

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ОДЕСЬКИЙ ДЕРЖАВНИЙ ЕКОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ**

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання

з дисципліни «ХІМІЯ»

розділ «Загальна хімія»

для слухачів підготовчого відділення

Одеса 2009

Методичні вказівки для підготовки до зовнішнього незалежного оцінювання з дисципліни «Хімія», розділ «Загальна хімія» для слухачів підготовчого відділення.

Укладач: Чокан Л.О., ст. викл., Одеса, ОДЕКУ, 2009. – 60 с.; укр. мова.

ЗМІСТ

Передмова.....	4
1 Основні поняття і закони хімії.....	5
1.1 Основні поняття хімії.....	5
1.2 Основні закони хімії.....	7
2 Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва.....	10
2.1 Будова атома.....	10
2.2 Періодичний закон Д.І.Менделєєва.....	13
3 Хімічний зв'язок.....	17
4 Типи хімічних реакцій.....	21
5 Енергетика хімічних перетворень.....	23
6 Швидкість хімічних реакцій.....	27
7 Розчини.....	33
7.1 Способи вираження концентрації розчинів.....	34
7.2 Електролітична дисоціація.....	37
7.3 Гідроліз солей.....	43
8 Окисно-відновні процеси.....	44
8.1 Основні методи розрахунку коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій.....	46
9 Електроліз.....	48
10 Приклади розв'язання розрахункових задач різних типів.....	51
10.1 Задачі на знаходження молекулярної формули речовини.....	51
10.2 Задачі, в яких одна з речовин, що реагують, дана у надлишку...	53
10.3 Задачі на масову частку виходу продукту реакції.....	55
10.4 Задачі на домішки.....	56
10.5 Задачі з використанням масової частки розчиненої речовини...	57
Література.....	60

ПЕРЕДМОВА

Зовнішнє незалежне оцінювання – досить складне випробування, успішне проходження якого надає змогу продовжити навчання у престижному вищому навчальному закладі.

Зовнішнє оцінювання з хімії має таку мету:

- 1) перевірити відповідність рівня навчальних досягнень учнів програмовим вимогам;
- 2) виявити та оцінити рівень навчальних досягнень;
- 3) оцінити ступінь підготовленості випускників загальноосвітніх навчальних закладів до подальшого навчання у вищих навчальних закладах.

Основною метою даних методичних вказівок є допомога слухачам підготовчого відділення вивчити теорію з тематичного блоку: «Загальна хімія», здобути практичні навички з розв'язання розрахункових задач різних типів.

Збірник методичних вказівок для слухачів підготовчого відділення складається з наступних розділів: «Основні поняття і закони хімії», «Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва», «Хімічний зв'язок», «Типи хімічних реакцій», «Енергетика хімічних перетворень», «Швидкість хімічних реакцій», «Розчини», «Окисно-відновні процеси», «Електроліз», «Приклади розв'язання розрахункових задач різних типів».

Після засвоєння необхідних розділів слухачі повинні **знати**:

- сучасний стан атомно-молекулярного вчення;
- закон збереження маси речовини і його висновки, зв'язок закону збереження маси із законом сталості складу;
- закон Авогадро та найважливіші висновки з нього;
- визначення поняття «моль», «молярна маса»;
- основні структурні елементи періодичної системи елементів: період, група, підгрупа;
- основні закономірності зміни властивостей елементів у періодах та групах;
- фізичну сутність періодичного закону
- визначення понять «хімічний зв'язок», «електронегативність»;
- типи хімічного зв'язку;
- принципи, що покладені в основу класифікації хімічних реакцій;
- про екзотермічні та ендотермічні реакції;
- визначення поняття «швидкість хімічної реакції» та залежність швидкості реакції від різних факторів;
- умови хімічної рівноваги та способи її зрушення (принцип Ле-Шательє);
- процеси, що відбуваються під час утворення розчинів;
- різні типи розчинів;

- способи кількісного складу розчинів – «масову частку», «молярну концентрацію»;
- фізико-хімічну суть явища електролітичної дисоціації;
- про ступінь дисоціації;
- визначення кислот, лугів (основ) та солей із точки зору теорії електролітичної дисоціації;
- за яких умов реакції йонного обміну між речовинами – електролітами перебігають до кінця;
- принципи, за якими реакції поділяють на окисно-відновні та реакції невалентних перетворень;
- визначення понять «окисник», «відновник», «відновлення», «окислення»;
- визначення понять «електроліз».

На основі одержаних знань слухачі повинні **вміти**:

- розраховувати та урівнювати рівняння хімічних реакцій;
 - використовувати закон Авогадро та висновки з нього для вирішення розрахункових задач;
 - проводити розрахунки за хімічними рівняннями;
 - характеризувати хімічний елемент за його електронною формулою та за положенням в періодичній системі;
 - розуміти фізичну сутність періодичного закону;
 - пояснювати природу хімічного зв'язку, на прикладах пояснювати механізм його утворення;
 - передбачати теплові ефекти реакцій;
 - на основі термохімічного рівняння вести термохімічні розрахунки;
 - визначати швидкість хімічних реакцій та умови їх зміни;
 - умови зміщення хімічної рівноваги в необхідному напрямку;
 - критично оцінювати хімічні явища та прогнозувати їх екологічні наслідки;
 - розрахувати склад розчину за кількістю розчиненої речовини, масою розчинника і масою розчину;
 - відносити електроліти за значенням ступеня електролітичної дисоціації до сильних, середніх чи слабких;
 - записати рівняння реакцій, між речовинами – електролітами у молекулярній, йонно-молекулярній та йонній формах;
 - записати рівняння гідролізу солей;
 - писати окисно-відновні реакції та урівнювати їх методом електронно-йонного балансу;
- писати рівняння електролізу розчинів та розплавів солей.

1 Основні поняття і закони хімії

1.1 Основні поняття хімії

Молекула – це найменша частинка речовини, яка має сталий склад і здатна зберігати основні хімічні властивості цієї речовини.

Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента (H_2 , Cl_2 , N_2 , Cu), а молекули складних речовин – з атомів різних елементів (H_2SO_4 , N_2O , $Ba(OH)_2$, K_3PO_4).

Атом – це найменша хімічно неподільна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості.

Хімічний елемент – це певний вид атомів. Найважливіша ознака атомів одного хімічного елемента – однаковий позитивний заряд ядра атома.

Відносна молекулярна маса (M_r) – це число, яке показує, у скільки разів маса молекули даної речовини більше від 1/12 частини маси атома Карбону -12.

Відносне число атомів і молекул у речовині характеризують фізичною величиною, яка називається кількістю речовини.

Кількість речовини виражається в молях.

Моль – це така кількість речовини, яка містить стільки молекул, атомів, іонів або інших структурних одиниць, скільки міститься атомів у 0,012, кг Карбону ^{12}C .

Число структурних одиниць, що міститься в одному молі будь-якої речовини, називають сталю Авогадро (числом Авогадро)

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

1 моль будь-якої речовини містить

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \text{ структурних частинок}$$

Молярною масою речовини називають масу, взятої в кількості один моль (M , г/моль).

Кількість речовини можна визначити за формулами:

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

де ν - кількість речовини (моль);

N – кількість атомів, молекул;

N_A – стала Авогадро (моль $^{-1}$).

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

де m – маса речовини (г);

M – молярна маса речовини (г/моль).

1.2 Основні закони хімії

Закон Авогадро: в однакових об'ємах різних газів за однакових умов (температури та тиску) міститься однакове число молекул.

Оскільки моль будь-якої речовини містить однакову кількість структурних частинок, то їхні об'єми в газуватому стані за однакових умов будуть однакові. За нормальних умов ($P = 101325 \text{ Па}$, $t = 0^\circ\text{C}$) 1 моль будь-якого газу займає об'єм:

$$V_m = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$$

Звідси маємо
$$\nu = \frac{V}{V_m},$$

де ν - кількість речовини (моль);

V – об'єм газу ($\text{дм}^3(\text{л})$, м^3);

V_m – мольний об'єм газу.

Маси однакових об'ємів різних газів за однакових умов відносяться між собою як їхні мольні маси:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

де D – відносна густина газу (першого за другим), величина безрозмірна;

m_1 і m_2 – маси газів, які порівнюються (г);

M_1 і M_2 – молярні маси газів (г/моль).

Найчастіше відносну густина газів виражають за повітрям ($M_{\text{пов.}} = 29 \text{ г/моль}$):

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M}{M_{\text{пов.}}} = \frac{M}{29}$$

Закон збереження маси: маса речовин, що вступили в хімічну реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.

Незмінним при хімічних перетвореннях залишається склад речовин, тобто сума атомів кожного елемента в хімічних реакціях – величина стала. Це твердження є основою для складання рівнянь хімічних реакцій, розрахунків за ними кількостей реагентів і продуктів реакції.

Закон сталості складу: хімічна сполука має сталий якісний та кількісний елементний склад незалежно від способу та умов її одержання.

Цей закон є підставою для вираження складу хімічних сполук за допомогою хімічних формул і розрахунків за ними. Закон сталості складу має суттєві обмеження і спрваджується лише для тих сполук, які в кожному агрегатному стані мають молекулярну структуру.

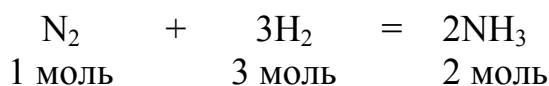
Закон кратних відношень: при утворенні кількох хімічних сполук з двох елементів різні кількості одного з елементів, що припадають на

однакову кількість другого елемента, перебувають між собою у відношенні цілих чисел.

Закон справедливий тільки для тих речовин, які мають молекулярну будову. Наприклад, в оксидах N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 на 14 г маси Нітрогену припадає відповідно 8, 16, 24, 32, 40г Оксигену, які перебувають у відношенні цілих чисел 1:2:3:4:5. Якщо ж сполука у твердому стані не має молекулярної будови, то кількості одного елемента, що сполучаються з однією і тією ж кількістю іншого елемента, можуть відноситися між собою як дробові числа.

Закон об'ємних відношень: у хімічних реакціях об'єми газуватих речовин (реагентів і продуктів реакції) відносяться між собою, як невеликі числа.

Цей закон є основою для розрахунків об'ємів газуватих речовин за хімічними рівняннями. Наприклад, в реакції



один об'єм азоту взаємодіє з трьома об'ємами водню, в результаті реакції утворюються два об'єми амоніаку.

Приклад 1. Визначити кількість речовини і число молекул у 28 г сульфатної кислоти

Розв'язок: Визначимо, скільки молів H_2SO_4 відповідає 28 г її

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{28}{98} = 0,285 \text{ моль}$$

$$M(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

визначимо, скільки молекул H_2SO_4 міститься в 0,285 моль

$$V = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = V \cdot N_A = 0,285 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,72 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Приклад 2. Який об'єм займає водень масою 0,5 кг?

Розв'язок. Визначимо, скільки молів H_2 відповідає його 0,5 кг (500г)

$$\nu_{(H_2)} = \frac{m}{M} = \frac{500}{2} = 250 \text{ моль}$$

визначимо, який об'єм займають 250 моль водню

$$\nu = \frac{V}{V_m} \Rightarrow V(H_2) = \nu \cdot V_m = 250 \cdot 22,4 = 5600 \text{ дм}^3 = 5,6 \text{ м}^3$$

Приклад 3. Густина газу за повітрям 0,138, яка густина цього газу за воднем?

Розв'язок: знаходимо мольну масу газу

$$D_{\text{пов.}} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{\text{пов}}} \Rightarrow M_{\text{газу}} = D_{\text{пов.}} \cdot M_{\text{пов.}} = 0,138 \cdot 29 = 4 \text{ г/моль},$$

знаходимо відносну густина газу за воднем

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M_{\text{газу}}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{4}{2} = 2$$

2 Будова атома. Періодичний закон Д.І. Менделєєва

2.1 Будова атома

Атоми хімічних елементів складаються з позитивно зарядженого ядра (містить протони (визначають його позитивний заряд), та нейтрони) і негативно заряджених електронів, розміщених на певних енергетичних рівнях навколо ядра. Електрон має двоїсту, корпускулярно-хвильову природу, з одного боку, електрони як частки мають певну масу та заряд, з іншого – потік електронів, що рухаються, супроводжується хвильовими явищами (наприклад, дифракцією). Електрон в атомі не має траєкторії руху, квантова механіка розглядає ймовірність перебування електрона в просторі навколо ядра. Електрон, який швидко рухається, може перебувати у будь-якій частині простору, що оточує ядро, і різні положення його розглядаються як електронна хмара з певною, густиною негативного заряду. Простір навколо ядра, в якому перебування електрона найімовірніше, називається орбіталлю.

Для характеристики стану електрона в атомі використовують чотири квантові числа: n – головне квантове число, яке визначає енергетичний рівень та відстань до найбільш імовірної зони знаходження електрона в атомі (n – ціле число, означає номер рівня, набуває значень $n = 1, 2, 3; \dots$).

Число енергетичних рівнів в атомі, заповнених електронами, чисельно дорівнює номеру періоду, в якому перебуває елемент. Найбільше число електронів на енергетичному рівні дорівнює подвоєному квадрату номера рівня, тобто $2n^2$ (n – номер рівня, який рахують від ядра): I період – один енергетичний рівень, максимально два електрона.

II період – два енергетичних рівня, максимально 8 електронів;

III період – три рівня – максимально 18 електронів, т.д.

ℓ - орбітальне (побічне або азимутальне) квантове число характеризує енергію електрона на підрівні та форму електронної орбіталі (електронним підрівнем називають сукупність електронів даного рівня з однаковим значенням орбітального квантового числа - ℓ).

$\ell = 0; 1; 2; 3; \dots$, позначають s, p, d, f – кількість підрівнів у кожному рівні дорівнює номеру рівня: при $n = 1$ може бути лише один підрівень $\ell = 0$ (s – орбіталь) при $n = 2$ – 2 підрівні $\ell = 0$ (s – орбіталь)

$\ell = 1$ (p – орбіталь) і т.д.

m_ℓ - магнітне квантове число, яке визначає розташування електронних орбіталей у просторі, набуває всіх цілочислових значень від $+\ell$ до $-\ell$, кожному значенню ℓ відповідає $2\ell + 1$ можливих значень m_ℓ , які визначають кількість орбіталей, на цьому рівні

$\ell = 0$	$m_\ell = 0$	тільки s – орбіталь
$\ell = 1$	$m_\ell = -1; 0; +1$	три p – орбіталі
$\ell = 2$	$m_\ell = -2; -1; 0; +1; +2$	п'ять - d орбіталей

m_s – спінове квантове число, яке характеризує власний магнітний момент електрона, можливі два значення $+1/2$; $-1/2$; $\uparrow\downarrow$. У багато електронних атомах електронні оболонки формуються з обов'язковим дотриманням таких основних принципів: принципу мінімуму енергії, принципу Паулі; правила Гунда.

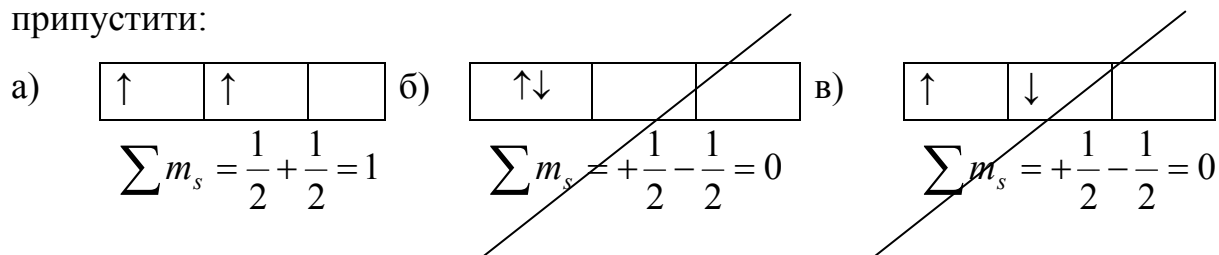
Згідно з принципом мінімуму енергії в атомі, що перебуває у не збудженому стані, електрони займають вакантні орбіталі з найменшою енергією.

Принцип (або заборона) Паулі: в атомі не може бути навіть двох електронів з однаковими значеннями чотирьох квантових чисел.

Це означає, що на одній орбіталі (в енергетичній комірниці) може знаходитись не більше двох електронів, які характеризуються протилежними значеннями спінового квантового числа (m_s).

Правило Гунда: електрони на орбіталях одного підрівня розподіляються так, щоб їхнє сумарне число було максимальним.

Наприклад, якщо на р-підрівні перебувають два електрони, можна припустити:

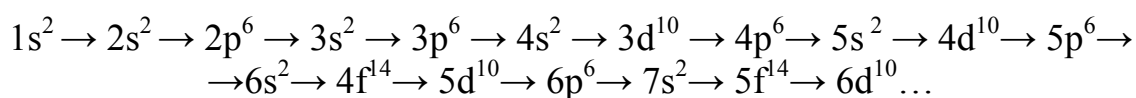


Найстійкішим, буде стан коли електрони в межах підрівня розміщуються на різних орбіталях і мають однаковий спін. Заповнення електронами підрівнів залежить від їхньої енергії. Найбільший внесок в енергетичну характеристику орбіталей дають головне (n) та орбітальне (ℓ) квантові числа, у зв'язку з цим можна сформулювати правила, що визначають послідовність заповнення підрівнів електронами (правила Клечковського):

перше правило – спочатку заповнюються підрівні, в яких сума головного й орбітального ($n + \ell$) квантових чисел є найменшою;

друге правило – якщо ж для кількох підрівнів сума квантових чисел ($n + \ell$) однакова, то у першу чергу заповнюються орбіталі підрівня з меншим значенням головного квантового числа n .

Підраховуючи суми ($n + \ell$) для усіх підрівнів, отримуємо черговість заповнення орбіталей у атомах:



Наприклад розглянемо використання правила Клечковського для визначення розподілу електронів за орбіталями для Калію – К (№ 19) і Скандію – Sc (№ 21).

1. При розподілі електронів за орбіталями в атомі Калію у відповідності з правилом Клечковського перевага віддається орбіталі 4s (сума квантових чисел $(n + \ell)$ дорівнює $4 + 0 = 4$) порівняно з орбітальною 3d (сума квантових чисел $(n + \ell)$ дорівнює $3 + 2 = 5$), як орбіталі, що має мінімальне значення $(n + \ell)$.

Отже для атома К: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

2. Елемент Кальцій №20, що стоїть перед Скандієм, має такий розподіл електронів за орбіталями: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

З орбіталей 3d ($n + \ell$ дорівнює $3 + 2 = 5$) і 4p ($n + \ell$ дорівнює $4 + 1 = 5$) при розподілі електронів в атомі Скандію перевагу слід віддати орбіталі 3d як орбіталі що має мінімальне значення $n = 3$ при однакових сумах квантових чисел $(n + \ell)$, які дорівнюють 5.

Скандій характеризується таким розподілом електронів за орбіталями: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

Структуру електронних оболонок можна зобразити за допомогою електронних, або квантових комірок – графічних електронних формул. Кожна така комірка позначається кліткою: *клітка – орбіталь*, *стрілка – електрон*, напрямок стрілки – напрямок спіну, вільна клітинка – вільна орбіталь, яку може займати електрон при збудженні. Знаючи будову електронних шарів, можна уявити структуру всієї електронної оболонки атома. Заповнюються вони згідно з певними правилами.

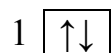
1. Електрони заповнюють електронні шари по мірі ослаблення притягання до ядра (від 1-го до наступних).

2. Заповнення електронами орбіталей кожного шару відбувається також по мірі ослаблення зв'язку з ядром: спочатку заповнюються s-орбіталі потім наступні.

3. На кожній орбіталі може знаходитися не більше двох електронів.

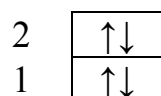
4. Електрони заповнюють спочатку по одному, а якщо число електронів більше, ніж число орбіталей, то по два (у цьому випадку утворюються електронні пари).

Наприклад, в атомі Гелію (№ 2) $1s^2$



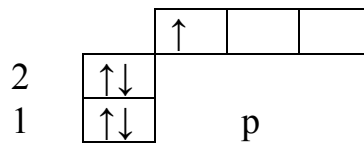
Електрони розміщуються на першому енергетичному рівні, у своєму русі утворюють сферичну хмару.

В атомі Берилію (№ 4) $1s^2 2s^2$

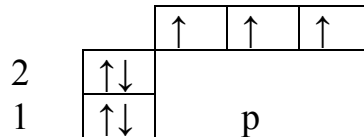


Третій і четвертий електрони розміщуються на другому енергетичному рівні, утворюють також сферичну хмару, але більшого розміру.

В атома Бору (№ 5) $1s^2 2s^2 2p^1$ п'ятий електрон займає р-орбіталь



В атомі Нітрогену (№ 7) $1s^2 2s^2 2p^3$



2.2 Періодичний закон Д.І. Менделєєва

Сучасне формулювання періодичного закону Д.І. Менделєєва: властивості хімічних елементів, а також форми і властивості їх сполук перебувають у періодичній залежності від зарядів ядер атомів.

У зв'язку з періодичним законом було уточнено поняття елемента як сукупності атомів з однаковим зарядом ядра, визначимо місце ізотопів у періодичній системі: оскільки це атоми одного й того самого елемента (однаковий заряд ядра) з аналогічними хімічними властивостями, то їх помістили в одну клітинку системи.

Періодичний закон – один із фундаментальних законів природи, він є основою всієї хімічної науки.

Періодична система елементів – це графічне зображення періодичного закону.

Структура періодичної системи: кожний період (горизонтальний ряд елементів), крім першого починається з лужного металу та закінчується інертним газом. Лужні метали легко віддають один електрон, набуваючи, заряду +1. Можна припустити, що у лужних металів починається забудова нового енергетичного рівня, на якому з'являється один електрон. Період починається заповненням нового енергетичного рівня, а елементи одного й того самого періоду мають однакове число енергетичних рівнів. Номер періоду відповідає числу енергетичних рівнів атомів, що заповнюються електронами.

Оскільки забудова енергетичного рівня починається з s – то першим у кожному періоді є елемент, у якого починає заповнюватися ns –підрівень (n – номер періоду), а останнім елемент, у якого закінчується заповнення np – підрівня (крім першого, оскільки 1p – підрівень не існує). Підрівні, що містяться між ns – і np-, визначаються за правилом Клечковського.

Відповідно з послідовності заповнення підрівнів електронами, яка визначається сумою квантових чисел (n + ℓ), можна виділити підрівні, що є валентними для елементів кожного періоду.

Валентні підрівні у кожному періоді, їх заповнення електронами та кількість елементів у періодах:

Номер періоду (n)	Валентні підрівні	Кількість елементів у періоді	З них			
			s – елементів	p – елементів	d – елементів	f – елементів
1	$1s^2$	2	2	-	-	-
2	$2s^2 2p^6$	8	2	6	-	-
3	$3s^2 3p^6$	8	2	6	-	-
4	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	18	2	6	10	-
5	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	18	2	6	10	-
6	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	32	2	6	10	14
7	$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$	32	2	6	10	14

Число елементів у періоді відповідає числу електронів, які можуть розміститися на підрівнях, що заповнюються в даному періоді.

Наприклад, в першому періоді будується електронами $1s$ – підрівень, тому тут можуть бути тільки 2 елементи: у одного з яких – один електрон ($1s^1$), у другого – 2 електрони ($1s^2$), аналогічно визначається число елементів і в інших періодах (див. табл.). Залежно від того, який підрівень у атома будується електронами, розрізняють s-, p-, d- і f- елементи. На початку кожного періоду містяться два s-елементи, в кінці – шість p-елементів. Між ними у великих періодах розташовуються d і f-елементи.

Схожість хімічних властивостей елементів пов'язана з періодичним повторенням будови валентних підрівнів (на остатньому та передостанньому рівнях). У типових елементів (елементи II і III-го періодів) заповнюються електронами s- і p-підрівні зовнішнього енергетичного рівня. Таку ж електронну будову, а отже і властивості мають те елементи великих періодів, у яких також заповнюються ns- і np – підрівні. Усі ці елементи (n- і p-) належать до головних підгруп. Вертикальні стовпці таблиці – групи, кожна група поділена на головну і поточну підгрупи. Побічні підгрупи складають d- і f-елементи, вони не мають аналогів серед типових елементів, оскільки у них іде будова d- або f-підрівня.

Номер групи у світі вчення про будову атома, як правило, відповідає числу електронів на валентних підрівнях. У елементів головних підгруп – це сума електронів на s- і p-підрівнях зовнішнього енергетичного рівня, так атоми, в яких будова зовнішнього рівня виражається формулами ns^1 ; ns^2 ; $ns^2 np^1 \dots ns^2 np^6$, належать відповідно до I, II, III, ... VIII груп.

У елементів побічних підгруп валентними є d-підрівень передостаннього рівня і s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня. У першого d-елемента Скандію на валентних підрівнях перебувають три електрони – $3d^1 4s^2$, і він належить до III групи. Титан ... $3d^2 4s^2$ і Ванадій

...3d³4s² належать відповідно до IV і V груп. Розміщеному далі Хрому повинна відповідати електронна конфігурація ...3d⁴4s², але один електрон з енергетично вигіднішого 4s-підрівня переходить на 3d-підрівень, такий перехід електрона називають «провалом» або «проскоком». В результаті виникає електронна конфігурація ...3d⁵4s¹, провал електрона для Хрому пояснюється тим, що наполовину заповнені підрівні енергетично більш стійких. Оскільки провал електрона не змінює загального числа електронів, хром належить до VI групи.

Будова атомів зумовлює такі закономірності.

У періодах:

- зліва направо послаблюються металеві і посилюються неметалеві властивості, послаблюються відновні та посилюються окислювальні властивості;
- радіус атома зменшується зліва направо, а при переході від одного період до іншого збільшується.

У підгрупах:

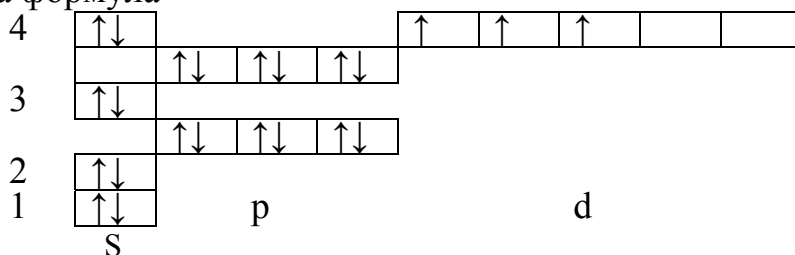
- з ростом порядкового номера елемента (зверху донизу) посилюються металеві властивості і послаблюються неметалеві; посилюються відновні та зменшуються окислювальні властивості.

Приклад 1. Опишіть хімічні властивості елемента з порядковим номером 23 за його положенням у періодичній системі.

За періодичною системою визначаємо, що елемент з порядковим номером 23 розміщується в IV періоді і в побічній підгрупі V групи.

Цей елемент – Ванадій V, електронна формула 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d³, отже Ванадій – d-елемент.

Графічна формула

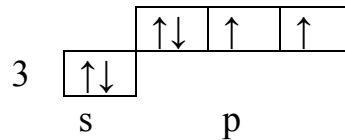


Елемент може легко віддавати 2 електрони з 4-го рівня, виявляючи ступінь окислення +2, при цьому він утворює оксид VO і гідроксид V(OH)₂, що виявляють основні властивості. Газоподібних водневих сполук Ванадій не утворює, оскільки розміщений в побічній підгрупі.

Атом Ванадію може також віддавати електрони з d-підрівня при достатнього енергетичного рівня (3 електрони) і, таким чином виявляти вищий ступінь окислення +5 (що чисельно дорівнює номеру групи, в якій розташований елемент), оксид V₅O₅ – кислотний, йому відповідає нестійка мета ванадієва кислота HVO₃ (її солі – ванадати – стійкі сполуки).

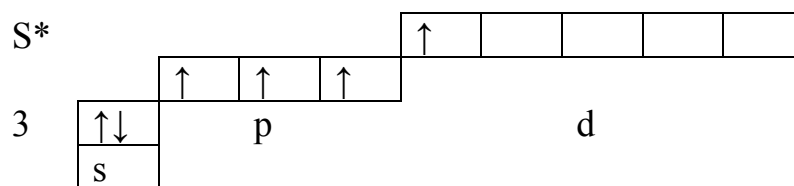
Приклад 2. Записати електронні формули атома Сульфуру у збудженому стані та визначити їх максимальну валентність.

Електронна формула Сульфуру $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, валентні електрони $\dots 3s^2 3p^4$ їх можна відобразити графічно



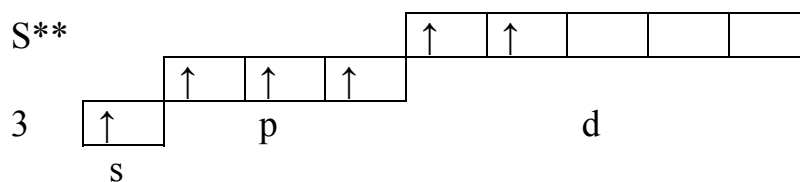
Бачимо, що на 3p-підрівні є 2 неспарених електрони, коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Гідрогену (H_2S), він приєднує 2 електрони атомів Гідрогену, його електронна формула має вигляд $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 - S^{-2}$, його валентність 2.

Коли атом Сульфуру утворює хімічний зв'язок з атомами Оксигену (SO_2), то в атомі Сульфуру спарені p-електрони розпарюються, ідуть на d-підрівень, як більш високий



маємо 4 неспарених електрона – валентність Сульфуру 4, електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$.

В молекулах SO_3 , H_2SO_4 , атом Сульфуру має валентність 6, тому що S – електрони теж розпарюються.



Електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$

Приклад 6. Напишіть електронні формули атомів Хлору і Стронцію, а також іонів Cl^- та Sr^{2+} .

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, валентні електрони $\dots 3s^2 3p^5$,

Cl^- $\dots 3s^2 3p^5 + e^- \rightarrow \dots 3s^2 3p^6$

Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Sr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$, валентні електрони $\dots 5s^2$, тому

Sr^+ $\dots 5s^2 - e^- \rightarrow \dots 5s^0$

Sr^{2+} $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

3 Хімічний зв'язок

Серед індивідуальних хімічних речовин, що поділяються на прості та складні, простих порівняно небагато. Але й серед простих речовин тільки благородні гази складаються з хімічно не зв'язаних один з одним атомів. Вільні атоми решти елементів можуть взаємодіяти між собою, утворюючи складніші частинки, які найчастіше поділяють на три типи: молекули, іони та вільні радикали. Існування таких частинок є наслідком утворення між атомами хімічних зв'язків.

В. Коссель та Г. Льюїс, виходячи з того, що зовнішня електронна оболонка благородних газів, за винятком гелію, складається з восьми електронів, обґрунтували хімічну стабільність благородних газів саме такою електронною конфігурацією їх зовнішнього електронного шару. Вони припустили, що атоми інших елементів прагнуть набути восьми електронної конфігурації зовнішнього електронного шару, втрачаючи або приєднуючи електрони під час утворення сполук у ході хімічної реакції (правило октету). Атоми не багатьох легких елементів здатні створювати сполуки, набуваючи конфігурацію гелію з двома електронами на зовнішньому шарі.

Утворення стійкої електронної конфігурації може відбуватися багатьма способами і призводити до молекул з різною будовою, тому розрізняють декілька типів хімічного зв'язку: іонний, ковалентний (полярний і неполярний), металічний та водневий.

Ковалентний зв'язок, що виникає між атомами неметалів за рахунок спільних електронних пар. Поділяється на такі типи:

а) ковалентний неполярний – між атомами неметалів з однаковою електронегативністю (H_2 , O_2 , Cl_2 , I_2 та ін.);

б) ковалентний полярний – між атомами неметалів з різними електронегативностями (HCl , CO_2)

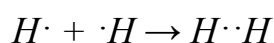
Полінг визначив електронегативність атомів як здатність притягувати електрони інших атомів.

Електронегативність елемента (позначається грецькою літерою χ – «хі») можна оцінити кількісно. Відповідні розрахунки здійснено за результатами фізичних досліджень атомів і молекул, використовують шкалу електронегативності Полінга. У ній для найменш електронегативного елемента цезію $\chi = 0,7$, а для найменш електронегативнішого фтору $\chi = 4,0$. Металічні елементи мають значення $\chi < 1,8$, а неметалічні $\chi \geq 1,8$.

Розглянемо, як утворюється ковалентний неполярний зв'язок у молекулі H_2 . Кожний атом водню має один електрон, електронна формула $1s^1$. Підвищену стійкість має заповнена перша електронна оболонка ($1s^2$). Отже, атоми водню, «шукають» можливості придбати по одному електрону, проте жоден з атомів не віддасть іншому свій

електрон. Перш ніж утворити молекулу H_2 , двом атомам гідрогену необхідно спочатку зблизитися. Зі зменшенням відстані між атомами зростає сила притягнення електронів кожного атома до ядра іншого атома. У певний момент електронні орбіталі двох атомів сконтактують і почнуть перекриватися, водночас зростатиме сила взаємного відштовхування між однойменно (позитивно) зарядженими ядрами. Атоми зупиняться на певній відстані один від одного у той момент, коли сили притягання та відштовхування зрівняються. Через спільну ділянку орбіталей електрони переходитимуть від одного атома до іншого – сформувалася спільна для двох атомів електронна пара – кожний атом гідрогену отримав другий електрон, проте лише для «обмеженого використання». Зв'язок у молекулі водню зображують: $H\cdot H$ (електронна формула молекули) або $H-N$ (графічна формула).

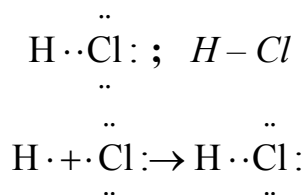
Утворення молекули водню можна зобразити схемою:



Розглянемо ковалентний полярний зв'язок у молекули HCl .

Молекула хлороводню (HCl) складається з атомів гідрогену і хлору. Атомам гідрогену і хлору (електронна формула – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) не вистачає по одному електрону: першому – для заповнення електронної оболонки, а другому – для створення електронного октету на зовнішній оболонці. Ковалентний зв'язок між атомами гідрогену і хлору утворюється внаслідок перекривання $1s$ -орбіталі атома гідрогену і $3p$ -орбіталі атома хлору, на якій розміщений єдиний неспарений електрон.

Електронна і графічна формули молекули HCl , а також схема утворення молекули:



В атомі хлору позначені усі електрони останнього рівня, тобто – валентні електрони – спарені електрони зображені парами крапок, а неспарений – окремою крапкою. Спільна пара електронів зміщена у бік атому хлору, оскільки він має вищу електронегативність.

Передбачати полярність чи неполярність р-ковалентного зв'язку можна, користуючись таблицею електронегативностей – якщо атоми мають однакову електронегативність, то зв'язок між ними неполярний (наприклад, у молекулах N_2 , PH_3 , CS_2). Атоми з різною електронегативністю сполучаються полярними зв'язками (наприклад, HF , CCl_4).

Йонний – зв'язок, що виникає між йонами за рахунок електростатичної взаємодії. Йонний зв'язок здійснюється відповідно до

закону Кулона, згідно з ним катіон і аніон притягуються один до одного тим сильніше, чим більший заряд кожної частинки і чим менша відстань між ними, а в разі їх контакту – чим менші їхні радіуси.

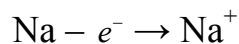
Сполуки, що складаються з йонів, називають йонними сполуками (наприклад, NaCl, Li₃N, Mg₃P₂). Із них один елемент – металічний, а інший – неметалічний.

Розглянемо утворення йонів.

Натрій має електронну формулу: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, на останньому енергетичному рівні міститься лише один електрон, а на передостанньому – «бажаний» октет електронів. Атом натрію легко втрачає 3s – електрон, атом перетворюється на частинку, яка має позитивний заряд (у ядрі атома натрію міститься 11 протонів, а електронів стало на 1 менше, тобто 10:

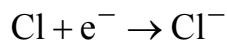
$$+ 11 - 10 = +1.$$

Це йон (катіон) натрію: Na⁺. Перетворення атома на йон зобразимо схемою:



Електронна формула Na⁺: $1s^2 2s^2 2p^6$.

В атомі хлору (електронна формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) на зовнішньому енергетичному рівні 7 електронів – $3s^2 3p^5$, цей атом здатний приєднувати один електрон (який може віддати йому, наприклад, атом натрію) і перетворюватися на йон Cl⁻-аніон:



електронна формула йону Cl⁻: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

До складу кожного аніону входить більше електронів, ніж протонів.

Усі йонні речовини за звичайних умов перебувають у твердому стані.

Металічний – зв'язок, що виникає між йонами металів за рахунок вільних електронів – таких, що володіють енергіями, достатніми для їх відриву від своїх атомів та вільного переміщення у межах зразка металу.

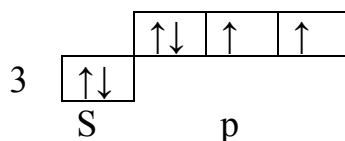
Водневий – зв'язок, що утворюється між атомом гідрогену однієї молекули та атомом сильноелектронегативного елемента (O, S, N, F та ін.) іншої молекули.

Валентність – це здатність атомів одного елемента приєднувати певну кількість атомів іншого елемента, тобто утворювати певну кількість хімічних зв'язків.

Ступінь окиснення – це умовний заряд, якого набув би атом, якби всі електрони його хімічних зв'язків у даній сполуці змістилися до більш електронегативного атома.

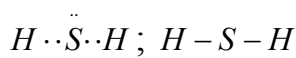
Приклад 1. Пояснити утворення молекули H_2S , визначити тип хімічного зв'язку.

Атом Сульфуру має електронну формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



На $3p$ – підрівні в нього 2 неспарених електрони $\cdot \ddot{\text{S}} \cdot$

Атом гідрогену (електронна формула $1s^1$) має один неспарений електрон H ; кожний з двох атомів H разом з атомом S утворює спільну електронну пару. Молекула матиме дві такі пари.



Молекула H_2S має ковалентний полярний зв'язок, оскільки вона утворена елементами з різною електронегативністю:

$$\chi_{\text{H}} = 2,1 \qquad \qquad \chi_{\text{S}} = 2,5$$

Приклад 2. Визначити міру полярності хімічного зв'язку в молекулах AlH_3 , H_2S , PH_3 , використовуючи таблицю відносних електронегативностей; визначити тип хімічного зв'язку.

Міру полярності хімічного зв'язку визначають за різницею значень відносних електронегативностей атомів, що утворюють зв'язок. Для цього скористаємось даними таблиці електронегативностей атомів елементів.

$$\begin{array}{l}
 \text{AlH}_3 \quad \chi_{\text{Al}} = 1,6 \quad \chi_{\text{H}} = 2,6 \\
 \Delta \chi = 2,6 - 1,6 = 1 < 1,7 \text{ ковалентний полярний зв'язок.}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{H}_2\text{S} \quad \chi_{\text{H}} = 2,1 \quad \chi_{\text{S}} = 2,5 \\
 \Delta \chi = 2,5 - 2,1 = 0,4 < 1,7 \text{ ковалентний полярний зв'язок.}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{NH}_3 \quad \chi_{\text{N}} = 3 \quad \chi_{\text{H}} = 2,1 \\
 \Delta \chi = 3 - 2,1 = 0,9 < 1,7 \text{ ковалентний полярний зв'язок.}
 \end{array}$$

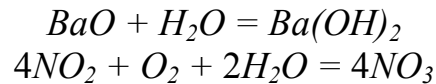
Максимальне значення $\Delta \chi$ у AlH_3 – в цій молекулі зв'язок є найполярнішим.

4 Типи хімічних реакцій

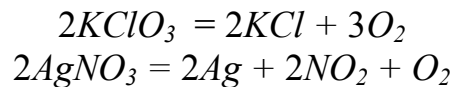
Хімічні реакції класифікують за такими ознаками.

I. За числом та складом вихідних речовин і продуктів реакції.

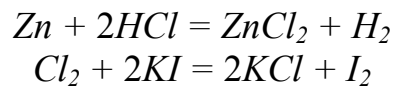
1. Реакції сполучення – реакції, внаслідок яких з двох або кількох речовин утворюється одна нова речовина.



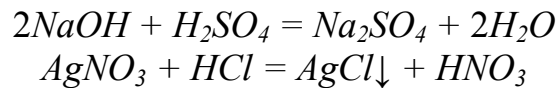
2. Реакції розкладу – це реакції, внаслідок яких з однієї речовини утворюється дві або кілька нових речовин.



3. Реакції заміщення – це реакції між простою та складною речовинами, у процесі яких атоми простої речовини заміщують атоми одного з елементів складної речовини, утворюючи нову просту та нову складну речовини.

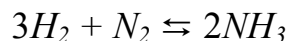


4. Реакції обміну – це реакції, у процесі яких дві речовини обмінюються своїми складовими частинами, утворюючи дві нові речовини.

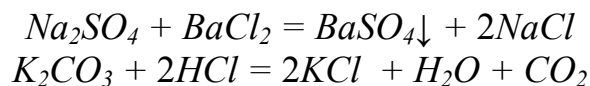


II. За оборотністю.

1. Оборотними називаються реакції, що за одних і тих самих умов протікають і в прямому і в зворотному напрямку.

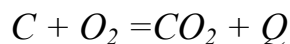


2. Необоротними називаються реакції, які протікають тільки в одному напрямку та закінчуються повним перетворенням вихідних реагуючих речовин в кінцеві речовини.



III. За тепловим ефектом.

1. Реакції, що протікають з виділенням теплоти, називаються екзотермічними (+ Q).



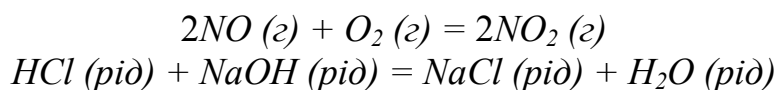
2. Реакції, що протікають з поглинанням теплоти, називаються ендотермічними (- Q).



Багато реакцій сполучення є екзотермічними, а розкладу ендотермічними.

IV. За агрегатним станом.

1. Гомогенними називаються реакції, в яких реагуючі речовини та продукти реакції мають однаковий агрегатний стан.



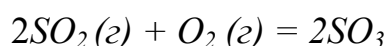
(г) – газ, (рід) – рідина.

2. Гетерогенними називаються реакції, в яких реагуючі речовини та продукти реакції мають різний агрегатний стан.

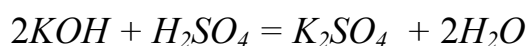


V. За наявністю каталізатора.

1. Каталітичні – відбуваються за наявності каталізатора.

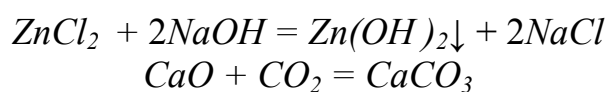


2. Некаталітичні – відбуваються без каталізатора.

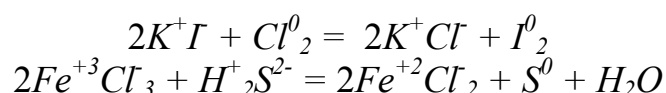


VI. За зміною ступеня окислення елементів реагуючих речовин.

1. Реакції, що протікають без зміни ступеня окислення елементів реагуючих речовин (реакції обміну, також більшість реакцій сполучення та розкладу).

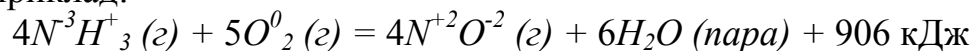


2. Окисно-відновні реакції – реакції, в яких відбувається зміна ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

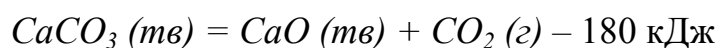


Кожну хімічну реакцію можна охарактеризувати відразу кількома ознаками.

Наприклад:



Реакція сполучення, екзотермічна, необоротна, гомогенна, каталітична, окисно-відновна.

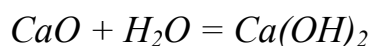


Реакція розкладу, ендотермічна, необоротна, гетерогенна, некаталітична.

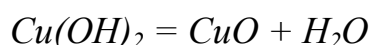
5 Енергетика хімічних перетворень

Однією з ознак хімічної реакції є виділення або поглинання теплоти, що супроводжує хімічне перетворення одних речовин на інші.

Горіння – це хімічне перетворення, яке супроводжується виділенням теплоти і світла. Добре відомою реакцією, яка відбувається з виділенням теплоти, є реакція за участю оксиду кальцію і води (гашення вапна).



Існують реакції, під час яких теплота поглинається, їх здійснення потребує нагрівання. Це – реакції розкладу гідроксидів, оксигеновмісних солей:



Якщо нагрівання припинити, то припиниться і реакція. Реакції, які проходять з виділенням теплоти, часто відбуваються мимовільно. Усі реакції відбуваються з певним тепловим ефектом – або з виділенням теплоти, або з її поглинанням. Якщо кількість теплоти є незначною, то помітити тепловий ефект реакції досить важко.

Реакції, під час яких теплота виділяється, називають екзотермічними.

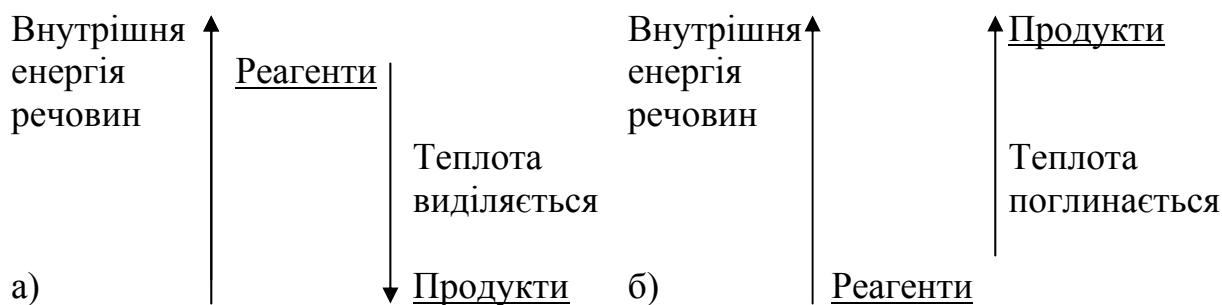
Реакції, під час яких теплота поглинається – ендотермічними.

Показати виділення або поглинання теплоти в хімічному рівнянні можна, дописавши після формул продуктів реакції позначення «+Q» (читається «ку»), якщо теплота виділяється, або «-Q», якщо теплота поглинається.

Термохімія – розділ хімії, в якому основним предметом дослідження є теплові явища під час хімічних реакцій.

Розглянемо, у чому ж причина виділення чи поглинання теплоти під час хімічної реакції.

Кожна речовина має свою внутрішню енергію, яку виміряти неможливо, вона складається з енергій усіх частинок речовини – атомів, молекул, іонів і енергій хімічних зв'язків між ними. Енергія кожної частинки, у свою чергу, має кілька складових, серед них – кінетична енергія (частинка може рухатись, обертатись, якщо речовина є газом чи рідиною, або коливатись, якщо речовина тверда), енергія електронів в атомі. Якщо сумарна внутрішня енергія реагентів перевищує сумарну внутрішню енергію продуктів, то різниця енергій виділяється під час реакцій у вигляді теплоти, а якщо вона нижча від сумарної внутрішньої енергії. То відбувається поглинання теплоти.



Енергетичні діаграми реакцій:

а) екзотермічної

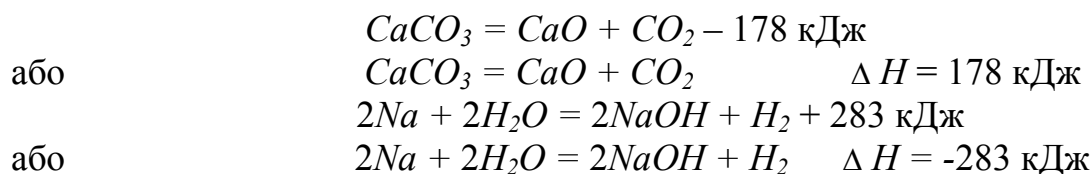
б) ендотермічної.

Кількість теплоти, що поглинається або виділяється під час хімічної реакції, називається тепловим ефектом реакції. Позначається ΔH (читається «дельта аш»). Одиниця вимірювання теплового ефекту – кДж.

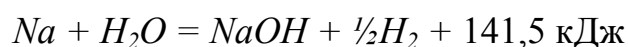
Виділення чи поглинання теплоти під час реакції узгоджується з принципом збереження енергії: енергія не виникає з нічого, не зникає безслідно, а лише перетворюється з одного виду на інший.

Термохімічне рівняння – запис хімічної реакції з вказаним тепловим ефектом.

Приклади термохімічних рівнянь:



Теплові ефекти багатьох хімічних реакцій наводяться в довідниках. Здебільшого їх значення відповідають участі в реакції або утворенню 1 моль певної речовини. Термохімічні рівняння нерідко містять дробові коефіцієнти. Наприклад, про виділення 141,5 кДж теплоти під час реакції 1 моль натрію з водою свідчить термохімічне рівняння:



Чимало реакцій у разі зміни умов можуть змінювати напрямок на протилежний. Так карбонат кальцію під час нагрівання розкладається, а за звичайних умов відбувається зворотна реакція – оксид кальцію реагує з вуглекислим газом:



Ця реакція, на відміну від ендотермічної реакції розкладу $CaCO_3$, відбувається з виділенням теплоти, тобто є екзотермічною. Значення її теплового ефекту буде таким самим, але матиме протилежний знак.

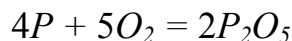
Тепловий ефект реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, але має протилежний знак.

Розглянемо деякі приклади термохімічних розрахунків.

Приклад 1. Під час згоряння 15,5 г фосфору в надлишку кисню виділилося 373 кДж теплоти. Скласти термохімічне рівняння.

Розв'язання.

Складаємо хімічне рівняння



Знаходимо кількість речовини фосфору

$$\nu(P) = \frac{m}{M} = \frac{15,5}{31} = 0,5 \text{ моль}$$

Обчислюємо, скільки теплоти виділиться під час згоряння 4 моль фосфору.

При реакції 0,5 моль фосфору виділиться 373 кДж,

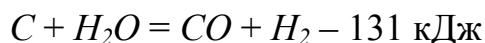
а 4 моль $\frac{\quad}{\quad}$ х

$$x = \frac{4 \cdot 373}{0,5} = 2984 \text{ кДж}$$

Термохімічне рівняння:



Приклад 2. Реакція між вуглецем та водяною парою, що відбувається за високої температури, описується термохімічним рівнянням:



Скільки теплоти поглинається під час реакції, якщо сумарний об'єм газів, які утворюються, становить 5,6 л (н.у.)?

Розв'язання.

Згідно із записаним термохімічним рівнянням теплота кількістю 131 кДж поглинається в разі утворення 1 моль CO і 1 моль H₂. Такі кількості речовини газів відповідають їх сумарному об'єму за н.у. $22,4 \cdot 2 = 44,8$ л.

Складаємо пропорцію:

при утворенні 44,8 л суміші газів поглинається 131 кДж,

а 5,6 л $\frac{\quad}{\quad}$ х кДж.

$$x = \frac{5,6 \cdot 131}{44,8} = 16,4 \text{ кДж}$$

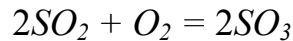
Під час утворення 5,6 л суміші газів (н.у.) поглинається 16,4 кДж теплоти.

Приклад 3. У результаті реакції 0,1 моль Сульфур (IV) оксиду з достатньою кількістю кисню утворюється Сульфур (VI) оксид і виділяється 9,9 кДж теплоти.

Скласти термохімічне рівняння реакції розкладу Сульфур (VI) оксиду на Сульфур (IV) оксид та кисень. Екзотермічною чи ендотермічною є друга реакція?

Розв'язання.

Записуємо рівняння першої реакції:



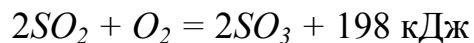
Обчислюємо тепловий ефект реакції. Міркуємо так:

при реакції 0,1 моль SO_2 виділяється 9,9 кДж,

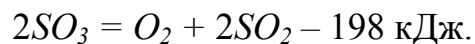
а 2 моль SO_2 – х кДж.

$$x = \frac{2 \cdot 9,9}{0,1} = 198 \text{ кДж.}$$

Термохімічне рівняння реакції Сульфур (IV) оксиду з киснем має вигляд:



Записуємо термохімічне рівняння зворотної реакції:



Реакція є ендотермічною.

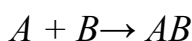
6 Швидкість хімічних реакцій

Хімічні реакції різняться тривалістю їх перебігу, одні з них відбуваються миттєво (наприклад, вибух воднево-кисневої суміші, реакції обміну з утворенням осаду), другі-досить швидко (горіння речовин), треті-повільно (чимало реакцій розкладу, корозія металів).

Кожна реакція має певну швидкість.

Швидкість реакції вимірюється кількістю речовини, яка вступила в реакцію чи утворилася внаслідок реакції за одиницю часу в одиниці об'єму системи (для гомогенної реакції), або на одиниці площі поверхні розділу фаз (для гетерогенної реакції). Іншими словами, швидкість реакції дорівнює зміні концентрації речовини, що вступила в реакцію, або утворилася внаслідок реакції за одиницю часу для гомогенної реакції.

Розглянемо гіпотетичну реакцію:



Припустимо, що у певний час τ_0 концентрація речовини А була C_0 , а у наступний час τ вона стала C_t , за цими даними швидкість реакції

$$v = \frac{C_t - C_0}{\tau - \tau_0} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Під час перебігу реакції концентрація реагента поступово зменшується, тому:

$C_t - C_0 < 0$, виходить, що швидкість реакції має негативне значення, щоб цього не було в виразі для швидкості реакції ставимо «мінус»:

$$v = - \frac{\Delta C}{\Delta \tau}$$

Одиниця виміру – моль/(л·сек) або моль/(м³·сек).

Швидкість гетерогенної реакції визначається кількістю речовини, яка вступила в реакцію або утворилася внаслідок реакції за одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз.

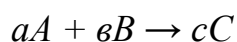
Швидкість хімічної реакції залежить від:

- концентрації реагуючих речовин;
- температури;
- тиску;
- природи речовин, що реагують;
- ступеня подрібнення (для твердих речовин) ;
- наявності каталізатора.

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації визначається законом діючих мас: швидкість реакції при сталій температурі прямо

пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, взятих у ступенях, які дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам.

Для реакції швидкість прямої реакції:



$$v = K_{\text{пр}} C_A^a \cdot C_B^b$$

а швидкість зворотної :

$$v_{\text{зв}} = K_{\text{зв}} C_C^c ,$$

де $K_{\text{пр}}$ і $K_{\text{зв}}$ – константи швидкості прямої та зворотної реакцій.

Константа швидкості хімічної реакції – стала для даної реакції величина, вона кількісно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації реагуючих речовин становлять 1 моль/л. Вона залежить від природи реагентів, температури, наявності каталізатора, але не залежить від концентрації речовин.

Зі збільшенням концентрації реагентів швидкість реакції зростає.

Зазначимо, що протягом хімічної реакції реагент витрачається, його концентрація зменшується, тому з часом зменшується і швидкість реакції.

Наближено залежність швидкості хімічної реакції від температури визначає правило Вант – Гоффа : з підвищенням температури на кожні 10° швидкість гомогенних реакцій зростає у два – чотири рази:

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

де v_{t_1} і v_{t_2} - швидкості реакції при температурі t_1 і t_2 ,

γ (гама) – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який показує, у скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури на 10° .

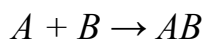
Швидкість реакції залежить від хімічної природи реагентів, тобто від того, які саме речовини реагують. Так, реакція магнію із соляною кислотою відбувається значно швидше, ніж цинку (за тієї самої концентрації розчину кислоти, температури, площі поверхні контакту реагентів), а олова – повільніше.

На швидкість хімічних реакцій впливають каталізатори.

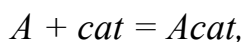
Каталізатор – речовина, що пришвидшує хімічну реакцію, залишаючись після неї у початковому стані.

Каталізатор, беручи участь у реакції, утворює з однією з вихідних речовин проміжну сполуку, яка потім швидко реагує з другою, в результаті чого каталізатор вивільнюється.

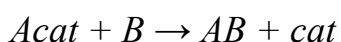
Якщо реакція



йде повільно, то, якщо додати каталізатор, реакції відбувається швидше. При цьому сполука А взаємодіє з каталізатором К (cat), утворюючи проміжну сполуку Аcat:



проміжна сполука взаємодіє зі сполукою В, утворюючи сполуку АВ, а каталізатор вивільнюється :



Реакції, що відбуваються за наявності каталізатора, називаються **каталітичними**.

Процес зміни швидкості хімічної реакції за наявності каталізаторів називається **каталізом**.

Існують речовини, вплив яких на перебіг реакцій є протилежним: вони уповільнюють хімічні перетворення, такі речовини називаються **інгібіторами**.

Багато хімічних реакцій можуть відбуватися як у прямому, так і у зворотному напрямках – вони називаються **оборотними**.

У деяких випадках можливо підібрати умови, за яких виявляється можливим і пряме і зворотне перетворення. Якщо у таких умовах змішати реагенти, то почнеться пряма реакція, її швидкість спочатку буде максимальною, проте з часом вона зменшуватиметься (реагенти витрачаються, їх концентрації знижуються). Разом з тим між продуктами прямої реакції розвиватиметься зворотна реакція; її швидкість зростатиме (продукти утворюються, їх концентрації збільшуватимуться). Врешті настане момент, коли швидкості прямої та зворотної реакцій зрівняються і далі змінюватися не будуть – такий стан системи називається **хімічною рівновагою**.

$$v_{np} = v_{zv}$$

На стан хімічної рівноваги впливають такі чинники: концентрація, температура, тиск (для газів). Напрямок зміщення хімічної рівноваги під час зміни концентрації реагуючих речовин, температури та тиску (для газів) є загальною закономірністю, що була встановлена вченим Ле-Шательє.

Принцип Ле-Шательє: якщо система, що знаходиться у стані хімічної рівноваги, зазнає зовнішнього впливу, то рівновага зміщується у бік тієї реакції, яка зменшує цей вплив. Наприклад, підвищення температури (нагрівання) викликає зміщення рівноваги в бік ендотермічної реакції, а зниження температури (охолодження) – екзотермічної реакції.

Підвищення тиску призведе до зміщення рівноваги у напрямку зменшення сумарної кількості речовини газів, а зниження тиску – у протилежний бік.

Збільшення концентрації однієї з речовин викличе інтенсивніший перебіг тієї реакції, внаслідок якої ця речовина витрачатиметься (буде реагентом).

Приклад 1. Написати вирази для швидкостей наведених реакцій:

- а) $2SO_2 (г) + O_2 (г) = 2SO_3 (г)$
б) $CaO (т) + CO_2 (г) = CaCO_3 (т)$
в) $NH_4Cl (т) = NH_3 (г) + HCl (г)$
(г) – газ, (т) – тверда речовина.

Розв'язання.

Реакція «а» – гомогенна, швидкість гомогенної реакції прямо пропорційна добутку молярних концентрацій реагентів:

$$v = K_1 C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$$

де K_1 – константа швидкості.

Реакція «б» – гетерогенна, її швидкість залежить лише від концентрації газоподібного реагенту:

$$v = K_2 C_{CO_2}$$

Реакція «в» відбувається у твердій речовині, тому швидкість цієї реакції постійна:

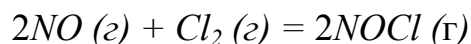
$$v = K_3$$

Відповідь: а) $v = K_1 C_{SO_2}^2 \cdot C_{O_2}$

б) $v = K_2 C_{CO_2}$

в) $v = K_3$

Приклад 2. У скільки разів збільшиться чи зменшиться швидкість реакції:



(г) – газ.

а) при збільшенні концентрації NO втричі;

б) при зменшенні тиску газів удвічі?

Розв'язання.

Запишемо вираз для швидкості даної реакції

$$v = K_1 C^2(NO) C(Cl_2)$$

а) збільшення концентрації NO втричі приведе до зростання швидкості реакції

$$v^1 = K_1[3C(NO)]^2C(Cl_2) = K_19C^2(NO)C(Cl_2)$$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{K_19C^2(NO)C(Cl_2)}{K_1C^2(NO)C(Cl_2)} = 9 \text{ разів}$$

б) при зменшенні тиску вдвічі так само зменшиться кількість речовини кожного газу в одиниці об'єму, тобто концентрація, що приведе до зменшення швидкості реакції

$$v^1 = K_1 \left[\frac{C(NO)}{2} \right]^2 \left[\frac{C(Cl_2)}{2} \right] = K_1 \frac{C^2(NO)}{4} \cdot \frac{C(Cl_2)}{2} = \frac{1}{8} K_1 C^2(NO) \cdot C(Cl_2)$$

$$\frac{v^1}{v} = \frac{\frac{1}{8} K_1 C^2(NO) \cdot C(Cl_2)}{K_1 C^2(NO) \cdot C(Cl_2)} = \frac{1}{8} \text{ разу,}$$

отже швидкість реакції зменшиться у 8 разів.

Відповідь: швидкість реакції:

а) збільшиться у 9 разів,

б) зменшиться у 8 разів.

Приклад 3. У скільки разів зросте швидкість реакції в результаті підвищення температури від 40^0 до 80^0 С. якщо прийняти, що температурний коефіцієнт швидкості дорівнює 2?

Розв'язання.

Залежність швидкості реакції від температури виражається правилом Вант-Гоффа: у результаті підвищення температури на кожні 10^0 С швидкість реакції зростає у 2-4 рази.

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

де v_{t_2} - швидкість реакції за підвищеної температури t_2 ;

v_{t_1} - швидкість реакції за початкової температури t_1 ;

γ - температурний коефіцієнт.

Підставляючи в цю формулу дані, наведені в умові задачі, одержимо:

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = 2^{\frac{80-40}{10}} = 2^4 = 16$$

Відповідь: швидкість реакції зростає у 16 разів.

Приклад 4. За певних умов реакція хлороводню з киснем є оборотною:

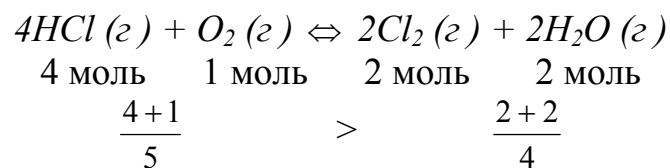


Як на рівноважний стан системи впливає:

- а) підвищення тиску;
- б) підвищення температури;
- в) введення каталізатору?

Розв'язання.

а) Всі речовини в системі – гази, відповідно до принципу Ле-Шательє підвищення тиску зміщує рівновагу в бік реакції, що приводить до меншої кількості речовини газів



Підвищення тиску зміщує рівновагу в бік утворення Cl_2 і H_2O .

б) Оскільки пряма реакція екзотермічна (відбувається з виділенням теплоти), то підвищення температури сприятиме перебігу реакції з поглинанням теплоти, тобто рівновага зміститься у бік ендотермічної реакції – утворення HCl та O_2 .

в) Каталізатор однаковою мірою прискорює пряму і зворотню реакції, тому в його присутності рівноважні кількості речовин не зміняться.

7 Розчини

Розчин – багатокомпонентна однорідна рівноважна система, що складається з розчинної речовини, розчинника та продуктів їх взаємодії.

Розчинником прийнято називати речовину, що перебуває в такому самому агрегатному стані, що й розчин. Якщо агрегатний стан усіх складових розчину однаковий, то розчинником вважають речовину, маса якої найбільша. Якщо розчин містить воду, то за традицією її називають розчинником, причому навіть тоді, коли маса води значно менша від маси розчиненої речовини. Вода є найпоширенішим розчинником.

За різними критеріями розчини можна поділити на багато класів. Наприклад, за розмірами частинок розчиненої речовини, за наявністю хімічної взаємодії між компонентами, тощо.

За розмірами частинок розчиненої речовини розчини можна розділити на:

- істинні розчини (розчинна речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок менше 10^{-9} м);
- колоїдні розчини (розчинена речовина перебуває у стані роздрібнення з розміром частинок від 10^{-7} до 10^{-9} м);
- суспензії, емульсії з розміром частинок 10^{-6} і більше.

Розчинність речовини в певному розчиннику характеризують її максимальною масою, яка може розчинитися за даних умов (температури, тиску) у 100 г розчинника.

За розчинністю всі речовини поділяються на: добре розчинні (їх розчинність перевищує 10 г на 100 г розчинника), розчинні (1-10 г на 100 г розчинника), малорозчинні (0,001 – 1 г) і практично нерозчинні (менш ніж 0,001 г). Прикладами речовини першого типу є цукор, кухонна сіль, аміак; другого – бром, борна кислота; третього – сульфат кальцію (гіпс), гідроксид кальцію (гашене вапно); четвертого – карбонат кальцію (крейда), сірка.

Розрізняють розбавлені і концентровані розчини. Розбавлені розчини містять набагато більше розчинника (за масою), ніж розчиненої речовини, а концентровані – навпаки. Оцтова есенція є концентрований водний розчин оцтової кислоти: 70% маси цього розчину – оцтова кислота, а 30% - вода. Столовий оцет – це розбавлений розчин цієї кислоти, він містить менше 9% за масою оцтової кислоти, а води – 91%.

Часто необхідно приготувати з концентрованого розчину розбавлений, для цього до першого треба додати певну порцію розчинника. Якщо необхідно розбавлений розчин перетворити на концентрований, можна розчинити в ньому певну масу речовини, або випарити з розчину частину води нагріванням і кип'ятінням. Розчин, у якому дана речовина за певної температури більше не розчиняється,

називається насиченим, а розчин, у якому ця речовина ще може розчинятись – ненасиченим.

Якщо випаровувати водні розчини деяких твердих речовин досуха, то в залишку виявляються кристали, що містять у своєму складі молекули води, ці речовини називаються кристалогідратами.

Наприклад,

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ - Сульфат купруму, пентагідрат
(мідний купорос)

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ - сульфат натрію, декагідрат
(глауберова сіль)

Кількість молекул води у формульній одиниці кристалогідрату не пов'язана з валентністю елементів. Кристалогідрати є нестійкими сполуками і можуть втрачати воду.

Розчинність визначається трьома факторами: природою розчинника, природою речовини (його агрегатним станом) та зовнішніми умовами (температурою, тиском і т.д.)

На розчинність впливає природа розчинника. Полярні та іонні сполуки, як правило добре розчиняються в полярних розчинниках, а неполярні – в неполярних, тобто подібне розчиняється в подібному.

Іншим важливим фактором, що впливає на розчинність, є температура.

Розчинність твердих речовин у воді, як правило, зі зростанням температури збільшується. Але є речовини, розчинність яких при підвищенні температури збільшується незначно, наприклад, хлорид натрію, або знижується – гідроксид кальцію.

Розчинність рідин у рідинах зі зростанням температури також збільшується, іноді вони розшаровуються. При досягненні деякої температури рідини у рідинах можуть змішуватись за будь-якими співвідношеннями.

Розчинність газів у рідинах зі зростанням температури зменшується, тому кип'ятіння розчинів – один із способів вилучення з них газів.

7.1 Способи вираження концентрації розчинів

Чисельно склад розчинів виражається через концентрацію розчину (вміст розчиненої речовини в певній кількості розчинника або розчину).

Масова частка розчиненої речовини у розчині (ω) – це відношення маси розчиненої речовини до маси всього розчину.

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{реч.}) + m(\text{розчинника})}$$

$$\text{або } \omega = \frac{m(\text{реч.})}{V(\rho - \text{ну}) \cdot \rho},$$

де V – об'єм ,

ρ – густина розчину

Масова частка розчиненої речовини – це безрозмірна величина, виражається в частках одиниці.

Масову частку ще називають процентною концентрацією ($C_{\%}$)

$$C_{\%} = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100$$

Виражається у відсотках, показує масу розчиненої речовини в 100 г розчину.

Як відомо, *кількість речовини* – одне з фундаментальних хімічних понять, воно використовується в іншому способі вираження кількісного складу розчину – молярній концентрації розчиненої речовини.

Молярна концентрація (C_m) визначається як відношення кількості розчиненої речовини (ν) до об'єму розчину (V)

$$C_m = \frac{\nu(\text{речовини})}{V(\text{розчину})}$$

Або число моль розчиненої речовини в 1 л (дм^3) розчину

$$C_m = \frac{m(\text{речовини})}{M \cdot V(\text{розчину})}$$

де M – молярна маса речовини

V – об'єм розчину

Розмірність моль/л або моль/ дм^3 .

Скорочена форма запису одиниці молярної концентрації 1М (одно молярний розчин - в 1 л розчину міститься 1 моль речовини).

Приклад 1.

Які маси води та нітрату калію треба взяти для виготовлення 500 г розчину солі з масовою часткою розчиненої речовини 0,15?

Дано:

$$m(\text{розчину}) = 500 \text{ г}$$

$$\omega(\text{KNO}_3) = 0,15$$

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

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

Розв'язання

Обчислюємо масу нітрату калію, для цього скористаємось формулою для масової частки розчиненої речовини в розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{розчину})}$$

$$m(\text{KNO}_3) = \omega(\text{KNO}_3) \cdot m(\text{розчину}) = 0,15 \cdot 500 = 75 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{розчину}) - m(\text{KNO}_3) = 500 - 75 = 425 \text{ г}$$

Приклад 2.

Яку масу мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необхідно взяти для виготовлення 1,0 кг розчину з масовою часткою сульфату купруму 0,05?

Дано:

$$m(\text{розчину}) = 1,0 \text{ кг}$$

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 0,05$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$$

Розв'язання

Знаходимо масу безводної сполуки (сульфату купруму), що міститься в 0,1 кг, або 1000 г розчину. З формули для масової частки розчиненої речовини в розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

$$m(\text{речов.}) \text{ CuSO}_4 = 0,05 \cdot 1000 = 50 \text{ г}$$

Обчислюємо масу мідного купоросу, в якій міститься 50 г CuSO_4

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = (64 + 32 + 16 \cdot 4) + 5(1 \cdot 2 + 16) = 250 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 64 + 32 + 16 \cdot 4 = 160 \text{ г/моль}$$

$$250 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ містять } 160 \text{ г CuSO}_4$$

$$x = - 50 \text{ г CuSO}_4$$

$$x = \frac{250 \cdot 50}{160} = 78,1 \text{ г}$$

Приклад 3.

Яку масу води треба додати до 200г розчину $NaOH$ з масовою часткою гідроксиду натрію 0,15, щоб виготовити розчин з масовою часткою $NaOH$ 0,04?

Дано:

$$m(\text{розчину}) = 200\text{г}$$

$$\omega_1(NaOH) = 0,15$$

$$\omega_2(NaOH) = 0,04$$

$$m(H_2O) = ?$$

Розв'язання

Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

Знаходимо масу гідроксиду натрію, яка міститься у вихідному розчині

$$m(NaOH) = \omega \cdot m(\text{розчину}) = 0,15 \cdot 200 = 30 \text{ г}$$

Така маса гідроксиду натрію знаходиться в розчині з $\omega(NaOH) = 0,04$

Обчислюємо масу розчину з $\omega(NaOH) = 0,04$

$$m(\text{розчину}) = \frac{m(NaOH)}{\omega} = \frac{30}{0,04} = 750 \text{ г}$$

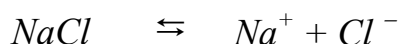
Визначаємо масу води, яку треба додати до 200г вихідного розчину $NaOH$

$$m(H_2O) = 750 - 200 = 550 \text{ г}$$

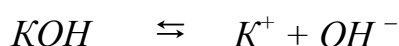
7.2 Електролітична дисоціація

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

Електроліт – речовина, здатна розпадатись на йони під дією узгоджено-орієнтованих молекул розчинника (солі, луги, деякі кислоти). У розчинах солей містяться катіони металічних елементів і аніони кислотних залишків



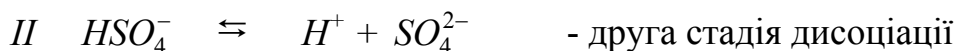
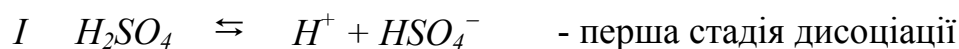
В розчинах лугів містяться катіони металічних елементів і аніони OH^-



Продуктами дисоціації кислот є катіони Гідрогену H^+ та аніони кислотних залишків.



Дисоціація багатоосновних кислот має ступінчастий характер:



Електроліти поділяються на сильні та слабкі. *Сильні електроліти* – речовини, ступінь дисоціації яких перевищує 0,3 (> 30%).

Слабкі електроліти – речовини, ступінь дисоціації яких менший від 0,03 (< 3%).

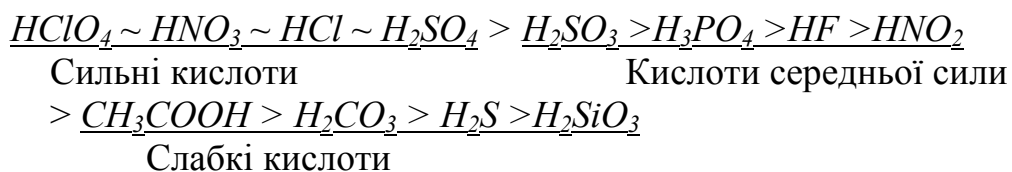
Ступінь дисоціації (позначається грецькою літерою α) є відношенням кількості молекул, що розпались на йони ($N_{(дис.)}$), до загальної кількості молекул речовини до дисоціації ($N_{(заг.)}$)

$$\alpha = \frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}}$$

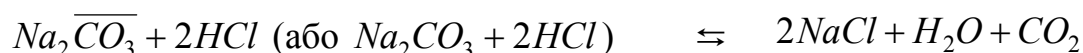
Ступінь дисоціації може виражатися у відсотках

$$\alpha = \frac{N_{(дис.)}}{N_{(заг.)}} \cdot 100$$

Сильні електроліти – солі, луги (розчинні основи), деякі кислоти

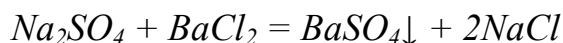


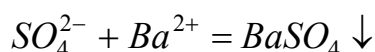
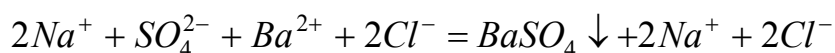
Реакції, при яких сполуки обмінюються своїми складовими – реакції обміну



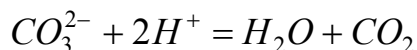
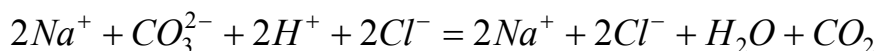
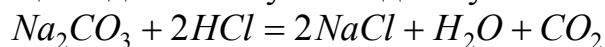
Реакції обміну між електролітами в розчині відбуваються за таких умов:

- продукт реакції випадає в осад

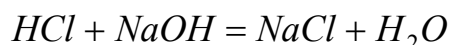




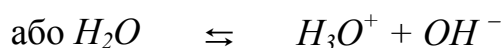
- продукт реакції виділяється у вигляді газу



- продукт реакції є слабким електролітом



Чиста вода за звичайних умов незначною мірою проводить електричний струм, це пояснюється тим, що приблизно лише одна з 10 млн. молекул дисоціює на йони:



Ступінь дисоціації води при 25⁰С дорівнює 1,8 · 10⁻⁹ або 1,8 · 10⁻⁷%

Оскільки вода дисоціює дуже слабо, то концентрація недисоційованих молекул практично дорівнює концентрації всіх її молекул (1 л води містить 1000 : 18 = 55,5 моль речовини; молярна концентрація – 55,5 моль/л). Майже такою самою є концентрація води і в розбавлених водних розчинах різних речовин.

Добуток концентрації іонів H^+ та OH^- для води і водних розчинів за даної температури є сталою величиною, він називається іонним добутком води і позначається K_{H_2O} . У чистій воді концентрації іонів H^+ і OH^- однакові

$$[H^+] [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

Водневий показник – величина, що характеризує кислотність середовища, визначається як від'ємний десятковий логарифм концентрації катіонів гідрогену:

$$pH = - \lg [H^+]$$

У чистій воді $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ середовище нейтральне $pH = 7$

У кислих середовищах $pH < 7$, відповідно

$$[H^+] > [OH^-]$$

У лужних середовищах $pH > 7$, відповідно

$$[OH^-] > [H^+]$$

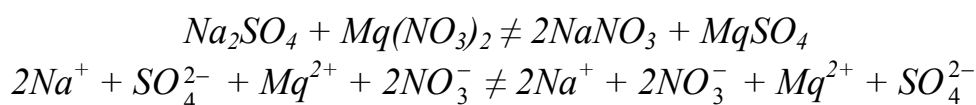
Приклад 1.

Чи можливі реакції у водному розчині між:

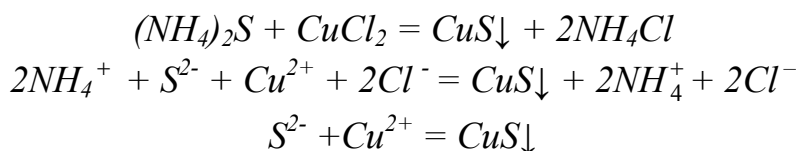
- а) сульфатом натрію і нітратом магнію;
 - б) сульфідом амонію і хлоридом купруму (II);
 - в) хроматом аргентуму (осад) та соляною кислотою;
 - г) оксидом магнію та сульфатною кислотою;
 - д) сульфатом хрому (III) та гідроксидом калію у надлишку.
- Скласти іонно-молекулярні рівняння реакцій.

Розв'язання.

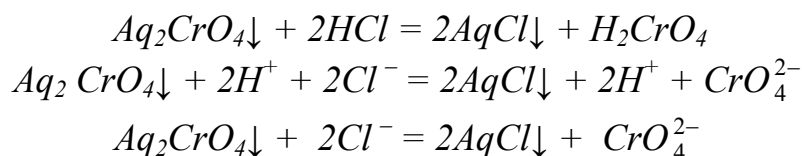
Реакція «а» не можлива, оскільки всі іони залишаються в розчині без змін:



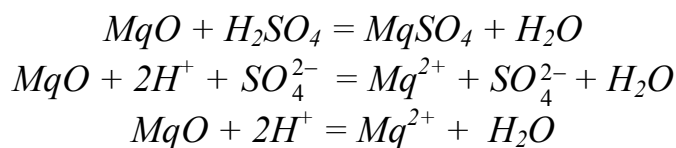
Реакція «б» відбувається внаслідок зв'язування частини іонів в осад:



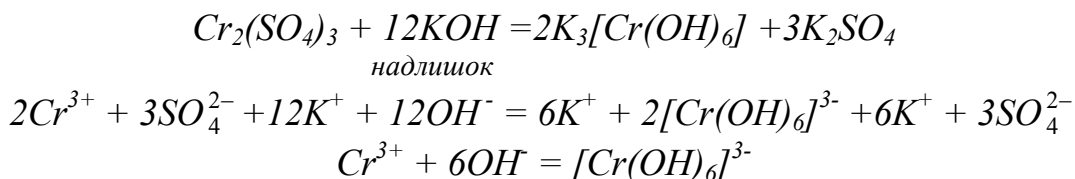
Реакція «в» можлива, тому що її продукт $AqCl$ менш розчинний, ніж реагент Aq_2CrO_4 , а кислота, яка утворюється, є слабкішою за вихідну:



Реакція «г» відбувається тому що утворюється слабкий електроліт H_2O

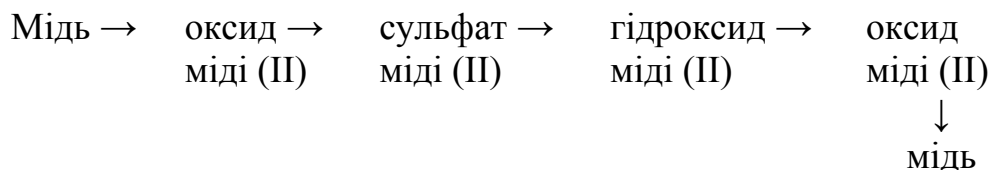


Реакція «д» відбувається, оскільки частина іонів зв'язується у комплексні іони:



Приклад 2.

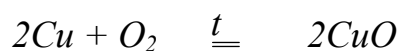
Навести іонно-молекулярні рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



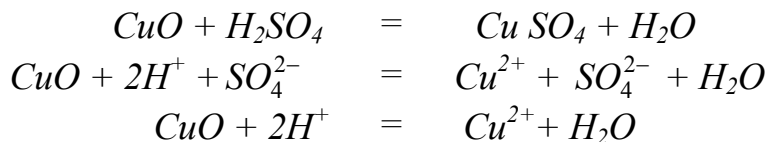
Розв'язання.

У нашому випадку рівняння можуть бути такими:

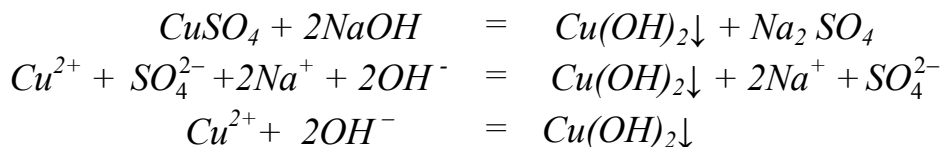
1) нагрівання на повітрі або в чистому кисні



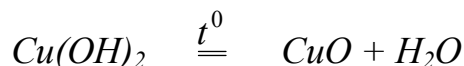
2) Взаємодія оксиду міді (II) з сульфатною кислотою



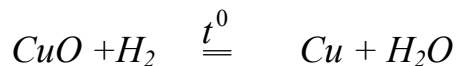
3) Під час дії лугу на розчин сульфату міді (II) в осад випадає гідроксид міді (II)



4) Під час нагрівання гідроксид міді (II) розкладається



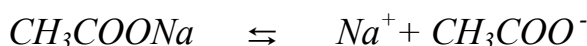
5) дією водню під час нагрівання можна відновити вільну мідь з її оксиду



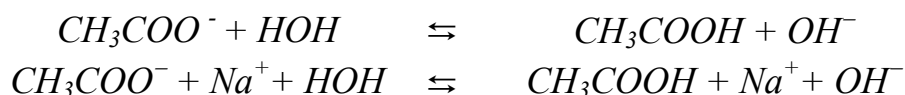
7.3 Гідроліз солей

Гідроліз солей – реакція обмінної взаємодії йонів солі з молекулами води, внаслідок якої утворюється слабкий електроліт. Залежно від типу солі розрізняють кілька типів гідролізу.

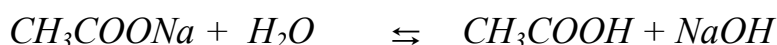
I. Солі, утворені слабкими кислотами і сильними основами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за аніоном. Розглянемо гідроліз ацетату натрію, розчиняючись у воді, ця сіль повністю дисоціює на йони:



ацетат – йон CH_3COO^- - кислотний залишок слабкої оцтової кислоти взаємодіють з водою, відтягують від неї йон гідрогену, йони Na^+ з йонами OH^- води у розчині не зв'язуються, оскільки NaOH – сильна основа, яка в розчині повністю розпадається на йони:



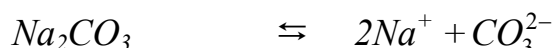
у молекулярній формі це рівняння має вигляд:



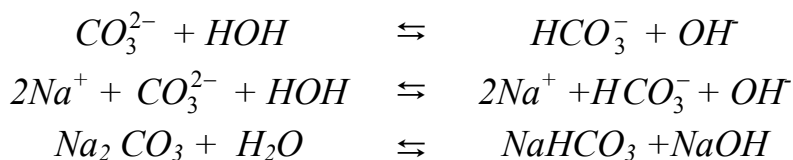
Реакція розчину – лужна, $\text{pH} > 7$.

Солі багатоосновної слабкої кислоти і сильної основи гідролізуються ступінчасто.

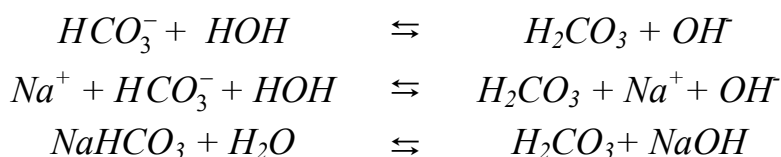
Наприклад, гідроліз карбонату натрію, ця сіль повністю дисоціює на йони



В процесі гідролізу залишок слабкої вугільної кислоти на першому ступені приєднує йон H^+ з молекули води:



на другому ступені – до йона HCO_3^- приєднується другий йон H^+ води :

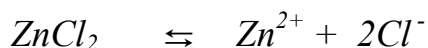


Друга стадія гідролізу (до H_2CO_3) відбувається значно меншою мірою.

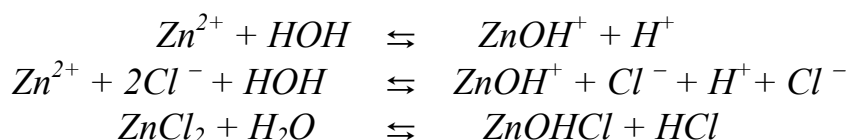
Реакція розчину – лужна, $pH > 7$.

II. Солі, утворені слабкими основами і сильними кислотами, легко гідролізуються, гідроліз відбувається за катіоном.

Наприклад, розглянемо гідроліз хлориду цинку $ZnCl_2$. Сіль повністю дисоціює на йони:

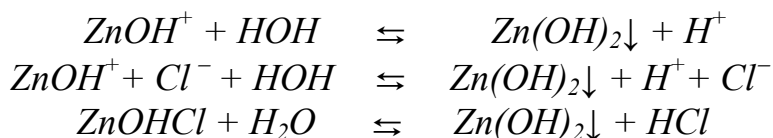


Перша стадія:



Утворилась основна сіль – гідроксохлорид цинку.

Друга стадія:

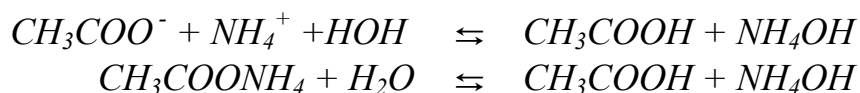


Реакція розчину є кислою, $pH < 7$.

Гідроліз солей, до складу яких входять багатовалентні катіони, майже повністю припиняється на перших стадіях.

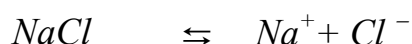
III. Солі, утворені слабкими кислотами і слабкими основами піддаються двосторонньому гідролізу – гідроліз відбувається за катіоном та аніоном, при цьому йон H^+ води зв'язується з залишком слабкої кислоти, а йон OH^- - із залишком слабкої основи.

Наприклад, гідроліз CH_3COONH_4 – ацетату амонію



Реакція розчинів таких солей залежить від відносної сили кислоти й основи, які утворилися. Розчин CH_3COONH_4 має нейтральну реакцію.

Не всі солі піддаються гідролізу. Наприклад, солі, утворені сильними кислотами та сильними основами ($NaCl$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $Ba(ClO_4)_2$, тощо), під час розчинення у воді не гідролізують. Вони розпадаються на катіони сильної основи й аніони сильної кислоти, наприклад:



Йони, що утворюються, не споріднені з йонами гідрогену або гідроксид-йонами. Під час розчинення таких солей у воді реакція середовища залишається нейтральною.

8 Окисно-відновні процеси

Окисно-відновні процеси (реакції) – процеси, що супроводжуються переходом електронів від одних атомів (молекул, йонів) до інших зі зміною ступеня окиснення.

Ступінь окиснення – формальна числова величина, що вказує уявний частковий заряд атома всередині молекули або йона.

Окисник – речовина, атоми (молекули, йони) якої приєднують електрони.

Відновник – речовина, атоми (молекули, йони) якої віддають електрони.

Окиснення – процес віддачі електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується підвищенням ступеня окиснення.

Відновлення – процес приєднання електронів атомами (молекулами, йонами), що супроводжується пониженням ступеня окиснення.

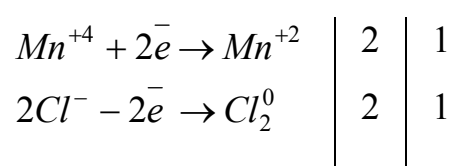
Найважливіші відновники: метали, водень, вугілля, CO , H_2S , SO_2 , H_2SO_3 , HI , HBr , HCl , $SnCl_2$, $FeSO_4$, $MnSO_4$, $CrCl_3$, NH_3 , NO , H_3PO_4 , спирти, глюкоза.

Найважливіші окисники: галогени, $KMnO_4$, K_2MnO_4 , $K_2Cr_2O_7$, O_2 , O_3 , H_2O_2 , H_2SO_4 (конц), HNO_3 , Aq_2O , PbO_2 , іони Aq^+ , Au^{3+}

Типи окисно-відновних реакцій.

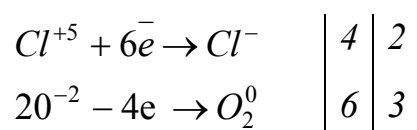
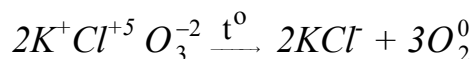
1. Міжмолекулярні – це такі, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають у різних речовинах.

Наприклад:



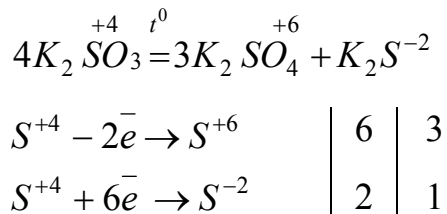
2. Внутрішньо -молекулярні - реакції, в яких окисником та відновником виступають атоми різних елементів, що перебувають в одній речовині.

Наприклад:

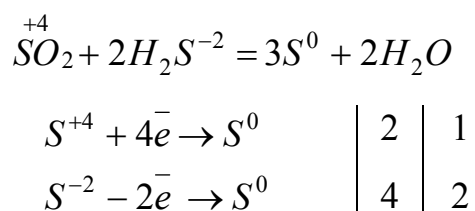


3. Реакції диспропорціювання – у цих окисником і відновником є атоми одного елемента, що перебувають в одній і тій же речовині. Вони поділяються на підтипи:

а) дисмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з одного проміжного до двох різних (вищого і нижчого), наприклад:



б) конмутації – атоми вихідної речовини змінюють ступінь окиснення з двох різних ступенів до одного (проміжного), наприклад:



При визначенні ступеня окиснення слід дотримуватись певних правил:

- 1) ступінь окиснення атомів у простих речовинах (Fe , O_2 , Cl_2 , H_2) беруть рівним нулю;
- 2) водень у нейонних сполуках з неметалами має ступінь окиснення +1, а в йонних гідридах (NaH , CaH_2) виявляє ступінь окиснення -1;
- 3) ступінь окиснення кисню у сполуках приймають рівним -2, за винятком пероксидів (-1) та флуориду кисню F_2O (+2);
- 4) найвищий ступінь окиснення в більшості випадків відповідає номеру групи, до якої належить елемент, винятком є флуор і кисень;
- 5) алгебрична сума ступенів окиснення елементів у хімічній сполуці дорівнює нулю, невідомий ступінь окиснення одного з елементів у молекулі складної речовини можна визначити, користуючись складним рівнянням;
наприклад, ступінь окиснення фосфору у фосфорноватистій кислоті $H_3^+ PO_2^{-2}$ визначаємо за таким рівнянням:

$$3 \cdot (+1) + x + 2(-2) = 0$$

$$x = +1$$

Під час складання рівнянь окисно-відновних реакцій слід дотримуватися певної послідовності:

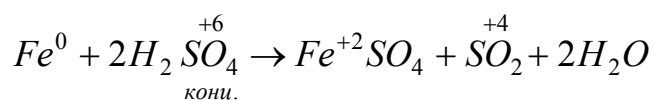
- 1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
- 2) записати рівняння електронно-йонного балансу;

- 3) підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;
- 4) повністю розставити коефіцієнти у рівняння реакції.

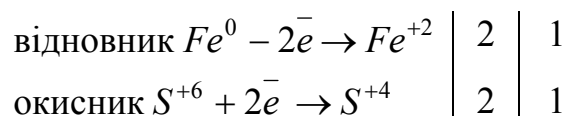
8.1 Основні методи розрахунку коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій

Метод електронного балансу – запис напівреакції окиснення та відновлення через символи лише тих елементів, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цього елемента, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

Наприклад, складемо рівняння взаємодії заліза з концентрованою H_2SO_4



Ферум віддає 2 електрони та підвищує окиснення від 0 до +2, а сульфур приймає ці два електрони та знижує свій ступінь окиснення від +6 до +4

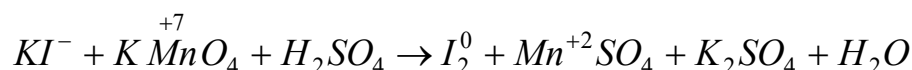


З електронних рівнянь витікає, що при окиснику та відновнику коефіцієнти дорівнюють 1, але в продуктах реакції беруть участь 2 атоми Сульфуру (один з яких не відновлюється), тому коефіцієнти подвоюються.

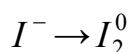
Перевірку правильності написання рівняння можна обмежити підрахунком кількості атомів одного якого-небудь елемента, наприклад водню або кисню.

Метод напівреакцій – запис напівреакцій окиснення та відновлення через формули реальних частинок (молекул, йонів), у яких наявні елементи, що змінюють ступінь окиснення. Вказуються кількості електронів, що переходять від (або до) цієї частинки, з подальшим їх зрівнюванням через найменше спільне кратне.

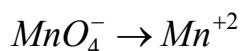
Наприклад, розглянемо реакцію окиснення йодиду калію перманганатом калію у кислому середовищі. Запишемо схему цієї реакції:



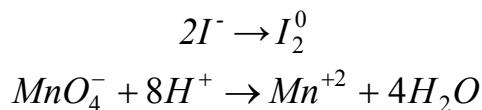
Складаємо йонні схеми процесів окиснення та відновлення



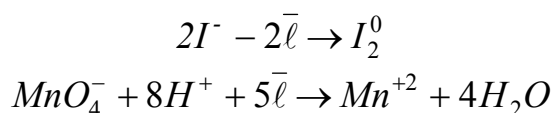
та



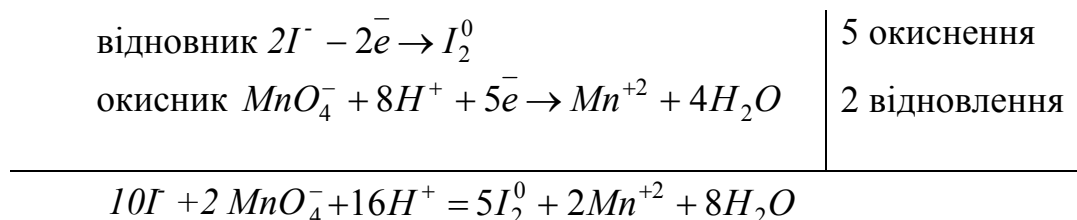
Прирівнюємо схеми реакцій за елементами, для цього у лівій частині схеми можна використовувати йони гідрогену та молекули води, якщо реакція перебігає в кислому середовищі, або ж йони гідроксиду та молекули води, - в лужному середовищі:



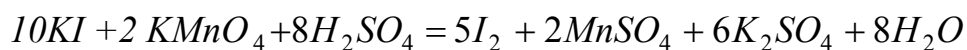
Наступний крок – прирівнювання зарядів у лівій та правій частинах схеми, для цього додаємо (або віднімаємо) необхідну кількість електронів



Щоб прирівняти кількість електронів в обох напівреакціях, першу з них помножимо на 5, а другу – на 2



У молекулярній формі рівняння реакції матиме такий вигляд:



9 Електроліз

Іони у розчинах і розплавах знаходяться у стані постійного руху, він являє собою рух хаотичний, неспрямований. При підведенні до розчину або розплаву електроліту постійного електричного струму за допомогою електродів, що з'єднанні з джерелом постійного струму, рух іонів стає строго спрямованим. Катіони в полі постійного електричного струму пересуваються до катода (негативно зарядженого електрода), а аніони – до анода (позитивно зарядженого електрода).

Електроліз – окисно-відновний процес, що протікає на електродах при проходженні постійного електричного струму крізь розплав або розчин електроліту та супроводжується розкладом розпавленої або розчиненої речовини та води.

Аніони – A^{x-} , OH^- - іони, що притягуються анодом.

Катіони – Met^{n+} , H^+ - іони, що притягуються катодом.

$A^{x-} - Xe^- \rightarrow A^0$ - аніони віддають електрони

$Met^{n+} ne^- \rightarrow Met^0$ - катіони приймають електрони

На аноді проходить процес окиснення аніонів (A^{x-} , OH^-) або молекул H_2O .

На катоді йде процес відновлення катіонів (Met^{n+} , H^+) або (та) молекул H_2O .

Окисно-відновна дія струму в багато разів сильніша за дію хімічних відновників та окисників.

При електролізі виконується закон збереження електричного заряду: число електронів, відданих аніонами на аноді, повинно дорівнювати числу електронів, що приєднані катіонами на катоді.

Усі кількісні розрахунки електролізу виконуються за молекулярним рівнянням, що складено на основі схеми електролізу або згідно з законом Фарадея:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

де - m - маса речовини, що виділилася на одному з електродів;

k – електрохімічний еквівалент речовини;

I – сила струму;

t – час.

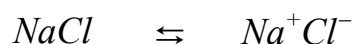
У таблиці підсумовано деякі катодні та анодні процеси, що відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів.

Електроліз розчинів деяких електролітів

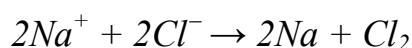
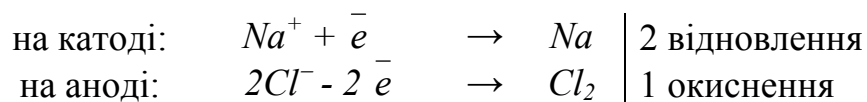
Розчинений електроліт	Що відбувається на електроді
Гідроксиди і солі лужних, лужноземельних елементів, солі магнію, берилію, алюмінію	Катод: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Солі, які містять катіони елементів від мангану до тих, що завершують ряд активності	Катод: $M^{n+} + ne^- \rightarrow M$ водночас можливе: $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Хлориди, броміди, йодиди, сульфід	Анод: $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$ $S^{2-} - 2e^- \rightarrow S$
Гідроксиди, сульфати, нітрати, карбонати, фосфати	Анод: $4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2 + 2H_2O$

Приклад 1.

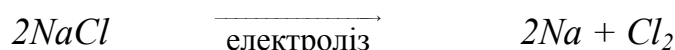
Напишіть, які процеси відбуваються при електролізі розплаву



На електродах відбуваються процеси:



Рівняння реакції:



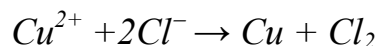
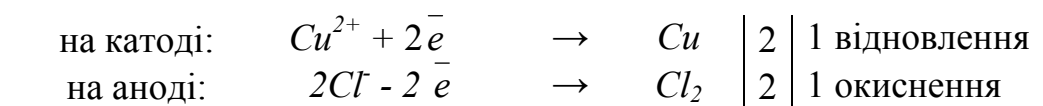
Відповідь: внаслідок електролізу розплаву $NaCl$ на катоді виділяється метал натрій, а на аноді – хлор (газ)

Приклад 2

Визначте продукти електролізу водного розчину $CuCl_2$



На електродах відбуваються процеси:



Рівняння реакції



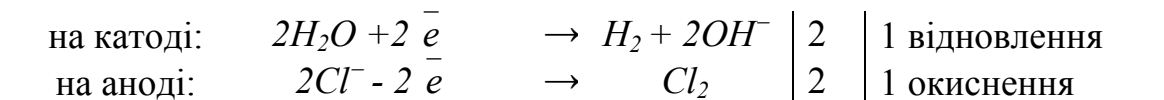
Відповідь: внаслідок електролізу водного розчину $CuCl_2$ на катоді виділяється мідь, а на аноді – хлор (газ)

Приклад 3

Визначте продукти електролізу водного розчину $NaCl$.



На електродах відбуваються процеси:



Сумарний процес можна зобразити рівнянням:



Відповідь: внаслідок електролізу на аноді виділяється хлор, а на катоді – водень і в розчині накопичується гідроксид натрію.

10 ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ РОЗРАХУНКОВИХ ЗАДАЧ РІЗНИХ ТИПІВ

10.1 Задачі на знаходження молекулярної формули речовини

Задача 1. Знайти формулу сполуки, яка містить 32,39 % Натрію, 22,54 % Сульфуру, 45,07 % Оксигену.

Розв'язання.

Позначимо число атомів Na в молекулі речовини через x , число атомів S — через y і число атомів O — через z . Тоді формула речовини буде $\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z$.

Запишемо масове співвідношення для даних атомів:

$$xAr(\text{Na}) : yAr(\text{S}) : zAr(\text{O}) = w(\text{Na}) : w(\text{S}) : w(\text{O})$$

або
$$23x : 32y : 16z = 0,3239 : 0,2254 : 0,4507.$$

Звідси
$$x : y : z = \frac{0,3239}{23} : \frac{0,2254}{32} : \frac{0,4507}{16} = 0,014 : 0,007 : 0,028.$$

Скоротимо ці числа на найменше з них (на 0,007) і отримаємо

$$x : y : z = 2 : 1 : 4.$$

Отже, шукана формула Na_2SO_4 .

Задача 2. При згорянні 4,2 г речовини утворилося 13,2 г діоксиду карбону і 5,4 г води. Густина пари цієї речовини за повітрям за нормальних умов становить 2,9. Визначити молекулярну формулу речовини.

Розв'язання.

Визначимо масу Карбону і Гідрогену, які містяться в продуктах згоряння речовини:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{CO}_2 - \quad 44 \text{ г} - 12 \text{ г C} \\ \quad \quad \quad \quad 13,2 \text{ г} - x \text{ г C} \end{array}$$

$$x = \frac{13,2 \text{ г} \cdot 12 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 3,6 \text{ г (C)}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } \text{H}_2\text{O} - \quad 18 \text{ г} - 2 \text{ г H} \\ \quad \quad \quad \quad 5,4 \text{ г} - y \text{ г H} \end{array}$$

$$y = \frac{5,4 \text{ г} \cdot 2 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 0,6 \text{ г (H)}$$

Перевіримо, чи є у складі речовини Оксиген:

$$m(O) = m(\text{речовини}) - m(C) - m(H)$$

$$m(O) = 4,2 \text{ г} - 3,6 \text{ г} = 0,6 \text{ г};$$

$$m(O) = 0 \text{ г},$$

отже, Оксигену немає.

Можемо умовно позначити шукану формулу C_xH_y і скласти для неї масове співвідношення атомів:

$$12x : 1y = 3,6 : 0,6$$

$$x : y = \frac{3,6}{12} : \frac{0,6}{1} = 0,3 : 0,6 = 1 : 2.$$

Найпростіша формула буде CH_2 , її $M_r(CH_2) = 14$.

Знаходимо $M_r(C_xH_y)$:

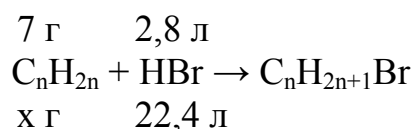
$$M_r(C_xH_y) = D_{\text{повітря}} \cdot 29 = 2,9 \cdot 29 = 84,1$$

Визначимо, скільки разів група CH_2 повторюється у C_xH_y :

$$\frac{84,1}{14} = 6, \text{ отже } 6(CH_2) = C_6H_{12}$$

Задача 3. Невідомий алкен масою 7 г приєднує бромоводень об'ємом 2,8 л (н. у.). Визначте формулу цього алкена.

Розв'язання. Запишемо рівняння реакції:



$$x = 26 \frac{7 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{18 \text{ л}} = 56 \text{ г } (C_nH_{2n})$$

Тоді,

$$12n + 2n = 56$$

$$14n = 56$$

$$n = 4$$

Шукана формула C_4H_8 .

10.2 Задачі, в яких одна з речовин, що реагують, дана у надлишку

Задача 1. До розчину, що містить 14,7 г сульфатної кислоти додали розчин, що містить 8,4 г калій гідроксиду. Яка утворилась сіль? Яка маса цієї солі?

Розв'язання.

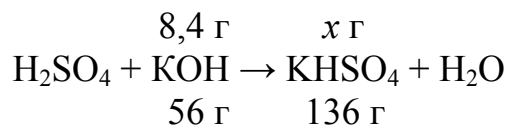
Сульфатна кислота є двоосновною кислотою і може утворювати дві групи солей – кислі й середні.

Щоб написати рівняння реакції, треба визначити, чого більше у розчині: H_2SO_4 чи KOH .

$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{14,7 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

$$v(\text{KOH}) = \frac{8,4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль};$$

Отже, H_2SO_4 і KOH реагують в однаковому співвідношенні, тоді рівняння реакції буде:



$$x = \frac{8,4 \text{ г} \cdot 136 \text{ г}}{56 \text{ г}} = 20,4 \text{ г (KHSO}_4)$$

Задача 2. До розчину, що містить калій гідроксид масою 6,3 г прилили розчин, що містить нітратну кислоту масою 6,3 г. Яку реакцію буде мати отриманий розчин (кислу, лужну чи нейтральну)?

Розв'язання. Визначимо, чого було взято більше: кислоти чи лугу:

$$v(\text{HNO}_3) = \frac{6,3 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль};$$

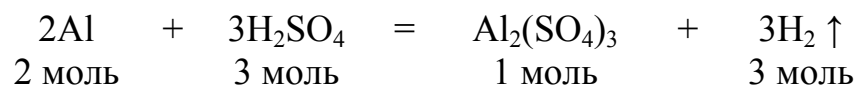
$$v(\text{KOH}) = \frac{6,3 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,1125 \text{ моль};$$

Лугу KOH було взято більше, отже реакція розчину буде слабо лужною.

Задача 3. У розчин, який містить сульфатну кислоту масою 11,76г занурили кусочок алюмінію масою 3,24г. Скільки сульфату алюмінію утворилось?

Розв'язок:

Записуємо рівняння реакції



Для визначення речовини, що перебуває в недостатці, обчислюємо кількості вихідних речовин, складаємо мольні відношення цих вихідних речовин та порівнюємо отримані результати

$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{3}$$

$$\nu = \frac{m}{M} \quad \nu(\text{Al}) = \frac{3,24}{27} = \text{моль}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{11,76}{98} = 0,12 \text{ моль}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

$$\frac{\nu(\text{Al})}{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{2}{3} = \frac{0,12}{x}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{0,12 \cdot 3}{2} = 0,18 \text{ моль}$$

Для реакції 0,12 моль алюмінію необхідно 0,18 моль H_2SO_4 , а за умовою задачі дано 0,12 моль, отже H_2SO_4 , взято в недостатці. Масу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ обчислюємо за кількістю H_2SO_4

$$\frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)} = \frac{3}{1} = \frac{0,12}{x}$$

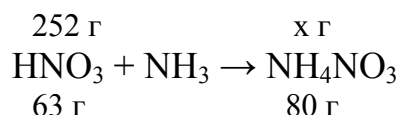
$$\nu(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{0,12}{3} = 0,04 \text{ моль}$$

$$m = \nu \cdot M \quad m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,04 \cdot (27 \cdot 2 + 3(32 + 16 \cdot 4)) = 13,68 \text{ г}$$

10.3 Задачі на масову частку виходу продукту реакції

Задача 1. При пропусканні надлишку амоніаку крізь розчин нітратної кислоти масою 600 г з масовою часткою HNO_3 42 % отримали амоній нітрат масою 300 г. Визначте масову частку виходу амоній нітрату.

Розв'язання. Запишемо рівняння реакції:



Знайдемо масу HNO_3 у розчині:

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{розчину HNO}_3) \cdot 10\%}{100\%}$$
$$m(\text{HNO}_3) = \frac{600 \text{ г} \cdot 42\%}{100\%} = 252 \text{ г}$$

Знайдемо теоретичну масу NH_4NO_3 :

$$x = \frac{252 \text{ г} \cdot 80 \text{ г}}{63 \text{ г}} = 320 \text{ г}.$$

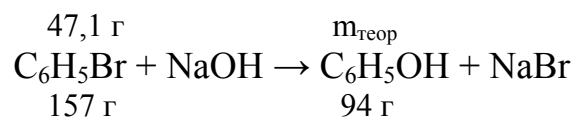
Знайдемо масову частку виходу NH_4NO_3 :

$$\eta\% = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\% \qquad \eta\% = \frac{300}{320} \cdot 100\% = 93,75\%$$

Задача 2. Розрахуйте масу фенолу, який можна отримати з бромобензолу масою 47,1 г, якщо практичний вихід фенолу становить 40 %.

Розв'язання.

У цій задачі треба знайти $m_{\text{практичне}}$ фенолу, а для цього за рівнянням реакції спочатку знайдемо $m_{\text{теоретичне}}$ фенолу:



$$m_{\text{теор.}} = \frac{47,1 \text{ г} \cdot 94 \text{ г}}{157 \text{ г}} = 28,2 \text{ г (C}_6\text{H}_5\text{OH)}$$

Тоді, з формули $\eta\% = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%$ знайдемо $m_{\text{практичне}}$:

$$m_{\text{практ.}} = \frac{m_{\text{теорет.}} \cdot \eta\%}{100\%} = \frac{28,2 \text{ г} \cdot 40\%}{100\%} = 11,28 \text{ г (C}_6\text{H}_5\text{OH)}$$

10.4 Задачі на домішки

Задача 1. Яку масу натрій силікату можна отримати при сплавленні піску з содою масою 64,2 г, яка містить 5 % домішок?

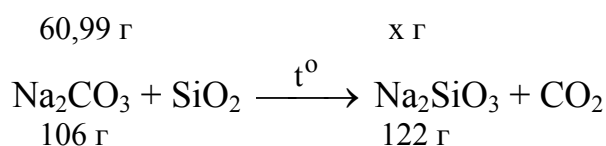
Розв'язання.

Якщо в соді є 5 % домішок, то масова частка чистого натрій карбонату становитиме $100\% - 5\% = 95\%$.

А маса чистого натрій карбонату буде:

$$64,2 \text{ г} \cdot 0,95 = 60,99 \text{ г}.$$

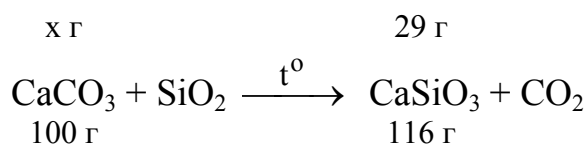
Запишемо рівняння реакції:



Звідси:
$$x = \frac{60,99 \cdot 122}{106} = 70,2 \text{ г (Na}_2\text{SiO}_3\text{)}.$$

Задача 2. При сплавленні вапняку масою 30 г з піском отримали кальцій силікат масою 29 г. Визначте масову частку кальцій карбонату в цьому вапняку.

Розв'язання. Рівняння реакції:



$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 29 \text{ г}}{116 \text{ г}} = 25 \text{ г (чистого CaCO}_3\text{)}$$

Тоді,
$$\omega\%(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{чистого CaCO}_3)}{m(\text{вапняку})} \cdot 100\%$$

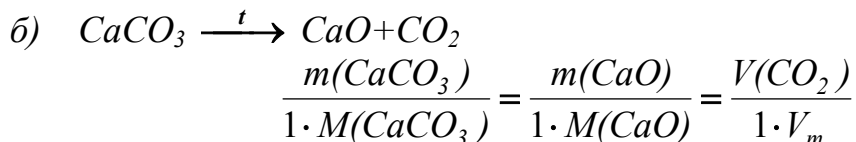
$$\omega\%(\text{CaCO}_3) = \frac{25 \text{ г}}{30 \text{ г}} \cdot 100\% = 83\%.$$

Задача 3. Яку масу оксиду кальцію та який об'єм вуглекислого газу (н.у.) можна отримати при термічному розкладі 40 г вапняку, що містить 80% карбонату кальцію?

Розв'язок.

$$\text{а) } m_{\text{чистої речовини}} = m_{\text{р-ни з домішкою}} \cdot \omega_{\text{чистої р-ни}}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = m_{\text{вапняка}} \cdot \omega(\text{CaCO}_3) = 40 \cdot 0,8 = 32 \text{ г}$$



Звідси

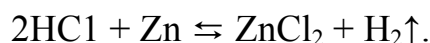
$$m(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 1 \cdot M(\text{CaO})}{1 \cdot M(\text{CaCO}_3)} = \frac{32 \cdot 56}{100} = 17,92 \text{ (г)}$$

$$V(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CaCO}_3) \cdot 1 \cdot V_m}{1 \cdot M(\text{CaCO}_3)} = \frac{32 \cdot 22,4}{100} = 7,16 \text{ (л)}$$

10.5 Задачі з використанням масової частки розчиненої речовини

Задача 1. Який об'єм (н. у.) водню виділиться при взаємодії цинку з розчином хлоридної кислоти масою 146 г, у якому масова частка HCl 10 %?

Розв'язання. Рівняння реакції:

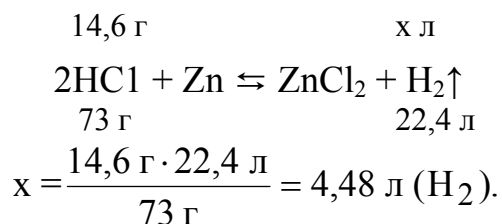


Знайдемо масу HCl у даному розчині за формулою:

$$m(\text{HCl}) = \frac{m(\text{розчину HCl}) \cdot \omega\%}{100\%}$$

$$m(\text{HCl}) = \frac{146 \text{ г} \cdot 10\%}{100\%} = 14,6 \text{ г}$$

Тоді з рівняння реакції:



Задача 2. У 60 г розчину кислоти з масовою часткою 0,2 розчинили 40 г (н.у) оксиду сульфуру (VI). Обчисліть масову частку H_2SO_4 в добутому розчині

Дано:

$$m(\text{р-ну } H_2SO_4) = 60 \text{ г}$$

$$\omega(H_2SO_4) = 0,2$$

$$m(SO_3) = 40 \text{ г}$$

$$\omega_2(H_2SO_4) - ?$$

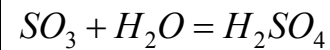
Розв'язання:

Знаходимо масу сульфатної кислоти у 60 г розчину

$$\omega = \frac{m(\text{речовини})}{m(\text{розчину})}$$

$$m(\text{речовини}) = \omega \cdot m(\text{розчину}) = 60 \cdot 0,2 = 12 \text{ г } H_2SO_4$$

SO_3 , буде реагувати з H_2O :



З рівняння реакції $\nu_{(SO_3)} = \nu_{(H_2SO_4)}$

$$\nu_{(SO_3)} = \frac{m}{M} = \frac{40}{32 + 16 \cdot 3} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu_{(H_2SO_4)} = 0,5 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = \nu \cdot M = 0,5 \cdot (1,2 + 32 + 16 \cdot 3) = 49 \text{ г}$$

$$m(H_2SO_4) = 49 + 12 = 61 \text{ г}$$

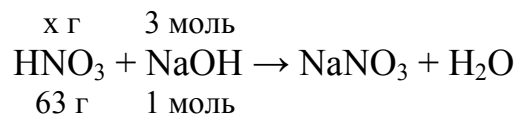
$$m(\text{розчину}) = 60 + 40 = 100 \text{ г}$$

$$\omega_2(H_2SO_4) = \frac{61}{100} = 0,61$$

$$\text{Відповідь: } \omega_2(H_2SO_4) = 0,61$$

Задача 3. Яку масу розчину нітратної кислоти з масовою часткою HNO_3 20% треба взяти для повної нейтралізації розчину лугу, що містить натрій гідроксид кількістю речовини 3 моль?

Розв'язання. Рівняння реакції:



$$x = \frac{63 \text{ г} \cdot 3 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 189 \text{ г (HNO}_3\text{)}.$$

Масу розчину HNO_3 знайдемо за формулою:

$$m(\text{розчину HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3) \cdot 100\%}{\omega\%} - 100\%$$
$$m(\text{розчину HNO}_3) = \frac{189 \cdot 100\%}{20\%} = 945 \text{ г}.$$

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА

1. Хомченко Г.П. Посібник з хімії для вступників до ВУЗів Київ «Викладач», 1999 р. – 480с.
2. Хомченко Г.П., Хомченко І.Г. Збірник задач з хімії для вступників до вищих навчальних закладів. Київ «А.С.К», 2004р. – 311с.
3. Зеленева О.Т. Хімія. Довідник школяра і студента. Донецьк «БАО», 2004 р. – 558с.
4. Чокан Л.О. Хімія. Методичні вказівки для самостійної роботи по виконанню контрольних завдань для слухачів факультету до вузівської підготовки. Одеса, ОДЕКУ, 2006 р. -26 с.
5. Чокан Л.О. Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з дисципліни «Хімія» для слухачів факультету довузівської підготовки (заочна форма навчання), Одеса, ОДЕКУ, - 2007, с. 46.
6. Чокан Л.О. Методичні вказівки до виконання контрольних робіт з дисципліни «Хімія» для слухачів факультету довузівської підготовки (заочна форма навчання) Частина друга., Одеса, ОДЕКУ, - 2008.

ДОДАТКОВА

1. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія. Задачі та вправи. Київ «Либідь», 2001р. – 397с.
2. Березан О. Збірник задач з хімії. Тернопіль «Підручники і посібники», 2003р. – 318с.
3. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ. «Каравела», 2003р. – 342с.