frac{14г}{28г/моль} = 0{,}5моль;$$

$$n(O_2) = \frac{8г}{32г/моль} = 0{,}25моль.$$

2) Розраховуємо значення молярних часток газів у суміші:

$$\chi(N_2)=\frac{n(N_2)}{n(\text{суміші})}=\frac{0{,}5\text{моль}}{0{,}75\text{моль}}=0{,}666.$$

Відповідно, молярна доля кисню $\chi(O_2)$ дорівнює:

$$\chi(O_2)=1-0{,}666=0{,}334.$$

3) Розраховуємо значення порціальних тисків газів:

$$p(N_2)=\chi(N_2)\cdot P_{(\text{суміші})}=0{,}666\cdot 155\text{кПа}=103{,}23\text{кПа};$$

$$p(O_2)=\chi(O_2)\cdot P_{(\text{суміші})}=0{,}334\cdot 155\text{кПа}=51{,}77\text{кПа}.$$

Приклад 13. У посудині об'ємом 6 л змішали кисень об'ємом 3,5 л, що перебував під тиском 125 кПа, і азот об'ємом 5,5 л, що перебував під тиском 105 кПа. Обчислити парціальні тиски газів і загальний тиск отриманої суміші.

Рішення:

1) По рівнянню Бойля-Маріотта розрахуємо нові тиски газів після їхнього змішування (тобто парціальні тиски):

$$p_2(O_2)=\frac{p_1(O_2)\cdot V_1(O_2)}{V_2}=\frac{125\cdot 3{,}5}{6}=72{,}92\text{кПа};$$

$$p_2(N_2)=\frac{p_1(N_2)\cdot V_1(N_2)}{V_2}=\frac{105\cdot 5{,}5}{6}=96{,}25\text{кПа}.$$

2) Знайдемо загальний тиск суміші:

$$P_{(\text{суміші})}=P_{(1)}+P_{(2)}=72{,}92\text{ кПа}+96{,}25\text{ кПа}=169{,}17\text{ кПа}.$$

Приклад 14. У балоні об'ємом 44,5 л при температурі 19 ^{0}С міститься кисень масою 27,2 г, вуглекислий газ масою 55,0 г і азот невідомої маси. Обчислити значення маси азоту в суміші, якщо її тиск дорівнює 139,05 кПа.

Рішення:

1) З рівняння Клапейрона - Менделєєва виразимо тиск і розрахуємо його значення для кисню й вуглекислого газу:

$$p=\frac{mRT}{MV};$$

$$p(O_2)=\frac{27{,}2\cdot 8{,}314\cdot(273+19)}{44{,}5\cdot 32}=46{,}35\text{кПа}.$$

$$p(CO_2)=\frac{55\cdot 8{,}314\cdot(273+19)}{44{,}5\cdot 44}=68{,}16\text{кПа}.$$

2) Розраховуемо порціальний тиск азоту в суміщі:

$$p(N_2)=P_{(\text{суміші})}-p(CO_2)-p(O_2)=139{,}05-68{,}16-46{,}35=24{,}5\text{кПа}.$$

3) Розраховуємо значення маси азоту в суміші:

$$m(N_2)=\frac{pVM}{RT}=\frac{24{,}5\cdot 44{,}5\cdot 28}{8{,}31\cdot(273+19)}=12{,}58г.$$

Приклад 15. У газометрі над водою при температурі 25 °С утримується кисню об'ємом 5,2 л під тиском 102,455 кПа. Розрахувати значення об'єму сухого кисню в газометрі при н.у., якщо тиск насиченої водяної пари при 25 ^{0}С дорівнює 3,164 кПа.

Рішення:

1) Розрахуємо значення парціального тиску чистого кисню в суміші:

$$p(O_2)=P_{(суміші)}-p(H_2O)=102{,}455-3{,}164=99{,}291кПа.$$

2) З рівняння обєднаного газового закону виразимо V_0 та розрахуємо його значення:

$$V_0=\frac{T_0p_1V_1}{p_0T_1}=\frac{273\cdot 99{,}291\cdot 5{,}2}{101{,}3\cdot(273+25)}=4{,}67л.$$

Питання для самостійної підготовки

1. Сформулюйте визначення понять: хімічний елемент, атом, молекула, іон, речовина.
2. Скільки хімічних елементів відомо в цей час? У чому полягають розходження між хімічним елементом і простою речовиною? Які характеристики властиві елементу, а які - простій речовині?
3. Що характеризують відносна атомна й відносна молекулярна маси? Що є атомною одиницею маси? Яке значення вона приймає і як позначається?
4. Чому число простих речовин (~ 550) набагато більше числа відомих хімічних елементів? Чим обумовлене явище аллотропії?
5. Чим відрізняються речовини молекулярної будови від речовин немолекулярної будови? Які фізичні властивості властиві тим чи іншим речовинам? Які частки є їхніми структурними одиницями?
6. Чим визначається хімічна кількість речовини? Сформулюйте визначення поняття моль. Який фізичний зміст постійної Авогадро й чому дорівнює її значення?
7. Що являє собою молярна маса речовини? Як вона пов'язана з масою речовини і його хімічною кількістю? Які значення приймає молярна маса й у яких одиницях вона виражається?
8. Що таке молярний об'єм газу? Як він пов'язаний з об'ємом газу і його хімічною кількістю? Чому в різних газах при однакових умовах значення молярного об'єму приблизно однакове?
9. Сформулюйте закон збереження маси речовини. Як можна інтерпретувати цей закон з погляду атомно-молекулярного навчання?
10. Сформулюйте закон сталості складу речовини. До яких речовин він застосовний і чому? Які речовини відносяться до речовин постійного, а які - до речовин змінного складу? Приведіть приклади.

11. Чим відрізняються емпіричні (найпростіші) формули речовин від молекулярних (істинних) формул?
12. Сформулюйте закон еквівалентів. Дайте визначення поняттям еквівалент, число еквівалентності, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента, молярний об'єм еквівалента.
13. Які частки називаються реальними, а які - умовними? Приведіть приклади.
14. Чому еквівалентами того самого речовини можуть бути різні частки? Поясните на конкретних прикладах.
15. Чому молярна маса еквівалента тієї самої речовини може мати різні значення?
16. Сформулюйте закон Авогадро. До речовин у якому агрегатному стані він може застосовуватись і чому?
17. Сформулюйте найважливіші наслідки із закону Авогадро. Які умови вважаються нормальними й чому дорівнює молярний об'єм газу при цих умовах? У яких одиницях він виражається?
18. Що характеризує відносна густина одного газу по іншому газі? Як розраховується густина газу і який її фізичний зміст?
19. Що характеризує середня молярна маса суміші газів? Як вона розраховується? Чому дорівнює середня молярна маса повітря?
20. Сформулюйте закони Бойля - Маріотта й Гей-Люсака, запишіть їхні математичні вирази.
21. Сформулюйте об'єднаний газовий закон і запишіть його математичний вираз. У яких розрахунках він використовується?
22. Запишіть рівняння Клапейрона - Менделєєва. Який фізичний зміст універсальної газової сталої? Які значення вона може приймати й від чого залежить її величина?
23. Який тиск називається парціальним тиском газу? Як воно пов'язане із загальним тиском газової суміші? Сформулюйте закон парціальних тисків газів.

Завдання для розрахунку

1. Газ об'ємом 9,52 л при нормальних умовах має масу 18,7 г. Обчислити значення маси однієї молекули даного газу.
2. Молекула речовини має масу, рівну $1{,}628 \cdot 10^{-25}$ кг. Визначити значення маси цієї речовини, якщо його хімічна кількість дорівнює 0,35 моль.
3. Чому дорівнює хімічна кількість речовини, якщо його маса дорівнює 19,6 г, а маса однієї молекули цієї речовини дорівнює $1{,}628 \cdot 10^{-25}$ кг?
4. Скільки молекул міститься в бензолі масою 0,78 г; в оксиді сірки (IV) масою 0,64 г; в аміаку об'ємом 3,36 л при н.у.?
5. Скільки атомів міститься в пропані об'ємом 4,48 л (н.у.); оксиді фосфору (V) масою 28,4 г; воді масою 3,6 г; озоні об'ємом 13,44 л (н.у.); мідному купоросі, якщо його хімічна кількість дорівнює 0,55 моль?

6. Скільки іонів міститься в сульфаті амонію масою 26,4 г; у гідрокарбонаті кальцію масою 16,2 г; у нітраті гідроксобарію масою 21,6 г; в ацетаті магнію, якщо його хімічна кількість дорівнює 0,835 моль?
7. Газ, відносна щільність якого по повітрю дорівнює 0,6, міститься в ємності об'ємом 20 л при температурі 20 ^{0}С и тиску 1,038 · 10^5 Па. Обчислити значення маси газу.
8. Визначити масу парів толуолу в приміщенні об'ємом 30,0 м^3 при температурі 25 ^{0}С , якщо їх тиск дорівнює 2972 Па.
9. Обчислити масу вапняку, при прожарюванні якого виділиться вуглекислий газ, що займає об'єм, рівний 25,0 л при температурі 15 ^{0}С и тиску 104000 Па.
10. Зі зразка технічного хлорату калію масою 5,0 г був отриманий кисень, об'єм якого при температурі 20 ^{0}С и тиску 111,9 кПа дорівнює 0,7 л. Обчислити значення масової частки домішки у вихідному зразку хлорату калію.
11. Після вибуху суміші водню з киснем загальним об'ємом 0,02 л (н.у.) залишився кисень об'ємом 0,0032 л (н.у.). Обчислити значення об'ємних часток газів у вихідній суміші.
12. Зі скількох атомів складаються молекули ртуті, якщо значення відносної густині її парів по повітрю дорівнює 6,92?
13. При деякій температурі густина парів сірки по азоту дорівнює 9,14. Зі скількох атомів складається молекула сірки при зазначеній температурі?
14. У балоні місткістю 12,0 л перебуває кисень під тиском 1,52 · 10^7 Па та при температурі 19 ^{0}С. Який об'єм займе кисень при н.у.? Чому дорівнює маса газу в балоні?
15. Сталевий балон наповнений азотом під тиском 1,2·10^7 Па при температурі 17 ^{0}С. Гранично припустимий тиск, що витримує балон, дорівнює 2,0·10^7 Па. Яка максимальна температура, до якої можна нагріти балон?
16. У ємності об'ємом 3,0 л, з якого було попередньо викачане повітря, при температурі 27 ^{0}С ввели водень об'ємом 0,25 л і азот об'ємом 1,2 л, що перебували при н.у. Обчислити тиск усередині ємності.
17. Газоподібний вуглеводень масою 26,2 г змішаний з гелієм, об'ємна частка якого в отриманій суміші дорівнює 10 %. При температурі 27 °С та тиску 1,21·10^5 Па дана суміш займає об'єм, рівний 20 л. Визначити формулу вуглеводню, що міститься в суміші.
18. У повітрі парціальні тиски газів рівні: азоту - 79034 Па; кисню - 21279 Па; аргону - 983 Па; вуглекислого газу - 30 Па. Обчислити значення об'ємних часток цих газів у повітрі.
19. Невідомий газ сполуки $ЭН_3$ масою 0,855 г при температурі 26 ^{0}С и тиску 98,45 кПа займає об'єм, рівний 0,277 л. Обчислити значення масової частки елемента Э в газі.
20. Відносна густина газоподібної речовини по кисню дорівнює 0,875. Обчислити масу даної речовини, якщо:
    а) його об'єм при температурі 22 ^{0}С та тиску 105,5 кПа складає 18,2 л;

б) його хімічна кількість дорівнює 0,6 моль;
в) число його молекул дорівнює $1,55 \cdot 10^{22}$.

21. Обчислити значення об'єму (н.у.) еквімолярной суміші водню з киснем, у якій маса водню дорівнює 10 г.
22. Обчислити значення маси атома елемента X, якщо газоподібна проста речовина X_2 масою 14,2 г при температурі 35 °С та тиску 102,38 кПа займає об'єм, рівний 5,0 л.
23. Який об'єм при температурі 27 ^{0}С и тиску $1 \cdot 10^5$ Па займає газ масою 1,0 г, якщо значення його відносної густини по водню дорівнює 32?
24. Об'ємна частка сірководню в суміші з невідомим галогеноводнем дорівнює 0,2, а масова частка водню (елемента) у суміші дорівнює 1,676 %. Обчислити значення щільності даної суміші при н.у.
25. Суміш метану, чадного газу й етану загальним об'ємом 100 мл (н.у.) спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ об'ємом 160 мл (н.у.) і вода масою 0,161 г. Обчислити значення відносної щільності вихідної суміші по повітрю.
26. Суміш пропану, метану й оксиду вуглецю (II) загальним об'ємом 0,5 л (н.у.) спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворився вуглекислий газ об'ємом 0,65 л (н.у.). Обчислити значення об'ємної частки пропану у вихідній суміші.
27. Розрахувати значення об'єму повітря (н.у.), необхідного для повного згоряння суміші водню з ацетиленом загальним об'ємом 120 л (н.у.), якщо відносна густина даної суміші по водню дорівнює 2,09.
28. Суміш метану, етилену та ацетилену спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ об'ємом 8,96 л (н.у.) і вода масою 9,0 г. Обчислити значення маси вихідної суміші.
29. Маса колби ємністю 222 мл, заповненої невідомим газом при температурі 17 ^{0}С и тиску 100,22 кПа, дорівнює 47,876 г. Маса цієї ж колби, заповненої повітрям за тих самих умов, дорівнює 47,608 г. Обчислити значення молярної маси невідомого газу.
30. Маса колби, заповненої невідомим газом при температурі 19 °С и тиску 102,135 кПа, дорівнює 52,48 г. Маса цієї ж колби, заповненої за тих самих умов повітрям, дорівнює 52,91 г. Маса колби, заповненою водою, дорівнює 346 г. Обчислити значення молярної маси невідомого газу.
31. У суміші газів їхні об'ємні частки рівні: вуглекислого газу - 20 %; чадного газу - 15 %; водню - 30 %; водяної пари - 35 %. Обчислити значення маси даної суміші, якщо її об'єм при температурі 25 ^{0}С и тиску 100,1 кПа дорівнює 1 л.
32. У ємності об'ємом 6,0 л змішали водень об'ємом 2,0 л, що перебував під тиском 125 кПа, з метаном об'ємом 8,0 л, що перебував під тиском 135 кПа. Обчислити значення тиску отриманої суміші. Чому дорівнює її відносна густина по гелію?
33. У суміші вуглекислого та чадного газів їхні парціальні тиски рівні, відповідно 185,5 кПа та 15,5 кПа. Обчислити значення об'єму, що буде

займати зазначена суміш масою 25,0 г при температурі 100 ^{0}С та тиску 105,5 кПа.

34. У закритій ємності об'ємом 0,5 м^3 при температурі 20 ^{0}С знаходиться суміш, що складається з вуглекислого газу масою 0,2 кг, кисню масою 0,4 кг та метану масою 0,15 кг. Обчислити значення парціальних тисків газів у суміші.
35. У газометрі над водою при температурі 20 ^{0}С и тиску 98500 Па знаходиться кисень об'ємом 8,0 л. Який об'єм водню (н.у.) прореагує з киснем з газометра, якщо тиск насиченої водяної пари при 20 ^{0}С дорівнює 2335 Па?
36. У ємності об'ємом 8,0 л була приготовлена суміш із азоту об'ємом 5 л, що знаходився під тиском 150 кПа, і кисню об'ємом 10 л. Під яким тиском перебував кисень до приготування суміші, якщо її загальний тиск дорівнює 125 кПа?
37. Невідомий метал розчинили в надлишку соляної кислоти, у результаті чого утворилася сіль масою 2,72 г і виділився газ, об'єм якого при температурі 19 ^{0}С и тиску 104 кПа склав 4,667 л. Визначити метал і обчислити значення його маси.
38. Метал масою 4,8 г витиснув з розчину сірчаної кислоти водень об'ємом 4,104 л, зібраний над водою при температурі 27 ^{0}С и тиску 104,3 кПа. Обчислити значення маси солі, що утворилась при цьому, якщо тиск насиченої водяної пари при зазначеній температурі дорівнює 2,3 кПа.
39. Метал масою 0,604 г витиснув з розчину кислоти водень об'ємом 581 мл, зібраний над водою при температурі 18 ^{0}С та тиску 105,6 кПа. Визначити вихідний метал, якщо тиск насиченої водяної пари при зазначеній температурі дорівнює 2,1 кПа.
40. Розрахувати значення молярної маси еквівалента металу й визначити метал, якщо його масова частка в оксиді дорівнює 60 %.
41. Невідомий метал масою 11,20 г утворить хлорид масою 24,75 г. Обчислити масу даного металу, необхідного для одержання водню об'ємом 25,00 л при температурі 22 ^{0}С и тиску 98,8 кПа.
42. На відновлення оксиду деякого металу масою 3,6 г витрачений водень, об'єм якого при температурі 25 ^{0}С и тиску 98,55 кПа дорівнює 1982 мл. Обчислити значення молярної маси еквівалента металу та визначити метал.
43. Оксид невідомого металу масою 0,80 г перетворили в сульфат цього ж металу масою 2,68 г. Розрахувати масу хлориду металу, яку можна одержати з вихідного оксиду масою 10 г.
44. Визначити еквівалент, розрахувати значення молярної маси й молярного об'єму еквівалента (н.у.) сірководню в кожній з реакцій:
    а) $Al_2(SO_4)_3+12KOH = 2K_3[Al(OH)_6] + 3K_2SO_4$;
    б) $Al_2(SO_4)_3+Al(OH)_3 = 3Al(OH)SO_4$;
    в) $Al_2(SO_4)_3+2KOH = 2Al(OH)\ SO_4 + 3K_2SO_4$;
    г) $H_2S + 3H_2SO_4 = 4H_2O + 4SO_2$;

45. Визначити еквівалент і розрахувати значення молярної маси еквівалента сульфату алюмінію в кожній з реакцій:
    а) $2H_2S + (CuOH)_2SO_4 = 2CuS + H_2SO_4 + 2H_2O$;
    б) $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$;
    в) $2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$;
    г) $H_2S + 3H_2SO_4 = 4H_2O + 4SO_2$;
46. Розрахувати значення хімічної кількості еквівалента фосфорної кислоти в кожній з реакцій, якщо її маса в кожному випадку дорівнює 19,6 г:
    а) $4H_3PO_4 + Ca_3(PO_4)_2 = 3Ca(H_2PO_4)$;
    б) $2H_3PO_4 + (Ca_3OH)_3PO_4 = 3CaHPO_4 + 3\ H_2O$.
47. Для осадження всього хлору, що містився в хлориді металу масою 0,666 г, витрачений нітрат срібла масою 1,088 г. Обчислити значення молярної маси еквівалента металу та визначити даний метал.
48. Невідомий метал масою 4,086 г витісняє з розчину кислоти водень об'ємом 1,400 л (н.у.). Цей же метал такої ж маси повністю реагує із сіллю свинцю масою 20,707 г. Визначити невідомий метал і обчислити значення молярної маси еквівалента солі свинцю.
49. При пропущенні сірководню через розчин, що містить хлорид невідомого металу масою 13,45 г, утворився осад сульфіду цього ж металу масою 9,55 г. Визначити невідомий метал і обчислити значення об'єму (н.у.) сірководню, що прореагував.
50. Розрахувати значення маси алюмінію, необхідного для повного витиснення ртуті з розчину, у якому хімічна кількість еквівалента нітрату ртуті (I) дорівнює 0,25 моль.
51. При згорянні металу масою 10,0 г утворився оксид цього металу масою 18,88 г. Визначити ступінь окислювання металу в отриманому оксиді.
52. Невідомий метал масою 12,0 г з'єднується з киснем масою 4,8 г. Той же метал масою 5 г з'єднується з одним з галогенів масою 20 г. Визначити хімічні формули оксиду та галогеніду, що утворяться при цьому.
53. У результаті взаємодії оксиду металу із сірчаною кислотою утворилися середня сіль масою 3,92 г і вода масою 0,54 г. Визначити масу нітрату металу, яку можна одержати з вихідного оксиду масою 5,00 г.
54. Метал, молярна маса еквівалента якого дорівнює 27,9 г/моль, витиснув з розчину сірчаної кислоти водень об'ємом 700 мл (н.у.). Обчислити масу металу, що вступив у реакцію, і масу солі, що утворилася.
55. Молярна маса еквівалента деякого елемента дорівнює 24,99 г/моль. Обчислите:
    а) значення масової частки кисню в оксиді цього елемента;
    б) значення об'єму водню (н.у.), необхідного для відновлення зазначеного оксиду масою 4,95 г.
56. Масові частки галогену в галогеніді металу й кисню в оксиді того ж металу рівні відповідно 64,5 % і 15,4 %. Визначити хімічну формулу галогеніду металу.

57. Невідомий метал А масою 13 г витиснув з розчину солі метал Б масою 23,74 г, що, у свою чергу, витиснув з розчину кислоти водень об'ємом 5,03 л при температурі 28 ^{0}С и тиску 99,5 кПа. Визначити метали А и Б.
58. Визначити найпростішу формулу речовини, до складу якого входять натрій (29,11 %), сірка (40,51 %) і кисень.
59. Визначити найпростішу формулу речовини, при повному розкладанні якої утворилися аміак масою 3,4 г, вода масою 3,6 г і вуглекислий газ об'ємом 4,48 л (н.у).
60. Невідому органічну речовину масою 12 г спалили в кисні й одержали вуглекислий газ об'ємом 13,44 л (н.у.) та воду масою 14,4 г. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її парів по водню дорівнює 30.
61. При повному згорянні невідомої речовини масою 7,3 г у кисні були отримані вуглекислий газ масою 17,6 г, вода масою 9,9 г і азот об'ємом 1.12 л (н.у.). Визначити молекулярну формулу речовини, якщо відносна густина її парів по повітрю дорівнює 2,517.
62. Одне з водневих сполук азоту спалили в кисні й одержали воду, маса якої в 1,286 рази більша за масу азоту, що утворився при цьому. Визначити найпростішу формулу вихідної речовини.
63. При термічному розкладанні одного з оксидів марганцю були отримані оксид марганцю Mn_3O_4 масою 22,9 г і кисень об'ємом 2,24 л (н.у.). Визначити найпростішу формулу вихідного оксиду.
64. Густина газоподібного бороводню чисельно дорівнює густині азоту (визначених при однакових умовах). Визначити його хімічну формулу, якщо масова частка бору в ньому дорівнює 78,2 %.
65. В органічній речовині масові частки елементів становлять: вуглецю - 37,21 %; водню - 7,75 %; хлору - 55,04 %. Пари даної речовини масою 1,29 г при температурі 28 °С и тиску 100,05 кПа займають об'єм, рівний 0,5 л. Визначити хімічну формулу речовини.
66. Визначити найпростішу формулу речовини, у якій масові частки елементів рівні: калій - 26,53 %; хром - 35,37 %; кисень - 38,10 %.
67. У невідомій речовині масова частка бору дорівнює 40,3 %, водню - 7,5 % і азоту - 52,2 %. Пари цієї речовини масою 6,78 г при температурі 60 ^{0}С и тиску 101,3 кПа займає об'єм, рівний 2,3 л. Визначите молекулярну формулу сполуки.
68. Невідому сполуку водню з азотом масою 0,24 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вода масою 0,27 г і азот об'ємом 168 мл (н.у.). Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо густина її парів при н.у. дорівнює 1,424 г/л.
69. Невідому органічну речовину масою 0,145 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ масою 0,330 г і вода масою 0,135 г. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її по водню дорівнює 29.
70. Невідому бромвмісну речовину масою 0,752 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ масою 0,352 г і вода

масою 0,144 г. Бром, що міститься у вихідній речовині масою 1,255 г, був повністю переведений у бромід срібла, маса якого виявилася рівної 2,510 г. Визначити молекулярну формулу речовини, якщо відносна густина її парів по кисню дорівнює 5,875.

71. При термічному розкладанні оксиду марганцю (IV) масою 0,435 г виділився кисень і утворився інший оксид марганцю масою 0,382 г. Яка формула отриманого оксиду?
72. Невідому сірковмісну речовину масою 0,222 г спалили в надлишку кисню, у результаті чого утворилися вуглекислий газ масою 0,396 г і вода масою 0,162 г. Вся сірка, що міститься у вихідній речовині масою 0,074 г, була переведена повністю в сульфат барію, маса якого виявилася рівної 0,1165 г. Визначити молекулярну формулу вихідної речовини, якщо відносна густина її парів по повітрю дорівнює 5,1.
73. Який об'єм озонованого кисню, у якому об'ємна частка озону дорівнює 10 %, необхідний для повного спалювання пропану об'ємом 42 л (н.у.)?
74. Сплав міді зі сріблом масою 8,56 г розчинили в надлишку розчину азотної кислоти. З отриманого розчину була виділена суміш нітрату срібла із тригідратом нітрату міді (II) загальною масою 27,6 г. Обчислити значення масових часток металів у вихідній суміші.
75. Масові частки кадмію й цинку в їхньому сплаві рівні відповідно 10 і 90 %. Яка маса цього сплаву повинна бути розчинена в соляній кислоті з метою одержання водню об'ємом 100 л при температурі 19 ^{0}С и тиску 98,455 кПа?

Г Л А В А II

ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Всі речовини діляться на прості й складні. *Простими* називаються речовини, що складаються з атомів одного елемента, а *складними* – ті, що складаються з атомів двох або більше елементів.

Назви простих речовин, як правило, збігаються з назвами відповідних хімічних елементів, наприклад літій, бор, сірка. Виключення становлять: вуглець, назви простих речовин якого - алмаз, графіт, карбін, фуллерен, а також аллотропна модифікація кисню - озон.

Складні неорганічні речовини по складу підрозділяються на двохелементні (бінарні) і багатоелементні сполуки.

Відповідно до принципу систематичної номенклатури, хімічна формула складної речовини розділяється на умовно електропозитивну й умовно електронегативну складові. Перша складова ставиться у формулі ліворуч, а друга - праворуч.

Назва складної речовини читається з права ліворуч, тобто спочатку називається його електронегативна складова у називному відмінку, а потім електропозитивна в родовому відмінку.

Бінарні сполуки

Назви бінарних сполук утворюються з латинського кореня назви більше електронегативного елемента із суфіксом – *ід* - і української назви менш електронегативного елемента в родовому відмінку. Якщо менш електронегативний елемент може перебувати в різних ступенях окиснення, то ступінь окиснення вказується в дужках римськими цифрами.

*Галогеніди: N*aC1 - хлорид натрію, HI - йодид водню, OF_2 - фторид кисню (II), $FeBr_2$ - бромід заліза (II).

Оксиди: $A1_2O_3$ - оксид алюмінію, P_4O_{10} - оксид фосфору (V), CO - оксид вуглецю (II), Fe_2O_3 - оксид заліза (III). Оксиди, що містять групу атомів O_2^{2-} (-O-O-) називаються *пероксидами:* H_2O_2 - пероксид водню, BaO_2 - пероксид барію.

Халькогеніди: (сульфіди, селеніди, телуріди): CuS - сульфід міді (II), Cu_2Se - селенід міді (I), Na_2Ti - телурід натрію.

Аналогічно називаються й інші бінарні сполуки, наприклад: *фосфіди,* типу Ca_3P_2; *карбіди* - CaC_2; *гідриди* - MgH_2 та інші.

Виключенням із зазначених правил є водневі сполуки неметалів, що проявляють властивості кислот. Їхні назви утворяться за правилами, прийнятими для кислот (див. нижче).

Традиційно до бінарних сполук відносять речовини, що мають у своїй сполуці, крім атомів якогось елемента, іонні похідні водневих сполук азоту: NH_4^+ - амоній, NH_4C1 - хлорид амонію; NH_2^- - амід, KNH_2 - амід калію; NH^{2-} - імід, Na_2NH - імід натрію.

До псевдобінарних сполук відносять ще ряд речовин, що містять стійкі групи атомів різних елементів, наприклад ціанід-іони – CN^- , вісмутіл – BiO^+, стібіл – SbO^+.

По функціональних ознаках більшість зазначених бінарних сполук є солями або солеподібними сполуками, крім оксидних і водневих сполук.

Оксиди підрозділяються на *несолеутворюючі (байдужні)* і *солеутворюючі.* Несолеутворюючі оксиди не взаємодіють ні з кислотами, ні з основами (CO, NO, N_2O). Солеутворюючі оксиди діляться на *основні, кислотні* й *амфотерні.*

Багатоелементні сполуки

До цього типу неорганічних речовин відноситься більшість сполук, які мають у своєму складі електронегативні й електропозитивні складові, які містять більше одного елемента.

Основи. Основами називаються складні речовини, що складаються з атомів металу й однієї або декількох гідроксогруп.

Вони є твердими кристалічними речовинами. Основна хімічна властивість основ - здатність взаємодіяти з кислотами й кислотними оксидами з утворенням солей. Основи лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba) розчинні у воді й називаються *лугами.*

Систематичні назви цього типу сполук складаються зі слова гідроксид і назви елемента в родовому відмінку із вказівкою його ступеня окиснення, якщо це необхідно:

LiOH - гідроксид літію; $Ba(OH)_2$ - гідроксид барію;

$Fe(OH)_3$ - *гідроксид заліза* (III); $Re(OH)_4$ - *гідроксид ренію* (IV).

Кислоти. Це складні речовини, що складаються з кислотних залишків і одного або декількох атомів водню, здатних заміщатися на атоми металів.

Кислоти досить різноманітні як по агрегатному стану (газоподібні, рідкі, тверді), так і по фізико-хімічним властивостям. Більшість кислот добре розчинні у воді. Їх найважливіша хімічна властивість - здатність утворювати солі при взаємодії з основами й основними оксидами.

Число атомів водню в молекулі кислоти, здатних заміщатися на метал, називається *основністю кислоти.* HNO_3 - одноосновна, H_2SO_4 - двохосновна, H_3PO_4 - трьохосновна, $H_4P_2O_7$ - чотирьохосновна, CH_3COOH - одноосновна кислоти.

Неорганічні кислоти діляться на містячі кисень *(оксо-кислоти)* типу $H_nЭO_m$ і безкисневі типу H_nX_m, де Э - кислотоутворюючий елемент; X - атоми галогенів, халькогенів і деяких інших елементів; n и m - кількість відповідних атомів.

Продукти заміщення в молекулах оксокислот атомів кисню на групу - O – O - називаються *пероксокислотами* (H_2SO_5), а продукти заміщення кисню на атоми сірки - *тіокислотами* (H_3PS_4).

Традиційна назва оксокислоти складається із двох слів - прикметника від кореня назви кислотоутворюючого елементу та групового слова «кислота», наприклад сірчана кислота, борна кислота. Якщо елемент утворить кілька кислот, то розходження між ними регулюється за допомогою суфіксів, що приєднуються до кореня української назви елемента: **-н-, -в-** або **-ев-** при вищому або єдиному ступені окислювання й **-ов-, -іст-, -новат-, -новатист-** при проміжних і нижчих ступенях окислювання.

Солі являють собою продукти заміщення атомів водню в кислоті на метал або групи OH^- у основі на кислотний залишок.

Залежно від ступеня заміщення іона водню в кислотах або OH^- групи в основах солі, що утворяться, класифікуються *на кислі* солі (гідросолі) типу $NaHSO_3$, $Mg(HCO_3)_2$, середні (повне заміщення H и OH) типу $Fe_2(SO_4)_3$, Na_2CO_3, *і* основні (гідроксосолі) типу Fe(OH)C1, $(CuOH)_2CO_3$.

Розрізняють також *подвійні солі*, утворені двома металами й одним кислотним залишком ($KAl(SO_4)_2$ $KCr((SO_4)_2)$ змішаним, утвореним одним металом і дома кислотними залишками (CaClOCl або $CaOCl_2$, Sr(HS)Cl) і комплексні солі ($[Ag(NH_3)_2]Cl_4$, $K3[Fe(CN)_6]$).

Більшість неорганічних солей являють собою сполуки з іонною кристалічною структурою й відносно високими температурами плавлення й кипіння. Багато солей добре розчинні у воді.

Традиційні назви солей складаються з назв аніонів у називному відмінку й назв катіонів у родовому відмінку. Назва аніона включає корінь української

або латинської назви кислотоутворюючого елементу з додаванням суфікса, що відповідає тому або іншому ступеню окиснення елемента.

Якщо ислотоутворюючий елемент має тільки один ступінь окиснення, то додається суфікс **-ат-:**

Na_2CO_3 - карбонат натрію; K_2SiO_3 - силікат калію.

Якщо кислотоутворюючий елемент має два ступені окиснення, то при вищому ступені окиснення додається суфікс **-ат-,** а при нижчому **-іт-:**

$CaSO_4$ - сульфат кальцію; $MgSO_3$ - сульфіт магнію.

При наявності аніонів, що відповідають чотирьом ступеням окиснення кислотоутворюючого елементу, їхні назви утворяться в такий спосіб: для позначення вищого ступеня окиснення використовуються приставка **пер** - і суфікс **-ат:**

$KBr^{+7}O_4$ - *пер*бром*ат* калії;

потім (у порядку зменшення ступенів окиснення) без приставки суфікс **-ат:**

$KBr^{+5}O_3$ - бром*ат* калію;

суфікс **-іт:** $KBr^{+3}O_2$ - бром*іт* калію;

для найменшого позитивного ступеня окиснення - приставка - **гіпо-** і суфікс **-іт:**

$KBr^{+1}O$ - *гіпо*бром*іт* калію.

При побудові традиційних назв *кислих солей* до назви аніона середньої солі додається приставка **гидро-** і числова приставка, якщо кількість атомів водню в аніоні більше одиниці:

$KHC0_3$ - гідрокарбонат калію;

$Fe(H_2PO_4)_2$ - дигідрофосфат заліза (II).

Гідроксосолі традиційно називають додаванням до назви катіона приставки **гідроксо-:**

$(CuOH)_2CO_3$ - карбонат *гідроксо*міді(II);

$Al(OH)_2NO_3$ - нітрат *дигідроксо*алюмінію й т.ін.

Назви *подвійних і змішаних солей* будуються звичайним образом. Єдина особливість при письмовому записі - це постановка дефіса для поділу подвійної частини катіона або аніона:

подвійні солі: $KCr(SO_4)_2$ - сульфат *хрому (III)калію;*

змішані солі: $Ca(C1O)C1$ - *хлорид-гіпохлорит* кальцію;

$AlNO_3SO_4$ - *сульфат-нітрат* алюмінію

Традиційні назви середніх солей найбільш уживаних оксокислот наведені нижче:

Традиційна назва кислоти	Формула	Традиційна назва середньої солі
Борна	H_3BO_3	Борати
Вугільна	H_2CO_3	Карбонати
Метакремнієва	H_2Si_3	Метасилікати
Ортокремнієва	H_4Si_4	Ортосилікати
Миш'якова	H_3As_4	Арсенати

Миш'яковиста	H_3As_3	Арсеніти
Фосфорна	H_3PO_4	Фосфати
Дифосфорна	$H_4P_2O_7$	Дифосфати
Фосфориста	H_3PO_3	Фосфіти
Фосфорноватиста	H_3PO_2	Гіпофосфіти
Азотна	HNO_3	Нітрати
Азотиста	HNO_2	Нітрити
Хромова	H_2Cr_4	Хромати
Дихромова	$H_3Cr_2O_7$	Дихромати
Сірчана	H_2SO_4	Сульфати
Сірчиста	H_2SO_3	Сульфіти
Марганцова	HMn_4	Перманганати
Марганцовиста	H_3Mn_4	Манганати
Хлорноватиста	HCl	Гипохлорити
Хлориста	HCl_2	Хлорити
Хлорновата	HCl_3	Хлорати
Хлорна	HCl_4	Перхлорати

Завдання для вирішення

76. Написати формули оксидів, що відповідають зазначеним гідроксидам: H_4Si_4, $Cu(OH)_2$, H_3As_3, H_6Te_6, $Fe(OH)_3$.
77. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
    а) $Ba \rightarrow Ba \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$
    б) $Mg \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow Mg \rightarrow MgCl_2$
78. Які із зазначених газів вступають у хімічну взаємодію з розчином лугу: HCl, H_2S, NO_2, N_2, Cl_2, CH_4, SO_2, NH_3? Написати рівняння відповідних реакцій.
79. Які солі можна одержати маючи у своєму розпорядженні $CuSO_4$, $AgNO_3$, K_3PO_4, $BaCl_2$? Написати рівняння реакцій і назвати отримані солі.
80. З яким з перерахованих нижче речовин буде реагувати соляна кислота: B_2O_3, $Zn(OH)_2$, Ca, $AgNO_3$, Si_2, H_3PO_4? Скласти рівняння відповідних реакцій.
81. Які із зазначених речовин реагують із гідроксидом натрію: HNO_3, Ca, CO_2, $CuSO_4$, $Cd(OH)_2$, P_4O_{10}? Скласти рівняння реакцій.
82. Напишіть рівняння реакцій, що свідчать про основні властивості Fe, Cs_2O, Hg, Bi_2O_3.
83. Напишіть рівняння реакцій, що доводять кислотний характер Se_2, SO_3, Mn_2O_7, P_4O_6, Cr_3.
84. Назвіть солі: $SbCl_2NO_3$, $(Fe(OH)_2)_2Cr_4$, $(AlOH)SO_4$, $Cd(HS)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$
85. Написати рівняння реакцій утворення $Mg_2P_2O_7$, $Ca_3(PO_4)_2$, $Mg(Cl_4)_2$, $Ba(NO_3)_2$ у результаті взаємодії:

а) основного й кислотного оксидів;
б) основи та кислотного оксиду;
в) основного оксиду та кислоти;
г) основи та кислоти.

86. Назвати солі $Zn(CH_3COO)_2$, Na_2Sb_4, $K_2H_2P_2O_7$, $Al(OH)_2NO_3$, $Na_2Cr_2O_7$, $Ba(HSO_3)_2$, $CrOHSO_4$, NaHS.
87. Приведіть приклади оксидів, які при взаємодії з водою утворять дві кислоти. Як взаємодіють із розчином гідроксида кальцію N_2O_3, N_2O_5, NO_2?
88. Здійснити перетворення через проміжний продукт: $FeC1_3 \rightarrow FeO_3$; $Al(CH_3COO)_3 \rightarrow A1_2O_3$; $CuSO_4 \rightarrow Cu$; $MnBr_2 \rightarrow Mn$. Як можна для того самого елемента з одного оксиду одержати інший, наприклад: CuO із Cu_2O; FeO із Fe_2O_3; P_4O_{10} із P_4O_6; MnO із Mn_2O_7; NO_2 із NO?
89. На якому розходженні у властивостях може бути заснований поділ наступних оксидів: BaO й MgO; PbO й ZnO; Si_2 і Na_2O; MnO й ZnO; FeO й SiO_2?
90. Чим визначається основність кислот? Приведіть приклади кислот різної основності та напишіть їхні графічні формули. Як варто розглядати будову молекули фосфористої кислоти, виходячи з того, що вона поводиться тільки як двухосновна?
91. На прикладі мета-, орто-, поліфосфорних кислот покажіть, чим відрізняються ці формули друг від друга й при яких умовах відбуваються їхне взаємоперетворення?
92. Які сполуки утворяться при термічному розкладанні наступних кислот або дії на них водовіднімаючих засобів: HNO_2; HCl; H_3PO_3; H_2WO_4; H_3As_4; HBO_2; $H_2B_4O_7$; HAs_3; $H_2S_3O_{10}$?
93. З якими з перерахованих речовин взаємодіє соляна кислота: CaO; N_2O_3; $AgNO_3$; SO_3; $Pb(NO_3)_2$; $CuSO_4$; Fe; Fe; Cu; Zn?
94. Основні властивості якого гідроксида виражені сильніше й чому: $As(OH)_3$ або $Bi(OH)_3$; $Sn(OH)_2$ або $Sn(OH)_4$; $Fe(OH)_2$ або $Fe(OH)_3$; $Ba(OH)_2$ або $Be(OH)_2$?
95. Визначіть масу гідроксиду натрію, що може бути отриманий з морської солі масою 1 т за умови, що масова частка хлориду натрію в ній становить 95 %.
96. Знайдіть масову частку гідроксиду натрію, що перетворився в карбонат за рахунок поглинання CO_2 повітря, якщо маса гідроксида зросла з 200 до 232,5 г. Чому дорівнює об'єм (н.у.) поглиненого при цьому CO_2?
97. У якому об'ємному відношенні повинні бути змішані розчини H_3PO_4 і NaOH однакової молярної концентрації для одержання гідро- і дигідрофосфату натрію?
98. Напишіть рівняння реакцій, які послідовно протікають при поступовому додаванні:
    а) NaOH до розчину гідросульфату цинку;
    б) сірчаної кислоти до свіжеосадженого гідроксиду алюмінію.
99. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких перераховані нижче солі можуть бути переведені в середні: $(CuOH)_2SO_4$, $Ca(HCO_3)_2$, $[Al(OH)_2]_2SO_4$, $[Cr(OH)_2]_2SO_4$, $FeOHSO_4$, $(BiOH)S0_4$.

100. Які із солей $BaC1NO_3$, KNa_2O_4, $Pb(CH_3COO)_2$, $(Bi)_2SO_4$, $Fe(OH)_2NO_3$ взаємодіють із: а) H_2SO_4, б) NaOH? Назвіть вихідні солі й продукти можливих реакцій, напишіть їхні графічні формули.
101. Якими способами можна одержати з однієї солі іншу:
а) $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbSO_4$, б) $CuCl_2 \rightarrow CuSO_4$,
в) $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeC1_3$, г) $K_2Cr_4 \rightarrow BaCrO_4$,
д) $NaAl_2 \rightarrow A1_2(SO_4)_3$, е) $BaC_3 \rightarrow BaC1_2$?
102. Напишіть рівняння реакцій, які протікають у водному розчині між Fe і HC1, $(CuOH)_2CO_3$ і H_2SO_4, $Ca(HC_3)_2$ і NaOH, $NaHSO_4$ і NH_3, $Al(H_2PO_4)_3$ і $Ca(OH)_2$.
103. Термічним розкладанням яких солей можна одержати три оксиди в різних агрегатних станах?
104. Напишіть рівняння реакцій, які протікають у водяному розчині між наступними речовинами: $Ca(OH)_2$ і NO_2; NH_3 і SO_2; $CaC1_2$ і Na_2HP_4; H_2SO_4 і $FeOHSO_4$; $CaнAs_3$ і $Ba(OH)_2$; $Mg(HC_3)_2$ і $Ca(OH)_2$; $KAl(SO_4)_2$ і KIH; $NH_4Cr(SO_4)_2$ і $BaCl_2$.
105. За допомогою яких реакцій можна здійснити наступні переходи від однієї речовини до іншого:
а) $KAl(SO_4)_2 \rightarrow A1C1_3 \rightarrow A1_2O_3$;
б) $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeNO_3SO_4 \rightarrow FeC1_3 \rightarrow Fe_2O_3$;
в) $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeO \rightarrow (NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \rightarrow FeC1_3$;
г) $Fe \rightarrow FeC1_2 \rightarrow FeC1_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeC1SO_4 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$;
д) $Zn \rightarrow Zn \rightarrow Zn \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow ZnC1_2 \rightarrow Zn$.

Г Л А В А VII(III)

БУДОВА АТОМА І ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

1. Вкажіть основні характеристики (масу, заряд і відносні розміри) елементарних часток, що входять до складу атома.
2. Дайте визначення понять: *масове число, атомний номер, ізотопи, ізобари, ізотони, нукліди.*
3. Що таке радіоактивність? Які її причини? Наведіть приклади основних типів радіоактивних перетворень.
4. Поясніть причини корпускулярно-хвильової подвійності мікрооб'єктів.
5. Що така електронна хмара, хвильова функція, електронна щільність, атомна орбіталь? У чому розходження понять *орбіталь* і *орбіта?*
6. Який зміст мають квантові числа, що характеризують стан електрона в атомі? Які чисельні значення вони можуть приймати?
7. Дайте тлумачення понять: *електронна оболонка, енергетичний рівень, електроний шар, підрівень, атомна орбіталь.*
8. Що таке ефективний заряд ядра?
9. Поясніть основні принципи розподілу електронів по орбіталям в атомі.

10. Дайте формулювання правила Клєчковського. Як воно визначає порядок заповнення атомних орбіталей (АТ)? Які АТ мають однакові значення суми $n + 1$, рівне 3, 4, 5, 6 або 7?
11. Напишіть формули електронних конфігурацій атомів перших чотирьох періодів, La, Ru, W, Hg, Po, U, Bk, Md, Cd, елементів з атомними номерами 112, 120. Наведіть графічно структуру двох останніх енергетичних рівнів цих сполук.
12. Які розходження в поняттях *нукліди* й *ізотопи?*
13. Чим відрізняється радіонуклід від стабільного нукліда того ж елементу?
14. Що є головною характеристикою атома?
15. Дайте сучасну характеристику періодичного закону й поясніть його фізичний зміст.
16. Які основні типи зображення періодичної системи елементів? Укажіть їхні подібності і розходження.
17. Який фізичний зміст номера періоду, номера групи?
18. Що таке *s-, p-, d-, f*-елементи? Яке їх розташування по періодах і групам? Які максимальні ємності періодів?
19. У чому проявляється подібність і розходження елементів головних і побічних підгруп? Поясніть поняття *елементи - аналоги.*
20. Які фактори, що визначають характер змін хімічних властивостей елементів по періодах і групам?
21. Дати тлумачення понять: *ефективний, ковалентний, іоний, ван-дер-ваальсовий, металевий, орбітальний радіуси.* У чому їх подібність і розходження?
22. Які радіуси відповідають за змістом поняттю *атомний радіус?* Поясніть, як впливають на величину атомного радіуса наступні фактори: ефективний заряд ядра, конфігурація зовнішнього електронного шару, число електронних шарів, тип хімічного зв'язку і її кратність.
23. Що таке *потенціал іонізації та енергія іонізації?* Від яких факторів залежить її величина?
24. Проаналізуйте зміну першого іонізаційного потенціалу в елементів другого періоду.
25. Дайте визначення поняттю *спорідненість до електрона.*
26. Які фактори визначають величину спорідненості до електрона? Як можна пояснити різні знаки цієї характеристики для різних елементів?
27. Чи можуть існувати у вільному стані аніони O^{2-} , S^{2-} , N^{3-}? Чому?
28. Що таке *електронегативність*? Яку здатність атома вона характеризує?
29. Які принципи побудови шкали *електронегативності* елементів? Як змінюється ця характеристика по періодах і групам періодичної системи?

Г Л А В А VIII(IV)

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

1. Що таке *хімічний зв'язок?* Вкажіть умови його утворення і основні параметри.
2. Яка природа хімічного зв'язку?
3. Які основні типи хімічного зв'язку? Укажіть подібність і розходження між ними.
4. Дайте визначення *ковалентного зв'язку.* Яка схема його утворення (на прикладі молекул H_2, Cl_2 і HC1)?
5. Назвіть і проілюструйте конкретними прикладами основні способи утворення ковалентного зв'язку.
6. Сформулюйте основні положення методу валентних зв'язків.
7. Перелічіть основні властивості ковалентного зв'язку.
8. Поясніть механізм утворення π, σ, δ − зв'язків.
9. Що таке *кратністъ зв'язку?* Який його вплив на довжину й міцність зв'язку між атомами?
10. Що таке *валентністъ?* Чим визначається кількісна характеристика валентності?
11. Які умови утворення полярного й неполярного ковалентного зв'язку? Поясните поняття *ефективний заряд атома* на конкретних прикладах.
12. Що таке *електричний діполъ?* У якому співвідношенні перебувають довжина диполя й довжина зв'язку у двохатомній молекулі?
13. Що є мірою полярності зв'язку?
14. Проаналізуйте в порівняльному плані полярність молекул CO_2 і SO_2, NH_3 і NF_3, H_2O и H_2S.
15. Що таке стереохімія?
16. Чим визначається геометрія структур молекул з ковалентним типом зв'язку?
17. Дайте пояснення концепції *гібридизація.*
18. Поясніть основні умови стійкої гібридизації.
19. Які типи гібридизації і геометричні структури, що їм відповідають?
20. Що таке *зв'язуючи та незв'язуючі орбіталі*? Який їх вплив на геометрію ковалентних структур?
21. Як впливає природа ліганда і кратність зв'язку на геометрію однотипних структур?
22. Що таке *координаційне число* Яка його кількісна інтерпретація?
23. Наведіть приклади структур із багатоцентровими зв'язками.
24. Чому дорівнює валентність і ступінь окислювання азоту й вуглецю в молекулах: N_2, NH_3, N_2H_4, NH_2OH, NF_3, CH_4, CCl_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2, CO_2, CO?
25. Проаналізуйте наступні молекулярні структури (встановіть характер розподілу валентних електронів, тип гібридизації центральних атомів, кути зв'язків, полярність, валентність і ступінь окислювання окремих атомів): CO, CO_2, N_2O, NO_2, N_2O_5, HNO_3, H_2SO_4, BF, BF_3, NH_3, NF_3, CO_3^{2-}, $C1O_3^-$, $C1O_4^-$, HN_3, SO_2, SO_3^{2-}, NO_3^-, NH_4^+, BF^-_4.

26. Дайте визначення *іонного зв'язку.* Яка його природа і механізм утворення?
27. Що таке *частка іоності зв'язку?*
28. Перелічіть і поясніть основні характеристики іонного зв'язку. Вкажіть, у чому його подібність і розходження в порівнянні з ковалентним зв'язком?
29. Чим визначається величина координаційного числа в іонних сполуках?
30. Який зв'язок у кожній зі сполук HC1O, $NaHSO_4$, KOH, H_2CO_3 має найбільш іонний характер?
31. Дайте визначення *металевого зв'язку.* Яка його природа і механізм утворення?
32. У чому полягають особливості трьох типів *міжмолекулярної взаємодії.*
33. Розгляньте механізм утворення *водневого зв'язку,* його відмінність від хімічного зв'язку та сил міжмолекулярної взаємодії.
34. Як впливає наявність водневого зв'язку на фізичні й хімічні властивості речовин? Поясніть на прикладі зміни властивостей речовин у рядах HF - HJ; H_2O - H_2Te; NH_3 - SbH_3; CH_4 - SnH_4.
35. Поясніть роль водневого зв'язку в біологічних об'єктах на прикладі води, білків, поліпептидів, ДНК, РНК.

Г Л А В А І І І (V)
Е Н Е Р Г Е Т И К А Х І М І Ч Н И Х Р Е А К Ц І Й

Термодинаміка вивчає закономірності обміну енергією між системою й зовнішнім середовищем, можливість, напрямок і межі самовільного протікання хімічних процесів.

Система - *сукупність речовин або часток, відділених від зовнішнього середовища.* Розрізняють гомогенні й гетерогенні системи. ***Гомогенні*** системи складаються з однієї фази, ***гетерогенні*** системи -із двох або більше фаз. ***Фаза*** - *це частина системи, однорідна у всіх її точках по хімічному складу й властивостям і відділена від інших фаз системи поверхнею розділу.*

Хімічна система характеризується певними ***параметрами.*** До параметрів системи відносяться температура *T,* тиск p, об'єм *V,* маса *m* і концентрація *c.*

Термодинамічний стан системи описується ***функціями стану,*** які однозначно визначаються через параметри стану p, V та T. Зміна хоча б одного з них спричиняє зміну всіх функцій стану системи. Останні не залежать від шляху й часу процесу, що приводять систему в даний стан. До функцій стану (названих також *термодинамічними потенціалами)* відносяться:

U - внутрішня енергія;
H - ентальпія;
S - ентропія;
G - енергія Гіббса (свободна енергія).

Внутрішня енергія системи U - це її повна енергія, що складається з кінетичної й потенційної енергії всіх часток системи (молекул, атомів, ядер, електронів). Оскільки повне урахування всіх складових неможливе, то при термодинамічному вивченні системи досить знати лише *зміну* її внутрішньої енергії при переході з одного стану (U_1) в інший (U_2):

$$\Delta U = U_1 - U_2$$

Більшість хімічних реакцій йде при постійному тиску *(ізобарні процеси)* і система може обмінюватися енергією (теплотою Q) з навколишнім середовищем і виконувати роботу *A* проти сил зовнішнього тиску або, навпаки, над системою може бути виконана робота:

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

У загальному виді робота

$$A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$$

Якщо над системою виконується робота, то вона вважається *позитивною,* а якщо система сама виконує роботу, то така робота вважається *негативною:*

$$A = -p\Delta V$$

Тому в нашому випадку *(p* = const):

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V$$

або

$$U_2 - U_1 = Q_p - p(V_2 - V_1),$$

звідки

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

Функція U+pV, позначена через H, називається ***ентальпією.*** Ентальпія є функція стану й має розмірність енергії (кДж).

$$Qp = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Тепловий ефект реакції при постійному тиску й температурі відповідає зміні ентальпії системи в ході реакції. Він залежить від природи реагентів і продуктів, їхнього фізичного стану, умов *(T, p)* проведення реакції, а також від кількості речовин, що беруть участь у реакції.

Звичайно термодинамічні величини визначають при *стандартних умовах: p* = 101,32 кПа та *T* = 298 К (25 ^{0}C).

Стандартна ентальпія реакції утворення 1 моль даної речовини із простих речовин, що перебувають у стандартних станах, називається стандартною ентальпією утворення цієї речовини, наприклад

$$\Delta_f H^0_{298}(CO_2) = -393{,}5 \text{кДж/моль}, \ \Delta_f H^0_{298}(HgO) = -90{,}9 \text{кДж/моль}.$$

Ентальпія утворення простих речовин у стандартному стані приймається рівна 0.

Хімічні рівняння, у яких зазначені зміни ентальпії (теплові ефекти реакцій), називаються *термохімічними рівняннями:*

$$C_{(графіт)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)};\ \Delta H^0_{298} = -393{,}5 кДж,$$

або

$$C_{(графіт)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)} + 393{,}5 кДж.$$

Якщо в результаті реакції теплота виділяється (Q > 0), то ентальпія системи знижується (ΔH < 0). Така реакція називається *екзотермічною*. Реакція, що протікає з поглинанням теплоти (Q < 0), тобто з підвищенням ентальпії системи (ΔH > 0), називається *ендотермічною.*

Основним законом термохімії є закон Гесса: *тепловий ефект реакції визначається тільки початковим і кінцевим станом системи й не залежить від шляху переходу системи з одного стану в інше.*

Наслідок із закону Гесса: *стандартний тепловий ефект реакції дорівнює сумі стандартних теплот утворення продуктів реакції за винятком суми стандартних теплот утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів:*

$$\Delta H^0_{298}(р-ції) = \sum \Delta_f H^0_{298}(прод.) - \sum \Delta_f H^0_{298}(вих.)$$

Приклад 1. Користуючись даними про стандартні ентальпії утворення речовин у реакції $2Mg_{(к)} + CO_{2(г)} = 2MgO_{(к)} + C_{(графіт)}$ обчислити Δ*H* реакції.

Рішення:

Виходячи з табличних даних по ентальпіям утворення CO_2 і MgO і з огляду на, що стандартні ентальпії утворення речовин дорівнюють нулю, знаходимо величину стандартної ентальпії реакції:

$$\Delta H^0_{298} = 2\Delta_f H^0_{298}(MgO) - \Delta_f H^0_{298}(CO_2) = -601{,}8 \cdot 2 + 393{,}5 = -810{,}1 кДж/моль.$$

Приклад 2. Виходячи з теплоти утворення газоподібного діоксиду вуглецю ((CO_2)=-393,5 кДж/моль) та термохімічного рівняння $C_{(графіт)} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)};\ \Delta H^0_{298} = -557{,}5 кДж.$ Розрахувати теплоту утворення $N_2O_{(г)}$.

Рішення:

$$\Delta H^0_{298}(р-ції) = (\Delta_f H^0_{298}(CO_2) + 0) - (2\Delta_f H^0_{298}(N_2O) + 0),$$

звідки

$$2\Delta_f H^0_{298}(N_2O) = \Delta_f H^0_{298}(CO_2) - \Delta H^0_{298}(р-ції) =$$
$$-393{,}5 - (-557{,}5) = 164 кДж.$$

Відповідно, $\Delta_f H^0_{298}(N_2O) = 164/2 = 82 кДж/моль.$

Напрямок, у якому самовільно протікає хімічна реакція, визначається сумісною дією двох факторів: *1) тенденцією до переходу системи в стан з найменшою внутрішньою енергією (у випадку ізобарних процесів - з найменшої ентальпією); 2) тенденцією до досягнення найбільш імовірного стану, тобто стану, що може бути реалізовано найбільшим числом рівноверогідних способів (мікростанів).*

Мірою першої із цих тенденцій для ізобарних процесів служить зміна ентальпії в хімічній реакції: негативний знак ΔH вказує на зменшення, а позитивний - на зростання ентальпії системи.

Мірою ймовірності (невпорядкованості, безладдя) стану системи в термодинаміці прийнято вважати *ентропію S* - величину пропорційну логарифму числа рівноверогідних мікростанів, через які може бути реалізований даний макростан:

$$S = k^{\cdot}\ 1nW.$$

Одиниця виміру ентропії - Дж/моль·К.

Ентропія зростає при переході речовини із кристалічного стану в рідке й з рідкого в газоподібне, при розчиненні кристалів, при розширенні газів, при хімічних взаємодіях, що приводять до збільшення числа часток, і насамперед часток у газоподібному стані. Навпроти, всі процеси, у результаті яких упорядкованість системи зростає (конденсація, полімеризація, стиск, зменшення числа часток), супроводжуються зменшенням ентропії.

Приклад 3. Не роблячи обчислень, визначити знак зміни ентропії в наступних реакціях:

$$NH_4NO_{3(к)} = N_2O_{(г)} + 2H_2O_{(г);} \quad (1)$$

$$2H_{2(г)}+O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} \quad (2)$$

$$2H_{2(г)}+ O_{2(г)} = 2H_2O_{(р)} \quad (3)$$

Рішення:

У реакції (1) 1 моль речовини в кристалічному стані утворить 3 моль газів, отже, $\Delta S_1 > 0$. У реакціях (2) і (3) зменшується як загальне число молів, так і число молей газоподібних речовин, так що $\Delta S_2 < 0$ і $\Delta S_3 < 0$. При цьому ΔS_3 має більше негативне значення, чим ΔS_2, тому що $S(H_20_{(р)}) < S(H_20_{(г)})$.

Для ентропії справедливе твердження, аналогічне розглянутому вище для *ΔH: зміна ентропії системи в результаті хімічної реакції (ΔS) дорівнює сумі ентропій продуктів реакції за винятком суми ентропій вихідних речовин.* Як і при обчисленні ентальпії, підсумовування роблять із обліком стехіометричних коефіцієнтів.

Стандартна ентропія простих речовин, на відміну від ентальпії утворення простих речовин, не дорівнює нулю.

Функцією стану, що одночасно відображає вплив обох згаданих вище тенденцій на напрямок протікання хімічних процесів, служить *енергія Гиббса (вільна енергія),* пов'язана з ентальпією і ентропією співвідношенням

$$G = H - TS,$$

де *T* - абсолютна температура.

Як видно, енергія Гиббса має ту ж розмірність, що й ентальпія, і тому звичайно виражається в Дж або кДж.

Для *ізобарно-ізотермічних процесів* (тобто процесів, що протікають при постійних температурі й тиску) зміна енергії Гиббса дорівнює:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Як і у випадку ΔH і ΔS, *зміна енергії Гиббса* ΔG *у результаті хімічної реакції* (енергія Гиббса реакції) *дорівнює сумі енергій Гиббса утворення продуктів реакції за винятком суми енергій Гиббса утворення вихідних речовин;* підсумовування роблять із урахуванням числа молей речовин, що беруть участь у реакції.

Енергію Гиббса утворення речовини відносять до 1 моля цієї речовини й звичайно виражають у кДж/моль; при цьому ΔG^0 *утворення найбільш стійкої модифікації простої речовини приймають рівної нулю.*

При сталості температури й тиску хімічні реакції можуть мимовільно протікати тільки в такому напрямку, при якому ***енергія Гиббса системи зменшується*** *(*ΔG^0 ***< 0).*** *Це є умова принципової можливості здійснення даного процесу.*

У наведеній таблиці показані можливість і умови протікання реакції при різних сполученнях знаків ΔH і ΔS.

Знак зміни функції			Принципова можливість і умови протікання реакції
ΔH	ΔS	ΔG	
-	+	-	Можлива при будь-якій температурі
+	-	+	Принципово неможлива
-	-	±	Можлива при низьких температурах
+	+	±	Можлива при високих температурах

Приклад 4. Користуючись довідковими даними встановити, чи можливе при температурах 298 і 2500 К відновлення оксиду титану (IV) до вільного металу за схемою:

$$TiO_{2(к)}+2C_{(графіт)}= Ti_{(к)}+2CO_{(г)}?$$

Залежністю ΔH^0 і ΔS^0 від температури зневажити.

Рішення:

Значення $\Delta G^0_{утв}$ (у кДж/моль) при 298 К для TiO_2 (-888,6) і CO (-137,1). Тоді для розглянутої реакції: ΔG^0_{298} = -137,1·2 - (-888,6) = 614,4 кДж. Оскільки $\Delta G^0_{298} > 0$, відновлення TiO_2 при 298 К неможливе.

Для розрахунку ΔG^0_{2500} скористаємося рівнянням $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$. При цьому, відповідно до вказівки в умові завдання, використовуємо значення ΔH^0 і ΔS^0 при 298 К. Для розрахунку ΔH^0 і $\Delta S°$ реакцій необхідно знайти в таблиці значення $\Delta H^0_{утв}$ для TiO_2 (-943,9) і CO (-110,5), а також значення S^0 для TiO_2 (50,3), C (5,7), Ti (30,6) і CO (197,5). Тоді для розглянутої реакції:

$$\Delta H^0 = -110,5 \cdot 2 - (-943,9) = 722,9 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^0 = 30,6 + 197,5 \cdot 2 - 50,3 - 5,7 \cdot 2 = -363,9 \text{ Дж/К}.$$

Тепер знаходимо ΔG_{2500} реакції, виражаючи ΔS^0 у кДж/К:

$$\Delta G_{2500} = \Delta H_{2500} - T\Delta S_{2500} = 722,9 - 2500 \cdot 363,9/1000 =$$

$$=722,9 - 909,8 = -186,9 \text{ кДж}.$$

Таким чином, $\Delta G_{2500} < 0$, так що відновлення TiO_2 графітом при 2500 К можливе.

Питання для самостійної підготовки

1. Дайте визначення поняттям: *система, фаза, середовище, макро- і мікростан.*
2. Які системи називаються гомогенними, а які - гетерогенними?
3. Які два фактори визначають мимовільне протікання хімічних реакцій у даному напрямку?
4. Назвіть основні термодинамічні величини, що характеризують стан системи. Чому вони звуться *функцією стану?*
5. Розгляньте зміст понять *внутрішня енергія системи* й *ентальпія.* Приведіть приклади реакцій, у яких $\Delta H > \Delta U$ і $\Delta U > \Delta H$.
6. Які фактори визначають величину зміни ентальпії реакції? Як залежить ця величина від енергії активації, шляху й умови протікання процесу, присутності каталізаторів?
7. Чи можуть бути екзотермічними процеси дисоціації молекул на атоми, іони; ендотермічними - процеси утворення молекул з атомів, радикалів, з інших молекул?
8. Поясніть зміст поняття *ентальпія утворення речовини.* Сформулюйте умови стандартизації цієї характеристики. Чим відрізняються стандартні умови від нормальних?
9. Сформулюйте закон Гесса. Який зв'язок між тепловим ефектом (ентальпією) реакції й ентальпіями утворення вихідних речовин і продуктів реакції?
10. Чим пояснюється мимовільне протікання деяких реакцій з поглинанням тепла ($\Delta H > 0$)?
11. Дайте пояснення поняття *ентропія.*
12. Не проводячи розрахунку, визначте знак зміни ентропії в ході наступних процесів:
    а) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)}$;
    б) $2H_2S_{(г)} + 3O_{2\,(г)} = 2H_2O_{\,(р)} + 2SO_{2\,(г)}$;
    в) $MgO_{\,(к)} + CO_{2\,(г)} = MgCO_{3\,(к)}$;
    г) лед → вода → пар;
    д) $CH3COOH\,(_{р\text{-}р}) = CH3COO + H^+$.
13. Дайте визначення поняття *енергія Гіббса.*
14. Яке співвідношення між величиною зміни енергії Гіббса й величинами зміни ентальпії й ентропії системи?
15. Чому ΔG може розглядатися як критерій мимовільності протікання хімічної реакції? Чи можливі випадки, коли реакції з $\Delta G < 0$ практично не йдуть? Дайте пояснення.
16. З огляду на роль ентальпійного й ентропійного факторів і температури у визначенні величини ΔG, виділіть чотири загальних типи реакцій, що різняться можливістю й температурними умовами протікання.

Завдання для рішення

106. Що називають тепловими ефектами реакцій? У яких випадках рівняння хімічних реакцій називають термохімічними?
107. Які умови стану системи приймають у термодинаміку в якості стандартних? Якими символами їх позначають?
108. Що називають внутрішньою енергією системи? Чому в термодинамічних розрахунках використовують не абсолютні значення внутрішньої енергії U, а її зміна ΔU при переході системи з одного стану в інше?
109. Яким рівнянням визначається ентальпія і її зміна? Який закон є основним законом термохімії? Дайте його формулювання.
110. Якою функцією стану характеризується тенденція системи до досягнення так званого найбільш імовірного стану, якому відповідає максимальна безладність розподілу часток?
111. Як змінюється ентропія системи з підвищенням температури в реакціях синтезу й розкладання речовин?
112. Як змінюється ентропія системи при випаровуванні, конденсації, збільшенні тиску, фазових переходах?
113. Якими одночасно діючими факторами визначається спрямованість хімічного процесу?
114. При поєднанні 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж. Розрахувати теплоту утворення сульфіду заліза.
115. Определить стандартную энтальпию (ΔH^0_{298}) образования PH_3, исходя из уравнения:

$$2PH_{3(г)} + 4O_{2(г)} = P2O_{5(к)} + 3H_2O_{(р)};\ \Delta H = -2437{,}6\ кДж.$$

116. Виходячи з теплового ефекту реакції

$$3CaO_{(к)} + P_2O_{5(к)} = Ca_3(PO_4)_{2\ (к)};\ \Delta H = -3766{,}3\ кДж$$

визначити (ΔH^0_{298}) утворення *орто*фосфата кальцію.

117. Порівняйте (ΔH^0_{298}) реакції відновлення оксиду заліза (III) різними відновниками при 298 К:
   а) $Fe_2O_{3(к)} + 3H_2 = 2\ Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г)}$;
   б) $Fe_2O_{3(к)} + 3C_{(графіт)} = 2\ Fe_{(к)} + 3CO_{(г)}$;
   в) $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} = 2\ Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$.
118. Обчислити значення ΔH^0 для реакцій, що протікають в організмі, перетворення глюкози:
   а) $C_6H_{12}O_{6(к)}=2C_2H_5OH_{(р)}+2CO_{2(г)}$;
   б) $C_6H_{12}O_{6(к)}+2O_{2(г)}= 6CO_{2(г)}+ 6H_2O_{(р)}$.
   Яка із цих реакцій поставляє організму більше енергії?
119. Не виконуючи обчислень, визначити знак ΔS^0 наступних процесів:
   а) $2NH_{3(г)} = N_{2(г)} + 3H_{2(г)}$;
   б) $CO_2 = CO_{2(г)}$;

в) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$;
г) $2H_2S + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(р)} + 2SO_{2(г)}$;
д) $2CH_3OH + 3O_{2(г)} = 4H_2O_{(г)} + 2CO_{2(г)}$.

120. Не роблячи обчислень, вказати, для яких з перерахованих процесів зміна ентропії позитивна:
а) $MgO_{(к)} + H_{2(г)} = Mg_{(к)} + H_2O_{(р)}$;
б) $C_{(графіт)} + CO_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$;
в) $CH_3COOH_{(водян.)} = CH_3COO^-_{(водян.)} + H^+_{(водян.)}$;
г) $4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2C1_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$;
д) $NH_4NO_{3(к)} = N_2O_{(г)} + 2H_2O_{(г)}$.

121. Визначіть, протікання яких з нижченаведених реакцій можливо в стандартних умовах:
а) $N_{2(г)} + {}^1/_2\, O_{2(г)} = N_2O_{(г)}$;
б) $4HC1_{(г)} + O_{2(г)} = 2C1_{2(г)} + 2H_2O_{(р)}$;
в) $Fe_2O_{3(к)} + 3CO_{(г)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{2(г)}$.

122. Вказати, які з реакцій утворення оксидів азоту й при яких температурах (високих або низьких) можуть протікати самовільно::
а) $2N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2N_2O_{(г)}$; $\Delta H^0_{298} > 0$
б) $N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{(г)}$; $\Delta H^0_{298} > 0$
в) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2\ NO_{2(к)}$; $\Delta H^0_{298} < 0$
г) $NO_{(г)} + NO_{2(г)} = N_2O_{3(к)}$; $\Delta H^0_{298} < 0$

123. Визначіть значення ΔG^0_{298}, ΔH^0_{298}, ΔS^0_{298} для нижченаведених реакцій і встановіть температурні умови їхнього здійснення в прямому напрямку:
а) $NiO_{(к)} + Pb_{(к)} = Ni_{(к)} + PbO_{(к)}$;
б) $2NH_{3(г)} = 3H_{2(г)} + N_{2(г)}$;
в) $CaCO_{3(к)} = CaO_{(к)} + CO_{2(г)}$.

124. По зміні стандартної ентальпії й ентрапії реакції обчислити зміну енергії Гіббса:

$$H_{2(г)} + F_{2(г)} = 2HF_{(г)}$$

125. Оцініть термодинамічну можливість протікання в стандартних умовах реакції: $N_{2(г)} + 2H_2O_{(р)} = NH_4NO_{2(г)}$

126. Використовуючи довідкові дані, визначіть, яка з реакцій термодинамічно можлива в стандартних умовах:
а) $CaCO_{3(т)} = CaO_{(т)} + CO_{2(г)}$;
б) $CO_{2(г)} + CaO_{(т)} = CaCO_{3(т)}$;
в) $Ca(OH)_{2(т)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(т)} + H_2O_{(р)}$.

127. Оцініть принципову можливість здійснення реакції між компонентами атмосфери: а) при стандартних умовах; б) при підвищеній температурі:
1) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow NO_{(г)}$; $NO_{2(г)}$;
2) $N_{2(г)} + H_2O_{(р)} \rightarrow NH_4NO_{2(т)}$;
3) $N_{2(г)} + H_2O_{(р)} + O_{2(г)} \rightarrow NH_4NO_{3(т)}$;
4) $N_{2(г)} + H_2O_{(р)} + O_{2(г)} \rightarrow HNO_{3(р)}$.

Г Л А В А I V

ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції

Швидкість гомогенної реакції - це величина, чисельно рівна зміні концентрації (звичайно молярної) будь-якого учасника реакції в одиницю часу.

Середня швидкість реакції $v_{сер}$ в інтервалі часу від t_1 до t_2 визначається співвідношенням: $v_{сер} = \left|\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}\right| = \left|\frac{\Delta c}{\Delta t}\right|$.

Основні фактори, що впливають на швидкість гомогенної хімічної реакції:

- природа реагуючих речовин;
- концентрація; тиск (якщо в реакції беруть участь гази);
- температура;
- каталізатор.

Всі хімічні реакції по стадійності підрозділяються на елементарні й складні. Більшість хімічних реакцій являють собою складні процеси, що протікають у кілька стадій, тобто складаються з декількох елементарних процесів.

Для елементарних реакцій справедливий ***закон діючих мас:*** *швидкість елементарної хімічної реакції при даній температурі прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, рівних стехіометричним коефіцієнтам.*

Для реакції в загальному виді $aA + bB \rightarrow$ ... її швидкість, відповідно до закону діючих мас, виражається співвідношенням:

$$v = kc^a(A)c^b(B),$$

де *c(A) і c(B)* - молярні концентрації реагуючих речовин *A* и *B; k* - *константа швидкості* даної реакції. *Фізичний зміст константи швидкості* - вона чисельно дорівнює швидкості хімічної реакції при концентраціях реагуючих речовин *c(A)* і *c(B)* = 1 моль/л. Константа швидкості гомогенної реакції залежить від природи реагуючих речовин, температури й каталізатора.

Більшість хімічних реакцій є складними, що протікають через безліч проміжних стадій. У такому випадку закон діючих мас застосуємо тільки до кожної окремої стадії.

Для гетерогенних реакцій у рівняння закону діючих мас входять концентрації не всіх реагентів, а тільки **газоподібних або розчинених.** Так,

для реакції горіння вугілля $C_{(к)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$ рівняння швидкості має вигляд $v = k \cdot c(O_2)$.

Приклад 1. Для реакції $2\ N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$, що протікає в газовій фазі, константа швидкості дорівнює 0,8. Розрахуйте: а) початкову швидкість реакції, якщо вихідні концентрації речовин рівні: c(NO) = 0,4 моль/л, $c(O_2)$ = 0,3 моль/л; б) швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO.

Рішення:

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням: $v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(O_2)$. Відповідно, швидкість реакції в початковий момент часу буде дорівнює:

$$v_o = 0{,}8 \cdot 0{,}4^2 \cdot 0{,}3 = 0{,}0384 \text{ моль/(л} \cdot \text{с)}.$$

б) Швидкість цієї реакції в момент, коли прореагує 25 % NO описується рівнянням: $v_1 = k \cdot c_1^2(NO) \cdot c_1(O_2)$, де $c_1(NO)$ і $c_1(O_2)$ - нові концентрації NO і O_2 (після того, як прореагувало 25 % NO).

Виходячи з рівняння реакції, розрахуємо величини $c_1(NO)$ і $c_1(O_2)$.

25 % NO становить $\Delta c(NO) = 0{,}4 \cdot 0{,}25 = 0{,}1$ моль/л, тоді $c_1(NO) = c_0(NO) - \Delta c(NO) = 0{,}4 - 0{,}1 = 0{,}3$ моль/л. У відповідності зі стехіометрічними коефіцієнтами рівняння реакції, зменшення концентрації O_2 дорівнює $\Delta c(O_2) = \Delta c(NO) : 2 = 0{,}1:2 = 0{,}05$ моль/л. Таким чином, $c_1(O_2) = c_0(O_2) - \Delta c(O_2) = 0{,}3 - 0{,}05 = 0{,}25$ моль/л. Отже, $v_1 = 0{,}8 \cdot 0{,}3 \cdot 0{,}25 = 0{,}018$ моль/(л · с).

Приклад 2. Як зміниться швидкість реакції $2NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow 2NOCl_{(г)}$, якщо: а) збільшити тиск у реакційній ємності у два рази; б) зменшити об'єм ємності в 4 рази?

Рішення:

а) Відповідно до закону діючих мас, швидкість даної реакції описується рівнянням: $v = k \cdot c^2(NO) \cdot c(Cl_2)$. Оскільки збільшення тиску призводить до пропорційного збільшення концентрацій газоподібних речовин, концентрації реагентів у нових умовах будуть рівні: $c_1(NO) = 2c_0(NO)$, $c_1(Cl_2) = 2c_0(Cl_2)$. Константа швидкості реакції при збільшенні тиску не змінюється, і швидкість реакції в нових умовах буде дорівнювати:

$$v_1 = k \cdot c_1^2(NO) \cdot c_1(Cl_2)) = 8 \cdot k \cdot c_0^2(NO) \cdot c_0(Cl_2)$$

Звідси виходить, що $\frac{v_1}{v} = \frac{8 \cdot k \cdot c_0^2(NO) \cdot c_0(Cl_2)}{k \cdot c_0^2(NO) \cdot c_0(Cl_2)} = 8.$

Швидкість реакції збільшиться в 8 раз.

б) Зменшення об'єму ємності в 4 рази приводить до відповідного збільшення концентрацій реагентів. Таким чином, $c_2(NO) = 4 \cdot c_0(NO)$, а $c_2(Cl_2) = 4 \cdot c_0(Cl_2)$. Вирішуючи завдання за аналогією з попереднім пунктом, одержимо $v_2/v_1 = 64$, тобто зменшення об'єму ємності в 4 рази приведе до збільшення швидкості в 64 рази.

Вплив температури на швидкість хімічної реакції

Залежність швидкості реакції від температури приблизно визначається емпіричним *правилом Вант-Гоффа: при підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість хімічної реакції збільшується в 2-4 рази (в γ раз):*

$$\frac{v_{T_1}}{v_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

де v_{T2} і v_{T1} - швидкості реакції відповідно при температурах T_2 і T_1, γ - температурний коефіцієнт швидкості реакції, що обчислюється на основі експериментальних даних і приймає значення для більшості реакцій від 2 до 4. Для даної реакції γ - величина практично постійна при $\Delta T \leq \approx 100^0$.

За допомогою правила Вант-Гоффа можливо лише приблизно оцінити вплив температури на швидкість реакції. Більш точний опис залежності швидкості реакції від температури можливий в рамках теорії активних зіткнень Арреніуса.

У теорії активації вплив *температури й каталізатора* на швидкість хімічної реакції описується наступним рівнянням для константи швидкості хімічної реакції:

$$k = A \cdot e^{Ea/R \cdot T}$$

де *A* - постійний множник, що не залежить від температури, що визначається природою реагуючих речовин; *R* - універсальна газова стала; E_a - енергія активації; *e* - основа натурального логарифма. Як випливає з рівняння Арреніуса, константа швидкості реакції тим більша, чим менша енергія активації.

Приклад 3. Температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції дорівнює 2,1. У скільки разів зросте швидкість реакції при збільшенні температури в реакційній ємності з 15 до 38 °С?

Рішення:

Відповідно до правила Вант-Гоффа:

$$\frac{v_{T_1}}{v_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; \quad \frac{v_{38^0}}{v_{15^0}} = 2{,}1^{\frac{38-15}{10}} = 2{,}1^{2{,}3} = 5{,}5.$$

Примітка. Якщо у Вашого калькулятора відсутня кнопка зведення в ступінь, то такі арифметичні вираження можна обчислювати через стадії логарифмування й наступного потенціювання:

$$\lg \frac{v_{38^0}}{v_{15^0}} = \lg 2{,}1^{2{,}3} = 2{,}3 \cdot \lg 2{,}1 = 0{,}74, \text{ а } \frac{v_{38^0}}{v_{15^0}} = 10^{0{,}74} \approx 5{,}5.$$

Хімічна рівновага

Хімічні реакції, у результаті яких вихідні речовини повністю перетворюються в продукти реакції, називаються *необоротними*. Реакції, що йдуть одночасно у двох протилежних напрямках (прямому та зворотному), називаються *оборотними.*

В оборотних реакціях стан системи, при якому швидкості прямої й зворотної реакції рівні ($v_{пр} = v_{зв}$), називається *станом хімічної рівноваги.* Хімічна рівновага є динамічною, тобто її встановлення не позначає припинення реакції. У загальному випадку для будь-якої оборотної реакції $aA + bB \leftrightarrow dD + eE$, незалежно від її механізму, виконується співвідношення:

$$K = \frac{c^d(D) \cdot c^e(E)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}.$$

При сталій рівновазі добуток концентрацій продуктів реакції, віднесений до добутку концентрацій вихідних речовин, для даної реакції при даній температурі являє собою постійну величину, що називається *константою рівноваги (K).*

Приклад 4. Знайдіть константу рівноваги реакції $2A + B \leftrightarrow 2D$, що протікає в газовій фазі в закритій ємності, якщо вихідні концентрації *A* та *B* рівні відповідно 0,6 моль/л і 0,4 моль/л, а до моменту настання рівноваги прореагувало 25 % речовини B. Розрахуйте зміну тиску в системі в порівнянні з початковим.

Рішення:

Запишемо вираження константи рівноваги для цієї реакції:

$$K = \frac{c^2(D)}{c^2(A) \cdot c(B)}.$$

Визначимо рівноважні концентрації речовин.

До моменту настання рівноваги прореагувало 25 % речовини *B*, отже, $\Delta c(B) = 0{,}25 \cdot c_0(B) = 0{,}25 \cdot 0{,}4 = 0{,}1$ моль/л. Рівноважна концентрація речовини *B* дорівнює: $c(B) = c_0(B) - \Delta c(B) = 0{,}4 - 0{,}1 = 0{,}3$ моль/л.

Відповідно до рівняння реакції, $\Delta c(A) = 2\Delta c(B) = 2 \cdot 0{,}1 = 0{,}2$ моль/л. Отже, рівноважна концентрація речовини *A* дорівнює: $c(A) = c_0(A) - \Delta c(A) = 0{,}6 - 0{,}2 = 0{,}4$ моль/л.

Відповідно до рівняння реакції, кількість речовини, що утворилася, *D* чисельно дорівнює кількості речовини *A*, що прореагувала, тому $\Delta c(D) = 0{,}2$ моль/л. Тому що в початковий момент речовина *D* була відсутня, то рівноважна концентрація *D* дорівнює $c(D) = 0 + \Delta c(D) = 0 + 0{,}2 = 0{,}2$ (моль/л).

Підставивши знайдені рівноважні концентрації речовин *A, B* и D у вираження для константи рівноваги, одержимо:

$$K = \frac{0{,}2^2}{0{,}4^2 \cdot 0{,}3} = 0{,}83.$$

Зміна тиску в системі пропорційна зміні сумарної концентрації газоподібних речовин. Таким чином,

$$\frac{p}{p_0} = \frac{c(A) + c(B) + c(C)}{c_0(A) + c_0(B)} = \frac{0{,}4 + 0{,}3 + 0{,}2}{0{,}6 + 0{,}4} = 0{,}9.$$

Тиск у системі в момент рівноваги буде становити 90 % від вихідного.

Приклад 5. У системі $A_{(г)} + B_{(г)} \leftrightarrow 2D_{(г)}$ рівноважні концентрації рівні: с(*A*) = 0,4 моль/л; с(B) = 0,9 моль/л; с(D) = 0,6 моль/л. Знайдіть константу рівноваги реакції та вихідних концентрацій *A* и *B* (речовина D у вихідній суміші відсутня).

Рішення:

Константа рівноваги для даної реакції дорівнює:

$$K = \frac{c^2(D)}{c(A)\cdot c(B)} = \frac{0{,}6^2}{0{,}4\cdot 0{,}9} = 1.$$

Відповідно до рівняння реакції, на утворення 2 моль *C* необхідно по 1 молю речовин *A* и *B*. Т. к. у результаті реакції утворився 0,6 моль/л речовини *D* отже на його утворення витратилося по 0,3 моль/л речовини *A* и речовини *B*. У такий спосіб вихідна концентрація речовини *A* дорівнює: $c_{вих}$, (A)=0,4 + 0,3 = 0,7 моль/л, а вихідна концентрація речовини *B* дорівнює: $c_{вих}$ *(B)* = 0,9 + 0,3 = 1,2 моль/л.

Вплив зміни зовнішніх умов на положення хімічної рівноваги. Принцип Ле-Шательє

Зміна умов (температура, тиск, концентрація), при яких система перебуває в стані хімічної рівноваги ($V_{пр}=V_{зв}$), викликає порушення рівноваги. У результаті неоднакової зміни швидкостей прямої і зворотної реакцій ($V_{пр} \neq V_{зв}$) з часом в системі встановлюється нова хімічна рівновага ($V_{пр}=V_{зв}$), що відповідає новим умовам. Перехід з одного рівноважного стану в інше називається зміщенням, або зсувом, положення рівноваги.

Напрямок зміщення хімічної рівноваги в результаті зміни зовнішніх умов визначається принципом Ле-Шательє: *Якщо на систему, що перебуває в стані хімічної рівноваги, зробити зовнішній вплив, то воно буде сприяти протіканню того із двох протилежних процесів, що послабляє цей вплив.*

Приклад 6. У яку сторону зміститься хімічна рівновага в системі

$$CaCO_{3(к)} \leftrightarrow CaO_{(к)} + CO_{2(г)};\ \Delta H = 178{,}4\ кДж/моль;$$

а) при введенні в систему вуглекислого газу;

б) при введенні в систему оксиду кальцію;

в) при збільшенні тиску;

г) при збільшенні температури ?

Рішення:

Відповідно до принципу Ле-Шательє, рівновага в системі зрушується таким чином, щоб зменшити зовнішній вплив.

а) Введення вуглекислого газу призводить до підвищення концентрації CO_2. Для ослаблення цього впливу рівновага в системі повинна зміститися вліво.

б) Введення твердого оксиду кальцію не змінює концентрацію CaO у фазі $CaO_{(к)}$, і хімічна рівновага не зміщується.

в) Збільшення тиску призводить до збільшення концентрації $CO_{2(г)}$ і практично ніяк не впливає на концентрації твердих компонентів. Рівновага зміщується вліво.

г) Збільшення температури може бути скомпенсовано ендотермічним процесом. Оскільки саме пряма реакція протікає з поглинанням тепла, рівновага в системі зміщується вправо.

Питання для самостійної підготовки

1. Що називається швидкістю хімічної реакції?
2. Які фактори впливають на швидкість хімічної реакції?
3. Як швидкість хімічної реакції залежить від концентрацій реагентів? Сформулюйте основний закон хімічної кінетики - закон діючих мас - і вкажіть умови його застосування.
4. Напишіть математичні вираження закону діючих мас для наступних реакцій:
   а) $2NOCl_{(г)} = 2NO_{(г)} + Cl_{2(г)}$;
   б) $Fe_2O_{3(к)} + 3H_{2(г)} = 2Fe_{(к)} + 3H_2O_{(г)}$.
5. Від яких факторів залежить константа швидкості реакції? Який її фізичний зміст?
5. Який вплив тиску на швидкість хімічної реакції?
6. Як впливає підвищення (зниження) температури на швидкість хімічної реакції?
7. Що таке температурний коефіцієнт швидкості хімічної реакції?
8. Чому швидкість хімічної реакції з підвищенням температури зростає набагато сильніше, ніж число зіткнень молекул?
9. Які молекули називаються активними?
10. Що таке енергія активації й активований комплекс?
11. Яке співвідношення величин енергії хімічних зв'язків у реагуючих молекулах і енергії активації реакції?
12. Приведіть енергетичну діаграму співвідношення енергії активації й теплового ефекту реакції. Як пояснити, що тепловий ефект реакції не залежить від її енергії активації?
13. Як впливає величина енергії активації на швидкість хімічної реакції?
14. Чи можливі реакції з енергією активації, рівної нулю?
15. Який взаємозв'язок між константою швидкості реакції і її енергією активації?
16. Який вплив величини енергії активації на температурний коефіцієнт швидкості реакції?
17. Які речовини називаються каталізаторами?
18. У чому полягає прискорювальна дія каталізатора?
19. Який вплив каталізатора на величину енергії активації хімічної реакції? Поясніть з використанням енергетичної діаграми.
20. На практичному прикладі поясніть сутність теорії проміжних продуктів.
21. У чому складається особливість ферментативних реакцій?

Завдання для рішення

128. Напишіть математичні вираження закону діючих мас для реакцій, що йдуть по схемах:

а) $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightarrow AB_{2(г)}$ в) $2A_{(р)} + B_{(р)} \rightarrow A_2B_{(р)}$

б) $A_{(г)} + B_{(к)} \rightarrow AB_{(г)}$ г) $A_{(р)} + B_{(к)} \rightarrow D_{(р)} + E_{(к)}$

129. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції

$$2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow 2C_{(г)}, \text{ якщо:}$$

а) збільшити концентрацію речовини *A* в 2 рази;
б) збільшити концентрацію речовини *B* у 2 рази;
в) збільшити тиск у системі у два рази;
г) збільшити об'єм системи у два рази?

130. Початкові концентрації реагентів рівні: $c_0(A)$ = 0,06 моль/л и $c_0(B)$ = 0,10 моль/л. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції $2A_{(г)} + B_{(г)} \rightarrow 2D_{(г)}$, у порівнянні з початковою в той момент, коли прореагувало 10 % речовини B.

131. У ємності об'ємом 2 л ввели 0,032 г O_2 і 0,030 г NO. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$ у порівнянні з початковою в той момент, коли прореагувало 20 % NO.

132. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює 2,1. Розрахуйте, як зміниться швидкість реакції, якщо: а) збільшити температуру в системі з 18 °С до 43 °С; б) зменшити температуру в системі з 55 °С до 8 °С?

133. При підвищенні температури на 40 ^{0}С швидкість реакції зростає в 16,8 разів. Визначіть температурний коефіцієнт швидкості реакції.

134. При зменшенні температури з 95 °С до 40 °С швидкість реакції зменшилася в 97 разів. Визначіть температурний коефіцієнт швидкості реакції.

135. На скільки градусів необхідно змінити температуру в системі, щоб швидкість реакції збільшилася в 120 раз, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 3,2?

136. У яку сторону зміститься рівновага в системах:

а) $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$; ΔH^0= -26 кДж
б) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$; ΔH^0= 181 кДж
в) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$; ΔH^0= -569 кДж
г) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2H_2O_{(г)}$; ΔH^0= -484 кДж

- при збільшенні тиску;
- при збільшенні об'єму системи;
- при охолодженні системи.

137. Напишіть математичне вираження константи рівноваги в системах:

а) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$;
б) $CH_3COOH_{(р)} \leftrightarrow H^+_{(р)} + CH_3COOH_{(р)}$;
в) $CuO_{(к)} + H_{2(г)} \leftrightarrow Cu_{(к)} + H_2O_{(г)}$;
г) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$;

д) $[Ag(CN)_2]^-_{(р)} \leftrightarrow Ag^+_{(р)} + 2CN^-_{(р)}$.

138. Стандартна ентальпія утворення $PCl_{5(г)}$ дорівнює 464 кДж/моль. Які умови необхідно створювати для збільшення практичного виходу $PC1_5$ при його синтезі із простих речовин?
139. Хімічна рівновага $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{2(г)}$ встановилася при концентраціях оксиду азоту (II), кисню й оксиду азоту (IV), рівних відповідно 0,08; 0,03 і 0,02 моль/л. Обчисліть константу рівноваги й вихідні концентрації оксиду азоту (II) і кисню, якщо у вихідній системі оксид азоту (IV) був відсутній.
140. Обчисліть константу рівноваги реакції $N_2O_{4(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$, якщо початкова концентрація N_2O_4 була 0,06 моль/л, а до моменту встановлення рівноваги продиссоціювало 50 % N_2O_4.
141. Як зміниться тиск у системі $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$, якщо початкові концентрації азоту й водню в системі були відповідно рівні 0,2 і 0,6 моль/л, а до моменту настання рівноваги прореагувало 20 % азоту? Визначіть константу рівноваги в даній системі при цих умовах.
142. Константа рівноваги гомогенної системи $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} < 2NH_{3(г)}$ при температурі 400 ^{0}C дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню й аміаку відповідно рівні 0,2 і 0,08 моль/л. Обчислите рівноважну й початкову концентрації азоту, якщо у вихідній системі аміак був відсутній.
143. При 1000 °C константа рівноваги системи $FeO_{(к)} + CO_{(г)} \leftrightarrow Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$ дорівнює 0,5. Обчисліть рівноважні концентрації CO і CO_2, якщо їхні початкові концентрації рівні відповідно 0,05 і 0,01 моль/л.
144. Константа рівноваги $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow CO_{(г)} + H_2O_{(г)}$ дорівнює одиниці. Визначіть, скільки відсотків 302 піддасться перетворенню в CO, якщо змішати 1 моль CO_2 і 5 моль H_2.
145. Константа рівноваги $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \leftrightarrow CO_{(г)} + H_2O_{(г)}$ дорівнює одиниці. Визначіть, у яких об'ємних відношенях були змішані CO_2 і H_2, якщо до моменту встановлення рівноваги в реакцію вступило 80 % початкової кількості водню?
146. Для реакції $H_{2(г)} + Br_{2(г)} \leftrightarrow 2HBr_{(г)}$ при деякій температурі константа рівноваги дорівнює 1,0. Визначіть об'ємний склад рівноважної системи, якщо вихідна суміш складалася з 0,3 моль водню й 0,2 моль брому.
147. У замкнутій ємності протікає реакція $AB_{(г)} \leftrightarrow A_{(г)} + B_{(г)}$. Константа рівноваги дорівнює 0,04, а рівноважна концентрація речовини A дорівнює 0,02 моль/л. Знайдіть початкову концентрацію речовини AB, а також ступінь розкладання цієї речовини.
148. Визначіть константу рівноваги реакції $2NO_{2(г)} \leftrightarrow N_2O_{4(г)}$ при 25 ^{0}C, виходячи зі зміни ізобарно-ізотермічного потенціалу системи в результаті реакції. ΔG^0_{298} (N_2O_4) = 93,8 кДж/моль; ΔG^0_{298} (NO_2) = 51,8 кДж/моль.

Г Л А В А V

КІЛЬКІСНИЙ СКЛАД РОЗЧИНІВ

Розчином *називають гомогенну систему змінного складу, яка складається із двох або більше речовин.* Речовини, що складають розчин, називають компонентами розчину. Розчини бувають газоподібні, рідкі й тверді.

Для пожежної безпеки та цивільного захисту найбільший інтерес представляють рідкі водяні розчини. Будь-який розчин складається з розчинених речовин і розчинника, хоча ці поняття певною мірою умовні. Зазвичай розчинником вважають той компонент, який у розчині перебуває в тому ж виді, що й до розчинення. Наприклад, у водяному розчині глюкози (тверда речовина) розчинником є вода, а суміш спирту (рідина) і води (рідина) можна назвати залежно від кількості компонента розчином спирту у воді або води в спирті.

У розчинах електролітів поза залежністю від співвідношення компонентів і їхнього агрегатного стану електроліти завжди розглядаються як розчинені речовини.

Властивості розчину визначаються якісним та кількісним складом розчину. На практиці кількісний склад розчинів виражають за допомогою наступних величин: *а)* ***безрозмірних*** *-масова, об'ємна й молярна частки; б)* ***розмірних*** *- масова концентрація речовини, молярна концентрація речовини, молярна концентрація еквівалента речовини й моляльність.*

Масова частка розчиненої речовини (w -дубль-ве) виражається в частках одиниці, відсотках (%), промілі %% (тисячна частина) і в мільйонних частках (млн$^{-1}$). Масова частка чисельно дорівнює відношенню маси розчиненої речовини m_1 до загальної маси розчину:

$$w(X)=\frac{m_1(X)}{m(р-ну)}\cdot 100\%.$$

Об'ємна частка розчиненої речовини (ф -фи) виражається в частках одиниці або відсотках (%) і чисельно дорівнює відношенню об'єму рідкої або газоподібної речовини V_1 до загального об'єму розчину або суміші V:

$$\varphi(X)=\frac{V_1(X)}{V}\cdot 100\%.$$

Для розчинів спирту прийнято 1 об'ємний відсоток позначати як 1^0.

Наприклад, якщо масова частка НС1 у розчині 30 %, то це значить, що в 100 г розчину міститься 30 г НС1 і 70 г розчинника. Якщо об'ємна частка O_2 у повітрі становить 21 % - це значить, що в 100 л повітря міститься 21 л кисню, і т.ін.

Молярна частка розчиненої речовини (χ -хи) виражається в частках одиниці або відсотках (%) і чисельно дорівнює відношенню хімічної кількості розчиненої речовини n_1 до сумарного числа моль всіх компонентів розчину Σn_i:

$$\chi(X)=\frac{n_1(X)}{\sum n_i}\cdot 100\%.$$

Масова концентрація речовини T(X) або титр, виражається в кг/дм^3, г/см^3, г/л, г/мл, мг/мл. Чисельно дорівнює відношенню маси розчиненої речовини *(X)* до об'єму розчину *V:*

$$T(X)=\frac{m(X)}{V(р-ну)}.$$

Нерідко виражають масову концентрацію іонів у міліграмах на 100 мл розчину (мг%).

Молярна концентрація речовини c(X) виражається в моль/л, моль/дм^3, моль/см^3, моль/мл. Чисельно дорівнює відношенню хімічної кількості розчиненої речовини (X) до об'єму розчину V:

$$c(X)=\frac{n(X)}{V(р-ну)}.$$

Молярна концентрація еквівалента речовини (еквівалентна концентрація) $c\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$ виражається в моль/л, моль/дм^3, моль/см^3, моль/мл. Чисельно дорівнює відношенню хімічної кількості еквівалента розчиненої речовини $\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]$ до об'єму розчину:

$$c\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]=\frac{n\left[\frac{1}{z^*}(X)\right]}{V(р-ну)}.$$

Моляльність розчину b(X) *(міль/кг)* чисельно дорівнює відношенню хімічної кількості розчиненої речовини *(X)* до маси розчинника *m* (кг):

$$b(X)=\frac{n(X)}{m(р-ну)}.$$

Коефіцієнт розчинності речовини s - *максимальна маса речовини, здатна розчинитися в 100 г води при даній температурі з утворенням насиченого розчину.* ***Розчинністю*** *також називають молярну концентрацію речовини в його насиченому розчині.*

Приклад 1. Які об'єми води й розчину $BaC1_2$ з масовою часткою солі 10 % і густиною 1,09 г/мл, будуть потрібні для приготування нового розчину об'ємом 1л з масовою часткою солі, рівної 2 % і густиною 1,012 г/мл?

Рішення:

а) Обчислимо масу отриманого розчину об'ємом 1 л: m (р-ну)= 1000·1,012 = 1012 г;

б) Обчислимо масу $Bac1_2$ в отриманому розчині т($Bac1_2$):

в 100 г розчину міститься 2 г речовини ($BaC1_2$),

в 1012 г - *x* г ($BaC1_2$),

$$\frac{100}{1012}=\frac{2}{x} \qquad x=20{,}2 \text{ г.}$$

Обчислимо масу вихідного розчину, що містить 20,2 г хлориди барію:

в 100 г розчину втримується 10 г $BaC1_2$,

в *y* г - 20,2 г $BaC1_2$,

y = 202 р.

Обчислимо об'єм вихідного розчину масою 202 г:

$$V(р-ну)=\frac{m(р-ну)}{\rho(р-ну)}=\frac{202}{1{,}09}=185мл.$$

Маса доданої води склала: $m(H_2O)$ = m(р-ну) - m(р-ну $BaC1_2$) = 1012 -202 = 810 г, тому що щільність води при кімнатній температурі близька до одиниці, то $V(H_2O) = m(H_2O)/\rho(H_2O)$=810/1=810 мл.

Приклад 2. Знайдіть масу води й мідного купоросу ($CuSO_4$ $5H_2O$), необхідні для приготування розчину об'ємом 1 л з масовою часткою $CuSO_4$, рівною 8 % і густиною такого розчину 1,084 г/см^3.

Рішення:

Маса отриманого розчину буде становити:

m(р-ну) = V(р-ну) · ρ(р-ун) = 1000 · 1,084 = 1084 г.

Обчислимо масу $CuSO_4$ у цьому розчині:

$m(CuSO_4) = w(CuSO_4) \cdot m(р\text{-}ра) = 0{,}08 \cdot 1084 = 86{,}7$ г.

Обчислимо масу мідного купоросу, що містить 86,7 г $CuSO_4$:

$M(CuSO_4 \cdot 5H_20) = 160 + 90 = 250$ г/моль

в 250 г купоросу міститься 160 г $CuSO_4$,

в *x* г - 86,7 г $CuSO_4$, *x* =135,5 г.

Маса води складе: $m(H_20) = 1084 - 135{,}5 = 948{,}5$ г.

Приклад 3. Який об'єм розчину сірчаної кислоти з масовою часткою 96 %, густиною 1,84 г/мл і води необхідно взяти для приготування розчину H_2SO_4 об'ємом 100 мл з масовою часткою 15 % і густиною 1,10 г/см^3.

Рішення:

Знайдемо масу 100 мл 15 % розчину:

m(р - ну) = V(р - ну) · ρ(р - ну) = 100 · 1,10 = 110 г.

Маса H_2SO_4 у цьому розчині – $m(H_2SO_4)$= (15·110)/100=16.5 г.

Знайдемо масу 96 % розчину H_2SO_4, що містить 16,5 г H_2SO_4:

$$m_1(р-ну)=\frac{100\cdot 16{,}5}{96}=17{,}19г.$$

Знаючи масу розчину й щільність, знайдемо об'єм розчину:

$$V_1(р-ну)=\frac{m(р-ну)}{\rho(р-ну)}=\frac{17{,}19}{1{,}84}=9{,}34мл.$$

Обчислимо масу води, необхідну для приготування розчину:

$m(H_2O)$=m(р-ну)-m_1(р-ну)= 110-17.19 =92.81 г.

Тому що густина води при кімнатній температурі близька до 1, то об'єм доданої води обчислюється:

$$V(H_2O)=\frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)}=\frac{92,81}{1}=92,81\text{мл.}$$

Приклад 4. Який об'єм розчину з масовою часткою сірчаної кислоти 80% і густиною 1,732 г/мл буде потрібно для приготування 250 мл розчину молярної концентрації еквівалента H_2SO_4 0,5 моль/л?

Рішення:

Молярна маса еквівалента сірчаної кислоти:

$$M=\left[\frac{1}{z^*}(H_2SO_4)\right]=\frac{98}{2}=49\text{г/моль.}$$

Кількість еквівалента H_2SO_4 у розчині, який необхідно приготувати:

0,5 моль еквівалентів H_2SO_4 міститься в 1000 мл розчину,

x моль еквівалентів H_2SO_4 міститься в 250 мл розчину, *x* = 0,125 моль

Маса H_2SO_4 у розчині, який необхідно приготувати:

$m(H_2SO_4) = 0,125 \cdot 49 = 6,125$ г.

Маса вихідного розчину, що містить 6,125 г H_2SO_4:

в 100 г розчину міститься 80 г H_2SO_4,

в *y* г - 6,125 г H_2SO_4,

y = 7,66 г.

Обчислимо об'єм вихідного розчину сірчаної кислоти:

$$V=\frac{m(\text{р}-\text{ну})}{\rho(\text{р}-\text{ну})}=\frac{7,66}{1,732}=4,4\text{мл.}$$

Приклад 5. Коефіцієнти розчинності нітрату калію при 60 ^{0}С и 20 ^{0}С відповідно рівні 110,1 і 31,6 г в 100 г води. Яка маса нітрату калію, що виділився в осад при охолодженні від 60 до 20 ^{0}С насиченого при 60 ^{0}С розчину цієї солі масою 40 г?

Рішення:

Маса насиченого розчину 60 ^{0}С дорівнює:

m(р-ну)=100+110,1=210,1 г.

Маса нітрату калію в цьому розчині:

в розчині масою 210,1 г міститься KNO_3 масою 110,1 г,

-«- 40 г -«- х г,

$$x=m(KNO_3)=110,1\cdot\frac{40}{210,1}=20,96\text{г.}$$

Маса води в 49 г розчину буде дорівнювати:

$m(H_2O)$= 40-20,96=19,04 г.

Обчислимо масу KNO_3 в насиченому розчині при 20 ^{0}С 19,04 г H_2O:

в 100 г H_2O розчиняється 31,6 г H_2O,

в 19,4 г -«- *y* г KNO_3 ,

$y=m(KNO_3)=6,02$ г.

При охолодженні виділиться нітрат калію масою:

$$m(KNO_3)=20,96-6,02=14,94 \text{ г.}$$

Питання для самостійної підготовки

1. Дайте визначення поняття *розчин.*
2. Поясніть з погляду молекулярно-кінетичних поглядів процес розчинення твердих, рідких і газоподібних речовин у воді.
3. Чим відрізняється розчин від механічної суміші? Від хімічних сполук?
4. Чи можна вважати, що об'єм розчину дорівнює сумі об'ємів розчинника й речовини, що розчиняється?
5. Які фактори визначають тепловий ефект розчинення?
6. Як впливає природа розчиненої речовини й розчинника на розчинність? Які ще фактори впливають на розчинність речовин?
7. Приведіть приклади газів, що мають незначну й дуже велику розчинність у воді. Чим це пояснюється?
8. Як впливають температура й тиск на розчинність газів у воді?
9. Чи може бути насичений розчин розведеним, а концентрований розчин - ненасиченим?
10. Як можна одержати й зберегти пересичений розчин?
11. Що відбудеться з насиченими, пересиченими й ненасиченим розчинами сульфату міді при внесенні в кожний з них декількох кристалів мідного купоросу?
12. Що таке кристалогідрати? Приведіть приклади.
13. Що являє собою коефіцієнт розчинності речовини й у яких одиницях його виражають?
14. Як змінюється розчинність речовин зі зміною температури?
15. Які основні способи вираження сполуки розчинів?
16. Що таке масова частка речовини в розчині?
17. Яка концентрація називається молярною; еквівалентною?
18. Як знайти еквівалент кислоти, основи, солі?
19. Як перерахувати молярну концентрацію на масову частку речовини в розчині? Знайдіть масову частку H_3PO_4 в 2,8-молярному розчині, якщо його густина дорівнює 1140 кг/м^3.
20. Як перерахувати масову частку речовини в розчині на його еквівалентну концентрацію? Знайдіть еквівалентну концентрацію розчину HC1 з масовою часткою 36 %, якщо його густина дорівнює 1,18 г/мл.
21. Як відносяться еквівалентні концентрації реагуючих розчинів до їхніх об'ємів?

Завдання для рішення

149. Який об'єм розчину сірчаної кислоти з молярною концентрацією 0,5 моль/л можна приготувати з 15 мл 2,5 молярного розчину?

150. Густина розчину з масовою часткою H_2SO_4 15 % дорівнює 1,105 г/см . Обчислити: а) молярну концентрацію; б) еквівалентну концентрацію; в) моляльність розчину.
151. Обчислити масу сахарози, необхідну для приготування розчину масою 200 г, моляльність якого 0,05 моль/кг.
152. Обчисліть хімічну кількість гексагідрату хлориду кальцію, яких необхідно взяти для приготування розчину хлориду кальцію об'ємом 200 мл з масовою часткою солі 5,55 % і густиною 1 г/см^3.
153. У якому об'ємі розчину сульфату міді (ρ = 1,05 г/см^3) з масовою часткою солі 10 % необхідно розчинити 25 г мідного купоросу, щоб одержати 20 % розчин сульфату міді?
154. До 100 мл розчину (ρ = 1,00 г/см^3) сульфату натрію з еквівалентною концентрацією 0,3 моль/л додали 200 мл розчину (ρ = 1,05 г/см^3) цієї солі з молярною концентрацією 0,54 моль/л. Обчислити молярну й еквівалентну концентрації солі в отриманому розчині.
155. До якого об'єму необхідно розбавити 100 мл розчину соляної кислоти з масовою часткою 36 % (ρ = 1,18 г/см^3), щоб одержати 20 % розчин (ρ = 1,1 г/см^3) і яка буде його молярна концентрація?
156. Який об'єм аміаку (н.у.) необхідно розчинити в 200 мл води для одержання розчину з масовою часткою аміаку 10 %.
157. Обчислите $c(HNO_3)$, якщо на нейтралізацію цього розчину об'ємом 200 мл витрачається суміш карбонатів, що складається з K_2CO_3 масою 4,14 г і Na_2CO_3 масою 2,12 г.
158. Який об'єм підкисленого розчину перманганату калію з еквівалентною концентрацією 0,01 моль/л буде потрібно для кількісного визначення заліза в навішенні кристалогідрату $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeO_4 \cdot 6H_2O$ масою 0,96 г?
159. Який об'єм розчину азотної кислоти (ρ = 1,25 г/мл) з її масовою часткою 40 % необхідно додати до 500 мл розчину (ρ = 1,05 г/см^3) з молярною часткою кислоти 0,028, щоб одержати розчин з масовою часткою HNO_3 20 %?
160. Змішали 100 мл розчину сірчаної кислоти (ρ = 1,0 г/см^3) з еквівалентною концентрацією 0,2 моль/л і 200 мл її розчину з молярною часткою 0,29 (ρ = 1,605 г/см^3). Обчислити масову частку H_2SO_4 в отриманому розчині.
161. Які об'єми розчину нітрату магнію з молярною концентрацією 2 моль/л і розчину нітрату хрому з молярною концентрацією 1 моль/л необхідно взяти для приготування суміші оксидів магнію й хрому масою 51,2 г з молярною часткою Cr_2O_3, рівною 0,1?
162. Суміш міді й оксиду міді (II) з масовою часткою металевої міді 30 % обробили розчином азотної кислоти з масовою часткою 0,2 і густиною розчину 1,1 г/мл. При цьому виділився оксид азоту (II) об'ємом 2,24 л (н.у.). Обчислите масу суміші й об'єм витраченого розчину кислоти.
163. Обчислите об'єм (н.у.) оксиду сірки (IV), з якого можна одержати 400 мл розчину сірчаної кислоти з масовою часткою 20 % (ρ = 1,15 г/см^3).

164. Для перекристалізації нітрат калію був розчинений у воді масою 200 г при 80 ^{0}C до одержання насиченого розчину, що потім остудили до 0 ^{0}C. Обчислите масу солі, яка викрісталізувалась. Які неминучі втрати нітрату калію щодо вихідного зразка, якщо коефіцієнт розчинності нітрату калію при 80 ^{0}C дорівнює 170 г, а при 0 ^{0}C - 17 г в 100 г води?
165. Коефіцієнти розчинності $Pb(NO_3)_2$ при 60 і 10 ^{0}C відповідно рівні 90 г і 46 г в 100 г води. Яку масу чистого нітрату свинцю можна одержати при охолодженні його насиченого розчину від 60 до 10 ^{0}C, якщо на приготування насиченого розчину було витрачено 200 мл води? Яка буде масова частка солі в матковому розчині?
166. У насиченому розчині при 90 ^{0}C масова частка $K_2Cr_2O_7$ становить 45,2 %. Який коефіцієнт розчинності дихромату калію при цій температурі?
167. Знайдіть масу $KC1O_3$, що виділились із розчину масою 200 г з масовою часткою солі 32 % при охолодженні його до 0 ^{0}C. Яка буде масова частка солі в матковому розчині, якщо коефіцієнт розчинності солі при 0 ^{0}C дорівнює 3,3 г?
168. Розрахуйте молярну концентрацію хлориду натрію у фізіологічному розчині (ρ = 1 г/см^3).
169. Загальна маса азоту в добовій сечі в нормі дорівнює 7,25 г. Виразіть кількість азоту в добовій сечі в молях.
170. Є розчин, що містить одночасно сірчану й азотну кислоти. Визначіть масову частку кожної з кислот у розчині, якщо при нейтралізації 10 г цього розчину витрачається 12,5 мл (ρ = 1,18 г/см^3) розчину гідроксиду натрію з масовою часткою 19 %, а при додатку до 10 г такого ж розчину надлишку хлориду барію утвориться осад масою 2,33 г.
171. Якої маси гексагідрат хлориду кальцію необхідно додати до розчину карбонату натрію об'ємом 47 мл (ρ = 1,08 г/мл) з масовою часткою солі 25 %, щоб одержати розчин, у якому масова частка карбонату натрію дорівнює 10 %?
172. Сплав рівних по масі міді, заліза й цинку загальною масою 6 г помістили в розчин масою 150 г з масовою часткою соляної кислоти 15 %. Розрахуйте масові частки всіх речовин у розчині, що вийшов.
173. Змішали розчин об'ємом 40 мл (ρ = 1,15 г/см^3) дигідрофосфату калію з молярною концентрацією солі 0,25 моль/л і розчин масою 40 г гідроксиду натрію з масовою часткою лугу 1,5 %. Розрахуйте масові частки речовин в отриманому розчині.
174. До розчину масою 200 г з масовою часткою хлориду кальцію 5 % додали карбонат натрію масою 12,7 г. Через суміш, що утворилася, пропустили вуглекислий газ об'ємом 1,12 л, обмірюваний при нормальних умовах. Визначіть масу отриманого осаду й масові частки речовин у розчині, що утворився.
175. До розчину об'ємом 40,3 мл (ρ = 1,14 г/см^3) з масовою часткою азотної кислоти 37,8 % додали розчин гідроксиду калію з масовою часткою КОН 33,6 % до повної нейтралізації. Яка маса солі, що випала в осад при

охолодженні розчину до 0 ^{0}C, якщо в насиченому розчині при цій температурі масова частка солі становить 11,6 %?

176. Для одержання скла суміш поташу й вапняку прокалили із кремнеземом, а газ, що виділився, поглинули розчином гідроксиду барію об'ємом 125 мл густиною 1,1 г/см^3. При цьому випав осад масою 4,925 г, причому газ із лугом реагував у співвідношеннях 1:1. Визначіть масову частку лугу й об'єм газу, що поглинувся.

177. На розчинення суміші міді й оксиду міді(II) масою 18 г витрачено 50 г розчину з $w(H_2SO_4)$ = 90 %. Обчисліть масу міді у вихідній суміші.

Г Л А В А VI

РІВНОВАГИ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Електроліти, що *дисоціюють в розчинах не повністю, називаються* ***слабкими електролітами.*** У їхніх розчинах установлюється рівновага між молекулами вихідної речовини, що непродисоціювали й іонами, що утворилися в результаті дисоціації. Наприклад, у водяному розчині оцтової кислоти встановлюється рівновага:

$$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-,$$

константа якого *(константа дисоціації)* пов'язана з концентраціями відповідних часток співвідношенням:

$$K = \frac{c(H^+)\cdot c(CH_3COO^-)}{c_{недис}(CH_3COOH)}.$$

Ступенем дисоціації α електроліту називається частка його молекул, що піддавалися дисоціації, тобто відношення числа молекул, що розпалися на іони $N_{дис}$, до загального числа молекул, введених у розчин, $N_{заг}$.:

$$\alpha = \frac{N_{дис}}{N_{заг}}.$$

Неважко показати, що відношення числа молекул можна замінити відношенням молярної концентрації молекул, що продисоціювали ($C_{дис}$) до загальної молярної концентрації слабкого електроліту *c*:

$$\alpha = \frac{c_{дис}(CH_3COOH)}{c(CH_3COOH)},$$

а так як

$$c_{дис}(CH_3COOH) = c(H^+) = c(CH_3COO^-),$$

то

$$\alpha = \frac{c(H^+)}{c(CH_3COOH)} = \frac{c(CH_3COO^-)}{c(CH_3COOH)}.$$

З метою спрощення виду формул позначимо загальну концентрацію оцтової кислоти буквою *c*, тобто $c(CH_3COOH)=c$.

Тоді отримаємо, що

$$c(H^+)=c(CH_3COO^-)=\alpha\cdot c,$$

$$\text{а } c_{недис}(CH_3COOH)=c-\alpha\cdot c=(1-\alpha)\cdot c.$$

Після підстановки $c_{дис}$ і $c_{недис}$ одержуємо рівняння яке називають законом розбавлення Оствальда:

$$K=\frac{c^2\alpha^2}{(1-\alpha)\cdot c}=\frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha}.$$

Якщо ступінь дисоціації значно менший одиниці, то при наближених обчисленнях можна прийняти, що $1 - \alpha \approx 1$. Тоді вираження закону розбавлення спрощується:

$$K=\alpha^2 c, \text{ звідки } \alpha=\sqrt{\frac{K}{c}}.$$

Останнє співвідношення показує, що при розведенні розчину (тобто при зменшенні концентрації електроліту *c)* ступінь дисоціації електроліту зростає.

Якщо в розчині електроліту *AX* ступінь його дисоціації дорівнює α, то концентрації іонів A^+ і X^- у розчині однакові й становлять:

$$c(A^+)=c(X^-)=\alpha\cdot c.$$

Підставивши сюди значення α з попереднього співвідношення, знаходимо:

$$c(A^+)=c(X^-)=c\cdot\sqrt{\frac{K}{c}}=\sqrt{Kc}.$$

Приклад 1. Визначте концентрації іонів і непродисоційованих молекул у водяному розчині HF із *c*(HF) = 0,01 моль/л. Ступінь дисоціації HF у цих умовах дорівнює 25 %.

Рішення:

Запишемо рівняння електролітичної дисоціації HF:

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

За умовою завдання, ступінь дисоціації HF дорівнює 25 %, тому концентрації кожного з іонів H^+ і F^- рівний 0,25 · 0,01 = 0,0025 моль/л = 2,5 · 10^{-3} моль/л. Концентрація непродисоційованих молекул HF становить: *c*(HF) = 0,01 - 0,0025 = 0,0075 (моль/л) = 7,5 · 10^{-3} (моль/л).

Приклад 2. Чому дорівнює ступінь електролітичної дисоціації оцтової кислоти в її 0,2 М водяному розчині? Яка концентрація іонів H^+ у цьому розчині? $K_{дис}(CH_3COOH) = 1,80 \cdot 10^{-5}$.

Рішення:

Запишемо математичне вираження закону розбавлення Оствальда:

$$K=\frac{c\cdot\alpha^2}{1-\alpha}.$$

Так як в наших умовах $\alpha << 1$, то можна скористатися спрощеною формою: $K=\alpha^2 c$, звідки

$$\alpha=\sqrt{\frac{K}{c}}=\sqrt{\frac{1{,}8\cdot10^{-5}}{0{,}2}}=9{,}5\cdot10^{-3}, \text{ або } 0{,}95\ \%.$$

Концентрація іонів H^+ буде дорівнювати:

$$c(H^+)=\alpha\cdot c = 9{,}5\cdot10^{-3}\cdot 0{,}2 = 1{,}9\cdot10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Іонний добуток води. Водневий показник

Вода, будучи дуже слабким електролітом, у незначному ступені дисоціює, утворюючи іони водню й гідроксид-іони:

$$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-.$$

Цьому процесу відповідає константа дисоціації:

$$K=\frac{c(H^+)\cdot c(OH^-)}{c(H_2O)}=1{,}8\cdot10^{-16} \text{ при } 25\ ^0C.$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже мала, то рівноважна концентрація недисоційованих молекул води *c*(H2O) з достатньою точністю дорівнює загальної концентрації води: 55,55 моль/л. Тоді вираження для константи дисоціації води можна перетворити в такий спосіб:

$$c(H+)\cdot c(OH^-) = K\cdot c(H_2O) = 10^{-14} = K_w.$$

Константа K_w називається іонним добутком води.

Для води й розведених водяних розчинів при незмінній температурі K_w - величина постійна. При 25 ^{0}C $K_w=10^{-14}$.

Оскільки дисоціація води - ендотермічний процес, то з ростом температури дисоціація підсилюється, і значення K_w зростає.

У чистій воді концентрації іонів водню й гідроксид-іонів однакові й при 25 ^{0}C становлять 10^{-7} моль/л.

Розчини, у яких концентрації іонів водню й гідроксид-іонів однакові, називаються нейтральними розчинами. У нейтральних розчинах $c(H^+) = c(OH^-) = 10^{-7}$ моль/л.

У кислих розчинах $c(H^+) > 10^{-7}$ моль/л и $c(H^+) > c(OH^-)$, а в лужних розчинах $c(H^+) < 10^{-7}$ моль/л и $c(H^+) < c(OH^-)$.

Замість концентрацій іонів H^+ і OH^- зручніше користуватися їхніми десятковими логарифмами, узятими зі зворотним знаком; ці величини позначаються символами pH і pOH і називаються відповідно водневим і гідроксидним показниками:

$$pH = -\lg c(H^+);\ pOH = -\lg c(OH^-).$$

Зокрема, для води при 25 ^{0}C:

$$pH = -lg10^{-7} = 7, pOH = -lg10^{-7} = 7.$$

Відповідно, в нейтральних розчинах:

$$pH = pOH = 7, \text{ а сума } pH + pOH = 14.$$

В кислих розчинах pH < 7, а в лужних розчинах pH > 7.

Пример 3. Визначте pH водного розчину H_2SO_4 з $c(H_2SO_4)$ = 0,02 моль/л.

Рішення:

Так як сірчана кислота в розведеному розчині дисоціює повністю: $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$, то концентрація іонів H^+ буде рівна $c(H^+) = \alpha \cdot c \cdot 2 = 1 \cdot 0{,}02 \cdot 2 = 0{,}04$ моль/л. Звідси $pH = -\lg c(H^+) = -\lg 0{,}04 = -\lg 4 \cdot 10^{-2} = -\lg 4 - \lg 10^{-2} = -0{,}6 + 2 = 1{,}4$.

Виходячи з рівності pH + pOH = 14, відповідно, що pOH = 14 - 1,4 = 12,6.

Г Л А В А VII

БУДОВА АТОМА І ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

27. Вкажіть основні характеристики (масу, заряд і відносні розміри) елементарних часток, що входять до складу атома.
28. Дайте визначення понять: *масове число, атомний номер, ізотопи, ізобари, ізотони, нукліди.*
29. Що таке радіоактивність? Які її причини? Наведіть приклади основних типів радіоактивних перетворень.
30. Поясніть причини корпускулярно-хвильової подвійності мікрооб'єктів.
31. Що така електронна хмара, хвильова функція, електронна щільність, атомна орбіталь? У чому розходження понять *орбіталъ* і *орбіта?*
32. Який зміст мають квантові числа, що характеризують стан електрона в атомі? Які чисельні значення вони можуть приймати?
33. Дайте тлумачення понять: *електронна оболонка, енергетичний рівень, електроний шар, підрівенъ, атомна орбіталъ.*
34. Що таке ефективний заряд ядра?
35. Поясніть основні принципи розподілу електронів по орбіталям в атомі.
36. Дайте формулювання правила Клєчковського. Як воно визначає порядок заповнення атомних орбіталей (АТ)? Які АТ мають однакові значення суми $n + 1$, рівне 3, 4, 5, 6 або 7?
37. Напишіть формули електронних конфігурацій атомів перших чотирьох періодів, La, Ru, W, Hg, Po, U, Bk, Md, Cd, елементів з атомними номерами 112, 120. Наведіть графічно структуру двох останніх енергетичних рівнів цих сполук.
38. Які розходження в поняттях *нукліди* й *ізотопи?*
39. Чим відрізняється радіонуклід від стабільного нукліда того ж елементу?
40. Що є головною характеристикою атома?

41. Дайте сучасну характеристику періодичного закону й поясніть його фізичний зміст.
42. Які основні типи зображення періодичної системи елементів? Укажіть їхні подібності і розходження.
43. Який фізичний зміст номера періоду, номера групи?
44. Що таке *s-, p-, d-, f*-елементи? Яке їх розташування по періодах і групам? Які максимальні ємності періодів?
45. У чому проявляється подібність і розходження елементів головних і побічних підгруп? Поясніть поняття *елементи - аналоги.*
46. Які фактори, що визначають характер змін хімічних властивостей елементів по періодах і групам?
47. Дати тлумачення понять: *ефективний, ковалентний, іоний, ван-дер-ваальсовий, металевий, орбітальний радіуси.* У чому їх подібність і розходження?
48. Які радіуси відповідають за змістом поняттю *атомний радіус?* Поясніть, як впливають на величину атомного радіуса наступні фактори: ефективний заряд ядра, конфігурація зовнішнього електронного шару, число електронних шарів, тип хімічного зв'язку і її кратність.
49. Що таке *потенціал іонізації та енергія іонізації?* Від яких факторів залежить її величина?
50. Проаналізуйте зміну першого іонізаційного потенціалу в елементів другого періоду.
51. Дайте визначення поняттю *спорідненість до електрона.*
52. Які фактори визначають величину спорідненості до електрона? Як можна пояснити різні знаки цієї характеристики для різних елементів?
30. Чи можуть існувати у вільному стані аніони O^{2-} , S^{2-} , N^{3-}? Чому?
31. Що таке *електронегативність*? Яку здатність атома вона характеризує?
32. Які принципи побудови шкали *електронегативності* елементів? Як змінюється ця характеристика по періодах і групам періодичної системи?

Г Л А В А VIII

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК І МІЖМОЛЕКУЛЯРНА ВЗАЄМОДІЯ

10. Що таке *хімічний зв'язок?* Вкажіть умови його утворення і основні параметри.
11. Яка природа хімічного зв'язку?
12. Які основні типи хімічного зв'язку? Укажіть подібність і розходження між ними.
13. Дайте визначення *ковалентного зв'язку.* Яка схема його утворення (на прикладі молекул H_2, Cl_2 і HC1)?
14. Назвіть і проілюструйте конкретними прикладами основні способи утворення ковалентного зв'язку.
15. Сформулюйте основні положення методу валентних зв'язків.

16.Перелічіть основні властивості ковалентного зв'язку.
17.Поясніть механізм утворення π, σ, δ – зв'язків.
18.Що таке *кратністъ зв'язку?* Який його вплив на довжину й міцність зв'язку між атомами?
26. Що таке *валентністъ?* Чим визначається кількісна характеристика валентності?
27. Які умови утворення полярного й неполярного ковалентного зв'язку? Поясните поняття *ефективний заряд атома* на конкретних прикладах.
28. Що таке *електричний діполъ?* У якому співвідношенні перебувають довжина диполя й довжина зв'язку у двохатомній молекулі?
29. Що є мірою полярності зв'язку?
30. Проаналізуйте в порівняльному плані полярність молекул CO_2 і SO_2, NH_3 і NF_3, H_2O и H_2S.
31. Що таке стереохімія?
32. Чим визначається геометрія структур молекул з ковалентним типом зв'язку?
33. Дайте пояснення концепції *гібридизація.*
34. Поясніть основні умови стійкої гібридизації.
35. Які типи гібридизації і геометричні структури, що їм відповідають?
36. Що таке *зв'язуючи та незв'язуючі орбіталі*? Який їх вплив на геометрію ковалентних структур?
37. Як впливає природа ліганда і кратність зв'язку на геометрію однотипних структур?
38. Що таке *координаційне число* Яка його кількісна інтерпретація?
39. Наведіть приклади структур із багатоцентровими зв'язками.
40. Чому дорівнює валентність і ступінь окислювання азоту й вуглецю в молекулах: N_2, NH_3, N_2H_4, NH_2OH, NF_3, CH_4, CCl_4, C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2, CO_2, CO?
41. Проаналізуйте наступні молекулярні структури (встановіть характер розподілу валентних електронів, тип гібридизації центральних атомів, кути зв'язків, полярність, валентність і ступінь окислювання окремих атомів): CO, CO_2, N_2O, NO_2, N_2O_5, HNO_3, H_2SO_4, BF, BF_3, NH_3, NF_3, CO_3^{2-}, $C1O_3^-$, $C1O_4^-$, HN_3, SO_2, SO_3^{2-}, NO_3^-, NH_4^+, BF^-_4.
36. Дайте визначення *іонного зв'язку.* Яка його природа і механізм утворення?
37. Що таке *частка іоності зв'язку?*
38. Перелічіть і поясніть основні характеристики іонного зв'язку. Вкажіть, у чому його подібність і розходження в порівнянні з ковалентним зв'язком?
39. Чим визначається величина координаційного числа в іонних сполуках?
40. Який зв'язок у кожній зі сполук HC1O, $NaHSO_4$, KOH, H_2CO_3 має найбільш іонний характер?
41. Дайте визначення *металевого зв'язку.* Яка його природа і механізм утворення?
42. У чому полягають особливості трьох типів *міжмолекулярної взаємодії.*

43. Розгляньте механізм утворення *водневого зв'язку,* його відмінність від хімічного зв'язку та сил міжмолекулярної взаємодії.
44. Як впливає наявність водневого зв'язку на фізичні й хімічні властивості речовин? Поясніть на прикладі зміни властивостей речовин у рядах HF - HJ; H_2O - H_2Te; NH_3 - SbH_3; CH_4 - SnH_4.
45. Поясніть роль водневого зв'язку в біологічних об'єктах на прикладі води, білків, поліпептидів, ДНК, РНК.

Г Л А В А Х

КООРДИНАЦІЙНІ СПОЛУКИ

Найбільш великий і різноманітний клас неорганічних речовин представляють комплексні, або координаційні сполуки (КС). Останнім часом у науковій літературі поряд з терміном *комплексні сполуки* часто вживається тотожний йому термін *координаційні сполуки.* Однак, термін *комплексна сполука* в науковій хімічній літературі продовжує широко застосовуватися. У наш час його частіше застосовують до іонів - *комплексний іон.* Процес утворення комплексних сполук називають процесом *комплексоутворення.* У міру того, як до координаційних відносили всі нові типи сполук, ставало усе сутужніше дати їм визначення. Безумовно, бездоганне визначення координаційній сполуці дати дуже важко. Проте, можна запропонувати наступне: *Координаційними називаються сполуки, у вузлах кристалічних решіток яких перебувають комплексні частки, здатні до існування в розчинах.* Ці частки утворені за рахунок координації електронодефіцитним атомом або катіоном (акцептори електронів) електронейтральних часток або аніонів (донори електронів).

Основні положення координаційної теорії. Типи комплексних сполук

Будова і властивості координаційних сполук пояснюються координаційною теорією, основи якої були закладені в 1893 році А. Вернером. Він дійшов висновку, що до складу комплексної сполуки входить складна частка, що складається із ***центрального атома,*** також називаного ***комплексоутворювачем*** (іона металу), навколо якого розташовуються (координуються) нейтральні молекули або аніони, що називаються ***лігандами***. Число координованих лігандів найчастіше дорівнює 6, 4 або 2. Координація («утримання») лігандів біля центрального атома здійснюється за рахунок утворення хімічних зв'язків. Ці зв'язки називають ***координаційними зв'язками.*** Кількість координаційних зв'язків, які утворить один ліганд із комплексоутворювачем називається ***дентатністтю*** ліганду (ди-, три-, тетрадентатний і т.д.). Загальне число хімічних зв'язків, що комплексоутворювач утворить із лігандами, називається ***координаційним числом*** комплексоутворювача.

Сукупність іона металу і навколишніх його лігандів був названий Вернером ***внутрішньою сферою комплексу.*** У формулах координаційних сполук її беруть у квадратні дужки. Усе, що перебуває за квадратними дужками, складає ***зовнішню сферу.*** Залежно від знаку заряду внутрішньої сфери розрізняють ***аніонні*** комплекси, наприклад $K_2[Zn(CN)_4]$, де внутрішня сфера $[Zn(CN)_4]^{2-}$ - *аніон;* ***катіонні*** комплекси - $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, де внутрішня сфера $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ - *катіон;* і ***нейтральні*** комплекси $[Pt(NH_3)_2C1_2]^0$. Нейтральні комплексні сполуки не мають зовнішньої сфери. Заряд внутрішньої сфери дорівнює алгебраїчній сумі заряду центрального іона й заряду лігандів.

***Приклад* 1.** Розглянемо будову комплексної сполуки $K_4[Fe(CN)_6]$.

Рішення:

Іони K^+ - зовнішня сфера ; $[Fe(CN)_6]^{4-}$ - внутрішня сфера комплексної сполуки, що складається з комплексоутворювача (іон Fe^{3+}) і лігандів (іонів CN^-). Один ліганд CN^- зв'язується з комплексоутворювачем (Fe^{3+}) тільки одним зв'язком, тому дентатність цього ліганду дорівнює 1. Кількість координаційних зв'язків, якими комплексоутворювач зв'язаний з усіма лігандами, дорівнює 6, отже, координаційне число заліза в даній комплексній сполуці дорівнює 6.

У наведеній таблиці розглянуто будову деяких комплексних сполук:

Структурний елемент	Комплексна сполука			
	$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$	$K[Ag(CN)_2]$	$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$	$K_3[Ag(S_2O_3)_2]$
Внутрішня сфера	$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$	$[Ag(CN)_2]^-$	$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$
Зовнішня сфера	Cl^-	K^+	-	K^+
Центральний атом	Cr^{3+}	Ag^+	Pt^{2+}	Ag^+
Ліганд	H_2O	CN^-	$NH_3;Cl^-$	$S_2O_3^{2-}$
Дентатність	1	1	1,1	2
Координацій не число	6	2	4	4

При координації змінюються властивості як лігандів, так і іона метала-комплексоутворювача. Часто координовані ліганди і іон металу неможливо виявити в розчині комплексної сполуки за допомогою хімічних реакцій, характерних для них у вільному (некоординованому) стані, тому що вони перебувають у зв'язаному стані в складі комплексної частки.

Номенклатура координаційних сполук

Порядок назви комплексних сполук аналогічний назвам звичайних солей, тобто спочатку вказується аніон у називному відмінку, а потім катіон

у родовому відмінку. Формули комплексів читаються строго зправа наліво, дотримуючись зазначений у них порядок розташування лігандів.

Якщо сполука неелектролітного типу (внутрікомплексна сполука), то його називають в ***одне слово.*** Катіонн або нейтральні КС не одержують у назвах спеціальних закінчень, у назвах аніонних комплексів комплексоутворювач називають латинським терміном з додаванням суфікса *(-ат)* і вказівкою римськими числами ступеня окислювання центрального атома (якщо він може мати змінні ступені окиснення).

Назви *нейтральних* лігандів не *змінюються,* а назви *аніонних* лігандів кінчуються на - о. Для позначення числа *однакових* лігандів у внутрішній сфері комплексу як приставка перед назвою лігандів використовують грецькі числівники: *ди-; три-; тетра-; пента-; гекса- і т.д.* Приставки *моно-* не вживають. Назву внутрішньої сфери записують в одне слово.

Вода і аміак є нейтральними лігандами і називаються відповідно *аква-* і *амін.*

Як показано в назвах, якщо ліганд пов'язаний із центральним атомом декількома способами, це розходження відзначається за допомогою символів атомів, через які утвориться координаційний зв'язок комплексоутворювача з лігандом.

Назви нейтральних лігандів, крім H_2O, NH_3, NO, NO_2, CO і CS, поміщають у круглі дужки і перед дужкою приводять числові приставки.

Приклад 2. Навести приклади координаційних сполук різних типів і назвати їх.

Рішення:

$[Co(NH_3)_6]^{3+}Cl_3$ - хлорид гексаамінкобальту (III);

$[Co(NH_3)_5H_2O]^{3+}Cl_3$ - хлорид аквапентаамінкобальту (III).

Аніонні комплекси:

$(NH_4)_2[PdCl_4]^{2-}$ - тертрахлоропалладат (II) амонію;

$K[PtNH_3Br_5]^{-}$ - пентабромоамінплатинат (IV) калію;

$K_4[Fe(CN)_6]$ - гексацианоферат (II) калію.

Нейтральні комплекси:

$[Fe(H_2O)_3(ClO_4)(SCN)_2]$ - дитиоцианоперхлоратотриаквазалізо (III);

$[Co(N_2H_4)_2(NO_2)_2]$ - динітритодигідразинкобальт (II);

$[Hg(H_2O)_2(NCS)_2]$ - диізотіоцианодиаквамеркурій (II).

Координаційні сполуки у водяних розчинах

При розчиненні кристалічної координаційної сполуки у воді його кристалічна решітка руйнується, а координаційна сфера й зовнішньосферні іони гидратуються дипольними молекулами води. Цей процес протікає по механізму дисоціації сильних електролітів. Наприклад:

$$K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow 4K + [Fe(CN)_6]^{4-}$$

Комплексний іон у водяному розчині не має абсолютну стійкість. Ліганди його координаційної сфери можуть заміщатися молекулами води, що також є лігандом. Точно так само при взаємодії аквакомплексу з іншими лігандами в розчині може відбуватися поступове заміщення молекул води координаційної сфери аквакомплексу на ці ліганди. Такий процес у хімії комплексів називається *лігандним обміном.*

Розглянемо взаємодію газоподібного аміаку з водяним розчином солі нікелю. У водяному розчині катіон Ni^{2+} існує у вигляді комплексного іона $[Ni(H_20)_6]^{2+}$. Взаємодія цього аквакомплексу з аміаком відбувається в шість стадій, кожна з яких являє собою зворотню реакцію і характеризується власною константою рівноваги. *Константи рівноваги* кожної зі стадій утворення комплексної частки називаються приватними *константами стійкості.*

На кожній стадії місце однієї молекули води у внутрішній сфері займає одна молекула аміаку:

$$[Ni(H_2O)_6]^{2+}{}_{(p)} + NH_{3(p)} \leftrightarrow [NiNH_3(H_2O)_5]^{2+}{}_{(p)} + H_2O_{(æ)}$$

Звичайно для простоти запису формули молекул води в рівняннях подібних реакцій опускають:

$$[Ni^{2+}{}_{(p)} + NH_{3(p)} \leftrightarrow [Ni(NH_3)]^{2+}{}_{(p)}$$

І частна константа стійкості (константа рівноваги) для першої стадії утворення комплексного іона записується так:

$$K_{1уст} = \frac{c([Ni(NH_3)]^{2+})}{c(Ni^{2+}) * c(NH_3)}, \text{ и т.д., а общая } K_{уст}. \text{ для } i - \text{стадий}:$$

$$K_{вст} = \frac{c([Ni(NH_3)_i]^{2+})}{c(Ni^{2+}) * c^i(NH_3)}, \text{ або } K_{i\,вст} = K_1 * K_2 * ..... * K_i.$$

Реакція, зворотня реакції комплексоутворення (дисоціація комплексу) є реакцією лігандного обміну, у якій ліганди комплексного іона заміщаються молекулами розчинника:

$$[Ni(NH_3)_6]^{2+}{}_{(p)} + H_2O_{(æ)} \leftrightarrow [Ni(NH_3)_5(H_2O)]^{2+}{}_{(p)} + NH_{3(p)}, \text{ або}$$

$$[Ni(NH_3)_6]^{2+}{}_{(p))} + NH_{3(p)} \leftrightarrow [Ni(NH_3)_5]^{2+}{}_{(p)} + NH_{3(p)}$$

Для реакцій дисоціації комплексного іона константу рівноваги називають *константою нестійкості* $K_{нест}$ по кожній стадії:

$$K_{1нест} = \frac{c(Ni(NH_3)_5]^{2+}) * c(NH_3)}{c([Ni(NH_3)_6]^{2+})}, \text{ при } K_1 > K_2 > .... > K_{i.}$$

Добуток частних констант нестійкості дає загальну константу нестійкості: $К_{нест}$ = К1 · $К_2$ · ... · K_1. Константи стійкості і нестійкості - це взаємозворотні величини:

$$Квст = \frac{1}{К_{нест}}$$

Константи стійкості і нестійкості внутрішньої сфери слабко залежать від температури.

Приклад 3. Напишіть координаційну формулу, укажіть координаційне число і заряд комплексоутворювача, заряд внутрішньої сфери і вираз константи нестійкості наступної комплексної сполуки: гексанітритокобальтат (III) кальцію.

Рішення:

В умові наведена назва аніонної комплексної сполуки. Лігандом є нітрит-іон, а центральним іоном - Co^{3+}. Внутрішня сфера - $[Co(N0_2)_6]^{3-}$отже, формула комплексної сполуки буде: $Ca_3[Co(N0_2)_6]_2$.

Координаційне число дорівнює - 6

Заряд комплексоутворювача - 3+

Заряд внутрішньої сфери - 3-

Рівняння первинної дисоціації (як сильний електроліт):

$$Ca_3[Co(NO_2)_6]_2 \rightarrow 3Ca^{2+} + 2[Co(NO_2)_6]^{3-}.$$

Загальне рівняння вторинної дисоціації (слабкий електроліт):

$$[Co(NO_2)_6]^{3-} \leftrightarrow Co^{3+} + 6NO_2^-.$$

Вираження загальної константи нестійкості (константа рівноваги):

$$К_{нест} = \frac{c(Co^{3+}) * c^6(NO_2^-)}{c([Co(NO_2)_6]^{3-})}.$$

Приклад 4. Чи можна зруйнувати комплексний іон $[Ag(NH_3)_2]^+$ з його молярною концентрацією в розчині 0,1 моль/л, додаванням рівного об'єму розчину КС1 з такою ж концентрацією при наявності в кінцевому розчині надлишку аміаку з молярною концентрацією 10 моль/л?

Рішення:

1. Розрахуємо молярну концентрацію іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$ у розчині після додавання рівного об'єму розчину КС1. Оскільки об'єм вихідного розчину збільшився в 2 рази, то молярна концентрація іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$ зменшилася в 2 рази і становить 0,05 моль/л. Розрахуємо молярну концентрацію іонів Ag^+ в отриманому розчині. Оскільки концентрацією аміаку, що утворився при дисоціації комплексного іона, можна зневажити, припускаємо, що концентрація аміаку в отриманому розчині дорівнює його надлишковій концентрації і становить 10 моль/л. Концентрацію іонів Ag^+ позначимо через *x*:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ \leftrightarrow Ag^+ + 2NH_3$$
$$0,05 моль/л \quad x\ моль/л \quad 10 моль/л.$$

Значення концентрацій іонів підставимо у вираз константи нестійкості комплексного іону:

$$K_{(нест)} = \frac{c(Ag^+) * c^2(NH_3)}{c([Ag(NH_3)_2]+)} = 1*10^{-8} = \frac{x*10^2}{0,05}.$$

Звідси $x = 5*10^{-12}\ моль/л.$

2. Розрахуємо значення ПК іонів Ag^+ і Cl^- в отриманному розчині:

$$ПК = c(Ag^+) * c(Cl^-) = 5\ 10^{-12} * 10^{-1} = 5*10^{-13}.$$

4. Оскільки значення ПК менше значення ДР($_{AgCl}$), рівного 10^{-10}, то осад AgCl не випадає і комплекс $[Ag(NH_3)_2]^+$ у цих умовах іонами Cl^- не руйнується.

Приклад 5. Чи буде руйнуватися комплексний іон $[Ag(NH_3)_2]^+$ в умовах прикладу 4 при заміні KCl на Kl.

Рішення:

Запишемо рівняння реакції взаємодії комплексного іону з йодид-аніонами:

$$[Ag(NH_3)_2]^+ + I \leftrightarrow AgI + 2NH_3.$$

ДР($_{AgI}$) = $1*10^{-16}$. Виходячи з того, що $5*10^{-13} > 1*10^{-16}$, то осад AgI випадає і, отже, комплексний іон $[Ag(NH_3)_2]^+$ в тих самих умовах іонами I руйнується.

Питання для самостійної підготовки

1. Сформулюйте основні положення координаційної теорії А. Вернера і проілюструйте їх на прикладах.
2. Яка будова комплексних сполук?
3. Як визначити заряд комплексного іону і заряд комплексоутворювача?
4. Яка природа хімічного зв'язку в комплексних сполуках?
5. Чим пояснюється особлива схильність d-елементів утворювати комплексні сполуки?
6. На чому засновані способи класифікації комплексних сполук?
7. Приведіть рівняння реакцій, якими можна підтвердити знаходження іонів Cl^- і SO_4^{2-} у внутрішній або зовнішній сферах комплексів.
8. Назвіть типи ізомерії і наведіть приклади ізомерів у комплексних сполуках.
9. Від чого залежить величина координаційного числа комплексоутворювача?
10. Чим обумовлена дентатність лігандів?

11. На підставі методу валентних зв'язків поясніть склад і будову аміакату цинку, кріоліту, карбонілу нікелю.
12. Зобразити будову оксалатного і цитратного комплексів Fe^{3+} і Zn^{2+}.
13. У чому полягає розходження між комплексними сполуками і подвійними солями?
14. Які фактори впливають на стійкість комплексних сполук у розчинах?
15. Що називається хєлатним ефектом і чим він обумовлений?
16. Як можна пояснити високу токсичність солей важких металів?
17. Які властивості комплексів використовують при підборі ліків для лікування при отруєннях? Що таке *антидот?*
18. Чому можна послабити за допомогою комплексонів токсичну дію іонів важких металів на організм людини?
19. Що собою представляє *гем* крові? Чому гемоглобін рівноцінно взаємодіє як з киснем, так і із чадним газом?

Завдання для рішення

234. З розчину солі сполуки $PtC1_4 \cdot 6NH_3$ нітрат срібла осаджує весь хлор у вигляді хлориду срібла, а з розчину солі $PtC1_4 \cdot 3NH_3$ - тільки 1/4 частину хлору. Написати координаційні формули і дати назви цих солей, визначити координаційне число платіни в кожній з них. Як будуть дисоціювати ці речовини в розчині?
235. Дві координаційні сполуки кобальту з однаковою емпіричною формулою $CoBrO_4 \cdot 5NH_3$. Розходження між ними проявляються в реакціях їх взаємодії в розчинах з $BaC1_2$ і $AgNO_3$. Одна сіль дає осад тільки із хлоридом барію, а друга - тільки з нітратом срібла. Напишіть: координаційні формули, дайте назви обох солей і рівняння їх електролітичної дисоціації.
236. До розчину, що містить 0,2335 г аддукта $CoC1_2 \cdot 4NH_3$, додали в достатній кількості розчин $AgNO_3$. Маса осаду склала 0,1435 г. Визначите координаційну формулу комплексу й назвіть його.
237. Напишіть у молекулярній і іонно-молекулярній формах рівняння обмінних реакцій, що відбуваються між: а) $K_4[Fe(CN)_6]$ і $CuSO_4$; б) $Na_3[Co(CN)_6]$ і $FeSO_4$; в) $K_3[Fe(CN)_6]$ і $AgNO_3$, маючи на увазі, що координаційні солі, що утворяться, нерозчинні у воді. Наведіть їх назви.
238. Напишіть рівняння реакцій утворення комплексних кислот і основ при взаємодії: $PtC1_4$ і HC1; AgC1 і HC1; $PbC1_2$ і HC1; StF_4 і HF; $Fe(CN)_2$ і HCN; BF_3 і HF; $Cu(OH)_2$ і NH_3; $Ni(0H)_2$ і NH_3. Наведіть рівняння електролітичної дисоціації отриманих сполук.
239. Напишіть координаційні формули наступних комплексних сполук: а) гексанітритокобальтат (III) калію; б) амінніт-ротетрахлорокобальтат (III) амонію; в) трифторогидроксоберілат галію (III); д) тетратіоцианодиамінхромат (III) амонію. Укажіть координаційне число комплексоутворювача і заряд внутрішньої сфери кожного комплексу.

240. Дайте назву наступних сполук: $[Pd(NH_3)_3Cl]Cl$; $K_4[Fe(CN)_6]$; $[Pd(H_2O)_2NH_3Cl]Cl$; $[Co(H_2O)(NH_3)_4CN]Br_2$; $[Co(NH_3)_5SO_4]NO_3$; $(NH_4)_2[Rh(NH_3)Cl_5]$; $Na_2[PdI_4]$; $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2$; $K_2[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$.
Напишіть вираз констант нестійкості комплексів і вкажіть координаційні числа комплексоутворювачів.

241. Як пояснити, що комплексний іон $[Ag(NH_3)_2]^+$ руйнується вже при підкисленні розчину, а аналогічний іон $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$ зберігається навіть при дії концентрованої соляної кислоти?

242. Чому при тому самому молярному надлишку реагенту: а) осад AgC1 не розчиняється в соляній кислоті, але розчиняється в розчині аміаку; б) осад Ag не розчиняється в розчині аміаку, але розчиняється в розчині ціаніду натрію?

243. Чим визначається можливість заміни одних лігандів у координаційній сполуці на інші? Визначити напрямок реакцій у розчинах:
а) $[Ag(CN)_2]^- + 2NO_2^- \leftrightarrow [Ag(NO_2)_2]^- + 2CN^-$;
б) $[Ag(NO_2)_2]^- + 2CN^- \leftrightarrow [Ag(CN)_2]^- + 2NO_2^-$.

244. Чи можна з аміачного комплексу срібла дією відповідних лігандів одержати $[Ag(NO_2)_2]^-$ і $[Ag(CN)_2]^-$? Відповідь мотивуйте.

245. Пояснити процес розчинення опадів амфотерних гидроксидів у кислотах і лугах, як перетворення одних комплексів в інші. Допишіть рівняння:
а) $[Cr(H_2O)_6]^{3+} + OH^- \rightarrow$ осад
б) $[Cr(H_2O)_6]^{3+} + OH^-_{(èçá)} \rightarrow$
в) $[Cr(OH)_6]^{3-} + 3H_3O^+ \rightarrow$ осад
г) $[Cr(OH)_6]^{3-} + H_3O^+_{(èçá)} \rightarrow$

246. Допишіть наведені нижче рівняння реакцій. Вкажіть, до якого типу відноситься кожна з них і чим визначається її спрямованість?

$K_2[CuCl_4] + NH_3 \rightarrow$

$Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow$

$Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow$

$[Co(NO_2)_6]^{3-} + K^+ \rightarrow$

$Cu(OH)_2 + Na_2SO_3 \rightarrow [Cu(SO_3)_4]^{6-} +$

$[Co(NO_2)_6]^{3+} + N_2H_4 \rightarrow NaNO_2 + N_2 +$

$Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + Na_2S \rightarrow$

$[Ni(NH_3)_6]SO_4 + NaOH \rightarrow Ni(OH)_2 +$

$K_4[Fe(CN)_6] + Cl_2 \rightarrow$

$[Co(H_2O)_6]^{3+} + Cl^- \rightarrow Cl_2 +$

$CoSO_4 + NaNO_2 + CH_3COOH \rightarrow$

$\rightarrow Na_3[[Co(NO_2)_6] + NO +$

247. Напишіть рівняння реакції, що характеризують перетворення:
$Ag^+ \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ \rightarrow AgI \rightarrow [Ag(CN)_2]^- \rightarrow Ag_2S$.
Як пояснити можливість кожного з них?

Г Л А В А IX

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

До окисно-відновних відносять реакції, що протікають зі зміною ступенів окислювання атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окиснення *- умовний заряд атома, розрахований виходячи з допущення, що речовина складається з іонів.*

Оскільки таке допущення є умовним, поняття *степенъ окиснення* носить також умовний характер і є величиною формальною, що не відображає реального розподілу зарядів між атомами. Однак це поняття широко використовується при складанні рівнянь ОВР.

Ступені окиснення елементів приймають значення від - 4 до +8 відповідно до правил:

1. Ступінь окислювання елементів у простих речовинах дорівнює 0, наприклад, O_2^0, K^0 , S^0.

2. Водень у більшості своїх сполук перебуває в ступені окиснення, дорівнюючому +1. Однак, у сполуках з лужними й лужноземельними металами він проявляє ступінь окиснення, дорівнюючий -1, наприклад, NaH^{-1}, BaH^{-1}.

3. Кисень у переважній більшості сполук перебуває у ступені окиснення, дорівнюючому -2, наприклад, CaO^{-2} , HNO_3^{-2} . У пероксидах він проявляє ступінь окиснення, дорівнюючий -1, наприклад, $H_2O_2^{-1}$, BaO_2^{-1} . Позитивні ступені окиснення кисень проявляє лише у сполуках із фтором, наприклад, $O^{+2}F_2$.

4. Фтор у сполуках завжди проявляє тільки один ступінь окиснення, рівний -1.

5. Елементи групи I-A (лужні метали) у сполуках завжди проявляють ступінь окиснення, рівний +1.

6. Елементи групи II-A (Be, Mg, лужноземельні метали), а також Zn і Cd у сполуках проявляють завжди ступінь окиснення, рівний +2.

7. Алюміній у сполуках проявляє ступінь окиснення +3.

Ступені окиснення інших елементів можуть мати змінні значення й розраховуються, виходячи з того, що сума ступенів окиснення елементів у молекулі або формульній одиниці дорівнює 0, а в іоні - його заряду.

Приклад. Розрахувати ступінь окиснення фосфору в ортофосфаті кальцію $Ca_3(PO_4)_2$.

Рішення:

Позначимо шуканий ступінь окиснення фосфору через x. З огляду на число атомів кожного елемента у формульній одиниці й значення ступенів їхнього окиснення, складемо рівняння:

$$3 \cdot (+2) + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0, \text{ звідки } x = +5.$$

У ході будь-якої ОВР одночасно протікають 2 процеси - окиснення і відновлення. З погляду електронної теорії, *окиснення - процес віддачі електронів, у ході якого степінъ окиснення атома підвищується, а відновлення - процес приєднання електронів, у ході якого степінъ окиснення атома знижується.*

Частки, які в ході реакції *віддають* електрони, називаються *відновниками.* Частки, які в ході реакції *приєднують* електрони, називаються *окисниками.*

Таким чином, у ході ОВР *відновник, віддаючи електрони, окислюється, а окисник, приймаючи електрони, відновлюється.* При цьому число електронів, відданих відновником, завжди дорівнює числу електронів, прийнятих окисником.

Окисно-відновні властивості речовин можна визначити, виходячи зі значень ступенів окиснення елементів, що входять у їх сполуку:

1. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в *мінімальному* ступені окиснення, то вона може проявляти тільки *відновні* властивості.

2. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в *максимальному* ступені окиснення, то вона може проявляти тільки *окисні* властивості.

3. Якщо до складу речовини входять атоми елементу в *проміжному* ступені окиснення, то вона може проявляти як *відновні,* так і *окисні* властивості.

Найважливіші відновники:

а) прості речовини - всі метали і деякі неметали, наприклад: H_2, C, Si, P_4 і ін.;

б) водневі сполуки лужних і лужноземельних металів, а також водневі сполуки деяких неметалів, наприклад: HI, HBr, H_2O_2, H_2S, H_2Se, H_2Te, NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, SiH_4, SnH_4;

в) оксиди елементів, атоми яких перебувають у проміжному ступені окиснення. Це оксиди ряду неметалів - CO, SO_2, NO, P_2O_3, а також нижчі оксиди деяких p- і d - елементів - SnO, FeO, CrO, VO й відповідні їм солі, наприклад: $SnC1_2$, $FeSO_4$ і ін;

г) деякі кисеньвміщуючі кислоти і їх солі, до складу яких входять атоми елементів у проміжних ступенях окиснення, наприклад: H_2SO_3, H_3PO_2, H_3PO_3 і їх солі, а також тіосульфати ($Na_2S_2O_3$), дисульфіди ($Na_2S_2O_5$), дитионіти ($Na_2S_2O_4$), нітрити;

д) деякі органічні речовини, наприклад, спирти, альдегіди, деякі карбонові кислоти (H-COOH, HOOC-COOH), вуглеводні ($C_6H_{12}O_6$).

Найважливіші окисники:

а) прості речовини - галогени, озон, кисень, сірка;

б) оксиди деяких *p*- і *d-елементів* у високих ступенях окиснення, наприклад, Cl_2O_7, ClO_2, I_2O_5, SO_3, SeO_3, N_2O_5, NO_5, PbO_2, Mn_2O_7, MnO_2, CrO_3, V_2O_5;

в) кисеньвміщуючі кислоти деяких *p*- і *d*- елементів у високих ступенях окиснення, наприклад: $HClO_3$, H_5IO_6, HIO_3, $HBrO_4$, $HBrO_3$, H_2SO_4, H_2SeO_4, H_2SeO_3, HNO_3, H_2CrO_4, $H_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$ і солі цих кислот. До окисників відносять також кисеньвміщуючі кислоти галогенів, у яких вони

проявляють і більш низькі ступені окиснення, наприклад: $HCl^{+1}O$, $HCl^{+3}O_2$, а також їх солі;

г) пероксид водню H_2O_2, пероксиди лужних і лужноземельних металів (Na_2O_2, BaO_2).

Класифікація окисно-відновних реакцій

1. Класифікація за змістом відновника і окислювача в одному або в декількох вихідних речовинах:

а) якщо відновник і окислювач знаходяться в одній вихідній речовині, то ОВР відноситься до реакцій ***внутрішньомолекулярного*** окиснення - відновлення, наприклад:

$$(N^{-3}H_4)_2Cr_2{}^{+6}O_7 \rightarrow N_2{}^{+0} + Cr_2{}^{+3}O_3 + H_2O.$$

У даній реакції окисник ($Cr+^6$) і відновник (N^{-3}) утримуються в одній речовині;

б) якщо відновник і окисник перебувають в різних вихідних речовинах, то ОВР відноситься до реакцій ***міжмолекулярного*** окиснення - відновлення, наприклад:

$$N^{-3}H_3 + KC1^{+5}O_3 \rightarrow N_2{}^{+0} + KCl^- + H_2O.$$

У цій реакції окисник ($C1^{+5}$) і відновник (N^{-3}) перебувають у різних речовинах.

2. Класифікація за характером зміни ступеня окиснення атомів одного елементу:

а) якщо у вихідній речовині атоми елемента перебувають в одному ступені окиснення, а в продуктах реакції - у двох інших (більш високої й більш низької стосовно вихідного ступеня окиснення), то відповідні ОВР відносяться до реакцій ***диспропорціонування*** або ***дисмутації***, наприклад:

$$NH^{+4}O_2 + H_2O \rightarrow HN^{+5}O_3 + HN^{+3}O_2;$$

б) якщо у вихідних речовинах той самий елемент перебуває у двох різних ступенях окислювання, а в продукті реакції - тільки в одному (проміжної стосовно вихідних ступенів окиснення), то відповідні ОВР відносяться до реакцій ***компропорціонування*** або ***конмутації***, наприклад:

$$H_2S^{-2} + H_2S^{+6}O_{4\ (конц)} \rightarrow S^{+4}O_2 + H_2O.$$

Розміщення коефіцієнтів у рівняннях ОВР методом електронного балансу

Зверніть увагу на те, що у випадку реакцій міжмолекулярного окиснення - відновлення розміщення коефіцієнтів проводиться зліва направо (приклад 1), а у випадку реакцій внутрішньомолекулярного окиснення - відновлення - зправа наліво (приклад 2).

***Приклад* 1.** Методом електронного балансу розставити коефіцієнти в рівнянні реакції, що протікає за схемою:

Рішення:

$$H_2O^{-1}{}_2 + K_2Cr^{+6}{}_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow O^0{}_2 + Cr^{+3}{}_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

1. Дана ОВР відноситься до реакцій міжмолекулярного окиснення - відновлення, тому розміщення коефіцієнтів проводимо зліва направо.

2. Визначаємо елементи, атоми яких у ході реакції змінили ступінь окиснення. У цьому випадку це кисень і хром. Кисень змінив ступінь окислювання від -1 до 0, а хром - від +6 до +3.

3. Записуємо електронні рівняння процесів окиснення і відновлення. *У цих рівняннях число атомів кожного елемента дорівнює їх числу у формулах відповідних вихідних речовин.* Знаходимо найменше загальне кратне число відданих і числа прийнятих електронів і складаємо схему електронного балансу:

$2O^{-1} - 2e \rightarrow O_2^0$	6	3	O^{-1}	відновник, окислюється
$2Cr^{+6} + 6e \rightarrow 2Cr^{+3}$	2	1	Cr^{+6}	окисник, відновлюється

4. Знаходимо число атомів кисню й хрому, помноживши кожне з рівнянь на відповідний множник (перше рівняння - на 3, друге - на 1). Одержуємо число атомів кисню, що змінили ступінь окиснення, що дорівнює 2 · 3 = 6, а число атомів хрому дорівнює 2 · 1=2.

5. Розміщення коефіцієнтів проводимо в наступному порядку:
а) зрівнюємо числа атомів хрому, поставивши перед формулами $K_2Cr_2O_7$ і $Cr_2(SO_4)_3$ коефіцієнт «1»;
б) зрівнюємо числа атомів кисню, що змінили ступінь окиснення, поставивши перед формулами O_2 і H_2O_2 коефіцієнти «3».
в) зрівнюємо числа атомів калію, підставивши перед формулою K_2SO_4 коефіцієнт «1»;
г) зрівнюємо числа кислотних залишків SO^{-2} , підставивши перед формулою сірчаної кислоти коефіцієнт «4»;
д) зрівнюємо числа атомів водню, поставивши перед формулою води коефіцієнт «7»;
е) перевіряємо, чи однакові числа атомів кисню в лівій і правій частинах рівняння:

$$3H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 3O_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

Приклад 2. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти в рівнянні реакції:

$$Fe^{+3}(N^{+5}O_3^{-2})_3 \rightarrow Fe_2^{+3}O_3 + N^{+4}O_2 + O_2^0$$

Рішення:

1. Дана ОВР відноситься до реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення, тому розміщення коефіцієнтів здійснюємо зправа наліво.

2. Визначаємо елементи, атоми яких змінили ступінь окиснення. У цьому випадку це азот і кисень. Азот змінив ступінь окиснення від +5 до +4, кисень - від -2 до 0.

3. Записуємо електронні рівняння процесів окиснення й відновлення. *У цих рівняннях число атомів кожного елемента дорівнює їх числу у формулах*

продуктів реакції. Знаходимо найменше загальне кратне числа відданих і прийнятих електронів і записуємо схему електронного балансу:

$2O^{-1} - 2e \rightarrow O_2^0$ 1 3

$N^{+5} + 1e \rightarrow N^{+4}$ 4 12

4. Знаходимо число атомів азоту й кисню, помноживши кожне з електронних рівнянь на відповідний множник: перше рівняння множимо на 1, друге - на 4. Одержуємо, що число атомів кисню, що змінили ступінь окиснення, дорівнюють 2 · 1 = 2, а відповідне число атомів азоту дорівнює 1 · 4 = 4. Але оскільки у формульній одиниці $Fe(N0_3)_3$ вміщується 3 атоми азоту, перед даною формулою треба підставити дробовий коефіцієнт 4/3, що не зовсім зручно. Тому для рятування від дробового коефіцієнту знайдені числа атомів азоту й кисню помножимо на 3. Виходить, що ступінь окиснення змінився на 6 атомів кисню й на 12 атомів азоту.

5. Розміщення коефіцієнтів проводимо в наступній послідовності:

а) зрівнюємо числа атомів азоту, поставивши перед формулою $Fe(N0_3)_3$ коефіцієнт «4», а перед формулою NO_2 - коефіцієнт «12»;

б) зрівнюємо числа атомів заліза, поставивши перед формулою Fe_2O_3 коефіцієнт «2»;

в) зрівнюємо число атомів кисню, поставивши перед формулою O_2 коефіцієнт «3».

6. Перевіряємо, чи однакове загальне число атомів кисню в лівій і правій частинах рівняння:

$$4Fe^{+3}(N^{+5}O_3^{-2})_3 \rightarrow 2Fe_2^{+3}O_3 + 12N^{+4}O_2 + 3O_2^0.$$

Електродні і окисно-відновні потенціали та їх використання

Кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин у водяних розчинах є значення електродних або окисно-відновних потенціалів відповідних напівреакцій. ***Електродний потенціал*** *являє собою різницю потенціалів, що виникає на границі розділу електрод - розчин електроліту.* Абсолютні значення потенціалів експериментально визначити неможливо, тому на практиці використовуються їх відносні значення, обміряні відносно стандартного водневого електроду, потенціал якого умовно прирівнюється до 0. *Потенціали, обміряні в стандартних умовах (концентрації іонів рівні 1 моль/л, тиск водню дорівнює 101,325 кПа, температура - 25 °С) називаються стандартними електродними або стандартними окисно-відновними потенціалами й позначаються символом Е°.* Їх значення використовуються для характеристики реакцій, що протікають у стандартних умовах. Якщо ж реакція протікає в інших умовах, то для її опису використовуються рівноважні потенціали *Е,* які розраховуються за рівнянням Нернста:

$$E = E^0 - \frac{2.303 * R * T}{n * F} \lg \frac{c(\text{відн})}{c(\text{окисн})}.$$

У цьому рівнянні:

2,303 - коефіцієнт переходу від натуральних логарифмів до десяткового;

R - універсальна газова постійна;

T - абсолютна температура;

n - число електронів, що приймають участь у напівреакції;

F - постійна Фарадея, рівна приблизно 96500 Кл/моль;

c (відн.) - концентрація відновленої форми елемента, у якій він перебуває в більш низькому ступені окиснення;

c (окисн.) - концентрація окисненої форми елемента, у якій він перебуває в більш високому ступені окиснення.

Якщо в рівняння Нернста підставити числові значення R (8,314), F (96486) і прийняти температуру рівною 298 К, то воно приймє вид:

$$E = E^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{C(відн)}{C(окисн)}$$

З рівняння Нернста видно, що величина потенціалу залежить від концентрацій відновленої й окисненої форм елемента. Якщо в реакції бере участь метал, то величина його електродного потенціалу залежить лише від концентрації іонів цього металу (його окисненої форми) у розчині. Концентрація самого металу (відновленої форми), як величина постійна, у рівняння Нернста не підставляється. Крім того, якщо в напівреакції беруть участь іони H^+ або OH^-, їх концентрації також впливають на величину потенціалу.

Використовуючи значення електродних або окисно-відновних потенціалів напівреакцій, можна виконати наступні операції:

1. Оцінити окисно-відновні властивості відповідних речовин.
2. Передбачити принципову можливість здійснення реакції в зазначеному напрямку.
3. Визначити напрямок протікання реакції.
4. Вибрати найбільш імовірну реакцію з декількох можливих.
5. Розрахувати значення константи хімічної рівноваги даної реакції.

Сформулюємо відповідні правила й розглянемо їхнє застосування на конкретних прикладах.

Більш сильними відновними властивостями характеризується речовина, якій відповідає напівреакція з більш низьким значенням потенціалу. Більш сильними окисними властивостями характеризується речовина, якій відповідає напівреакція з більш високим значенням потенціалу.

Приклад 1. Визначьте, який з відновників проявляє найбільш сильні відновні властивості при стандартних умовах у реакціях:

а) $FeSO_4 + O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$;

б) $HI + O_2 \rightarrow I_2 + H_2O$;

в) $H_2SO_3 + O_2 \rightarrow H_2SO_4$.

Рішення:

1. Визначаємо, які речовини в даних реакціях є відновниками. В реакції *«а»* відновником є $FeSO_4$, оскільки в заліза ступінь окиснення підвищується від +2 до +3 відповідно до рівняння напівреакції:

$$Fe^{+2} - ¸ \rightarrow Fe^{+3}$$

В реакції «б» відновником є HI, оскільки в йода ступінь окиснення підвищується відповідно до рівняння напівреакції:

$$I^- - ¸ \rightarrow I^0$$

В реакції «в» відновником є H_2SO_3, оскільки в сірки ступінь окиснення збільшується відповідно до рівняння напівреакції:

$$H_2SO_3 + H_2O - 2¸ \rightarrow H_2SO_4 + 4H^+$$

2. Знаходимо значення стандартних потенціалів відповідних напівреакцій:

а) $E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0{,}77B$; б) $E^0_{1^0_2/2I^-} = 0{,}54B$;
в) $E^0_{SO_4^{2-}/H_2SO_3^-} = 0{,}17B$;

3. Знаходимо найбільш сильний відновник. Оскільки найнижче значення потенціалу в напівреакції окиснення сірчаної кислоти, то саме ця речовина й буде найбільш сильним відновником.

Протікання окисно-відновної реакції в даному напрямку можливо лише тоді, коли потенціал відновлення окислювача, що використовується, більше потенціалу окиснення відновника, що використовується.

Приклад 2. Визначити, чи можна використовувати в стандартних умовах солі заліза (III) для окиснення іонів F^-, Br^- і I^- до простих речовин? Відповідь підтвердити розрахунками.

Рішення:

1. Знаходимо значення E^0 напівреакцій:

$E^0_{1^0_2/2I^-} = 0{,}53B$; $E^0_{Br_2^0/2Br} = 1{,}08B$;

$E^0_{F^0/2F^-} = 2.85B$; $E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0{,}17B$.

2. Оскільки значення $E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}$ більше значення $E^0_{1^0_2/2I^-}$, то іони Fe^{+3} здатні окислити іони I^- до простої речовини I_2. Отже, **із зазначених іонів тільки один I^- буде окислюватись іонами заліза (III)**.

Будь-яка ОВР завжди протікає в тому напрямку, якому відповідає позитивне значення різниці потенціалів окисника і відновника.

Однак необхідно пам'ятати, що в даному напрямку реакція протікає практично незворотньо при різниці потенціалів ΔE, більшої або рівної 0,4 В.

Якщо ж різниця потенціалів ΔE виявляється менше 0,4 В, то ОВР протікає зворотньо і напрямок реакції визначається умовами її проведення.

Приклад 3. Встановити, у якому напрямку можливо мимовільне протікання реакції:

$$SnCl_4 + 2FeCl_2 \leftrightarrow SnCl_2 + 2FeCl_3.$$

Рішення:

1. Знаходимо значення *E* напівреакцій:

$$E^0_{Sn^{4+}/Sn^{2+}} = 0{,}15B; \qquad E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0{,}77B.$$

2. Оскільки значення *E* напівреакції за участю іонів заліза більше значення *E* напівреакції за участю іонів олова, то іони Fe^{3+} будуть окисляти іони Sn^{2+} з утворенням іонів Fe^{2+} і Sn^{4+}. Це відповідає протіканню зазначеної реакції зправа наліво.

Із всіх можливих ОВР найбільш імовірною буде та реакція, якій відповідає максимальне значення різниці потенціалів окислювача й відновлювача, що використовувались.

Приклад 4. Використовуючи значення напівреакцій, визначити найбільш імовірний продукт відновлення іодат-іонів сірчаною кислотою:

а) $IO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightarrow I^- + 3H_2O, \quad E^0 = 1{,}08B;$

б) $IO_3^- + 6H^+ + 5\bar{e} \rightarrow 1/2\,I_2 + 3H_2O, \quad E^0 = 1{,}19B;$

в) $IO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightarrow I^- + 3H_2O, \quad E^0 = 1{,}08B;$

г) $SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2SO_3 + H_2O, \quad E^0 = 0.17B;$

Рішення:

1. Оскільки значення потенціалу напівреакції «г» менше значень потенціалів полуреацій «а», «б» і «в», то сульфіт-іони будуть відновниками стосовно іодат-іонів.

2. Для кожної з напівреакцій «а», «б» і «в» знайдемо різницю між її потенціалом і потенціалом напівреакції «г»:

$$E^0(а) - E^0(г) = 1{,}08В - 0{,}17В = 0{,}91В;$$
$$E^0(б) - E^0(г) = 1{,}91В - 0{,}17В = 1{,}02В;$$
$$E^0(в) - E^0(г) = 1{,}14В - 0{,}17В = 0{,}97В.$$

3. Видно, що максимальне значення ΔE° відповідає різниці між потенціалами напівреакцій «б» і «г». Отже, сірчиста кислота буде відновлювати іодат-іони до вільного іода.

Чим більше значення ΔE реакції, тим більше значення константи хімічної рівноваги і тим сильніше воно зміщено убік утворення продуктів.

Приклад 5. Розрахувати значення константи хімічної рівноваги для реакції окиснення сульфату заліза (II) перманганатом калію в сірчанокислому розчині, у якому концентрації всіх потенціалвизначаючих іонів рівний 1 моль/л.

Рішення:

1. Складемо рівняння даної ОВР, розставимо коефіцієнти методом електронного балансу й знайдемо значення **n.**

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$\begin{array}{r|c|c} Mn^{+7} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{+2} & 1 & 2 \\ Fe^{+2} - \bar{e} \rightarrow Fe^{+3} & 5 & 10 \end{array}$$

З рівнянь електронного балансу видно, що число електронів, відданих відновником і прийнятих окисником, тобто число n дорівнює 5.

Знайдемо значення потенціалів напівреакцій окислення іонів заліза (а) і відновлення перманганат-іонів у кислому середовищі (б):

а) $E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,77В$

б) $E^0_{MnO_4^-/Mn^{2+-}} = 1,51В;$

2. Розрахуємо значення ΔE^0 реакції:

$$\Delta E^0 = E^0_{MnO_4^-/Mn^{2+-}} - E^0_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 1,51В - 0,77В = 0,74В.$$

2. Обчислимо значення константи рівноваги:

$$K_{РІВН} = 10^{\frac{\Delta E*n}{0,059}} = 10^{\frac{0,74*5}{0,059}} \approx 5*10^{62}.$$

Таке велике значення константи рівноваги свідчить про те, що дана реакція протікає зліва направо практично незворотньо.

Вплив різних факторів на напрямок протікання окислювально-відновних реакцій

Окислювально-відновна реакція протікає в тому напрямку, у якому здійснюється напівреакція з більш високим значенням потенціалу. Тому фактори, що впливають на величину потенціалу, впливають і на напрямок протікання ОВР. До таких факторів відносяться:

1) концентрація потенціалвизначаючих іонів;
2) величина pH розчину;
3) температура розчину;
4) величина ДР малорозчинного продукту реакції;
5) величина константи нестійкості комплексного іона, що утвориться.

Розглянемо характер впливу кожного із цих факторів на напрямок протікання ОВР:

Вплив концентрацій потенціалвизначаючих іонів

Змінюючи значення концентрацій іонів у розчині, можна змінити напрямок протікання ОВР.

Приклад 6. Визначити напрямок протікання реакції

$$Sn^0 + Pb^{2+} \leftrightarrow Sn^2 + +Pb^0$$

при наступних значеннях концентрацій іонів:
а) $c(Pb^{2+}) = 1\ моль/л$; $c(Sn^{2+}) = 1моль/л.$;
б) $c(Pb^{2+}) = 0{,}15\ моль/л$; $c(Sn^{2+}) = 1{,}5моль/л.$;

Рішення:

1. Розрахуємо значення рівноважних електродних потенціалів для випадку «а» і визначимо напрямок реакції:

$$E_{Pb^{2+}/Pb^0} = E^0_{Pb^{2+}/Pb^0} - \frac{0{,}059}{n} * \lg\frac{1}{c(Pb^{2+})} = -0{,}13 - \frac{0{,}059}{2} * \lg\frac{1}{1} = -0{,}13В$$

Аналогічно вважаємо значення потенціалу олова:

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0{,}14 - \frac{0{,}059}{2} * \lg\frac{1}{1} = -0{,}14B.$$

Оскільки значення електродного потенціалу свинця більше, ніж в олова, то іони свинцю будуть окисниками стосовно олова й зазначена реакція буде протікати з***ліва направо.***

1) Розрахуємо значення рівноважних потенціалів для випадку «б» і визначимо напрямок реакції:

$$E_{Pb^{2+}/Pb^0} = E^0_{Pb^{2+}/Pb^0} - \frac{0{,}059}{n} * \lg\frac{1}{c(Pb^{2+})} = -0{,}13 - \frac{0{,}059}{2} * \lg\frac{1}{0{,}15} = -0{,}15В;$$

$$E_{Sn^{2+}/Sn^0} = -0{,}14 - \frac{0{,}059}{2} * \lg\frac{1}{1{,}5} = -0{,}13В.$$

У цьому випадку електродний потенціал більше в олова, тому його іони будуть окисниками стосовно свинцю й зазначена ОВР у даних умовах протікає з***права наліво.***

Вплив величини pH розчину

Змінюючи значення pH розчину, можна змінити напрямок протікання ОВР, якщо в ній беруть участь іони H^+ або OH^-.

Приклад 7. Чи зміниться напрямок протікання реакції в системі $K_3AsO_4 + KI + H_2SO_4 \leftrightarrow K_3AsO_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$ при зміні pH розчину від 0 до 8, якщо концентрації іонів $AsO_4^{\ 3}$, AsO_3^{3-}, I^- і молекул I_2 у розчині рівні 1 моль/л?

Рішення:

Дана ОВР здійснюється завдяки протіканню двох напівреакцій:

а) $AsO_4^{3-} + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow AsO_3^{3-} + H_2O;\ E^0 = 0{,}57В;$

б) $I_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2I^-;\ E^0 = 0{,}54В;$

Оскільки в напівреакції «а» беруть участь іони водню, її потенціал залежить від величини pH розчину. У напівреакції «б» іони H^+ не беруть участь, тому її потенціал залежить від величини pH.

2. Розрахуємо значення потенціалу напівреакції «а» при pH, що дорівнює 1моль/л. Тоді:

$$E_{AsO_4^{3-}/AsO_3^{3-}} = 0,57 - \frac{0,059}{2} * \lg\frac{1}{1*1^2} = 0,57В.$$

Оскільки при pH, рівному 0, потенціал напівреакції «а» більше потенціалу напівреакції *«б»,* арсенат-іони будуть проявляти окисні, а иодид-іони - відновні властивості, і зазначена реакція в цілому протікає з***ліва направо.***

3. Розрахуємо значення потенціалу напівреакції «а» при pH, рівному 8 і визначимо напрямок ОВР:

Якщо pH розчину дорівнює 8, то концентрація іонів водню становить $1*10^{-8}$

$$E_{AsO_4^{3-}/AsO_3^{3-}} = 0,57 - \frac{0,059}{2} * \lg\frac{1}{1*(10^{-8})^2} = 0,098В.$$

Оскільки при pH, що дорівнює 8, потенціал напівреакції «а» менше потенціалу напівреакції «б», те арсент-аніони AsO_3^{3-} будуть проявляти відновні, а молекули I_2 - окисні властивості. Це значить, що в даних умовах зазначена реакція протікає з**права наліво.**

Вплив температури на напрямок протікання ОВР

З рівняння Нернста видно, що величина електродного потенціалу залежить і від значення температури. Тому, змінюючи температуру розчину, можна змінити напрямок протікання деяких ОВР.

Приклад 8. Показати, як впливає зміна температури від 25 °С до 90 °С на напрямок протікання реакції:

$$Na_2Cr_2O_7 + 14HCl \leftrightarrow 3Cl_2 + 2CrCl_3 + 2NaCl + 7H_2O,$$

якщо концентрації іонів $Cr_2O_7^{2-}$ і Cr^{3+} рівні 1 моль/л, концентрація соляної кислоти дорівнює 1,32 моль/л, а парціальний тиск хлору -101,325 кПа.

Рішення:

1.Зазначена реакція складається із двох напівреакцій:

а) $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O;\ E^0 = 1,333В;$

б) $Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$; $E^0 = 1{,}359\,B$;

2. Розрахуємо значення потенціалів напівреакцій «а» і «б» при температурі 25°С и визначимо напрямок протікання ОВР:

$$а)\ E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = E^0_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} - \frac{2{,}303RT}{nF} * \lg \frac{c^2(Cr^{3+})}{c(Cr_2O_7^{2-}) * c^{14}(H^+)} =$$

$$= 1{,}333 - \frac{2{,}303*8{,}314*298}{6*96500} * \lg \frac{1}{1*1^{14}} = 1{,}350В$$

$$б)\ E_{Cl_2^0/Cl^-} = E_{Cl_2^0/Cl^-} - \frac{2{,}303RT}{nF} * \lg \frac{c^2(Cl^-)}{p(Cl_2^0)} =$$

$$= 1{,}359 - \frac{2{,}303*8{,}314*298}{2*96500} * \lg \frac{1{,}32^2}{1} = 1{,}352В$$

Оскільки в цьому випадку різниця потенціалів *АЕ* виявилася менше 0,45, у системі встановлюється хімічна рівновага. Але, з огляду на більше високе значення потенціалу напівреакції «б», робимо висновок, що при 25 °С більш сильними окисними властивостями характеризується хлор і що зазначена рівновага зміщена ***вліво.***

3. Розрахуємо значення напівреакцій при 90 °С и визначимо напрямок зсуву рівноваги:

$$а)\quad E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = E^0_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} - \frac{2{,}303RT}{nF} * \lg \frac{c^2(Cr^{3+})}{c(Cr_2O_7^{2-}) * c^{14}(H^+)} =$$

$$= 1{,}333 - \frac{2{,}303*8{,}314*363}{6*96500} * \lg \frac{1}{1*1^{14}} = 1{,}353В$$

$$б)\ E_{Cl_2^0/Cl^-} = E_{Cl_2^0/Cl^-} - \frac{2{,}303RT}{nF} * \lg \frac{c^2(Cl^-)}{p(Cl_2^0)} =$$

$$= 1{,}359 - \frac{2{,}303*8{,}314*363}{2*96500} * \lg \frac{1{,}32^2}{1} = 1{,}350В.$$

Таким чином, при температурі 90 °С більш високе значення потенціалу в напівреакції «а». Це значить, що більш сильні окисні властивості проявляють іони $Cr_2O_7^{2-}$ і рівновага реакції в цілому зміщена ***вправо.***

Вплив величини ДР малорозчинного продукту на напрямок протікання ОВР

Якщо в результаті ОВР утвориться малорозчинний продукт, то концентрація утворюючих його іонів у розчині різко зменшується. Внаслідок

цього змінюється потенціал відповідної напівреакції, що може привести до зміни напрямку ОВР.

Приклад 9. Визначити напрямок протікання реакцій при 25 °С у системах:

а) $2Ag + 2HCl \leftrightarrow H_2 + 2AgCl$;

б) $2Ag + 2HI \leftrightarrow H_2 + 2AgI$;

якщо концентрації хлороводню і йодоводню у розчині дорівнюють 1 моль/л, а тиск водню дорівнює 101,325 кПа.

Рішення:

1. Розрахуємо концентрацію іонів срібла в розчині над осадом AgCl, припустивши, що концентрація хлорид-іонів у розчині дорівнює концентрації НС1 і складає 1 моль/л:

$$c(Ag^+) = \frac{ПР(AgCl)}{c(Cl^-)} = \frac{1,8*10^{-10}}{1} = 1,8*10^{-10} \text{ моль/л}$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу срібла в даному розчині:

$$E_{Ag^+/Ag^0} = E^0_{Ag^+/Ag^0} - \frac{0,059}{n} * \lg\frac{1}{c(Ag^+)} = 0,8 - \frac{0,059}{1} * \lg\frac{1}{1,8*10^{-10}} = 0,225В.$$

3. Визначимо напрямок реакції «а»:

Оскільки в зазначених умовах потенціал водню дорівнює 0, а потенціал срібла дорівнює 0,225 В, то іони срібла проявляють окисні властивості стосовно водню і рівновагу реакції «а» зміщено ***вліво***. Тому металеве срібло не розчиняється в соляній кислоті.

4. Розрахуємо концентрацію іонів срібла в розчині над осадом AgI, припустивши, що концентрація йодид-іонів у розчині дорівнює концентрації HI і становить 1 моль/л:

$$c(Ag^+) = \frac{ПР(AgI)}{c(I^-)} = \frac{8,3*10^{-17}}{1} = 8,3*10^{-17} \text{ моль/л}$$

5. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу срібла в даному розчині:

$$E_{Ag^+/Ag^0} = E^0_{Ag^+/Ag^0} - \frac{0,059}{n} * \lg\frac{1}{c(Ag^+)} = 0,8 - \frac{0,059}{1} * \lg\frac{1}{8,3*10^{-17}} = -0,14В.$$

6. Визначимо напрямок реакції «б»:

Оскільки в розчині HI потенціал срібла менше потенціалу водню (дорівнюючого 0), то срібло буде окислятися іонами водню і рівновага реакції «б» фактично повністю зміщена вправо.

Таким чином, металеве срібло витісняє водень із розчину йодоводневої кислоти.

Вплив комплексоутворення на напрямок протікання ОВР

Якщо в результаті ОВР утворяться комплексні сполуки, у яких роль комплексоутворювача грають потенціалвизначаючі іони, то концентрація цих іонів у розчині різко зменшується. Внаслідок цього потенціали відповідних напівреакцій змінюються, що може привести до зміни напрямку ОВР.

Приклад 10. Визначити напрямок протікання реакцій при 25 ^{0}C у системах:

а) $Hg + 4HBr \leftrightarrow H_2 + H_2[HgBr_4]$;

б) $Hg + 4HI \leftrightarrow H_2 + H_2[HgI_4]$,

якщо концентрації HBr і Hl у розчинах рівні 2 моль/л, концентрації іонів $[HgBr_4]^{2-}$ і $[Hg1_4]^{2-}$ рівні 1 моль/л, тиск водню дорівнює 101,325 кПа .

Рішення:

1. Розрахуємо концентрацію іонів Hg^{2+}, що утворяться в результаті дисоціації іонів $[HgBr_4]^{2-}$. При цьому допускаємо, що концентрація іонів Br^- у розчині дорівнює концентрації HBr і становить 2 моль/л:

$$K_{(нест)}[HgBr_4]^{2-} = \frac{c(Hg^{2+})*c^4(Br^-)}{c([HgBr_4]^{2-})} = 2*10^{-22}$$

Звідси:

$$c(Hg^{2+}) = \frac{K_{(ннсс)}*([HgBr_4]^{2-})}{c^4(Br^-)} = \frac{2*10^{-22}*1}{2^4} = 1.25*10^{-23} \quad \text{моль/л.}$$

2. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу E_{Hg^{2+}/Hg^0} при даній концентрації іонів Hg^{2+}:

$$E_{Hg^{2+}/Hg^0} = E^0_{Hg^{2+}/Hg^0} - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{c(Hg^{2+})} = 0.85 - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{1.25*10^{-23}} = 0.174B.$$

3. Розрахуємо значення потенціалу E_{2H^+/H_2^0} припустивши, що концентрація іонів H^+ дорівнює концентрації HI і становить 2 моль/л:

$$E_{2H^+/H^0_{20}} = E_{2H^+/H_2^0} - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{c^2(H^+)} = 0 - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{2^2} = 0.018B.$$

4. Визначимо напрямок протікання реакції «а». Оскільки в цьому випадку більш високим є значення потенціал ртуті, то іони Hg^{2+}

(що утворилися з $[HgBr_4]^{2-}$) окиснюють молекули водню й реакція «а» протікає ***зправа наліво.***

5. Розрахуємо концентрацію іонів Hg^{2+}, що утворяться в результаті дисоціації іонів $[HgI_4]^{2-}$. При цьому припускаємо, що концентрація іонів I^- у розчині дорівнює концентрації HI і становить 2 моль/л:

$$K_{(нест)}[HgI_4]^{2-} = \frac{c(Hg^{2+})*c^4(I^-)}{c([HgI_4]^{2-})} = 1.48*10^{-30}$$

Звідси: $c(Hg^{2+}) = \frac{K_{(нест)}*c([HgI_4]^{2-})}{c^4(I^-)} = \frac{1.48*10^{-30}*1}{2^4} = 9.25*10^{-32}$ моль/л.

6. Розрахуємо значення рівноважного потенціалу E_{Hg^{2+}/Hg^0} доданої концентрації іонів Hg^{2+}:

$$E_{Hg^{2+}/Hg^0} = E^0_{Hg^2/Hg^0} - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{c(Hg^{2+})} = 0.85 - \frac{0.059}{2}*Lg\frac{1}{9.25*10^{-32}} = -0.065В.$$

7. Визначимо напрямок протікання реакції «б». Оскільки в цьому випадку більш високим є значення потенціалу водню, то іони H^+ окиснюють ртуть і реакція «б» протікає з***ліва направо.***

За цієї ж причини мідь витісняє водень із водяних розчинів ціанідів.

Питання для самостійної підготовки

1. Що таке *ступінь окиснення.* Які значення він може приймати? Чому дорівнює сума ступенів окиснення атомів у молекулі; в іоні?
2. Які реакції відносяться до окисно-відновних?
3. У чому полягають із погляду електронної теорії *процеси окиснення й відновлення?* Як змінюються значення ступенів окиснення атомів у результаті цих процесів?
4. Як залежать окисно-відновні властивості речовини від значень ступенів окиснення атомів, що входять до їх складу?
5. Наведіть приклади типових відновників.
6. Які речовини є типовими окисниками?
7. Наведіть приклади речовин, які залежно від умов можуть проявляти як окисні, так і відновні властивості?
8. Як класифікуються окисно-відновні реакції? Чим відрізняються реакції міжмолекулярного окиснення-відновлення від реакцій внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення; реакції диспропорціонування від реакцій компропорціонування?
9. Що є кількісною характеристикою окисно-відновних властивостей речовин? Що являє собою стандартний електродний (окисно-відновний) потенціал?

10. Які потенціали називаються рівноважними? Як вони зв'язані зі стандартними електродними потенціалами? Від яких факторів залежить величина рівноважного потенціалу?
11. Як зв'язані окисно-відновні властивості речовин зі значеннями електродних потенціалів відповідної напівреакцій?
12. Як оцінюється принципова можливість протікання ОВР у зазначеному напрямку?
13. Як визначається напрямок протікання ОВР?
14. Як можна визначити найбільш імовірну ОВР із декількох можливих реакцій?
15. Яка залежність константи хімічної рівноваги ОВР від значень електродних потенціалів напівреакцій?
16. Які фактори впливають на напрямок протікання ОВР? Охарактеризуйте вплив кожного з них.
17. Яка роль окисно-відновних реакцій у процесах життєдіяльності?
18. У чому полягає принципова відмінність ОВР, що протікають у живих організмах, від ОВР, що протікають у неживій природі?

Завдання для рішення

205. Методом електронного балансу розставити коефіцієнти в рівняннях ОВР, вказати окисник і відновник:

а) $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \rightarrow SnCl_4 + Sn(SO_4)_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O;$

б) $FeSO_4 + HNO_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Fe(NO_3) + NO_2 + H_2O;$

в) $P_4 + Sr(OH)_2 \rightarrow PH_3 + Sr(H_2PO_2)_2 + H_2O;$

207. Закінчити рівняння реакцій, методом електронного балансу розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник:

а) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2O \rightarrow$
$\rightarrow K_2SO_4 + MnO_2 + Fe(OH)SO_4 + [(Fe(OH)_2]_2SO_4;$

б) $Al + HClO_3 \rightarrow AlCl_3 + Al(ClO_3)_3 + H_2O;$

в) $FeS_2 + KOH + Cl_2 \rightarrow K_2FeO_4 + K_2SO_4 + KCl + H_2O;$

г) $H_2O_2 + Mn_3O_4 + H_2SO_4 \rightarrow O_2 + MnSO_4 + H_2O;$

д) $Fe(OH)_2 + NO_2 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O;$

е) $P_2S_3 + H_2SO_{4(êîíö\ .)} \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O;$

ж) $(NH_4)_2CrO_4 \rightarrow N_2 + NH_3 + Cr_2O_3 + H_2O.$

208. Визначити напрямок протікання в стандартних умовах наступних реакцій:

а) $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + ...$

б) $Ba(OH)_2 + Br_2 \rightarrow Ba(BrO_3)_2 + ...$

в) $KMnO_4 + PH_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + ...$

г) $H_3AsO_4 + Al + H_2SO_4 \rightarrow AsH_3 + ...$

д) $Ca(ClO)_2 + HCl \rightarrow Cl_2 + ...$

209. Які із зазначених реакцій можуть протікати в стандартних умовах:

а) $H_2O_2 + HOCl \leftrightarrow HCl + O_2 + H_2O;$

б) $H_3PO_4 + 2HI \leftrightarrow H_3PO_3 + I_2 + H_2O;$

в) $2FeCl_3 + Cu \leftrightarrow 2FeCl_2 + CuCl_2;$

г) $SnCl_4 + 2KI \leftrightarrow SnCl_2 + I_2 + 2KCl;$

д) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \leftrightarrow H_2SO_4 + 2HCl.$

210. У водяному розчині c(Hg^{2+}) = 0,01 моль/л, c(Fe^{3+}) = 0,01 моль/л, c(Fe^{2+}) = 0,001 моль/л. Яка з реакцій може протікати мимоволі:

а) $2FeCl_3 + Hg \rightarrow 2FeCl_2 + HgCl_2;$

б) $HgCl_2 + 2FeCl_2 \rightarrow Hg + 2FeCl_3;$

211. Закінчити рівняння реакцій дисмутації, розставити коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $K_2SO_3 \rightarrow K_2S + ...$

б) $HClO_3 \rightarrow ClO_2 + ...$

в) $P_4O_6 + H_2O \rightarrow PH_3 + ...$

г) $NO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_2)_2 + ...$

д) $Se + KOH \rightarrow K_2SeO_3 + ...$

212. Закінчити рівняння реакцій конмутації, розставити коефіцієнти методом електронного балансу:

а) $SO_2 + H_2S \rightarrow$

б) $Ca(ClO_3)_2 + HCl_{(конц.)} \rightarrow$

в) $H_2S + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$

г) $KMnO_4 + MnSO_4 + H_2O \rightarrow$

213. Чи можна хлоридом заліза (III) у розчині окислити сульфід натрію до сірки; до сульфіту натрію; до сульфату натрію? Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливої ОВР.

214. Чи буде окислятися фосфориста кислота при стандартних умовах по наступних схемах?

а) $H_3PO_2 + I_2 + H_2O \rightarrow$

б) $H_3PO_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow Ag^0 +$

в) $H_3PO_3 + Cd(NO_3)_2 + H_2O \rightarrow Cd^0 +$

г) $H_3PO_3 + Hg(NO_3)_2 + H_2O \rightarrow Hg^0 +$

Закінчите рівняння можливих реакцій, розставте коефіцієнти.

215. Чи можна при стандартних умовах приготувати розчин, що містить одночасно:

а) $KMnO_4$ *и* KI; б) $CuSO_4$ *и* $NaBr$; в) H_2O_2 *и* H_2S;

г) $Cu(NO_3)_2$ *и* BaI_2; д) Cl_2 *и* $CrCl_2$; е) $K_2Cr_2O_7$ *и* K_2S.

Проведіть відповідні розрахунки. Складіть рівняння можливих ОВР.

216. Розрахуйте значення константи рівноваги реакцій у стандартних умовах:

$SnCl_4 + 2TiCl_3 = SnCl_2 + 2TiCl_4;$

$SnCl_4 + 2CrCl_2 = SnCl_2 + 2CrCl_3$.

У якій з даних реакцій відбувається більш повне відновлення іонів олова?

217. Які із зазначених нижче речовин можуть проявляти тільки окисні властивостей; тільки відновні; як окисні, так і відновні властивості:

а) $KMnO_4$; MnO_2; V_2O_5; KI;

б) PbO_2; NH_3; KNO_2; $(NH_4)_2S$;

в) K_2SO_3; HNO_3; $CaCrO_4$; P_4O_6?

218. Оцінити можливість протікання ОВР між речовинами:

а) HNO_3 *и* P_2O_5; б) H_2S *и* $H_2SO_{4(конц.)}$; в) $K_2Cr_2O_7$ *и* $HClO_4$;

г) H_2S *и* NH_3; д) SnO *и* CrO_3; е) CH_2O *и* O_2.

Написати рівняння можливих ОВР, розставити коефіцієнти.

219. У якому напрямку протікають зазначені реакції в стандартних умовах:

а) $NO_3^- + Cr^{3+} + H_2O \leftrightarrow NO + Cr_2O_7^{2-} + H^+$;

б) $Fe^{2+} + Mn_4^- + H^+ \leftrightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+} + H_2O$;

в) $Co^{2+} + MnO_4^- + H^+ \leftrightarrow Co^{3+} + Mn^{2+} + H_2O$.

220. Чи можна використовувати оксид свинцю (IV) як окисник для здійснення в стандартних умовах зазначених реакцій:

а) $I_2 + 6H_2O - 10\bar{e} \rightarrow 2IO_3 + 12H^+$;

б) $Mn^{2+} + 4H_2O - 5\bar{e} \rightarrow MnO_4 + 8H^+$;

в) $Sn^{2+} - 2\bar{e} \rightarrow Sn^{4+}$;

г) $3Cr^{3+} + 7H_2O - 6\bar{e} \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + 14H^+$.

221. Визначити напрямок протікання реакції в системі

$$2Co^{2+} + Pb^{4+} \leftrightarrow 2Co^{3+} + Pb^{2+};$$

якщо концентрації іонів рівні:

$c(Co^{2+}) = 1*10^{-1}$ ïîëü/ë; $c(Co^{3+}) = 1*10^{-5}$ ïîëü/ë;

$c(Pb^{2+}) = 1*10^{-4}$ ïîëü/ë; $c(Pb^{4+}) = 1*10^{-2}$ ïîëü/ë.

222. Як впливає зниження величини pH розчину на величину окисно-відновного потенціалу напівреакції:

а) $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$;

б) $Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$;

в) $CrO_4^{2-} + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow CrO_4^- + 4OH^-$.

223. Яка з реакцій найбільш імовірна в стандартних умовах:

а) $SnCl_4 + Fe \rightarrow SnCl_2 + FeCl_2$;

б) $SnCl_4 + 2Fe \rightarrow Sn + FeCl_2$.

224. Чи можуть у стандартних умовах протікати реакції:

а) $Ag + H_2SO_{4(\text{ðàçá.})} \rightarrow Ag_2SO_4 + H_2$;

б) $Fe + FeCl_3 \rightarrow FeCl_2$;

в) $Cu + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow CuSO_4 + FeSO_4$;

г) $Hg + H_2S \rightarrow H_2 + HgS$?

225. За допомогою відповідних розрахунків покажіть, як зміниться потенціал напівреакції $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$ при збільшенні pH розчину від 0 до 2, якщо концентрації іонів $Cr_2O_7^{2-}$ і Cr^{3+} дорівнюють 1 моль/л.

226. Який з окисників - $KMnO_4$, PbO_2 або $K_2Cr_2O_7$ при стандартних умовах є найбільш ефективним стосовно HC1 при одержанні хлору? Проведіть відповідні розрахунки, складіть рівняння реакцій за участю зазначених окисників, розставте коефіцієнти.

227. Електродний потенціал цинку, поміщеного в розчин нітрату цинку, дорівнює -0,85 В. Обчислити значення молярної концентрації іонів цинк у данному розчині.

228. Визначите найбільш імовірні продукти реакцій у стандартних умовах:

а) $KMnO_4 + K_2S + H_2O \rightarrow$

б) $NaNO_2 + NaI + HCl \rightarrow$

в) $H_2O_2 + HI \rightarrow$

229. У якому середовищі перманганати проявляють найбільш сильні окисні властивості? Чому? Складіть рівняння ОВР взаємодії перманганату калію із сульфітом натрію в різних середовищах, розставте коефіцієнти.

230. Допишіть наведені нижче схеми, у яких зазначені іони тільки вихідних речовин. Підберіть коефіцієнти й напишіть відповідні рівняння реакцій у молекулярній формі:

а) $Fe^{3+} + I \rightarrow$ б) $Cr_2O_7^{2-} + NO_2^- + H^+ \rightarrow$ в) $NO_3^- + Zn + H^+ \rightarrow$

231. Розрахуйте масу перманганату калію, необхідного для приготування розчину об'ємом 0,5 дм із молярною концентрацією еквівалента даної солі 0,025 моль/л, якщо відомо, що приготовлений розчин буде використаний для окиснення в нейтральному середовищі.

232. Обчисліть молярну концентрацію еквівалента дихромату калію в розчині з масовою часткою його 10 % і щільністю розчину 1070 кг/м^3, якщо дихромат-іон відновлюється до Cr^{3+}.

233. Який з окисників: MnO_2; PbO_2, $K_2Cr_2O_7$ є найбільш ефективним стосовно HCl при одержанні хлору?

II. НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

ЗРАЗКОВА СХЕМА ОПИСУ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ І ЇХ СПОЛУК

1. Загальні відомості про хімічні елементи (положення в періодичній системі, відкриття, вміст у земній корі, основні природні сполуки).
2. Електронні конфігурації атомів.
3. Характер зміни атомних характеристик елементів по групах (атомна маса, ковалентний, металевий і іонний радіуси, потенціали іонізації, спорідненість до електрона, електронегативність, ступені окиснення).

4. Основні фізико-хімічні властивості простих речовин (агрегатний стан, колір, щільність, температура плавлення і кипіння, електропровідність).
5. Способи одержання (промислових і лабораторних) речовин.
6. Хімічні властивості простих речовин:
   а) реакції із простими речовинами (водень, кисень, галогени, сірка, азот, фосфор, вуглець, метали);
   б) реакції з найважливішими реагентами (вода, кислоти, луги, оксиди, солі).
7. Одержання, будова і хімічні властивості основних типів сполук.
   А. Бінарні сполуки:
   а) сполуки з воднем;
   б) галогеніди;
   в) оксиди;
   г) сполуки з іншими неметалами;
   д) сполуки з металами.
   Б. Багатокомпонентні сполуки:
   а) гидроксиди (кислоти, основи);
   б) солі;
   в) комплексні сполуки.
8. Взаємозв'язок між основними типами сполук.
9. Застосування:
   а) простих речовин;
   б) сполук.
10. Біологічна роль елементів і їх сполук в організмі людини і тварин. Застосування сполук елементів у медицині.

S-ЕЛЕМЕНТИ I и II ГРУП

1. З урахуванням електронної структури атомів охарактеризуйте можливі валентні стани s -елементів I і II груп. В чому полягає особливість валентних станів s-елементів у порівнянні з p-*елементами*?
2. Як у групах s-елементів змінюються радіуси атомів, енергія іонізації, спорідненість до електрона, електровідмінність? Як ці атомні характеристики змінюються при переході від I до II групи в межах одного періоду?
3. Привести приклади сполук лужних металів з різними типами хімічного зв'язку.
4. Охарактеризуйте здатність s - елементів утворювати координаційні сполуки.
5. Пояснити взаємне розташування лужних металів в електрохімічному ряді напруг металів.
6. Виходячи з положення Be і Mg в електрохімічному ряді напруг металів охарактеризуйте їхню здатність до взаємодії з водою.

7. Обґрунтуйте можливість одержання лужних металів хімічним шляхом. Напишіть відповідні рівняння реакцій.
8. Як змінюються основні властивості оксидів і гідроксидів s-елементів у міру збільшення порядкового номера елемента? Напишіть реакції, що характеризують амфотерні властивості оксиду і гідроксидуберилію.
9. Розглянути хімічні властивості гідридів s-елементів. Які особливості будови гідриду берилію? Напишіть рівняння реакцій взаємодії LiH і BaH_2 з водою і розведеною HC1.
10. Які процеси протікають при електролізі розплаву NaC1; при електролізі розчину NaC1?
11. Які сполуки утворяться при взаємодії s-елементів з киснем? Які іони перебувають у вузлах кристалічних решіток Li_2O, Na_2O_2, KO_2, KO_3, BaO, BaO_2? Визначити ступінь окиснення елементів у цих сполуках. Охарактеризуйте окисно-відновні властивості сполук s-елементів з киснем.
12. Сплав натрію з невідомим лужним металом загальною масою 6,2 г розчинили у воді масою 200 г. У результаті реакції виділився газ об'ємом 2,24 л (н.у.) і утворився розчин, у якому масова частка NaOH дорівнює 1,94 %. Визначити невідомий метал.
13. Змішали 1 моль оксиду кальцію, 2 моль карбіду кальцію і 3 моль фосфіду кальцію. Який об'єм води прореагує з 16 г такої суміші? Чому дорівнює маса основи, що утворилося?
14. Закінчити рівняння наступних процесів:

а) Na_2O+ H2SO4→

б) $Na_2O_2 + H_2SO_{4(p)} \rightarrow$

в) $BaO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

г) $NH_4Cl + Mg(OH)_2 \rightarrow$

д) $BeCl_2 + KOH \rightarrow$

е) $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t}$

ж) $Be + KOH + H_2O \rightarrow$.

15. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:

а) $Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaOH$;

б) $K \rightarrow KO_2 \rightarrow K_2O_2 \rightarrow K_2O \rightarrow KHSO_4 \rightarrow KCl$.

p-ЕЛЕМЕНТИ III ГРУПИ

1. Охарактеризуйте будову атомів p-*елементів* III групи. Які електронні конфігурації їх зовнішніх енергетичних рівнів в основному і збудженому станах? Які орбіталі в атомах зазначених елементів є валентними? Чому ці елементи відносяться до сімейства p-*елементів*?

2. Проаналізуйте характер зміни атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрона і електровідмінності атомів у ряді B - A1. Чим обумовлена немонотонність зміни цих атомних характеристик на відміну від інших груп p-*елементів*?
3. Які ступені окиснення проявляють зазначені елементи в сполуках? Як і чому змінюється стійкість однотипних сполук цих елементів у вищих ступенях окиснення при переході від бору до таллію?
4. Як можна пояснити різку відмінність фізичних і хімічних властивостей простих речовин бору і алюмінію? Порівняєте їх відношення до води, розчинам кислот, лугів і солей. Складіть рівняння відповідних реакцій.
5. Чим можна пояснити, що алюміній у звичайних умовах зовсім не взаємодіє із чистою водою, хоча його електродний потенціал значно менше 0, але бурхливо витісняє водень із водяних розчинів лугів?
6. Як і чому змінюються відбудовні властивості металів у ряді A1 - T1? Порівняйте характер їхньої взаємодії з водою, розчинами кислот, лугів і солей. Чим можна пояснити здатність таллія реагувати з водою при кімнатній температурі?
7. Чим по хімічних властивостях відрізняються оксид бору від оксиду алюмінію; гідроксид бору від гідроксиду алюмінію? У сполук якого елемента сильніше виражені кислотні властивості? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
8. Як можна пояснити, що при кімнатній температурі алюміній практично не реагує в розчині із $CuSO_4$, але бурхливо взаємодіє із $CuC1_2$?
9. Охарактеризуйте кислотно-основні властивості оксидів і гідро-ксидів A1, Ga, In і T1. Порівняйте їхнє відношення до розчинів кислот і лугів. Чи властива амфотерність сполукам таллію?
10. Які процеси протікають при поступовому додаванні надлишку розчину їдкого натру до розчину нітрату алюмінію? Напишіть рівняння відповідних реакцій, назвіть продукти. У вигляді яких часток алюміній утримується в лужних, нейтральних і кислих розчинах?
11. Як і чому змінюється ступінь гідролізу солей у ряді $Al(NO_3)_3$ – $Ga(NO_3)_3$ – In $(NO_3)_3$ - $T1(NO_3)_3$ у розчинах з їх однаковою концентрацією? Яка із солей, $TlNO_3$ або $T1(NO_3)_3$, гідролізується сильніше? Чому?
12. Сульфат алюмінію широко використовується для очищення води на водоочисних станціях. На чому засноване його застосування в даному процесі? Напишіть рівняння відповідних реакцій в іонній і іонно-молекулярній формах.
13. Медичний препарат «Алмагель» являє собою стабілізовану суспензію гідроксидів алюмінію і магнію. На чому засновано його застосування при печії? Чи можна приймати даний препарат при гіпоацидозі (зниженій кислотності шлункового соку)?
14. Який хімічний склад алюмокалієвих квасців? На чому засноване використання цієї речовини в медицині в якості кро-возупиняючого засобу?

15. Які процеси протікають при опусканні алюмінію, узятого в надлишку, у водяний розчин хлориду алюмінію? Напишіть рівняння реакцій, назвіть продукти.
16. Чи можна одержати сульфід алюмінію змішуванням водяних розчинів сульфату алюмінію і сульфіду калію? Чому? Які солі алюмінію принципово неможливо синтезувати у водяних розчинах? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
17. У чому принципова відмінність водневих сполук бору від гідридів інших р-*елементів* III групи? Які склад і будова найпростішого гідриду бору? У чому особливість хімічних зв'язків у ньому? Як можна пояснити неможливість існування молекули BH_3?
18. За рахунок чого молекули BF_3 приєднують до себе інші молекули або іони, наприклад, H_2O, NH_3, F^-? Чи можливо приєднання молекули CH_4? Чому? Як у результаті приєднання змінюється тип гібридизації орбіталей бору і його геометричне оточення?
19. У водяному розчині борної кислоти присутні аніони $[B(OH)_4]^-$. З огляду на це, напишіть рівняння електролітичної дисоціації борної кислоти в розчині. Чому дорівнює її основність?
20. Що утвориться при взаємодії борної кислоти з розчином гідроксиду натрію? Що таке «бура»? Який її хімічний склад? Напишіть рівняння реакцій гідролізу тетраборату натрію; взаємодії його із сірчаною кислотою в розчині.
21. Які речовини утворяться при гідролізі фториду та хлориду бору? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
22. Охарактеризуйте біологічну роль бору в процесах життєдіяльності рослин, тварин і людини. Які сполуки бору використовуються в медицині, у сільському господарстві, у побуті?
23. Сполуки якого з розглянутих елементів найбільш токсичні? Де вони знаходять застосування? Які запобіжні заходи необхідно дотримувати при роботі з ними?
24. Суміш алюмінію із сульфідом алюмінію розділили на 2 рівні частини. При внесенні однієї з них у воду виділився газ об'ємом 0,672 л (н.у.). При внесенні іншої частини суміші в розчин хлороводню, узятий у надлишку, виділилася суміш газів об'ємом 1,344 л (н.у.). Розрахувати масу вихідної суміші і масові частки речовин у ній.
25. Для підгодівлі кімнатних рослин використовується розчин, в 1 мл якого входить бор масою $5\text{-}10^{-4}$ г. Розрахуйте масу бури, необхідної для приготування такого розчину об'ємом 10 л.
26. Закінчити рівняння реакцій, розставте коефіцієнти:

а) $B + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$

б) $\hat{A}_2H_6 + NaH \rightarrow$

в) $Na[BH_4] + H_2O \rightarrow$

г) $H_3BO_3 + NaOH_{(раствор)} \rightarrow$

д) $Na_2B_4)O_7 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow$

е) Al+KOH+ $H_2O \rightarrow$

ж) $Al + NaOH_{(расплав.)} \rightarrow$

з) $Al + HNO_{3(оч.разбавл.)} \rightarrow$

и) $Al + NaNO_3 + NaOH + H_2O \rightarrow$

к) $Al_2O_3 + K_2CO_3 \xrightarrow{t}$

л) $Al_2O_3 + KOH + H_2O \rightarrow$

м) $Na_3[Al(OH)_6] + CO_3 \rightarrow$

н) $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2] \xrightarrow{t}$

о) $K_3AlO_3 + H_2O \rightarrow$

п) $AlN + HCl_{(избыток)} \rightarrow$

р) $Al(OH)_3 + NaF_{(избыток)} \rightarrow$

с) $Al_2(SO_4)_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$

т) $Al(NO_3)_3 \xrightarrow{t}$

у) $Al(OH)_3 + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow$

ф) $Al_2S_3 + KOH_{(избыток)} + H_2O \rightarrow$

х) $Al_4C_3 + H_2O \rightarrow$

27. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:

а) $Al \rightarrow Na_3AlO_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow [Al(OH)_2]_2SO_4 \rightarrow AlCl_3$;

б) $Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$;

в) $Al(NO_3)_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2S_3$;

г) $Al \rightarrow AlN \rightarrow Al(NO_3)_3 \rightarrow Al \rightarrow KAlO_2 \rightarrow Al_2O_3$.

p-ЕЛЕМЕНТИ IV ГРУПИ

1. Розгляньте будову атомів і можливі валентні стани p-елементів IV групи. Які ступені окиснення проявляють зазначені елементи в сполуках?
2. Охарактеризуйте зміну атомних радіусів, енергії іонізації, спорідненості до електрона і електронегативності в ряді C - Pb.
3. Як і чому змінюється стійкість сполук зазначених елементів у їхньому вищому ступені окиснення в ряді C - Pb?
4. Які прості речовини утворять p-*елементи* IV групи? Які типи кристалічних решіток характерні для них? Розгляньте будову алмазу, графіту, карбону, полікумулену, фулеренів (види зв'язків, типи гібридизації атомних орбіталей, просторове розташування атомів). Чому не існує графито-подібна модифікація кремнію?
5. Як і чому змінюється енергія зв'язку E - E в ряду вуглець -германій? Чим пояснюється здатність атомів вуглецю з'єднуватися в довгі ланцюги?
6. Як змінюються окисно-відновні властивості простих речовин при переході від вуглецю до свинцю? Охарактеризуйте їхнє відношення до води, кислот, лугів, солей. Напишіть рівняння відповідних реакцій.

7. Розгляньте будову молекул, стійкість, окисно-відновні властивості водневих сполук. Як змінюється температура кипіння в ряді CH_4 - SnH_4 (порівняти з аналогічними залежностями для гідридів р-елементів V-VII груп)? Чи можливо існування неграничних силанів при стандартних умовах?
8. Проаналізуйте будову молекули С. Чим можна пояснити високу енергію зв'язку в ній? Як енергія зв'язку позначається на стійкості та хімічній активності оксиду вуглецю (II)?
9. Чому енергія зв'язку Si - O більше енергії зв'язку C - O?
10. Чому оксид кремнію (IV), на відміну від CO_2, - тверда речовина?
11. Охарактеризуйте залежність кислотно-основних властивостей оксидів і гидроксидів зазначених елементів від ступеня їх окиснення. Як змінюються кислотно-основні властивості однотипних оксидів і гидроксидів у ряді вуглець - свинець? Приведіть відповідні рівняння реакцій.
12. Поясніть розходження в будові і у хімічних властивостях галогенідів р-елементів IV групи. До яких класів сполук ставляться $SiC1_4$, $GeC1_4$, $SnC1_4$; $SnC1_2$, $PbC1_2$? Напишіть рівняння реакцій гідролізу $SiC1_4$ і SiF_4.
13. Яка ступінь окиснення свинцю в оксидах PbO, PbO_2, Pb_3O_4? Як ці сполуки взаємодіють із розведеними і концентрованими розчинами HC1, H_2SO_4?
14. Які зі сполук р-*елементів* IV групи використовуються в лабораторній практиці як типові окисники? У якості відновників? Наведіть приклади реакцій з їх участю.
15. Як одержують CO_2 у лабораторії? Які з наведених речовин можна використовувати для осушки вуглекислого газу: концентровану сірчану кислоту, твердий їдкий натр, фосфорний ангідрид?
16. Які із зазначених солей гидролізуються сильніше: $Sn(NO_3)_2$ або $Pb(NO_3)_2$; Na_2CO_3 або Na_2SiO_3? Чому?
17. Чому у водяних розчинах неможливо синтезувати карбонати заліза (III), хрому (Ш), алюмінію? Які речовини можуть утворитися при змішуванні розчинів $Pb(NO_3)_2$ і Na_2CO_3?
18. Чи можливо в умовах, близьких до земних, виникнення життя не на основі сполук вуглецю, а на основі сполук кремнію?
19. Що являє собою активоване вугілля? Де воно використовується? Чим пояснюється його висока сорбуюча здатність?
20. Суміш кремнію з оксидом кремнію (IV) обробили надлишком розчину гідроксиду натрію, у результаті чого виділився газ об'ємом 6,72 л (н.у.). З розчину, що утворився, був виділений мета-силікат натрію масою 25 г. Обчислити значення масової частки кремнію у вихідній суміші.
21. Суміш вуглецю із свинцем обробили при нагріванні надлишком концентрованого розчину азотної кислоти, у результаті чого виділилася суміш газів об'ємом 15,68 л (н.у.). При пропущенні цієї суміші через надлишок вапняної води утворився осад масою 10 г. Обчислити значення масової частки вуглецю у вихідній суміші.

22. Закінчити рівняння наступних реакцій:
    а) $NaOH + H_2O + Si(C, Sn, Pb) \rightarrow$
    б) $NaOH + H_2O_2 + Ge \rightarrow$
    в) $H_2SO_{4(конц)} + Sn(C, Si, Pb) \rightarrow$
    г) $HNO_{3(конц)} + Sn(C, Si, Pb) \rightarrow$
    д) $MgSi + H_2SO_{4(разбавл.)} \rightarrow$
    е) $MnSO_4 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
    ж) $Sn + KOH + H_2O \rightarrow$
    з) $SiO_2 + HF \rightarrow$
    и) $SnCl_2 + NaBiO_3 + HCl \rightarrow H_2[SnCl_6] + ...$
    к) $GeCl_2 + O_2 + NaOH + H_2O \rightarrow$
    л) $Pb + KOH + H_2O \rightarrow$
    м) $PbS + H_2O_2 \rightarrow$.
23. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
    а) $CO_2 \rightarrow COCl_2 \rightarrow CO_2 \rightarrow C \rightarrow Al_4C_3 \rightarrow CH_4$;
    б) $Si \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_4SiO_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow SiCl_4 \rightarrow K_2SiO_3$;
    в) $CO_2 \rightarrow NH_4HCO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow COBr_2$;
    г) $Pb \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow PbO_2 \rightarrow Pb_3O_4 \rightarrow PbCl_2 \rightarrow H_2[PbCl_6]$.

p-ЕЛЕМЕНТИ V ГРУПИ

1. Розглянути особливості будови атому азоту і його валентних станів у порівнянні з фосфором і інших елементів підгрупи.
2. Як змінюються радіус атома і енергія його іонізації в ряді азот - вісмут? Який взаємозв'язок з фізичними і хімічними властивостями сполук цих елементів?
3. Як змінюється стійкість сполук у ступені окиснення +5 у ряді фосфор - вісмут?
4. Складіть рівняння реакцій одержання азоту і фосфору з їх сполук.
5. Які умови синтезу аміаку із простих речовин? Відповідь мотивуйте.
6. Як змінюються енергія і полярність зв'язку Е - Н у ряді аміак -вісмутин і який їхній вплив на фізичні та хімічні властивості цих сполук?
7. Які особливості протікання реакції окиснення аміаку киснем повітря?
8. Які речовини утворяться при пропущенні через розчин аміаку газів: CO_2, NO, NO_2, SO_2, SO_3?
9. Приведіть характерні для аміаку реакції (приєднання, заміщення).
10. Які речовини можна використовувати для осушки газоподібного аміаку: фосфорний ангідрид, концентровану сірчану кислоту, каустичну соду, твердий КОН? Відповідь мотивуйте.
11. Складіть рівняння реакцій термічного розкладання нітрату, нітриту, фосфату, хлориду і дихромату амонію. Як довести, що перераховані солі є солями амонію?
12. Зобразити структуру оксидів азоту і написати рівняння реакцій їх взаємодії з водою і розчином лугу.

13. Чи відносяться реакції взаємодії диоксиду азоту з водою і з розчином лугу до окисно-відновних? Відповідь підтвердити рівняннями реакцій.
14. Складіть рівняння реакцій, у яких азотиста кислота є: а) відновником; б) окисником.
15. Зобразити структуру азотної кислоти. Скласти рівняння реакції її розкладання.
16. Чи виділяється водень при взаємодії розведеної азотної кислоти з активними металами?
17. Яка дія концентрованої азотної кислоти на метали? До якого ступеня окиснення при цьому відновлюється азот? Що таке пасивація металу?
18. Складіть рівняння реакцій термічного розкладання нітратів калію, міді, свинцю та срібла.
19. Чим обумовлена різна хімічна активність білого й червоного фосфору? Зобразити їхню структуру.
20. Складіть рівняння реакцій горіння фосфіну і аміаку.
21. Складіть рівняння реакцій взаємодії з водою фосфідів кальцію, алюмінію й цинку, що використовуються у якості ядохімікатів. Чи є дані реакції окисно-відновними?
22. Складіть графічні формули оксидів і кислот фосфору. Визначьте валентність, координаційне число і ступінь окиснення фосфору в цих молекулах, а також основність фосфорних кислот.
23. Складіть рівняння реакцій одержання фосфорної кислоти (двома способами) у промисловості, а також фосфорних добрив (простого й подвійного суперфосфату, преципітату й аммофосу).
24. Напишіть в іонній і іонно-молекулярній формі рівняння реакції гідролізу фосфату натрію. Яка реакція середовища водяних розчинів фосфату і дигідрофосфату натрію?
25. Які полімерні сполуки фосфору відіграють важливу роль у життєдіяльності живих організмів?
26. Складіть рівняння гідролізу хлоридів фосфору. Що таке галогенангідрид?
27. Як змінюються кислотно-основні властивості гідроксидів р-*елементів* V групи?
28. До складу яких біомолекул організму входять фосфор і азот?
29. Всі оксиди азоту повністю реагують із розпеченою міддю, утворюючи CuO і N_2. Яка формула оксиду азоту, якщо маса отриманого CuO склала 0,7105 г і азот виділився об'ємом 200 $см^3$ (н.у.)?
30. Закінчіть рівняння реакцій і розставте коефіцієнти:

а) $Li + N_2 \rightarrow$

б) $Mg_3N_2 + H_2O \rightarrow$

в) $HNO_2 + H_2O_2 \rightarrow$

г) $HNO_2 + H_2S \rightarrow$

д) $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

е) $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$

ж) $NO_2 + H_2O \rightarrow$

з) $N_2O_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

и) $N_2H_4 + O_2 \rightarrow$

к) $NH_4Cl + CuO \rightarrow$

л) $HNO_{3(êîíö\ ,)} + Cu(Ag, Zn, Fe, Al, Mg) \rightarrow$

м) $HNO_{3(\ ðàçá,)} + Cu(Ag, Zn, Fe, Al, Mg) \rightarrow$

н) $Sb_2O_5 + KOH + H_2O \rightarrow$

о) $H_3PO_3 + AgNO_3 + H_2O \rightarrow$

п) $H_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow$

р) $As_2S_5 + HNO_{3(конц,)} \rightarrow$

с) $PH_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

т) $HNO_3 + Cu_2S \rightarrow$

у) $NaBiO_3 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow$

ф) $Sb + HNO_{3(конц,)} \rightarrow$

31. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

а) $NH_3 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow KNO_3 \rightarrow O_2$;

б) $Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P_4 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow (ZnOH)_3PO_4 \rightarrow Zn(H_2PO_4)_2 \rightarrow Zn_3(PO_4)_2$;

в) $P_4 \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_4O_{10} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$;

г) $HNO_3 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 \rightarrow Na_3N \rightarrow NH_4NO_3$.

p-ЕЛЕМЕНТИ VI ГРУПИ

1. Розглянути будову атомів і валентні стани елементів головної підгрупи VI групи.
2. Як змінюються радіуси, іонізаційні потенціали, спорідненість до електрона і електронегативність у ряді кисень - полоній?
3. Як і чому змінюється агрегатний стан і склад простих речовин у ряді O - Po?
4. Проілюструйте відповідними реакціями характер зміни окисно-відновних властивостей у ряді кисень - полоній.
   Як змінюються температури плавлення, кипіння й термічна стійкість у ряді H_2O - H_2Po?
5. Дати порівняльну характеристику зміни кислотно-основних і окисно-відновних властивостей водневих сполук елементів VI групи.
6. Розглянути розчинність і схильність до гідролізу сульфідів різних металів.
7. Розглянути способи одержання оксидів сірки. Як змінюються окисно-відновні властивості цих сполук?
8. Сірчиста кислота і її солі. Будова, окисно-відновні властивості, застосування.
10. Як змінюється стійкість, кислотні властивості і окисно-відновна здатність у ряді H_2SO_3 - H_2TiO_3?

11. Яку реакцію середовища мають розчини Na_2SO_3 і $NaHO_3$? Обчисліть $K_г$ для сульфіт- і гідросульфіт-іонів, користуючись значенням констант дисоціації сірчистої кислоти.
12. Сірчана кислота. Її будова, одержання, кислотні і окисні властивості. Характер взаємодії з металами й неметалами. Проілюструвати реакціями.
13. Який характер зміни кислотних і окисних властивостей у ряді сірчана - телурова кислоти?
14. Що таке олеум? Яка його хімічна природа? Що таке полісірчані кислоти? Намалювати структуру дисерчаної кислоти.
15. Дати характеристику політіоновим кислотам і їх солям.
16. Тіосірчана кислота. Її будова й окисно-відновні властивості тіосульфат-іону.
17. Що таке пероксидисірчана кислота? Способи її одержання, властивості і застосування.
18. Суміш бертолетової солі з каталізатором (MnO_2) загальною масою 125 г нагріли і одержали суміш твердих речовин, у якій масова частка каталізатора дорівнює 2,5 %. Обчислити об'єм газу (н.у.), що виділився при прожарюванні вихідної суміші, якщо масова частка MnO_2 у ній дорівнює 2 %.
19. Написати рівняння наступних реакцій:

а) $FeS_2 + O_2 \rightarrow$

б) $S + NaOH \rightarrow$

в) $H_2S + SO_2 \rightarrow$

г) $Na_2S + S \rightarrow$

д) $NaBr + H_2SO_{4(конц,)} \rightarrow$

е) $H_2SO_{4(конц,;\ разб.)} + Fe, Al, Cu, Zn \rightarrow$

ж) $H_2SO_{4(конц,;\ разб.)} + C, P, I_2 \rightarrow$

з) $Na_2S_2O_3 + Cl_2 \rightarrow$

и) $Na_2S_2O_3 + I_2 \rightarrow$

к) $H_2S + K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$

л) $SO_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$

м) $Na_2SO_3 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow$

н) $H_2SeO_4 + Au \rightarrow$

о) $SO_2 + NO_2 \rightarrow$

п) $As_2S_3 + HNO_3 + H_2O \rightarrow$

р) $Se + NaOH \rightarrow$

с) $Al_2Te_3 + H_2O \rightarrow$

т) $H_2S + HNO_3 \rightarrow$

у) $SO_2 + SeO_2 \rightarrow$

ф) $H_2Se + S \rightarrow$

ц) $Na_2S_2O_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

ч) $K_2S_2O_8 + FeSO_4 \rightarrow$

20. Чи можна одержати H_2O_2 безпосередньою взаємодією водню й кисню? Відповідь обґрунтувати.
21. Вказати способи одержання пероксиду водню, навести рівняння реакцій.
22. Описати будову молекули H_2O_2. Чому ця молекула полярна?
23. Написати рівняння реакції розкладання пероксиду водню. До якого типу окисно-відновних реакцій вона відноситься?
24. Навести приклади окисної і відновної дії H_2O_2. На чому засноване застосування H_2O_2 в медицині.
25. Написати в іонно-молекулярній формі рівняння реакції гідролізу Na_2O_2. Чи збереже розчин пероксиду натрію свої властивості, що білять, у киплячому розчині?
26. Написати рівняння реакцій взаємодії пероксиду водню з перманганатом калію в кислому середовищі; йодидом калію в кислому середовищі; хромітом калію в лужному середовищі.
27. Навести приклади і написати структурні формули пероксокислот.
28. Який з осушувачів - концентровану сірчану кислоту, твердий луг або безводний хлорид кальцію - можна використовувати для осушення сірководню?
29. Які солі сірчаної кислоти й чому застосовують у медичній практиці?
30. Закінчити рівняння наступних реакцій:

а) $H_2O_2 + NaI \rightarrow$

б) $Na_2O_2 + NaBr + H_2SO_4 \rightarrow$

в) $H_2O_2 + KMnO_4 \rightarrow$

г) $H_2O_2 + K_2CrO_7 + HCl \rightarrow$

д) $H_2O_2 + As_2S_3 + NaOH \rightarrow$

е) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

ж) $TeO_2 + KOH \rightarrow$

з) $PoO_2 + HNO_3 \rightarrow$

и) $TeO_2 + H_2O_2 + H_2O \rightarrow$

к) $O_3 + CrCl_3 + KOH \rightarrow$

л) $O_3 + PbS \rightarrow$

м) $H_2O_2 + I_2 \rightarrow$

31. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

$S \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow Na_2S_n \rightarrow SO_2 \rightarrow S;$

$SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2S_2O_7;$

$KMnO_4 \rightarrow O_2 \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow H_2O_2 \rightarrow I_2;$

$NaHSO_3 \rightarrow Na_2S_2O_5 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6;$

p-ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ

1. Проаналізувати закономірності в зміні радіусів атомів, іонізаційних потенціалів, спорідненості до електрона, електронегативності атомів, а також енергії хімічного зв'язку і термічної стійкості молекул у ряді галогенів.
2. Які ступені окиснення проявляють галогени у своїх сполуках? Які особливості валентних станів фтору?
3. Проілюструвати реакціями промислові і лабораторні способи одержання галогенів.
4. Дати порівняльну характеристику окислювально-відновних властивостей галогенів на прикладах різних реакцій.
5. Написати рівняння реакцій одержання всіх галогенводнів. Які особливості цих процесів?
6. Як змінюються основні фізичні властивості і міцність молекул у ряді HF - HI?
7. Проаналізуйте характер зміни окисно-відновних і кислотних властивостей у ряді галогенводнів.
8. Написати рівняння реакцій взаємодії галогенів з водою і розчинами лугів (холодними й гарячими).
9. Як іде розкладання хлорноватистої кислоти під дією світла, при нагріванні, у присутності водовіднімаючої речовини?
10. Які реакції використовуються звичайно для одержання хлоратів і перхлоратів?
11. Дією яких галогенів можна виділити вільний бром з розчинів: а) броміду калію; б) бромата калію? Обґрунтувати даними про стандартні електродні потенціали і проілюструвати реакціями.
12. Як змінюються сила кислот і окисні властивості в рядах:
    $HClO$ - $HClO_2$ – $HclO_3$ - $HClO_4$ і $HClO$ - $HBrO$ - HIO? Чому?
13. Що таке хлорне вапно, жавелева вода? Проілюструвати реакціями їх властивості.
14. Порівняти схильність до гідролізу солей у рядах:
    1) $KClO$ - $KC1O_2$ - $KC1O_3$ - $KClO_4$;
    2) $KClO$ - $KBrO$ - KIO?
15. Обґрунтувати неможливість одержання оксидів галогенів їх прямою взаємодією з киснем.
16. Яку геометричну конфігурацію мають іони ClO^-, ClO_2^-, ClO_3^-, ClO_4^-?
17. Які неорганічні сполуки хлору, фтору, брому та йоду застосовуються в медицині?
18. Невідомий галогенводень пропустили через розчин лугу масою 100 г з масовою часткою КОН 11,2 %. У нейтральному розчині, що утворився, масова частка солі дорівнює 13,89 %. Визначити галогенводень.
19. Розрахувати об'єм хлору (н.у.) і об'єм розчину гидроксиду калію з його масовою часткою 50 % і щільністю 1,538 г/мл, що необхідний для одержання бертолетової солі масою 250 г, якщо її масова частка дорівнює 88 %.

20. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

а) $PbBr_2 \rightarrow HBr \rightarrow Br_2 \rightarrow KBrO_3 \rightarrow HBrO_3 \rightarrow FeBr_3$;

б) $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow HCl$;

в) $Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow KClO_4 \rightarrow HClO_4 \rightarrow ClO_2 \rightarrow HClO_3$;

21. Написати рівняння наступних реакцій:

а) $K_2Cr_2O_7 + HCl_{(êîíö\ ,)} \rightarrow$

б) $KI + H_2SO_{4(êîíö\ ,)} \rightarrow$

в) $HBrO_3 + I_2 \rightarrow$

г) $I_2 + HNO_{3(êîíö\ ,)} \rightarrow$

д) $HClO_3 + HCl \rightarrow$

е) $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_{4(\ ðàçá.)} \rightarrow$

ж) $I_2 + H_2S_{(p-p)} \rightarrow$

з) $KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

и) $Cl_2 + I_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$

к) $Cl_2 + KI + KOH \rightarrow$

л) $HClO_4 + P_2O_5 \rightarrow$

м) $CaOCl_2 + HCl \rightarrow$

н) $HCl + PbO_2 \rightarrow$

о) $Br_2 + F_2 + H_2O \rightarrow$

п) $HClO_3 + P + H_2O \rightarrow$

ЗАГАЛЬНА ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЕЛЕМЕНТІВ

1. Зіставте зміну атомних радіусів, енергії іонізації і електронегативність елементів у головних і побічних підгрупах.
2. Чим пояснюється близькість атомних радіусів d-*елементів* V періоду і d-*елементів* VI періоду однієї групи?
3. Розглянути особливості зміни основних характеристик атома для d-*елементів* III групи.
4. Чому більшість з d-*елементів* проявляють змінний ступінь окиснення? Які з d-*елементів* проявляють постійний ступінь окиснення?
5. Як змінюються стійкість і окисні властивості сполук d-*елементів* у вищих ступенях окиснення в підгрупах?
6. Розглянути особливості хімії d-*елементів* у порівнянні з хімією s- і p-елементів.
7. Як змінюються кислотно-основні властивості гідроксидів того ж самого d-*елемента* залежно від ступеня окиснення?
8. Як змінюються кислотні властивості кислот d-*елементів* V-VIII груп у вищих ступенях окиснення?

9. Чим обумовлена більша схильність до комплексоутворення d-*елементів*? Для яких з d-*елементів* вона проявляється в найбільшому (найменшому) ступені?
10. Розглянути координаційний, іонізаційний, гідратний, цис-транс- і оптичний (дзеркальний) типи ізомерії комплексних сполук.
11. Які (катіонні або аніонні) форми більш характерні для d-*елементів*:
    а) у нижчих ступенях окиснення;
    б) у вищих ступенях окиснення?

d-ЕЛЕМЕНТИ VI ГРУПИ

1. Які ступені окиснення характерні для d-елементів VI групи? Наведіть по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення і назвіть їх.
2. Порівняйте електронну структуру атомів хрому і сірки. Які ступені окиснення реалізуються для цих елементів? У якому ступені окиснення ці елементи проявляють подібність у властивостях?
3. Які оксиди утворяться при прожарюванні хрому, молібдену і вольфраму на повітрі?
4. Охарактеризуйте відношення хрому, молібдену і вольфраму до води, кислот і лугів. Чому хром не розчиняється у воді, хоча $E°_{Cr^{3+}/Cr}$ = - 0.74 В?
5. Як змінюються кислотно-основні властивості оксидів у ряді CrO - CrO_3? Наведіть реакції, що показують амфотерність гідроксиду хрому(III). Як взаємодіють оксиди хрому (II, III, VI) із соляною і сірчаною кислотами?
6. Як змінюються кислотні властивості в ряді H_2CrO_4 - H_2WO_4?
7. Напишіть координаційні формули сполук:

$$CrCl_3 * 2KCN * NH_3;$$
$$Cr(NO_3)_3 * 2NaI * NaBr;$$
$$K_2SO_3 * Cr_2(SO_3)_3 * 4H_2O.$$

   Назвіть ці комплексні сполуки. Напишіть рівняння первинної і вторинної електролітичної дисоціації цих сполук. Напишіть вираз константи нестійкості для іона $\left[Cr(NO_3)_3BrI_2\right]^{3-}$

8. У яких формах перебуває Cr^{3+} у водяних розчинах при різних pH? Наведіть і назвіть можливі комплексні сполуки Cr^{3+}, які можуть при цьому утворюватися.
9. Напишіть рівняння гідролізу $Cr_2(SO_4)_3$ на першій і другій ступенях. Які умови необхідно дотримувати при готуванні розчинів солей Cr^{3+}, щоб зменшити гідролізуємість катіону? Чи можна одержати у водяних розчинах Cr_2S_3?
10. Чому водні розчини дихромату лужного металу мають кисле середовище? Як зміниться колір такого розчину при додаванні лугу? Проілюструйте відповідними рівняннями реакцій стан рівноваги:

$Cr_2O_7^{2-} + {}^{-}H_2O \Leftrightarrow 2CrO_4^{2-} + 2H^+$?

11. Чому при взаємодії солей барію з розчинами хромату і дихромату калію випадають осади однакового складу? Розглянути окисні властивості $K_2Cr_2O_7$ при різних pH розчинів.
12. Проведіть термодинамічний аналіз реакції:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O.$$

Проаналізуйте умови проведення цієї реакції.

13. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:

а) $Cr(NO_3)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] \rightarrow K_3CrO_3 \rightarrow Cr(H_2PO_4)_3 \rightarrow CrPO_4$;

б) $Cr_2O_3 \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6]$;

в) $CrSO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow CrO_3 \rightarrow Cr_2O_3$.

14. Що більше піддається гідролізу: $CrCl_2$ або $CrCl_3$; $CrCl_3$ або $Na_3[Cr(OH)_6]$; $CrCl_3$ або $Cr(CH_3COO)_3$; $CrCl_3$ або $MoCl_3$; K_2CrO_4 або K_2WO_4.
15. Закінчити рівняння відповідних реакцій:

а) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow$

б) $CrCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$

в) $Mo + HNO_3 \rightarrow$

г) $Cr + KClO_3 + KOH \rightarrow$

д) $Cr_2(SO_4)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$

е) $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow$

ж) $Cr_2O_3 + NaNO_3 + NaOH \rightarrow$

з) $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow$

и) $Na_2CrO_4 + NaBr + HCl \rightarrow$

к) $MoS_2 + HNO_3(\text{конц.}) \rightarrow$

л) $CrO_3 + HCl(\text{конц.}) \rightarrow$

м) $K_2Cr_2O_7 + H_2O_2 + HCl \rightarrow$

16. Яку роль виконує молібден у складі молібденвміщуючих ферментів?

d-ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ

1. Які ступені окиснення характерні для d-елементів VII групи? Наведіть по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення і назвіть їх.
2. Наведіть приклади катіонної і аніонної форм сполук марганцю (III) і марганцю (IV).
3. Вказати розходження в будові атомів елементів підгрупи марганцю і галогенів. В якому ступені окиснення марганець і хлор проявляють найбільшу подібність у властивостях? Наведіть відповідні приклади.
4. Напишіть рівняння реакцій, у яких сполуки марганцю проявляють а) окисні, б) відновні властивості, в) окисні і відновні одночасно. Які сполуки марганцю можуть проявляти окисно-відновну подвійність?

5. Охарактеризуйте положення Mn, Tc, Re в ряді напруг і їхнє відношення до води, кислот, лугів.
6. Проаналізуйте кислотно-основні властивості гідроксидів (оксидів) марганцю (II, IV, VII).
7. Розглянути окисні властивості $KMnO_4$ у різних середовищах. Що представляють собою продукти відновлення $KMnO_4$ у кислих, нейтральних і лужних середовищах? Як змінюється колір розчинів у процесі відновлення $KMnO_4$?
8. Охарактеризуйте взаємодію соляної кислоти з оксидами марганцю MnO, MnO_2, Mn_2O_7.
9. Що більше гідролізується:
   а) $MnC1_2$ або $MnC1_4$;
   б) K_2MnO_4 або $KMnO_4$.
10. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
    а) $KMnO_4 \rightarrow MnO_2 \rightarrow MnCl_2 \rightarrow HMnO_4 \rightarrow KMnO_4$;
    б) $KMnO_4 \rightarrow MnSO_4 \rightarrow MnCO_3 \rightarrow MnO \rightarrow Na_2MnO_4$;
    в) $Na_2MnO_4 \rightarrow NaMnO_4 \rightarrow Na_2MnO_4 \rightarrow MnO_2 \rightarrow Na_2MnO_4$.
11. Закінчити рівняння реакцій, вказати окисник, відновник і тип окисно-відновної реакції:
    а) $MnCl_2 + Br_2 + KOH \rightarrow$
    б) $MnSO_4 + NaBiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
    в) $MnO_2 + PbO_2 + HNO_3 \rightarrow$
    г) $MnO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow$
    д) $KMnO_4 + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
    е) $KMnO_4 + K_2S + KOH \rightarrow$
    ж) $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2O \rightarrow$
    з) $KMnO_4 + C_3H_5(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
    и) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
    к) $KMnO_4 + MnCl_2 + H_2O \rightarrow$
    л) $KMnO_4 \xrightarrow{t}$
    м) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow$
12. Розглянути біологічну роль манганвміщуючих сполук. Вкажіть біологічні ефекти іонів Mn^{2+}.

d-ЕЛЕМЕНТИ VIII ГРУПИ

1. Які ступені окисуtння характерні для заліза, кобальту і нікелю? Приведіть по два приклади сполук цих елементів у характерних ступенях окиснення і назвіть їх.
2. Як взаємодіють залізо, кобальт і нікель із азотною, сірчаною і соляною кислотами? Як ці метали взаємодіють із водою, з водяними розчинами солей?

3. Розглянути процеси корозії оцинкованого і лудженого заліза. Чи впливає на корозію присутність O_2 і CO_2 у навколишньому середовищі?
4. Пояснити значне зменшення стандартного електродного потенціалу системи $Co^{3+} + e = Co^{2+}$ у лужних середовищах і розчинах, що містять CN^-.
5. Використовуючи значення констант нестійкості іонів $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ і $[Co(CN)_6]^{3+}$, визначити можливість протікання процесу:

$$\left[Co\left(NH_3\right)_6\right]^{3+} + 6CN \Leftrightarrow [Co\left(CN\right)_6]^{3-} + 6NH_3$$

6. Розглянути стан іонів Fe^{3+} у водяних розчинах при різних pH.
7. Проаналізуйте гідролізуємість FeS і FeO_4. Для FeO_4 напишіть рівняння першого ступеня гідролізу.
8. Що більше гідролізується:
   а) $FeCl_3$ *или* $FeCe_2$;
   б) $FeCl_3$ *или* $K_3[Fe(CN)_6]$;
   в) $FeCl_3$ *или* $K_3[Fe(OH)_6]$;
   г) $FeCl_3$ *или* K_2FeO_4.
9. Проаналізуйте з погляду термодинаміки алюмотермічний спосіб одержання заліза. Де знаходить застосування цей спосіб? Чи можна використовувати цинк і магній для відновлення заліза?
10. Як змінюється стійкість до окиснення в ряді Fe(II) - Co(II) -Ni(II)? Як змінюється окисна здатність у ряді Fe(III) - Co(III) - Ni(III)? Охарактеризуйте умови одержання гідроксидів $Me(OH)_2$ і $Me(OH)_3$.
11. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
    а) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe\left(OH\right)_2 \rightarrow Fe\left(OH\right)_3 \rightarrow Na_2FeO_4$;
    б) $Na_2FeO_4 \rightarrow Fe\left(OH\right)_3 \rightarrow NaFeO_2 \rightarrow Fe\left(OH\right)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeO$;
    в) $Fe_3O_4 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeS \rightarrow Fe\left(NO_3\right)_3$.
12. Закінчити рівняння реакцій:
    а) $Fe + O_2 + H_2O \rightarrow$
    б) $Fe\left(OH\right)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$
    в) $FeSO_4 + O_2 + H_2O \rightarrow$
    г) $FeSO_4 + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
    д) $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$
    е) $Co(OH)_3 + HCl \rightarrow$
    ж) $Ni(OH)_3 + HCl \rightarrow$
    з) $FeCl_3 + KI \rightarrow$
    и) $Fe(OH)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$
    к) $FeS_2 + HNO_3(конц.) \rightarrow$
    л) $\hat{E}_4[Fe(CN)_6] + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$
    м) $K_2FeO_4 + H_2O \rightarrow$

н) $K_2FeO_4 + H_2Cl(конц.) \rightarrow$

о) $K_2FeO_4 + HNO_3 \rightarrow$

13. Приведіть характерні реакції на іони Fe^{2+} і Fe^{3+}.
14. Які реакції лежать в основі демонстраційного досвіду «поріз руки», «зцілення»?
15. Розглянути структуру гемоглобіну. Який принцип дії гемоглобіну в живому організмі?

d-ЕЛЕМЕНТИ І ГРУПИ

1. Охарактеризуйте будову атомів d-елементів I групи. Яка електронна конфігурація їх зовнішніх енергетичних рівнів в основному стані? Які орбіталі в атомах міді, срібла і золота є валентними?
2. Розглянути зміну атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрона і електронегативності в ряді Cu - Au. Чому радіус атома міді (Z=29) менше радіуса атома калію (Z=19)? Чому радіуси атомів срібла (Z=47) і золота (Z=79) практично однакові?
3. Які ступені окиснення відомі для атомів розглянутих елементів? Які з них найбільш характерні для міді; для срібла; для золота?
4. Оцінити відновні властивості простих речовин. Як вони змінюються в ряді Cu - Au?
5. Які властивості золота дозволяють відносити його до благородних металів? Розглянути відношення зазначених металів до кисню, галогенів, сірки.
6. Поясніть, чому мідь не реагує із чистою водою, але витісняє водень із водяного розчину ціаніду калію? Чому срібло і золото розчиняються у водяних розчинах ціанідів лише в присутності окислювачів, наприклад, кисню? Яке практичне застосування знаходить ця властивість золота?
7. Охарактеризуйте відношення міді, срібла і золота до розведених і концентрованих розчинів кислот, до розчинів лугів і солей. Напишіть рівняння відповідних реакцій, укажіть умови їхнього здійснення.
8. Які реакції протікають при розчиненні золота в «царській горілці», у концентрованій соляній кислоті, насиченій хлором, у селеновій кислоті?
9. Чим пояснюється утворення зеленого нальоту на мідних виробах і почорніння срібних предметів при тривалому перебуванні їх на повітрі? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
10. У вигляді яких часток можуть перебувати у водяних розчинах мідь, срібло і золото? Чи характерно для золота (III) утворення гідратованих катіонів?
11. Порівняйте окисні властивості катіонів Cu^{2+} і Ag^{+} у водяних розчинах. Який з них відновлюється на катоді при електролізі в першу чергу?
12. Який вплив ступеня окиснення металу на кислотно-основні властивості оксидів і гідроксидів міді і золота? Які з них мають амфотерні властивості? У якого гідроксиду - $Cu(OH)_2$ або $Au(OH)_3$ сильніше

виражені кислотні властивості? Яка сполука золота називається «золота кислота»? Напишіть рівняння реакцій, що протікають при розчиненні зазначених гідроксидів у надлишку розчину HC1; у надлишку розчину КОН.

13. Чому вологий оксид срібла (I) фарує фенолфталеїн у рожевий колір?
14. Яке середовище водяних розчинів AgO_3, $Cu(NO_3)_2$ і $K[Au(OH)_4]$? Напишіть рівняння відповідних реакцій.
15. Порівняйте константи нестійкості комплексних іонів $[Ag(NH_3)_2]^+$ і $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$і оцініть комплексоутворюючу здатність катіонів Ag^+ і Cu^{2+}. Обґрунтуйте Ваші висновки.
16. Розглянути термічну стійкість оксидів, гідроксидів і кисеньвмісних солей міді, срібла і золота. Написати рівняння реакцій термічного розкладання Ag_2O, AgO_3, Ag_2SO_4, CuO, CuO_4, $Cu(NO_3)_2$, $Au(0H)_3$, $AuC1_3$.
17. Охарактеризуйте біологічну роль міді в процесах життєдіяльності.
18. Де в організмах тварин і людини концентруються розглянуті d-елементи?
19. Які сполуки d-елементів I групи знаходять застосування в медицині?
20. Мідну пластинку масою 20 г опустили в розчин масою 200 г з масовою часткою нітрату заліза (III) 10 %. Через якийсь час масові частки нітратів заліза (II) і заліза (III) у розчині, що утворився, виявилися рівними. Розрахувати масу мідної пластинки після реакції.
21. Суміш нітратів міді (II) і срібла загальною масою 10,5 г прожарили до закінчення реакції. Суміш твердих речовин, що утворилася, обробили надлишком концентрованої сірчаної кислоти, у результаті чого виділився газ об'ємом 0,672 л. Розрахувати об'єм газів (н.у.), що виділилися при прожарюванні вихідної суміші.
22. Закінчити рівняння реакцій, розставити коефіцієнти:

а) $Cu + HCl + O_2 \rightarrow$

б) $Cu + HNO_{3(разб)} \rightarrow$

в) $Cu + H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{t}$

г) $Cu + CuCl_2 \rightarrow$

д) $CuCl + H_2SO_{4(конц)} \xrightarrow{t}$

е) $Cu_2S + O_2 \rightarrow$

ж) $Cu_2S + HNO_{3(конц)} \xrightarrow{t}$

з) $CuO + NH_3 \xrightarrow{t}$

и) $CuCl + O_2 + H_2O \rightarrow$

к) $Cu + FeCl_3 \rightarrow$

л) $CuCl_2 + KI \rightarrow$

м) $Ag + HNO_{3(разб)} \rightarrow$

н) $AgNO_3 + KOH \rightarrow$

о) $AgNO_3 \xrightarrow{t}$

п) $AgNO_3 + SnCl_2 \rightarrow$

р) $Ag_2O + NH_3 + H_2O \rightarrow$

с) $[Ag(NH_3)_2]Cl + H_2S \rightarrow$

т) $Au + NaCl + Cl_2 \rightarrow$

у) $AuCl_3 + KI \rightarrow$

ф) $AuCl_3 + FeSO_4 \rightarrow$

х) $Au_2O_3 \xrightarrow{t}$

23. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:

а) $Cu_2S \rightarrow CuSO_4 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl \rightarrow [Cu(NH_3)_4]Cl_2$;

б) $Cu(OH)_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_2]Cl \rightarrow CuO \rightarrow Cu_2O \rightarrow CuSO_4$;

в) $Ag \rightarrow Ag_2O \rightarrow [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow Ag_2S \rightarrow Ag_2SO_4$;

г) $Au \rightarrow AuCl_3 \rightarrow Au_2O_3 \rightarrow NaAuO_2 \rightarrow Au \rightarrow AuCl$.

d-ЕЛЕМЕНТИ II ТРУПИ

1. Охарактеризуйте будову атомів d-*елементів* II групи. Які їх електронні конфігурації в основному і збудженому станах? До яких електронних сімейств можна віднести дані елементи і чому?
2. Проаналізуйте характер зміни атомних радіусів, енергій іонізації, спорідненості до електрону, електронегативності атомів у ряді Zn - Hg. Чим обумовлена немонотонність зміни зазначених атомних характеристик? Чому радіус атома цинку (Z = 30) менше атомного радіуса кальцію (Z = 20)?
3. Які орбіталі в атомах розглянутих елементів можуть брати участь в утворенні хімічних зв'язків? Які типи зв'язків характерні для Zn, Cd і Hg у їхніх сполук?
4. Які значення валентності і які ступені окиснення характерні для зазначених елементів? Як можна пояснити, чому вони не проявляють ступенів окислювання більше +2? Чому рівна валентність і ступінь окиснення ртуті в іонах $(Hg_2)^{2+}$ і $(Hg_3)^{2+}$?
5. Як змінюються відновні (металеві) властивості простих речовин у ряді Zn - Hg? Які загальні хімічні властивості цих металів і в чому їх розходження? Охарактеризуйте відношення металів до води, розчинів кислот, лугів і солей, напишіть рівняння відповідних реакцій.
6. Чому так сильно відрізняються значення стандартних електродних потенціалів міді і цинку, хоча в таблиці періодичної системи елементи Cu і Zn розташовані поруч?
7. Як змінюються кислотно-основні і окисно-відновні властивості оксидів і гідроксидів у ряді Zn - Hg? Напишіть рівняння реакцій, що характеризують амфотерні властивості оксиду і гідроксида цинку.
8. Як змінюється термічна стійкість оксидів, гідроксидів і солей кисеньвмісних кислот у ряді Zn - Hg? Напишіть рівняння реакцій, що

протікають при додаванні надлишку розчину NaOH до розчину $Hg(NO_3)_2$; до розчину $Hg_2(NO_3)_2$.

9. Напишіть рівняння реакцій термічного розкладання $Hg(NO_3)_2$; $Hg_2(NO_3)_2$; $HgSO_4$.
10. Як змінюється комплексоутворююча активність катіонів у ряді Zn^{2+} - Hg^{2+}? Напишіть рівняння реакцій взаємодії хлоридів цинку, кадмію і ртуті (I і II) з концентрованим розчином аміаку. У яких умовах утворяться аміачні комплекси ртуті?
11. Напишіть рівняння реакції взаємодії оксиду ртуті (II) з йодідом калію у водяному розчині. Назвіть отриману сполуку.
12. У чому полягає особливість електролітичної дисоціації галогенідів цинку, кадмію і ртуті (II)? Чому електропровідність розчину $HgC1_2$ є дуже низькою навіть у розведених розчинах?
13. Як і чому змінюється ступінь гідролізу нітратів цинку, кадмію і ртуті (II) у розчинах з однаковими концентраціями?
    Чому при готуванні розчину $Hg(NO_3)_2$ рекомендується вносити сіль у заздалегідь підкислену воду? Напишіть рівняння відповідних реакцій гідролізу.
14. Охарактеризуйте біологічну роль сполук цинку, кадмію і ртуті. Які запобіжні заходи необхідно дотримувати при роботі із ртуттю і її сполуками? Які способи дезактивації ртуті Ви знаєте? Які реакції лежать у їх основі?
15. Де використовуються сполуки цинку, кадмію й ртуті? Які з них знаходять застосування в медицині? Що таке сулема, каломель, кіновар? Яка із цих речовин надзвичайно отруйна, а яка зовсім неотруйна? Чим це можна пояснити?
16. Суміш оксиду і сульфіду цинку загальною масою 33,15 г помістили в розчин масою 200 г, що містить надлишок HC1. Після закінчення реакцій утворився розчин, у якому масова частка солі цинку дорівнює 21,35 %. Обчислити значення масових часток сполук цинку у вихідній суміші.
17. Суміш цинку і кадмію розділили на 2 рівні частини. Першу з них обробили надлишком розчину HC1, в результаті чого виділився газ об'ємом 6,72 л (н.у.). Другу частину суміші помістили в гарячий розчин, що містить надлишок КОН. При цьому виділився газ об'ємом 4,48 л (н.у.). Розрахувати об'єм повітря (н.у.), необхідного для повного згоряння вихідної суміші металів.
18. Закінчити рівняння реакцій, розставити коефіцієнти:

    а) $Zn + KOH + H_2O \rightarrow$

    б) $Zn + NaOH_{(расплав)} \rightarrow$

    в) $ZnO + K_2CO_3 \xrightarrow{t}$

    г) $ZnO + H_2O + Ba(OH)_2 \rightarrow$

    д) $K_2[Zn(OH)_4] + CO_2 \rightarrow$

    е) $Na_2ZnO_2 + H_2SO_{4(избыток)} \rightarrow$

ж) $Zn + HNO_{3(оч.разб.)} \rightarrow$

з) $Zn(OH)_2 + NH_{3(избыток)} \rightarrow$

и) $Zn(OH)_2 + Zn(NO_3)_2 \rightarrow$

к) $ZnSO_4 + NH_3 + H_2O \rightarrow$

л) $Na_2[Zn(OH)_4] + ZnSO_4 \rightarrow$

м) $ZnSO_4 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$

н) $Cd(NO_3)_2 \xrightarrow{t}$

о) $Cd + H_2SO_{4(конц.)} \xrightarrow{t}$

п) $CdCl_2 + NH_4I_{(избыток)} \rightarrow$

р) $Hg + HNO_{3(конц.)} + HCl_{(конц.)} \rightarrow$

с) $HgCl_2 + NH_3 \rightarrow$

т) $Hg_2Cl_2 + NH_3 \rightarrow$

у) $Hg(NO_3)_2 \xrightarrow{t}$

ф) $Hg(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$

х) $Hg_2(NO_3)_2 + NaOH \rightarrow$

ц) $HgO + KI + H_2O \rightarrow$

19. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступні перетворення:

а) $Zn(OH)_2 \rightarrow Zn \rightarrow Zn(OH)NO_3 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow Zn(OH)_2$;

б) $Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnO \rightarrow [Zn(OH)]_2SO_4 \rightarrow Zn \rightarrow Na_2ZnO_2$;

в) $CdSO_4 \rightarrow Cd \rightarrow [Cd(NH_3)_6]SO_4 \rightarrow CdS \rightarrow Cd(OH)_2$;

г) $HgO \rightarrow HgCl_2 \rightarrow Hg(NO_3)_2 \rightarrow HgCl_2 \rightarrow K_2[HgI_4] \rightarrow HgS$.

Таблица 1

Стандартные энтальпии образования $\Delta_f H^\circ_{298}$ и энтропии S°_{298} некоторых веществ при 298 К (25 °С)

Вещество	Состояние	$\Delta_f H^\circ_{298}$ кДж/моль	S°_{298} Дж/моль·К	Вещество	Состояние	$\Delta_f H^\circ_{298}$ кДж/моль	S°_{298} Дж/моль·К
Al_2O_3	кр	-1673,7	51	$KClO_4$	кр	-433,1	150,9
$C_{(графит)}$	кр	0	5,7	MgO	кр	-601,8	27,1
CH_4	г	-74,9	186,2	$MgCO_3$	кр	-1096,0	65,1
C_2H_4	г	52,3	219,4	$NaCl$	кр	-412,2	72,7
C_2H_6	г	-89,7	229,5	N_2	г	0	191,5
C_6H_6	ж	82,9	269,2	NH_3	г	-46,2	192,6
C_2H_5OH	ж	-277,6	160,7	NH_4Cl	кр	-314,2	96,0
$C_6H_{12}O_6$	кр	-1273,0	—	N_2O	г	82,0	219,9
CO	г	-110,5	197,5	NO	г	90,2	210,6
CO_2	г	-393,5	213,7	N_2O_3	г	83,6	—
CCl_4	ж	-132,8	216,2	NO_2	г	33,5	240,2
$CaCO_3$	кр	-1207,0	88,7	N_2O_4	г	9,6	303,8
CaO	кр	-635,1	38,1	N_2O_5	кр	-42,7	178
$Ca(OH)_2$	кр	-985,0	83,4	NH_4NO_2	кр	-256,2	—
Cl_2	г	0	222,9	NH_4NO_3	кр	-365,4	151,0
Cr_2O_3	кр	-1140,6	81,2	O_2	г	0	205,0
CuO	кр	-162,0	42,6	PH_3	г	17,1	210,2
Fe	кр	0	27,2	P_4O_6	кр	-1097,0	142,0
FeO	кр	-264,8	60,8	P_4O_{10}	кр	-1546,6	135,9
F_2O_3	кр	-822,2	87,4	Pb	кр	0	64,8
Fe_3O_4	кр	-1117,1	146,2	PbO	кр	-219,0	67,7
Ni	кр	0	29,76	S	кр	0	31,9
H_2	г	0	130,5	SO_2	г	-296,9	248,1
HBr	г	-36,3	198,6	SO_3	г	-395,8	256,7
HCl	г	-92,2	186,8	SiH_4	г	34,73	204,6
HF	г	-270,7	178,7	$SiO_{2\,кварц}$	кр	-910,9	41,8
HI	г	26,6	206,5	$SiCl_4$	ж	-687,9	239,7
H_2O	г	-241,8	188,7	Ti	кр	0	30,6
H_2O	ж	-285,6	70,1	H_2O	кр	-286,1	44,1
H_2S	г	-20,2	205,5	H_2O_2	ж	-187,9	109,6
KCl	кр	-435,6	82,4	TiO_2	кр	-943,9	50,3
$KClO_3$	кр	-390,8	142,8	ZnO	кр	-348,1	43,5

ица 2

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов в водных растворах при 25 °С

Название электролита	Формула	Стадия	$K_{(диссоциации)}$
Азидоводородная кислота	HN_3		$2{,}6 \cdot 10^{-5}$
Азотистая кислота	HNO_2		$4{,}0 \cdot 10^{-4}$
Аммиака раствор	$NH_3 \cdot H_2O$		$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Борная кислота	H_3BO_3	1	$5{,}8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватистая кислота	$HBrO$		$2{,}1 \cdot 10^{-9}$
Вода	H_2O		$1{,}8 \cdot 10^{-16}$
Метакремниевая кислота	H_2SiO_3	1 2	$2{,}2 \cdot 10^{-10}$ $1{,}6 \cdot 10^{-12}$
Ортокремниевая кислота	H_4SiO_4	1	$1{,}3 \cdot 10^{-10}$
Муравьиная кислота	$HCOOH$		$1{,}8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая кислота	H_3AsO_4	1 2 3	$5{,}6 \cdot 10^{-3}$ $8{,}3 \cdot 10^{-8}$ $3{,}0 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая кислота	H_3AsO_3	1	$5{,}7 \cdot 10^{-10}$
Селенистая кислота	H_2SeO_3	1 2	$3{,}5 \cdot 10^{-3}$ $5{,}0 \cdot 10^{-8}$
Селеновая кислота	H_2SeO_4	2	$8{,}9 \cdot 10^{-3}$
Селеноводородная кислота	H_2Se	1 2	$1{,}7 \cdot 10^{-4}$ $1{,}0 \cdot 10^{-11}$
Серная кислота	H_2SO_4	2	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	1 2	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$ $6{,}3 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	2 2	$9{,}0 \cdot 10^{-8}$ $1{,}0 \cdot 10^{-14}$
Угольная кислота	H_2CO_3	1 2	$4{,}5 \cdot 10^{-7}$ $4{,}7 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	CH_3COOH		$1{,}8 \cdot 10^{-5}$
Хлорноватистая кислота	$HClO$		$5{,}0 \cdot 10^{-8}$
Фосфорная кислота	H_3PO_4	1 2 3	$7{,}5 \cdot 10^{-3}$ $6{,}3 \cdot 10^{-8}$ $1{,}3 \cdot 10^{-12}$
Фтороводородная кислота	HF		$6{,}6 \cdot 10^{-4}$
Циановодородная кислота	HCN		$7{,}9 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая кислота	$H_2C_2O_4$	1 2	$5{,}4 \cdot 10^{-2}$ $5{,}4 \cdot 10^{-5}$

Таблица 3

Произведения растворимости некоторых малорастворимых электролитов при 25 °С

Электролит	ПР	Электролит	ПР
Ag_3AsO_4	$1,1 \cdot 10^{-22}$	$Cr(OH)_3$	$6,3 \cdot 10^{-31}$
$AgBr$	$5,3 \cdot 10^{-13}$	$CrPO_4$	$1,0 \cdot 10^{-17}$
$AgCN$	$1,4 \cdot 10^{-16}$	$CuCl$	$1,2 \cdot 10^{-6}$
$AgSCN$	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
$AgCH_3COO$	$4,4 \cdot 10^{-3}$	$Cu(OH)_2$	$2,2 \cdot 10^{-20}$
Ag_2CO_3	$1,2 \cdot 10^{-12}$	$FeCO_3$	$3,5 \cdot 10^{-11}$
$AgCl$	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$Fe(OH)_3$	$6,3 \cdot 10^{-38}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
$Ag_2Cr_2O_7$	$1,0 \cdot 10^{-10}$	$FePO_4$	$1,3 \cdot 10^{-22}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
$AgIO_3$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	$MgCO_3$	$2,1 \cdot 10^{-5}$
$AgNO_2$	$6,0 \cdot 10^{-4}$	$Mg(OH)_2$	$7,1 \cdot 10^{-12}$
$Ag_2O \cdot H_2O$	$1,6 \cdot 10^{-8}$	$Mg_3(PO_4)_2$	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Ag_3PO_4	$1,3 \cdot 10^{-20}$	$MnCO_3$	$1,8 \cdot 10^{-11}$
Ag_2S	$6,0 \cdot 10^{-50}$	$Mn(OH)_2$	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag_2SO_4	$1,6 \cdot 10^{-5}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
$Al(OH)_3$	$1,1 \cdot 10^{-32}$	$NiCO_3$	$1,3 \cdot 10^{-7}$
$AlAsO_4$	$1,6 \cdot 10^{-16}$	$Ni(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-15}$
$AlPO_4$	$5,8 \cdot 10^{-19}$	NiS	$2,0 \cdot 10^{-26}$
$BaCO_3$	$4,0 \cdot 10^{-10}$	$PbBr_2$	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaC_2O_4	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$PbCO_3$	$7,5 \cdot 10^{-14}$
$BaCrO_4$	$1,2 \cdot 10^{-10}$	$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	$PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$
$BaSO_3$	$8,0 \cdot 10^{-7}$	PbI_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$Be(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-14}$	$Pb(OH)_2$	$7,9 \cdot 10^{-16}$
BiI_3	$8,1 \cdot 10^{-19}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$CaCO_3$	$3,8 \cdot 10^{-9}$	$PbSO_4$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaC_2O_4	$2,3 \cdot 10^{-9}$	Sb_2S_3	$2,9 \cdot 10^{-59}$
CaF_2	$4,0 \cdot 10^{-11}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
$Ca(OH)_2$	$1,4 \cdot 10^{-4}$	$SrCO_3$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$	$SrSO_4$	$3,2 \cdot 10^{-7}$
$CaSO_4$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$Zn(OH)_2$	$1,2 \cdot 10^{-17}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Таблица 4

Константы нестойкости комплексных ионов при температуре 25 °С

Формула	$K_{нест.}$	Формула	$K_{нест.}$
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$9{,}31 \cdot 10^{-8}$	$[Cu(NH_3)_2]^+$	$2{,}2 \cdot 10^{-8}$
$[Ag(CN)_2]^-$	$8{,}0 \cdot 10^{-22}$	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2{,}1 \cdot 10^{-13}$
$[Ag(CN)_4]^{3-}$	$2{,}1 \cdot 10^{-21}$	$[Cu(CN)_2]^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-24}$
$[Ag(SCN)_2]^-$	$2{,}7 \cdot 10^{-8}$	$[Cu(CN)_4]^{3-}$	$5{,}0 \cdot 10^{-31}$
$[Ag(SCN)_4]^{3-}$	$1{,}3 \cdot 10^{-11}$	$[Cu(CN)_4]^{2-}$	$5{,}0 \cdot 10^{-28}$
$[Ag(SO_4)_2]^{3-}$	$5{,}9 \cdot 10^{-1}$	$[CuCl_4]^{2-}$	$6{,}3 \cdot 10^{-6}$
$[AgCl_2]^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-5}$	$[CuI_2]^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-9}$
$[AgBr_2]^-$	$7{,}8 \cdot 10^{-8}$	$[Cu(OH)_4]^{2-}$	$7{,}6 \cdot 10^{-17}$
$[Ag(NO_2)_2]^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-3}$	$[Cu(SO_3)_2]^{3-}$	$3{,}1 \cdot 10^{-9}$
$[AgI_4]^{3-}$	$1{,}8 \cdot 10^{-14}$	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-24}$
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$2{,}5 \cdot 10^{-14}$	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-31}$
$[Ag(SO_3)_2]^{3-}$	$4{,}5 \cdot 10^{-8}$	$[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$	$6{,}3 \cdot 10^{-21}$
$[AlF_6]^{3-}$	$1{,}4 \cdot 10^{-20}$	$[Fe(SO_4)_2]^-$	$1{,}1 \cdot 10^{-3}$
$[AlF_4]^-$	$1{,}8 \cdot 10^{-18}$	$[Hg(CN)_4]^{2-}$	$4{,}0 \cdot 10^{-42}$
$[Au(CN)_2]^-$	$5{,}0 \cdot 10^{-39}$	$[HgCl_4]^{2-}$	$8{,}5 \cdot 10^{-16}$
$[Au(SCN)_2]^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-23}$	$[HgBr_4]^{2-}$	$2{,}0 \cdot 10^{-22}$
$[Au(SCN)_4]^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-42}$	$[HgI_4]^{2-}$	$1{,}5 \cdot 10^{-30}$
$[AuCl_4]^-$	$5{,}0 \cdot 10^{-22}$	$[Hg(SCN)_4]^{2-}$	$5{,}9 \cdot 10^{-22}$
$[AuBr_2]^-$	$4{,}0 \cdot 10^{-13}$	$[Hg(S_2O_3)_2]^{2-}$	$3{,}6 \cdot 10^{-30}$
$[Cd(NH_3)_4]^{2+}$	$7{,}6 \cdot 10^{-8}$	$[Mg(NH_3)_4]^{2+}$	$1{,}1 \cdot 10^{1}$
$[Cd(NH_3)_6]^{2+}$	$7{,}3 \cdot 10^{-6}$	$[Mg(NH_3)_6]^{2+}$	$2{,}0 \cdot 10^{3}$
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$1{,}4 \cdot 10^{-19}$	$[Ni(NH_3)_4]^{2+}$	$1{,}1 \cdot 10^{-8}$
$[Cd(SCN)_6]^{4-}$	1,033	$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$1{,}9 \cdot 10^{-9}$
$[CdCl_4]^{2-}$	$9{,}3 \cdot 10^{-3}$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$	$1{,}8 \cdot 10^{-14}$
$[CdCl_6]^{4-}$	$2{,}6 \cdot 10^{-3}$	$[Zn(NH_3)_4]^{2+}$	$3{,}5 \cdot 10^{-10}$
$[CdBr_4]^{2-}$	$2{,}0 \cdot 10^{-4}$	$[Zn(CN)_4]^{2-}$	$1{,}3 \cdot 10^{-17}$
$[CdI_4]^{2-}$	$8{,}0 \cdot 10^{-7}$	$[Zn(SCN)_4]^{2-}$	$5{,}0 \cdot 10^{-2}$
$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	$7{,}8 \cdot 10^{-6}$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$3{,}6 \cdot 10^{-16}$
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	$3{,}1 \cdot 10^{-33}$	$[Zn(H_2O)_6]^{2+}$	$2{,}5 \cdot 10^{-10}$
$[Co(CN)_6]^{3-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-64}$	$[ZnCl_4]^{2-}$	1
$[Co(CN)_6]^{4-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-19}$	$[ZnBr_3]^-$	50
$[Co(SCN)_4]^{2-}$	$5{,}5 \cdot 10^{-3}$	$[ZnI_4]^{2-}$	220

ıблица 5

Стандартные электродные потенциалы E^o
в водных растворах при 25 °С

ЭЛЕ-МЕНТ	ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС	E°, В
Ag	$Ag^+ + \bar{e} \rightarrow Ag$	0,80
Al	$Al^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Al$	–1,66
Br	$Br_{2(ж)} + 2\bar{e} \rightarrow 2Br^-$	1,07
Cd	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	–0,40
Cl	$Cl_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2Cl^-$	1,36
	$HClO + H^+ + 2\bar{e} \rightarrow Cl^- + H_2O$	1,49
Co	$Co^{3+} + \bar{e} \rightarrow Co^{2+}$	1,808
Cr	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Cr$	–0,74
	$Cr^{3+} + \bar{e} \rightarrow Cr^{2+}$	–0,407
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3\bar{e} \rightarrow Cr(OH)_3 + 5OH^-$	–0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1,33
Cu	$Cu^{2+} + \bar{e} \rightarrow Cu^+$	0,15
	$Cu^{2+} + I^- + \bar{e} \rightarrow CuI$	0,86
	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	0,34
F	$F_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2F^-$	2,87
Fe	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	–0,44
	$Fe^{3+} + \bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	

ЭЛЕ-МЕНТ	ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС	E°, В
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Fe$	0,77 –0,04
H	$2H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0
Hg	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow 2Hg$ $Hg^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Hg$	0,79 0,85
I	$I_{2(к)} + 2\bar{e} \rightarrow 2I^{-}$ $HIO + H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow I^{-} + H_2O$ $2IO_3^{-} + 12H^{+} + 10\bar{e} \rightarrow I_{2(к)} + 6H_2O$ $IO_3^{-} + 6H^{+} + 6\bar{e} \rightarrow I^{-} + 3H_2O$ $IO_3^{-} + 5H^{+} + 4\bar{e} \rightarrow HIO + 2H_2O$ $2IO_3^{-} + 6H_2O + 10\bar{e} \rightarrow I_2 + 12OH^{-}$ $IO_3^{-} + 3H_2O + 6\bar{e} \rightarrow I^{-} + 6OH^{-}$	0,54 0,99 1,19 1,08 1,14 0,21 0,26
Li	$Li^{+} + \bar{e} \rightarrow Li$	–3,04
Mn	$MnO_4^{-} + \bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-}$ $Mn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn$ $Mn^{3+} + \bar{e} \rightarrow Mn^{2+}$ $MnO_4^{-} + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^{-}$ $MnO_2 + 4H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$ $MnO_4^{-} + 8H^{+} + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $MnO_4^{2-} + 4H^{+} + 2\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$	0,56 –1,179 1,51 0,60 1,23 1,51

ЭЛЕ-МЕНТ	ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС	E°, В
	$MnO_2 + 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow Mn(OH)_2 + 2OH^-$	2,26 – 0,50
N	$NO_3^- + 10H^+ + 8\bar{e} \rightarrow NH_4^+ + 3H_2O$	0,87
	$NO_3^- + 2H^+ + \bar{e} \rightarrow NO_2 + H_2O$	0,80
	$NO_3^- + 3H^+ + 2\bar{e} \rightarrow HNO_2 + H_2O$	0,94
	$NO_3^- + 4H^+ + 3\bar{e} \rightarrow NO + 2H_2O$	0,957
	$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow NO_2^- + 2OH^-$	0,10
	$NO_3^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow NO + 4OH^-$	– 0,14
	$NO_2^- + H_2O + \bar{e} \rightarrow NO + 2OH^-$	– 0,46
Na	$Na^+ + \bar{e} \rightarrow Na$	–2,71
Ni	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	–0,25
O	$O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2O_2$	0,68
	$O_2 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2H_2O$	1,23
	$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$	0,40
	$O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2O_2$	0,68
	$O_3 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow O_2 + H_2O$	2,07
	$O_3 + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow O_2 + 2OH^-$	1,24
	$H_2O_2 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2H_2O$	1,78
P	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_3PO_3 + H_2O$	–0,28

ЭЛЕ-МЕНТ	ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПРОЦЕСС	E°, В
Pb	$Pb^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb$	–0,13
	$Pb^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow Pb^{2+}$	1,694
	$PbO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1,449
	$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	1,685
	$PbO_2 + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow PbO + 2OH^-$	0,28
S	$S + 2\bar{e} \rightarrow S^{2-}$	–0,48
	$S + 2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2S$	0,17
	$SO_3^{2-} + 6H^+ + 6\bar{e} \rightarrow S^{2-} + 3H_2O$	0,231
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8\bar{e} \rightarrow H_2S + 4H_2O$	0,311
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 8\bar{e} \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$	0,15
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$	0,17
	$SO_4^{2-} + 2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow SO_3^{2-} + 2OH^-$	–0,93
	$H_2SO_3 + 4H^+ + 4\bar{e} \rightarrow S + 3H_2O$	0,45
Sn	$Sn^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn^{2+}$	0,15
	$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	–0,14
Ti	$Ti^{4+} + \bar{e} \rightarrow Ti^{3+}$	–0,04
Zn	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	–0,76

Основна література

1. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В. Конспект лекцій з хімії для курсантів 1 курсу АПБУ. Частина 1. Загальна хімія. Навчальний посібник. Харків, АПБУ, 2002.
2. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В. Конспект лекцій з хімії. Частина 2. Навчальний посібник. Харків, АПБУ, 2003.
3. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. Київ, «Перун», 1998.- 480 с.
4. Хомченко Г.П. Загальна хімія. – Київ: Вища шк., 1993. – 424 с.
5. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник. – К.: Знання, 2009. – 548 с.
6. Глинка Н.Л. Общая химия. Изд. 28, перераб. и доп. / Под ред. д.х.н. Ермакова. М.: Интеграл-Пресс, 2000. – 728 с.
7. Опалева Н.С., Николайчук А.Г., Калугин В.Д. Общая неорганическая химия: Учебное пособие в 2-х ч. / Под ред. д.х.н. В.Д. Калугина. – Х.: ХВУ, 1996. Ч.1-2. Неорганическая химия. – 224 с.
8. Лабораторний практикум з курсу «Неорганічна хімія»: Навчальний посібник / І.М. В'юник, О.М. Калугін, Т.Ю. Мирна, Н.С. Опалєва. – Х.:ХВУ, ХДУ, 1998. – 116 с.
9. Кірєєв О.О., Тарасова Г.В., Щербина О.М., Кукуєва В.В. Практикум з хімії. – Львів, СПОЛОМ, 2004. – 219 с.
10. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С. Кінжибало В.В. Основи загальної хімії: Підручник / За ред. В.С. Телегуса. – Львів: Світ, 2000 – 424 с.
11. Ахметов Н.С. Неорганическая химия: Уч. пособие для ВУЗов. Изд. 2., М.: Высшая школа, 1975. – 672 с.
12. Сиса Л.В., Сомов В.М. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп'ютерного контролю. – Львів: Оріяна-Нова, 2003. – 288 с.
13. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник в 2-х томах. Т.1 - 2. / Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. – 2-е изд., перераб. и доп., – М.: Изд-во МГУ, 2007. – 537 с.
14. Булавін В.І., Бутенко А.М., Волобуєв М.М. Основи загальної хімії: Навч. посібник. – Х.: НТУ «ХПІ», 2008. – 192 с.

Додаткова література

1. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия – М.: Высш. школа, 1981. – 654 с.
2. Угай Я.А. Неорганическая химия: Учебник для хим. спец. вузов. – М.: Высш. школа, 1989. – 463 с.

ЗМІСТ

I.ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава I. Атомно-молекулярное учение.
Основні поняття й закони хімії 3
Глава II. Основные классы неорганических
сполук 31
Глава III. Энергетика химических реакций 39
Глава IV. Основы химической кинетики.
Хімічна рівновага 48
Глава V. Количественный состав растворов 58
Глава VI. Равновесия в растворах электролитов..... 67
Глава VII. Строение атома и периодический закон.....82
Глава VIII. Химическая связь и межмолекулярное
взаємодія 83
Глава IX. Окислительно-восстановительные
реакції ..85
Глава X. Координационные соединения.....
107

II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

p - элементы VII группы 117
p - элементы VI группы..... 118
p - элементы V группы 121
p - элементы IV группы..... 124
p - элементы III группы 126
5 - элементы I и II групп 130
д - элементы VIII группы 132
д - элементы VII группы 133
д - элементы VI группы 135
д - элементы II группы 136
д - элементы I группы..... 139
Приложение 142
Литература.....150

Загальна та неорганічна хімія.

Методичні вказівки до самостійної роботи

для підготовки бакалавра
галузь знань 0513“Хімічна технологія та інженерія”
за напрямом 6.05.1301 “ Хімічна технологія ”

План 2012 р., п.	Тираж -	прим.	Друк офсетний
Підп. до друку	Н.-вид. арк.		Формат 60×84×16
Ум. др. арк.	Вид. №		
Заказ №			

Національний університет цивільного захисту України

м. Харків вул. Чернишевського, 94.

АНОТАЦІЯ

Методичні вказівки до самостійної роботи з дисципліни “Загальна та неорганічна хімія” для вищих навчальних закладів МНС України, які здійснюють підготовку бакалавра в галузі знань 0513“Хімічна технологія та інженерія” за напрямом 6.05.1301 “ Хімічна технологія ”

Методичні вказівки до самостійної роботи з дисципліни “Загальна та неорганічна хімія” вміщує основні розділи дисципліни : «БУДОВА ХІМІЧНИХ РЕЧОВИН», «ТЕРМОДИНВМІКА ТА КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ У ДИСПЕРСНИХ СИСТЕМАХ», «РЕАКЦІЇ У РОЗЧИНАХ», «ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ ТА ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ IA – IVA ГРУП», «ВЛАСТИВОСТІ S- ТА P-ЕЛЕМЕНТІВ», «ВЛАСТИВОСТІ D- ТА F-ЕЛЕМЕНТІВ». В ній представлені питання пов’язані зі специфікою напряму “ Хімічна технологія ”

Галузь знань 0513“Хімічна технологія та інженерія”
за напрямом 6.05.1301 “ Хімічна технологія ”