

ВСТУП

Хімічні реакції – це явища, під час яких відбуваються перетворення одних речовин у інші без змінювання складу атомних ядер.

Під час хімічних реакцій відбувається взаємодія між **вихідними, або реагуючими речовинами**, які при цьому руйнуються. Внаслідок реакції утворюються інші, **кінцеві** речовини – **продукти реакції**, які відрізняються від вихідних речовин хімічною будовою і складом. Отже під час перебігу хімічної реакції змінюється склад сполук.

Для відображення хімічних реакцій використовують **рівняння реакцій**, ліва частина яких містить формули вихідних речовин, а права – продукти реакції. Залежно від типу реакції між формулами вихідних речовин і продуктів реакції записується один із таких знаків: =, \rightleftharpoons , \rightarrow .

I. ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ

§ 1. Класифікація хімічних реакцій

Хімічні реакції класифікують за такими ознаками:

- 1) за зміненням кількості і природи вихідних і кінцевих речовин;
- 2) за тепловим ефектом реакції ΔH ;
- 3) за ознакою оборотності (напрямком перебігу реакції);
- 4) за зміненням ступенів окиснення атомів.

1. За зміненням кількості вихідних і кінцевих речовин розрізняють такі реакції: **сполучення, розкладання, заміщення та обміну** (табл.1).

Таблиця 1 – Типи хімічних реакцій за зміненням вихідних і кінцевих речовин

Схема реакції	Назва типу реакції (українська, англійська, французька, арабська)	Приклад
$A + B + \dots = C$	Сполучення composition composition رابط	$2Fe + O_2 = 2FeO$ $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
$C = A + B + \dots$	Розкладання decomposition decomposition تفكك	$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$ $2HgO = 2Hg + O_2$

$AB + C = AC + B$	Заміщення, displacement, replacement, replacement تبدیل؛ تعویض	$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$ $CuO + H_2 = Cu + H_2O$
$AB + CD = AD + CB$	Обміну, double decomposition, exchange exchange استبدال	$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$ $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

Реакції **сполучення** – це реакції, під час яких з **двох** чи **декількох речовин** утворюється **одна речовина**.

Реакції **розкладання** – це реакції, під час яких з **однієї речовини** утворюється **декілька речовин**.

Реакції **заміщення** – це реакції, під час яких **проста речовина заміщує складову частину складної речовини**, внаслідок чого утворюються **нова проста і нова складна речовини**.

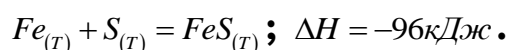
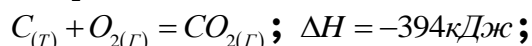
Реакції **обміну** – це реакції, під час яких молекули **складних речовин обмінюються своїми складовими частинами**.

2. За тепловим ефектом реакції ΔH (виділення або поглинання теплоти) розрізняють:

- екзотермічні реакції;
- ендотермічні реакції.

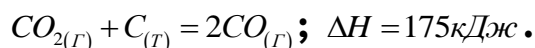
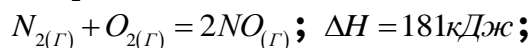
Реакції, внаслідок яких **теплота виділяється ($\Delta H < 0$)**, називаються **екзотермічними**.

Наприклад:



Реакції, внаслідок яких **теплота поглинається ($\Delta H > 0$)**, називаються **ендотермічними**.

Наприклад:

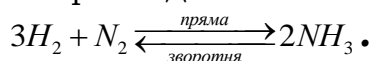


3. За ознакою оборотності розрізняють:

- оборотні реакції;
- необоротні реакції.

Оборотні реакції – це реакції, які одночасно перебігають у **пряму і зворотному напрямках**. У рівняннях оборотних реакцій замість знака рівності (=) використовують стрілки (\rightleftharpoons), напрямлені у протилежні боки.

Наприклад:



Необоротні реакції перебігають тільки в **одному напрямку до повної витрати** однієї з **вихідних речовин**. У необоротних реакціях записують знак рівності (=) чи стрілку, напрямлену в бік продуктів реакції (→).

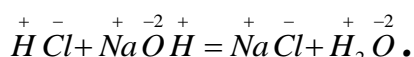
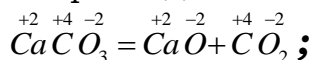
Наприклад:



4. За зміненням ступенів окиснення атомів елементів, які входять до складу вихідних речовин, розрізняють:

а) **реакції**, що відбуваються **без зміни ступенів окиснення атомів** у вихідних речовинах.

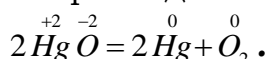
Наприклад:



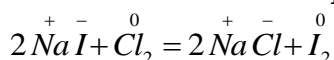
Ступені окиснення кожного з елементів до і після реакції залишилися без змін;

б) **окисно-відновні реакції** – це реакції, під час яких **змінюються ступені окиснення атомів** у вихідних речовинах.

Наприклад:



Атоми елементів Меркурію та Оксигену змінюють ступені окиснення.



Атоми елементів Хлору та Йоду змінюють ступені окиснення.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Виділення	Выделение	to evolve	se degager	خرج
Вихідний	Исходный	initial	initiale	ابتدائي؛ اولي
Екзотермічна	Экзотермическая	exothermic	exothermiaue	فاعل اكسوثيرمي
Ендотермічна	Эндотермическая	endothermic	endothermiaue	تفاعل اندوثيرمي
Заміщення	Замещение	replacement, displacement	replacement	تبدال؛ تعويض
Зворотна	Обратная	backward	inverse	فاعل عكسي
Кінцевий	Конечный	final	final	هائي , طرفي
Класифікація	Классификация	classification	classification	صنيف
Класифікувати	Классифицировать	to classify	classer	صنف , بوب
Напрямок	Направление	direction	direction, sens	تويوب , الاتجاه
Необоротна	Необратимая		irréversible	التفاعل لا عكوس (لا عكسي)
Обмін	Обмен	exchange	exchange	استبدال
Оборотність	Обратимость	reversible	réversibilité	تفاعل عكوس (عكسي
Ознака	Признак	feature, indication	indice, signe	دليل , ميزة , علاقة
Окисно-відновна реакція	Окислительно-восстановительная реакция	oxidation-reduction reaction	réaction	التفاعل التاكسدي الاحتزالي
Перебіг	Протекание	proceeding process	evolution	حدوث , سريان
Перебіг реакції	Протекание реакции	reaction route	evolution de réaction	سرب التفاعل , جرى , سرى
Поглинання	Поглощение	absorption	absorber	امتصاص
Продукт	Продукт	product	produit	ناجح , منتج
Пряма	Прямая	forward	ligne droit	مستقيم , مباشر
Реагувати	Реагировать	to react	reagir	يتفاعل , الرد
Розкладання	Разложение	decomposition	decomposition	تفكك

Розрізняють	Различают	to differ	differer	يميز
Сполучення	Соединение	composition	composition	رابط
Ступінь окиснення	Степень окисления	oxidation state, oxidation number	number d'oxydation	حالة التاكسد , عدد التاكسد
Тепловий ефект	Тепловой эффект	thermal effect	effect thermique	تأثير حراري

Запам'ятайте.

1) **Із чого утворюється що?**

Із двох речовин утворюється одна.

2) **Що розкладається на що?**

$Cu(OH)_2$ розкладається на CuO і H_2O .

3) **Що заміщує що?**

Zn заміщує H у кислоті.

4) **Щ обмінюється чим?**

Молекули складних речовин обмінюються складовими частинами.

Контрольні запитання

- Що називається хімічною реакцією? Якими термінами позначають речовини, що вступають у хімічну реакцію, а якими – ті, що утворюються внаслідок неї?
- Як називається умовний запис, що відображає сутність реакції? Які відомості він містить?
- За якими ознаками класифікують хімічні реакції?
- Дайте визначення реакцій:
а) сполучення, б) розкладання, в) заміщення, г) обміну.
- Які реакції називають екзотермічними? Якими символами позначаються екзотермічні реакції?
- Які реакції називають ендотермічними? Якими символами позначаються ендотермічні реакції?
- Що називається оборотними реакціями? Який знак використовують у рівняннях оборотних реакцій?
- Що називається необоротними реакціями? Який знак використовують у рівняннях необоротних реакцій?
- На які групи поділяються реакції за зміненням ступенів окиснення атомів у вихідних речовинах?

Завдання для самостійної роботи

- Визначте рівняння хімічної реакції сполучення:
а) $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$;
б) $Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$;
в) $2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$;
г) $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$.
- Визначте рівняння хімічної реакції розкладання:
а) $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$;
б) $2AgCl = 2Ag + Cl_2$;
в) $2Al + 3S = Al_2S_3$;
г) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$.

3. Визначте рівняння хімічної реакції заміщення:
- $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$;
 - $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$.
4. Визначте рівняння хімічної реакції обміну:
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$;
 - $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$;
 - $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2 \uparrow$.
5. Визначте тип хімічної реакції за зміненням числа і природи вихідних і кінцевих речовин:
- $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$;
 - $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$;
 - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$;
 - $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{AgCl}$;
 - $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$;
 - $2\text{KI} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{I}_2$;
 - $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
 - $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$.
6. Визначте, які із наведених реакцій належать до: а) екзотермічних; б) ендотермічних?
- $$2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}, \Delta H^0 = -571,6 \text{кДж};$$
- $$3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{O}_{3(\text{r})}, \Delta H = +289 \text{кДж};$$
- $$\text{S}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = \text{SO}_{2(\text{r})}, \Delta H = -297 \text{кДж}.$$
7. Визначте, які з наведених реакцій належать до окисно-відновних?
- $\overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}} = \overset{+2}{\text{Ba}}(\overset{-2}{\text{O}}\overset{+}{\text{H}})_2$;
 - $\overset{0}{\text{Ba}} + 2\overset{+}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}} = \overset{+2}{\text{Ba}}(\overset{-2}{\text{O}}\overset{+}{\text{H}})_2 + \overset{0}{\text{H}}_2$;
 - $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_3 \rightleftharpoons \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2 \uparrow$;
 - $\overset{0}{4\text{P}} + 5\overset{0}{\text{O}}_2 = 2\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_5$;
 - $\overset{0}{4\text{Zn}} + 10\overset{+}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3 = 4\overset{+2}{\text{Zn}}(\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3)_2 + 5\overset{+}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}} + \overset{+}{\text{N}}_2\overset{-2}{\text{O}}$.

II. ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

§ 2. Ступінь окиснення

Заряди, що виникли б на **атомах** за умов утворення **йонного зв'язку**, називаються **ступенем окиснення**.

Ступінь окиснення може мати негативне, позитивне, нульове і дробове значення.

Ступінь окиснення записується над символом елемента арабською цифрою зі знаком «+» або «-» перед нею, наприклад $Al_2^{+3}O_3^{-2}$, O_2^0 , $K^{+1}O_2^{-2}$.

Правила визначення ступеня окиснення

1. Ступінь окиснення атомів у **простих речовинах** дорівнює **нулю**: H_2^0 , Cl_2^0 , O_2^0 , Na^0 , Fe^0 , C^0 .
2. Усі **метали в сполуках** мають **позитивний** ступінь окиснення. Лужні метали (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) в сполуках мають ступінь окиснення **+1**. Елементи II групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) мають ступінь окиснення **+2**. Алюміній має ступінь окиснення **+3**. Наприклад: $Li_2^{+1}O^{-2}$, BeO^{+2-2} , $Al_2^{+3}O_3^{-2}$.
3. **Гідроген** в сполуках має ступінь окиснення **+1**: $H_2^{+1}O^{-2}$, $H^{+1}Cl^{-1}$. Вийняток: гідриди металів $Na^{+1}H^{-1}$, $Ca^{+2}H_2^{-2}$. У гідридах металів Гідроген має ступінь окиснення **-1**.
4. **Оксиген** у сполуках має ступінь окиснення **-2**: $Ca^{+2}O^{-2}$, $P_2^{+5}O_5^{-2}$. Вийнятки: в сполуках з Флуором Оксиген має ступінь окиснення **+2** ($F^{-1}O_2^{+2}$), у пероксидах **-1** ($Na_2^{+1}O_2^{-1}$, $H_2^{+1}O_2^{-1}$).
5. **Флуор** у сполуках завжди має ступінь окиснення **-1**: $K^{+1}F^{-1}$, $H^{+1}F^{-1}$, $F^{-1}O_2^{+2}$.
6. **Найвищий** (максимальний) **ступінь окиснення** – це найбільше для даного елемента значення ступеня окиснення. Він для більшості елементів **дорівнює номеру групи** періодичної системи. Наприклад: Mn знаходиться у VII групі, тому має ступінь окиснення **+7**, S в VI групі – ступінь окиснення **+6**.
7. **Найнижчий** (мінімальний) **ступінь окиснення** – це найменше значення ступеня окиснення елемента. Найнижчий ступінь окиснення для **елементів IV A – VII A підгруп** розраховується за співвідношенням: **N групи – 8**. Наприклад, Cl знаходиться в VII A підгрупі, тому його найнижчий ступінь окиснення: $7-8 = -1$; S – в VI A підгрупі: $6-8 = -2$.
У **металів** та **інертних елементів** (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) **найнижчий** ступінь окиснення дорівнює **нулю**.

8. Алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів у молекулі завжди дорівнює нулю, а в складному йоні – заряду йона.

Приклад: Обчисліть ступінь окиснення атомів елементів в сполуках:

а) P_4 ; б) Cr_2O_3 ; в) $(MnO_4)^-$.

Розв'язок:

а) P_4 – це проста речовина. Ступінь окиснення атомів у простій речовині дорівнює 0 (правило 1). Ступінь окиснення фосфору 0 (P_4^0).

б) Cr_2O_3 . Сума всіх ступенів окиснення атомів у молекулі дорівнює нулю. Ступінь окиснення Оксигену -2 , ступінь окиснення Хрому позначимо через x . Складемо рівняння, враховуючи кількість атомів Cr і O в сполуці:

$$2x + (-2) \cdot 3 = 0, \quad 2x - 6 = 0 \quad x = 3$$

Ступінь окиснення Cr дорівнює $+3$, $Cr_2^{+3}O_3^{-2}$.

в) $(MnO_4)^-$ – це складний йон. У складному йоні сума всіх ступенів окиснення атомів дорівнює заряду складного йона. Позначивши ступінь окиснення Mn через x , складаємо рівняння

$$x + (-2) \cdot 4 = -1, \quad x - 8 = -1 \quad x = 7$$

Ступінь окиснення $Mn = +7$, $(Mn^{+7}O_4^{-2})^-$.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Атом	Атом	atom	atome	ذرة
Вийняток	Исключение	exception	exception	استثناء , حذف , ازالة , ابعاد
Елемент	Элемент	element	élément	عنصر
Заряд	Заряд	charge	charge	شحنة
Зв'язок	Связь	bond	liason	رابطة
Іонний	Ионная	ionic	ionique	ايوني
Йон, іон	Ион	ion	ion	ايون
Ковалентний	Ковалентная	covalent	covalent	التساهمي , التكافؤ
Молекула	Молекула	molecule	molecule	جزئ
Найвищий (максимальний)	Высший	highest	supérieur	اعلى
Найнижчий (мінімальний)	Низший	lowest	inférieur	الاقفل
Негативний	Отрицательный	negative	négatif	سلبى
Нуль	Ноль	zero	zéro	صفر
Позитивний	Положительный	positive	positif	ايجابي
Проста речовина	Простое вещество	simple substance	corps simple	مادة بسيطة
Складна речовина	Сложное вещество	composite substance	corps composé	مادة معقدة
Сполука	Соединение	compound	composé	صلة
Сума	Сумма	sum	somme	مجموع

Контрольні запитання

1. Що таке ступінь окиснення?
2. Які є правила визначення ступеня окиснення?
3. Який ступінь окиснення виявляють атоми елементів у простих сполуках?
4. Які елементи мають постійні ступені окиснення у складних сполуках? Наведіть приклади.
5. Чому найчастіше дорівнюють ступені окиснення Гідрогену і Оксигену у складних сполуках? Якими є вийнятки для ступенів

окиснення цих елементів?

6. Які ступені окиснення у складних сполуках характерні для таких металів Na, Cs, Be, Mg, Al, Li, K, Ba, Cd, Zn, Rb?
7. Який ступень окиснення виявляє Флуор F у складних сполуках?
8. Чому дорівнюють ступені окиснення інертних елементів?
9. Як визначається найвищий (максимальний) ступінь окиснення більшості елементів?
10. Який ступінь окиснення називається найнижчим (мінімальним)? Чому дорівнює мінімальний ступінь окиснення більшості металів?
11. Якими можуть бути найвищі та найнижчі ступені окиснення таких елементів: N, S, Cl, Mn, Cr, Si, P, Se, As, Ga, V, Ti, Hg, Ge?
12. Чому дорівнюють суми ступенів окиснення всіх атомів, що входять до складу молекули, йона?

Завдання для самостійної роботи

1. Обчисліть ступінь окиснення кожного елемента в сполуках:
 - а) S , H_2S , SO_2 , SO_3 , H_2SO_3 , KHS , $CaSO_4$, $Na_2S_2O_3$, $Na_2S_4O_6$;
 - б) N_2 , NH_3 , HNO_2 , N_2O_5 , NO , N_2O ;
 - в) Cr , Cr_2O_3 , $K_2Cr_2O_7$, $Cr(OH)_3$, K_2CrO_4 , $CrCl_3$;
 - г) AsH_3 , KH_2AsO_3 , $Ba(AsO_4)_2$, $(CaOH)_3AsO_4$, As_2O_5 , $AsCl_3$;
 - д) PH_3 , P_2H_4 , PH_4Cl , P_2O_5 , Na_2HPO_4 , $Na_2H_2P_2O_7$, $Al(PO_3)_3$;
 - е) $V(OH)_2$, NH_4VO_3 , V_2O_3 , $H_6V_{10}O_{28}$;
 - є) $CHCl_3$, CO , CO_2 , HCN , $HCOOH$, CF_2 , $NaHCO_3$;
 - ж) CaF_2 , KHF_2 , F_2 , OF_2 ;
 - з) $BaCl_2$, $KClO_3$, $Ca(ClO)_2$, CrO_2Cl_2 , $NaClO_4$, $FeCl_2$, $FeCl_3$, $KClO_2$;
 - и) H_2O , H_2O_2 , OF_2 , KO_3 , K_2O_4 , BaO_2 , BaO , NaO_2 , $Na_4P_2O_7$.
2. Обчисліть ступінь окиснення кожного елемента в йонах: HSO_4^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ , NO_3^- , ClO_4^- , $Cr_2O_7^{2-}$, Mn^{2+} , $Fe(OH)_2^+$, $[Cu(NH_3)_2]^{2+}$, PO_4^{3-} , PH_4^+ , MnO_4^{2-} , $[Al(OH)_6]^{3-}$, IO_6^{5-} , VO_2^{2+} , TiO^{2+} , $H_2PO_3^-$, $FeOH^{2+}$.

§ 3. Процеси окиснення і відновлення.

Окисники і відновники.

Окиснення – це процес **віддавання електронів елементом**.



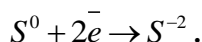
Під час окиснення – **ступінь окиснення підвищується**.

Елемент, який **віддає електрони**, називається **відновником**.

Внаслідок реакції він **окиснюється**.

Відновлення – це процес **присіднання електронів елементом**.

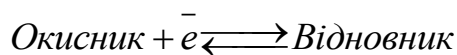
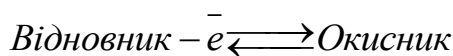




Під час відновлення – **ступінь окиснення знижується**.

Елемент, який **приймає електрони**, називається **окисником**. Внаслідок реакції він **відновлюється**.

Окиснення і відновлення пов'язані між собою, оскільки в реакціях електрони переходять від одного атома до іншого.



Приклад. Визначити процеси окиснення та відновлення в наведених схемах: а) $S^0 \rightarrow S^{+4}$; б) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$.

Відповідь.

а) У переході $S^0 \rightarrow S^{+4}$ ступінь окиснення Сульфуру підвищується від 0 до +4, тобто атом Сульфуру віддає електрони. Це процес окиснення.



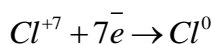
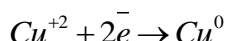
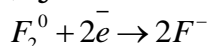
б) У переході $Al^{+3} \rightarrow Al^0$ ступінь окиснення Алюмінію знижується від +3 до 0, атом Алюмінію приєднує електрони. Це процес відновлення.



Окисниками є елементи у найвищих ступенях окиснення.

Вони здатні тільки приєднувати електрони.

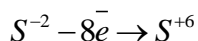
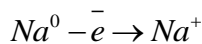
Наприклад:



Відновниками є елементи у найнижчих ступенях окиснення.

Вони здатні тільки віддавати електрони.

Наприклад:



Елементи у проміжних ступенях окиснення виявляють **окисно-відновну двоїстість**. Вони можуть бути **відновниками** чи **окисниками**. Це залежить від умов реакції і речовин, з якими вони взаємодіють.

Запам'ятайте: Якщо один елемент може перебувати у декількох ступенях окиснення, то у найвищому ступені окиснення він виявляє тільки окисні властивості, у найнижчому – тільки відновні, а у проміжному – окисно-відновну двоїстість.

Приклад. Які властивості будуть виявляти атоми елемента Мангану в сполуках $KMnO_7$, MnO_2 , $MnSO_4$, Mn^0 ?

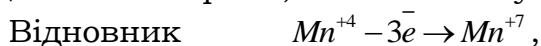
Відповідь.

У сполуці $KMnO_7$ Манган(+7) має максимальний (найвищий) ступінь окиснення і не здатний його більше підвищувати. Він може тільки приймати електрони, отже, $KMnO_4$ може бути тільки окисником і відновлюватися за однією зі схем:





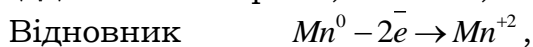
У сполуці MnO_2 Манган(+4) має проміжний ступінь окиснення. Він здатний приймати чи віддавати електрони, тобто може бути і окисником, і відновником.



У сполуці $MnSO_4$ Манган(+2) перебуває теж у проміжному ступені окиснення, тому виявляє окисно-відновну двоїстість і залежно від умов реакції $MnSO_4$ може бути окисником чи відновником.



У сполуці Mn^0 Манган(0) має найнижчий (мінімальний) ступінь окиснення. Він може тільки віддавати електрони, значить, може бути тільки відновником.



Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Віддавати	Отдавать	to lose	rendre	يفقد , يعطي
Відновлення	Восстановление	reduction	reduction	خفض التاكسد , حدد , اختزل
Відновник	Восстановитель	reductant	agent reducteur	مختزل
Збільшувати	Увеличивать	to increase	s'accroitre, accroissement	يزيد
Знижується	Понижается	to decrease	il diminue	يقلل
Окиснення	Окисление	oxidation	oxydation	الاكسدة , تاكسد
Окисник	Окислитель	oxidant	oxydant	مؤكسد
Приєднувати	Присоединять	to gain	acquérir	يكسب , يختزل

Контрольні запитання

1. Дайте визначення таким термінам: а) окиснення; б) відновлення; в) відновник; г) окисник.
2. Як змінюється ступінь окиснення внаслідок процесу відновлення; внаслідок процесу окиснення?
3. Які властивості виявляють атоми елемента у найвищому ступені окиснення?
4. Які властивості виявляють атоми елемента у найнижчому ступені окиснення?
5. Які властивості виявляють атоми елемента у проміжному ступені окиснення?
6. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента Оксигену в ступенях окиснення -2, -1, -1/3, 0, +2?
7. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента Фосфору в ступенях окиснення +5, +3, 0, -3?
8. Які властивості в окисно-відновних реакціях виявляють атоми елемента Нітрогену в ступенях окиснення +5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3?

Завдання для самостійної роботи

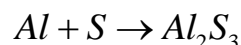
- Оберіть процес відновлення і вкажіть кількість приєднаних електронів:
а) $N^{-3} \rightarrow N^{+}$; г) $2H^{+} \rightarrow H_2^0$;
б) $Cl^{-} \rightarrow Cl^{+}$; д) $S^0 \rightarrow S^{-2}$;
в) $S^{+6} \rightarrow S^{+4}$; е) $S^{-2} \rightarrow S^{+6}$.
- Оберіть процес окиснення і зазначте кількість електронів, що віддає атом відновника:
а) $Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$; г) $N^{+5} \rightarrow N^{-3}$;
б) $2O^{-2} \rightarrow O_2^0$; д) $S^{+4} \rightarrow S^0$;
в) $Al^{+3} \rightarrow Al^0$; е) $Cl^{+3} \rightarrow Cl^{+7}$.
- Які процеси – окиснення чи відновлення – відбуваються в наданих схемах? Обчисліть кількість електронів, які приєднує чи віддає атом.
а) $S^0 \rightarrow H_2S$; з) $O_2^0 \rightarrow O^{-2}$;
б) $SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2}$; и) $Mg^{+2} \rightarrow Mg^0$;
в) $NO \rightarrow NO_2$; і) $MnO_4^{-} \rightarrow MnO_2$;
г) $NH_3 \rightarrow N_2^0$; ї) $Mn^0 \rightarrow Mn^{+2}$;
д) $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+}$; й) $MnO_4^{-} \rightarrow Mn^{+2}$;
е) $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$; к) $MnO_4^{-} \rightarrow MnO_4^{-2}$;
є) $Cl_2^0 \rightarrow ClO_3^{-}$; л) $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{+3}$;
ж) $Cl_2^0 \rightarrow Cl^{-}$; м) $Cr^{+3} \rightarrow Cr^{+2}$.
- Визначте окисники і відновники серед наданих сполук:
а) Cr , Cr_2O_3 , $K_2Cr_2O_7$; г) Fe , FeO , Fe_2O_3 ;
б) N_2 , NH_3 , HNO_3 ; д) NH_4OH , N_2O_5 , $NaNO_3$;
в) PH_3 , HPO_3 , Na_3PO_4 ; е) Pb , PbO , PbO_4 .
- Які з наданих йонів можуть бути відновниками? Чому?
 Cu^{2+} , Cr^{2+} , Cu^{+} , Al^{3+} , VO_3^{-} , Fe^{2+} , I^{-} , Fe^{3+} , IO_4^{-} , F^{-} ?

§ 4. Складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

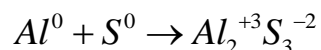
Метод електронного балансу

Складання рівнянь окисно-відновних реакцій та розстановка коефіцієнтів у них має певний алгоритм, який можна прослідкувати на прикладі взаємодії алюмінію з сіркою.

- Записуємо схему реакції:



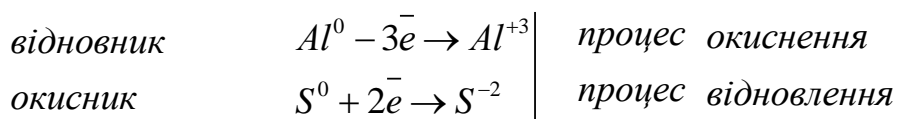
- Визначаємо ступені окиснення елементів до і після реакції:



- Складаємо відповідні **напівреакції**, тобто електронні рівняння процесів окиснення та відновлення.

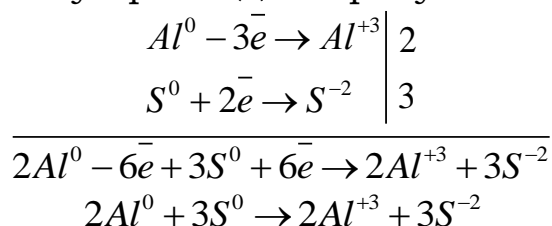
Алюміній змінює ступінь окиснення від 0 до +3. Ступінь окиснення підвищується. Алюміній віддає 3 електрони. Це процес окиснення. Алюміній – відновник.

У Сульфурі ступінь окиснення знижується від 0 до -2. Сульфур приєднує два електрони. Це процес відновлення. Сірка – окисник.

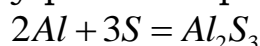


Запам'ятайте. Загальна кількість електронів, які віддає відновник, дорівнює загальній кількості електронів, що приєднує окисник.

4. Підбираємо множники, на які необхідно помножити кожний член обох напівреакцій, щоб кількість електронів, які віддає відновник (Al), дорівнювала кількості електронів, що приєднує окисник (S). Записуємо множники за довгою вертикальною рисою збоку рівнянь електронних напівреакцій. З урахуванням множників складаємо послідовно ліві і праві частини напівреакцій і записуємо під довгою горизонтальною лінією. Скорочуємо подібні члени (у розглянутому прикладі скорочуються члени «+6e⁻» і «-6e⁻»):



5. Розставляємо коефіцієнти у рівнянні реакції:

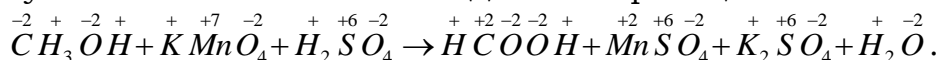


Приклад. Підберіть коефіцієнти у схемі окисно-відновної реакції:

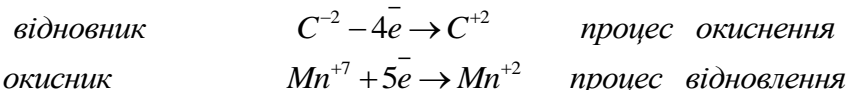


Розв'язок:

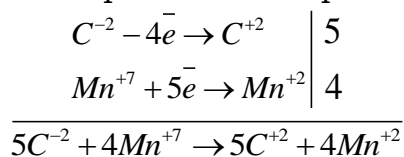
1. Визначаємо ступені окиснення елементів до і після реакції.



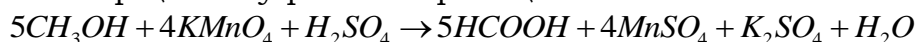
2. Складаємо електронні рівняння процесів окиснення та відновлення:



3. Підбираємо коефіцієнти для електронних напівреакцій:



4. Розставляємо коефіцієнти у рівнянні реакції:



Решту коефіцієнтів знаходимо підбором у послідовності: K_2SO_4 , H_2SO_4 , H_2O .

Остаточне рівняння реакції має вигляд:



Перевірити правильність написання рівняння можна підрахунком кількості атомів Оксигену: у лівій частині рівняння їх $5 \cdot 1 + 4 \cdot 4 + 6 \cdot 4 = 45$ і в правій частині $5 \cdot 2 + 4 \cdot 4 + 2 \cdot 4 + 11 \cdot 2 = 45$.

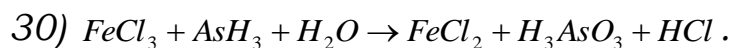
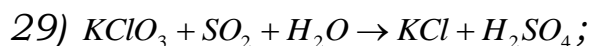
Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Визначати	Определять	identify	identifier	يكشف , يعرف
Коефіцієнт	Коэффициент	coefficient	coefficient	معامل
Підбирати	Подбирать	select	selectionner	اختار , مطابقة
Проміжний	Промежуточный	intermediate	Intermediaire	متوسط
Схема	Схема	pattern	shéma	مخطط

Завдання для самостійної роботи

1. Підберіть коефіцієнти у схемах окисно-відновних реакцій. Визначте процеси окиснення і відновлення, окисник і відновник:

- 1) $Mg + HNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;
- 2) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + S + H_2O$;
- 3) $KMnO_4 + HI \rightarrow MnI_2 + I_2 + KOH$;
- 4) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + KNO_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 5) $KMnO_4 + KNO_2 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KNO_3 + KOH$;
- 6) $KMnO_4 + KNO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$;
- 7) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
- 8) $H_2S + HNO_3 \rightarrow S + NO_2 + H_2O$;
- 9) $Cr(OH)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$;
- 10) $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 11) $KMnO_4 + KNO_2 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$;
- 12) $PbO_2 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$;
- 13) $Cr_2(SO_4)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + K_2SO_4 + H_2O$;
- 14) $K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$;
- 15) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$;
- 16) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 17) $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$;
- 18) $FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$;
- 19) $CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;
- 20) $KIO_3 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 21) $KCrO_2 + KOH + H_2O_2 \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O$;
- 22) $HIO_3 + H_2O_2 \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$;
- 23) $KMnO_4 + H_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_3AsO_4 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 24) $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$;
- 25) $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow CrCl_3 + Cl_2 + KCl + H_2O$;
- 26) $Na_3[Cr(OH)_6] + Cl_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;
- 27) $Co(OH)_3 + HCl \rightarrow CoCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
- 28) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_4 + KOH$;

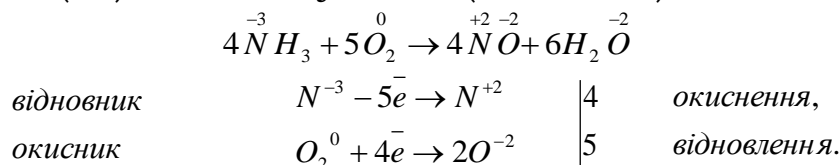


§ 5. Типи окисно-відновних реакцій

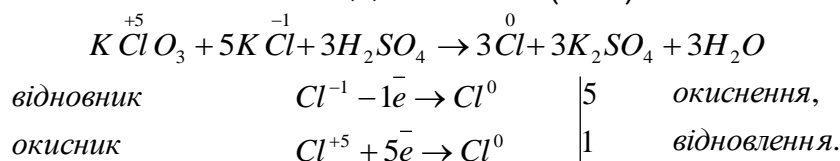
Окисно-відновні реакції поділяються на три типи.

I тип: Міжмолекулярні окисно-відновні реакції, під час яких **атоми** елемента-окисника і атоми елемента-відновника входять до складу **різних** вихідних речовин.

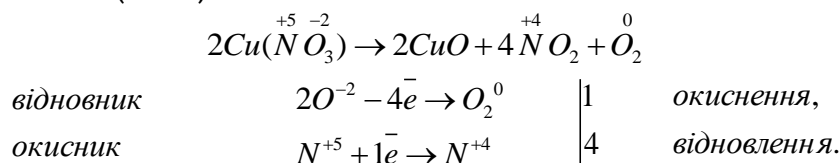
Наприклад, реакція окиснення амоніаку киснем, під час якої відновник (N^{-3}) входить до складу однієї вихідної сполуки (амоніаку NH_3), а окисник (O^0) – до складу іншої (кисню O_2):



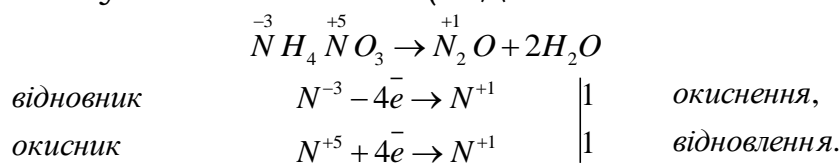
До цього типу належать також реакції між різними вихідними речовинами, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Наприклад, реакція між калій хлоратом (KClO_3), до складу якого входять атоми елемента-окисника (Cl^{+5}), і калій хлоридом (KCl), який містить атоми елемента-відновника (Cl^{-1}):



II тип: Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції, під час яких **атоми** елемента-окисника і атоми іншого елемента – **відновника** входять до **складу однієї сполуки**. Наприклад, реакція розкладання купрум(II) нітрату $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, при якій атоми елемента-окисника (N^{+5}) і атоми елемента-відновника (O^{-2}) входять до складу однієї речовини $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:

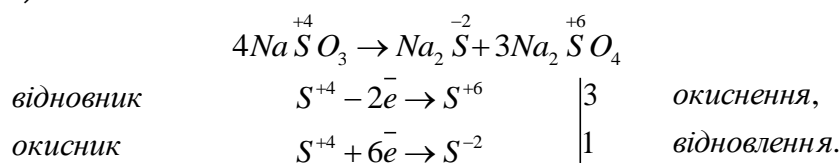


До цього типу належать і реакції розкладання речовин, які містять атоми одного елемента у різних ступенях окиснення. Наприклад, реакція розкладання амоній нітрату, під час яких атоми одного елемента – нітрогену – входять до складу однієї сполуки, Але виявляють різні ступені окиснення (відновник N^{-3} і окисник N^{+5}):



III тип: Диспропорціонування – це такі окисно-відновні реакції, під час яких **атоми окисника** і **відновника** належать **до одного**

елемента, входять до складу однієї сполуки і виявляють один ступінь окиснення. Наприклад, реакція розкладання натрій сульфату (Na_2SO_4), при якій в одній речовині атоми одного елемента – Сульфуру(+4) – одночасно є окисником і відновником, тобто частина атомів S^{+4} відновлюється, а інша частина атомів S^{+4} окиснюється:



Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Внутрішньо-молекулярні	Внутри-молекулярные	intramolecular	intra moleculaire	الداخل الجزيئي , امل ضمن جزيئي
Диспропорціонування	Диспропорціонування	disproportionation	disproportionale	عدم التناسب في التخطيط
Міжмолекулярні	Межмолекулярные	intermolecular	intermoleculaire	بين الجزيئات

Контрольні запитання

1. Які окисно-відновні реакції називаються міжмолекулярними?
2. Які окисно-відновні реакції називаються внутрішньомолекулярними?
3. Які окисно-відновні реакції називаються диспропорціонуванням?

Завдання для самостійної роботи

1. За ступенями окиснення елементів, що входять до складу вихідних речовин, визначте типи окисно-відновних реакцій.

- 1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaSO}_4 + \text{Na}_2\text{S}$;
- 3) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au} + \text{O}_2$;
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 5) $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$;
- 6) $\text{TiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TiCl}_2 + \text{TiOCl}_2 + \text{HCl}$;
- 7) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{O}_2$;
- 8) $\text{NaOCl} \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl}$;
- 9) $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{CO}_2 + \text{O}_2$;
- 10) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HOBr}$;
- 11) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$;
- 12) $\text{IrCl}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ir}(\text{OH})_4 + \text{HCl} + \text{Cl}_2$;
- 13) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 14) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 15) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{O}_2$;
- 16) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$;
- 17) $\text{HClO}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}_3$;
- 18) $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 19) $\text{HgC}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Hg} + \text{CO}_2$;

- 20) $Au(NO_3)_3 \rightarrow Au + NO_2 + O_2$;
 21) $H_3PO_3 \rightarrow PH_3 + H_3PO_4$;
 22) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;
 23) $K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + KOH$;
 24) $Ni(OH)_3 \rightarrow Ni(OH)_2 + O_2 + H_2O$;
 25) $Na_2SeO_3 \rightarrow Na_2SeO_4 + Na_2Se$.

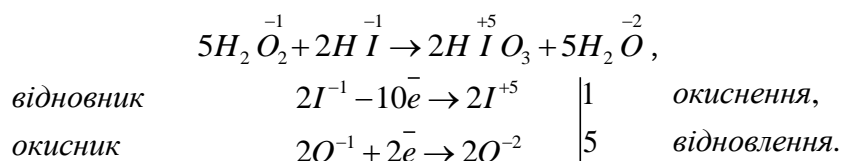
§ 6. Окисно-відновна двоїстість

Речовини, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення, залежно від умов реакції можуть виявляти відновні або окисні властивості. Наприклад, H_2O_2 та інші пероксиди (Na_2O_2 , Li_2O_2 , BaO_2), в яких атоми Оксигену виявляють проміжний ступінь окиснення -1 , з більш сильними відновниками поведуть себе як окисники, а з більш сильними окисниками – як відновники:

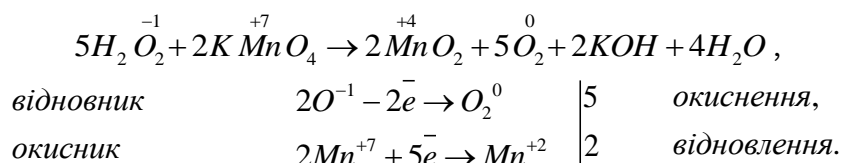
Приклад. Встановити, які властивості – окисні чи відновні – виявляє Гідроген пероксид у заданих реакціях.

Відповідь.

У першій реакції атоми Оксигену(-1) знижують свій ступінь окиснення до -2 , тому H_2O_2 є відновником:



У другій реакції атоми Оксигену(-1) підвищують свій ступінь окиснення до 0 , тому H_2O_2 є окисником:



Аналогічні властивості характерні і для багатьох інших сполук:

- нітрити

$(NO_2)^{-3} + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO + H_2O$	відновлення,
$(NO_2)^{-3} + H_2O - 2e^- \rightarrow (NO_3)^{+5} + 2H^+$	окиснення;
- сульфіти

$(SO_3)^{-3} + 6H^+ + 4e^- \rightarrow S^0 + 3H_2O$	відновлення,
$(SO_3)^{-3} + H_2O - 2e^- \rightarrow (SO_4)^{+6} + 2H^+$	окиснення;
- вільні хлор, бром, йод

$I_2^0 + 2e^- \rightarrow 2I^{-1}$	відновлення,
$I_2 + 6H_2O - 10e^- \rightarrow 2IO_3^- + 12H^+$	окиснення;
- вільний фосфор

$P^0 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow PH_3^{-3}$	відновлення,
$P^0 + 4H_2O - 5e^- \rightarrow (PO_4)^{+5} + 8H^+$	окиснення;
- сірка

$S^0 + 2e^- \rightarrow S^{-2}$	відновлення,
$S^0 - 4e^- \rightarrow S^{+4}$	окиснення.

Контрольні запитання

1. Що називається окисно-відновною двоїстістю?
2. В якому ступені окиснення атоми елементів здатні виявляти окисно-відновну двоїстість?
3. Від чого залежить, яку властивість – окисну чи відновну – будуть виявляти атоми елементів у проміжному ступені окиснення?

Завдання для самостійної роботи

1. У кожній парі наведених реакцій визначте, окисником чи відновником є виділена шрифтом речовина, яка повторюється в обох реакціях.

- 1) $\mathbf{K_2MnO_4} + Cl_2 \rightarrow KMnO_4 + KCl$,
 $\mathbf{K_2MnO_4} + KI + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$;
- 2) $\mathbf{KNO_2} + KI + H_2SO_4 \rightarrow NO + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$,
 $KMnO_4 + \mathbf{KNO_2} + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$;
- 3) $HIO_3 + \mathbf{H_2O_2} \rightarrow I_2 + O_2 + H_2O$,
 $CrCl_3 + \mathbf{H_2O_2} + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$;
- 4) $PbO_2 + \mathbf{NaNO_2} + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$,
 $H_2S + \mathbf{NaNO_2} \rightarrow NO + S + NaOH$
- 5) $KMnO_4 + \mathbf{H_2O_2} + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + O_2 + H_2O$,
 $AsH_3 + \mathbf{H_2O_2} + \rightarrow H_3AsO_4 + H_2O$;
- 6) $\mathbf{FeSO_4} + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$;
 $\mathbf{FeSO_4} + Zn \rightarrow ZnSO_4 + Fe$;
- 7) $\mathbf{As_2O_3} + I_2 + KOH \rightarrow KI + K_3AsO_4 + H_2O$,
 $\mathbf{As_2O_3} + Mg + HCl \rightarrow As + MgCl_2 + H_2O$;
- 8) $\mathbf{SO_2} + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$,
 $\mathbf{SO_2} + H_2S \rightarrow S + H_2O$;
- 9) $\mathbf{Cr_2(SO_4)_3} + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + K_2SO_4 + H_2O$,
 $\mathbf{Cr_2(SO_4)_3} + HI \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$;
- 10) $Ca_3(PO_4)_2 + \mathbf{C} + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO + P$
 $\mathbf{C} + Al \rightarrow Al_4C_3$.

III. Енергетика хімічних реакцій

§ 7. Тепловий ефект хімічної реакції.

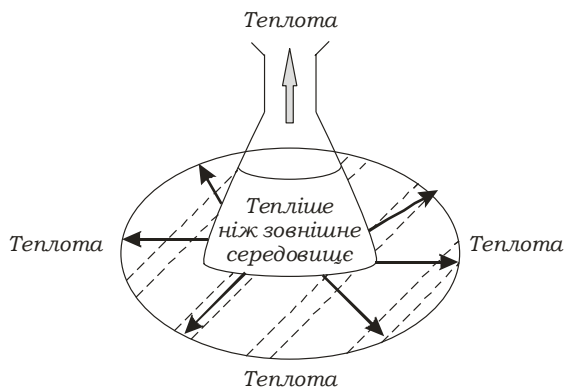
Термохімічні рівняння

Термохімія – це розділ хімічної термодинаміки, який вивчає теплові ефекти хімічних реакцій.

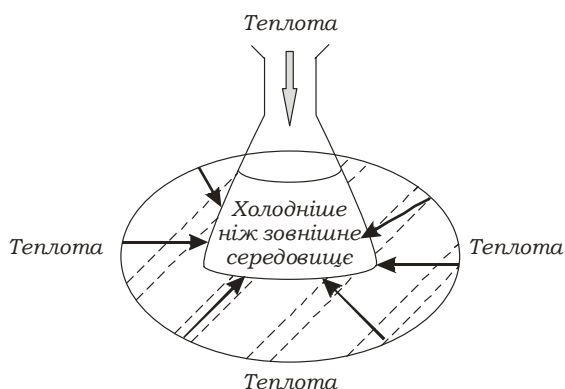
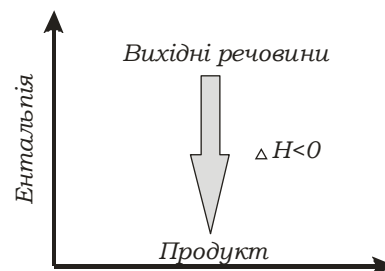
У термохімії виділяють два типи реакцій: **екзотермічні і ендотермічні**. (див. стор.4)

Серед самодовільно перебігаючих реакцій приблизно 95% складають екзотермічні реакції. У цьому проявляється принцип **найменшої енергії**. Цей принцип говорить про те, що стійкому стану системи відповідає її стан з мінімальною енергією. Тому всяка система прагне свою енергію зменшити.

Для великої кількості реакцій тепловий ефект дорівнює зміні **ентальпії ΔH** і називається **ентальпією хімічної реакції**. Ентальпія екзотермічних реакцій негативна ($\Delta H < 0$), ентальпія ендотермічних реакцій позитивна ($\Delta H > 0$). (рис. 1)



Екзотермічна реакція



Ендотермічна реакція

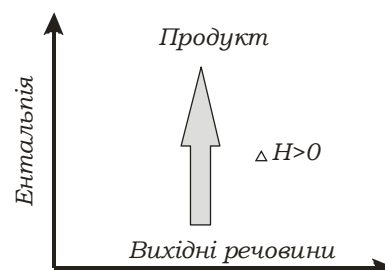


Рисунок 1 - Екзотермічні та ендотермічні реакції

Термохімічним рівнянням хімічної реакції називають **рівняння хімічної реакції**, в якому наводяться її **тепловий ефект** і **агрегатні стани** всіх **речовин**. Агрегатний стан речовини може бути: твердим (т), рідким (р), газоподібним (г).

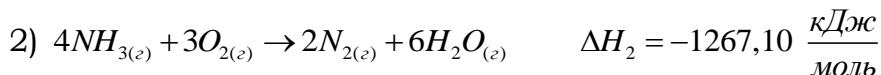
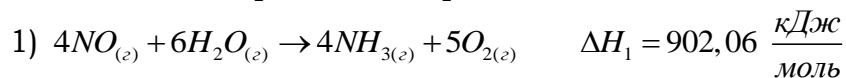


Це термохімічне рівняння треба читати так: 1 моль газоподібного ацетону ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) реагує з 4 моль газоподібного кисню (O_2) і утворюється 3 моль газоподібного вуглекислого газу (CO_2) і 3 моль рідкої води (H_2O) та **виділяється** 1817,0 КДж теплоти.

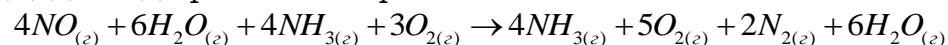
Термохімічні рівняння можна додавати (віднімати) одне до одного разом з їх тепловими ефектами як алгебраїчні рівняння.

Приклад.

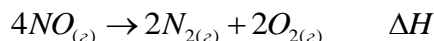
Дано теплові ефекти двох реакцій:



Додамо до рівняння 1 рівняння 2.



Після скорочення залишається:



Тепловий ефект цієї реакції дорівнює:

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 902,06 + (-1267,10) = -365,04 \text{ кДж/моль}$$

Теплові ефекти хімічних реакцій можна виміряти експериментально, а можна обчислити. Обчислення значно легше, ніж експеримент, тому теплові ефекти реакцій найчастіше обчислюють за значенням ΔH інших реакцій.

Оскільки теплові ефекти реакцій залежать від умов їх протікання, то для проведення термохімічних розрахунків потрібні термохімічні величини, віднесені до якихось однакових умов. За такі умови беруться **стандартні умови** (нормальні умови). Якщо речовина знаходиться за стандартних умов, її стан називають стандартним станом. За стандартний стан беруть стійкий стан речовини за **$T=298 \text{ К}$ (25°C) і $P=101325 \text{ Па}$** . Тепловий ефект реакції за стандартних умов позначають ΔH_{298} .

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Ентальпія	Энтальпия	enthalpy	enthalpie	اسر , صيغة هيبس الحرارية
Нормальні умови	Нормальные условия	normale condition	congitions normals	ظروف طبيعية
Стандартні умови	Стандартные условия	standard condition	congitions standarts	ظروف معيارية (قياسية)
Термохімічне рівняння	Термохимическое уравнение	thermochemical equation	thermochemical equation	المعادلة الحرارية
Термохімія	Термохимия	thermochemistry	thermochimie	الكيمياء الحرارية

Контрольні запитання

1. Що вивчає термохімія?
2. Які реакції називають: а) екзотермічними, б) ендотермічними?
3. Про що говорить принцип найменших енергій.
4. Що таке термохімічне рівняння?

§ 8. Розрахунки за термохімічними рівняннями.

Розглянемо приклади використання термохімічних рівнянь для розрахунків.

Приклад 1. Використовуючи термохімічне рівняння: $C_{(m)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$, $\Delta H_{298} = -394 \text{ кДж}$ розрахуйте масу вугляцю та об'єм кисню за нормальних умов, якщо під час реакції виділилося 788 кДж теплоти.

Дано:

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$M(C) = 0,012 \text{ кг/моль}$$

$$V_m(O_2) = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$m(C) - ? \quad V(O_2) - ?$$

Розв'язок

1. Визначимо кількість речовини вуглецю, що вступила в хімічну реакцію. Відповідно до рівняння реакції:

$$1 \text{ моль С} - 394 \text{ кДж}$$

$$x \text{ моль С} - 788 \text{ кДж}$$

$$\Rightarrow x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 788 \text{ кДж}}{394 \text{ кДж}} = 2 \text{ моль}$$

2. Визначимо масу вуглецю:

$$m(C) = \nu(C) \cdot M(C) = 2 \text{ моль} \cdot 0,012 \text{ кг/моль} = 0,024 \text{ кг}$$

3. Визначимо кількість речовини O_2 і його об'єм:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } O_2 - 394 \text{ кДж} \\ x \text{ моль } O_2 - 788 \text{ кДж} \end{array} \Rightarrow x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 788 \text{ кДж}}{394 \text{ кДж}} = 2 \text{ моль}$$

$$V(O_2) = \nu(O_2) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 0,0448 \text{ м}^3$$

Відповідь: $m(C) = 0,024 \text{ кг}$; $V(O_2) = 0,0448 \text{ м}^3$.

Приклад 2. Використовуючи термохімічне рівняння: $C_{(m)} + O_{2(e)} = CO_{2(e)}$, $\Delta H_{298} = -394 \text{ кДж}$ розрахуйте кількість теплоти, що виділиться під час згорання кисню об'ємом 11,2 л (за нормальних умов).

Дано:

$$\Delta H = -394 \text{ кДж}$$

$$V_m(O_2) = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$V(O_2) = 11,2 \text{ л} = 0,0112 \text{ м}^3$$

$$\Delta H_1 = ?$$

Розв'язок

1. Визначимо кількість речовини O_2 :

$$\nu(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m(O_2)} = \frac{0,0112 \text{ м}^3}{0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

2. Відповідно до рівняння реакції розрахуємо кількість теплоти, що виділиться під час згорання кисню кількістю речовини 0,5 моль:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } O_2 - 394 \text{ кДж} \\ 0,5 \text{ моль } O_2 - x \text{ кДж} \end{array} \Rightarrow x = \frac{394 \text{ кДж} \cdot 0,5 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 192 \text{ кДж}$$

$$V(O_2) = \nu(O_2) \cdot V_m = 0,5 \text{ моль} \cdot 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 0,0112 \text{ м}^3$$

Відповідь: під час згорання кисню об'ємом 0,0112 м³ виділяється 192 кДж теплоти.

Завдання для самостійної роботи

- Використовуючи термохімічне рівняння $C_3H_6O_{(e)} + 4O_{2(e)} = 3CO_{2(e)} + 2H_2O_{(p)}$, $\Delta H = -1817,0 \text{ кДж}$ розрахуйте: 1) кількість теплоти, що виділиться під час одержання CO_2 об'ємом 44,8 м³; 2) об'єм кисню, що вступив у хімічну реакцію (н.у.), якщо виділилося 3000 кДж теплоти.
- За термохімічним рівнянням: $4CO_{(e)} + 2SO_{2(e)} = S_{2(e)} + 4CO_{2(e)}$, $\Delta H_{298} = -409,75 \text{ кДж}$ розрахуйте: 1) кількість теплоти, що виділиться під час одержання CO об'ємом 1 л (н.у.); 2) кількість теплоти, що виділиться під час взаємодії 10 кг SO_2 ; 3) об'єм CO_2 , якщо виділилося 204,4 кДж теплоти.
- За термохімічним рівнянням: $4NH_{3(e)} + 3O_{2(e)} = 2N_{2(e)} + 6H_2O_{(e)}$, $\Delta H = -1267,1 \text{ кДж}$ розрахуйте: 1) об'єм кисню, що вступає в реакцію (н.у.), якщо виділилося 12,67 кДж теплоти; 2) масу N_2 , що утвориться, якщо виділилося 253,42 кДж теплоти; 3) кількість теплоти, що виділиться під час взаємодії NH_3 об'ємом 20 л.

§ 9. Закон Гесса.

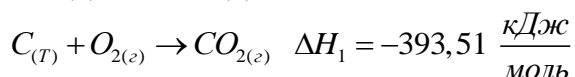
Стандартні теплові ефекти хімічних реакцій обчислюють за **законом Гесса**.

Тепловий ефект хімічної реакції залежить тільки від природи і стану вихідних речовин та продуктів реакції, але не залежить від її шляху.

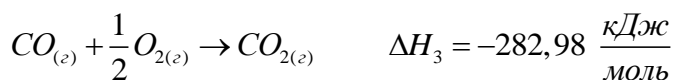
Приклад.

Розглянемо процес одержання $CO_{2(g)}$ із вуглецю та кисню. Цей процес можна здійснювати двома шляхами.

1. Однією стадією:



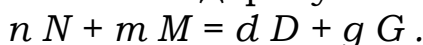
2. Двома стадіями:



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = -110,53 + (-282,98) = -393,51 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

Для обчислення ентальпій реакцій за стандартних умов ΔH_{298} необхідно знати ентальпії утворення реагуючих речовин і продуктів реакції $\Delta_f H^0_{298}$. Ентальпії утворення речовин $\Delta_f H^0_{298}$ надані в довідкових таблицях.

Нехай необхідно обчислити стандартну ентальпію реакції



У цій реакції N і M – реагуючі речовини, а D і G – продукти реакції. Маленькі букви перед речовинами (n , m , d , g) – коефіцієнти.

Скористаємося наслідком закону Гесса:

Стандартна ентальпія хімічної реакції (ΔH_{298}) дорівнює різниці між сумою ентальпій утворення ($\Delta_f H^0_{298}$) продуктів реакції і сумою ентальпій утворення вихідних речовин з врахуванням коефіцієнтів перед речовинами в рівнянні реакції;

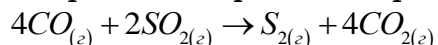
$$\Delta H_{298} = \sum \Delta_f H^0_{298(\text{прод.})} - \sum \Delta_f H^0_{298(\text{вих.})}$$

$$\Delta H_{298} = [d \cdot \Delta_f H^0_{298}(D) + g \cdot \Delta_f H^0_{298}(G)] - [n \cdot \Delta_f H^0_{298}(N) + m \cdot \Delta_f H^0_{298}(M)].$$

Приклад.

Розрахуйте ентальпію хімічної реакції $CO_{(r)} + SO_{2(r)} \rightarrow S_{2(r)} + CO_{2(r)}$ за стандартної (298 K) температури.

1. Урівнюємо рівняння реакції.



2. Запишемо загальну формулу для розрахунку ΔH_{298} :

$$\Delta H_{298} = [\Delta_f H^0_{298}(S_2) + 4 \cdot \Delta_f H^0_{298}(CO_2)] - [4 \cdot \Delta_f H^0_{298}(CO) + 2 \cdot \Delta_f H^0_{298}(SO_2)].$$

3. Необхідні для розрахунку значення ентальпій утворення ($\Delta_f H^0_{298}$) речовин знайдемо в довідковій таблиці

$$\begin{aligned} (\Delta_f H^0_{298}(CO)) &= -110,53 \text{ кДж/моль}, & (\Delta_f H^0_{298}(SO_2)) &= -296,90 \text{ кДж/моль}, \\ (\Delta_f H^0_{298}(S_2)) &= 128,37 \text{ кДж/моль}, & (\Delta_f H^0_{298}(CO_2)) &= -393,51 \text{ кДж/моль}. \end{aligned}$$

4. З урахуванням табличних значень і коефіцієнтів перед речовинами в рівнянні реакції розраховуємо ΔH_{298} .

$$\Delta H_{298} = [128,37 + 4 \cdot (-393,51)] - [4 \cdot (-110,53) + 2 \cdot (-296,90)] = -409,75 \text{ Кдж.}$$

Запам'ятайте.

- 1) значення ентальпій утворення слід використовувати з тим знаком, який наведений у таблиці;
- 2) не можна проводити розрахунки, якщо в рівнянні реакції не поставлені коефіцієнти.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Наслідок	Следствие	consequence	consequence	نتيجة

Контрольні питання

1. Сформулюйте закон Гесса.
2. Сформулюйте наслідок закону Гесса.

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте ентальпію хімічних реакцій:

- 1) $2H_{2(g)} + CO_{(g)} = CH_3OH_{(g)}$
- 2) $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} = 2H_2O_{(g)} + 2Cl_{2(g)}$
- 3) $NH_4Cl_{(T)} = HCl_{(g)} + NH_{3(g)}$
- 4) $2N_{2(g)} + 6H_2O_{(g)} = 4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)}$
- 5) $4NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)} = 4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)}$
- 6) $2NO_{2(g)} = 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$
- 7) $Mg(OH)_{2(T)} = MgO_{(T)} + H_2O_{(g)}$
- 8) $CaCO_{3(T)} = CaO_{(T)} + CO_{2(g)}$
- 9) $N_2O_{4(g)} = 2NO_{2(g)}$
- 10) $Ca(OH)_{2(T)} = CaO_{(T)} + H_2O_{(p)}$

Ентальпію утворення речовин візьміть в таблиці 1:

Таблиця 1 – Ентальпія утворення речовин

Речовина	$\Delta_f H^{\circ}_{298}$, кДж/моль	Речовина	$\Delta_f H^{\circ}_{298}$, кДж/моль	Речовина	$\Delta_f H^{\circ}_{298}$, кДж/моль
Cl ₂	0	Ca(OH) ₂ (т)	-985,12	NH ₃ (г)	-45,94
O ₂	0	HCl(г)	-92,31	NH ₄ Cl(т)	-314,22
S ₂ (г)	128,37	H ₂ O(т)	-291,85	NO(г)	91,26
CO(г)	-110,53	H ₂ O(ж)	-285,83	NO ₂ (г)	34,19
CO ₂ (г)	-393,51	H ₂ O(г)	-241,81	N ₂ O ₄ (г)	11,11
CaCO ₃ (т)	-1206,83	MgO(т)	-601,49	SO ₂ (г)	-296,90
CaO(т)	-635,09	Mg(OH) ₂ (т)	-924,66	CH ₃ OH(г)	-201,00

IV. ХІМІЧНА КІНЕТИКА ТА РІВНОВАГА

§ 10. Швидкість хімічних реакцій

Хімічна кінетика – розділ хімії, що вивчає вплив різних факторів на швидкості та механізми хімічних реакцій.

Під **механізмом хімічної реакції** розуміють ті **проміжні реакції**, які **перебігають** під час перетворення вихідних речовин на продукти реакції.

Основним поняттям хімічної кінетики є поняття **швидкості хімічної реакції**. Залежно від системи, в якій перебігає реакція, визначення поняття швидкість реакції відрізняється.

Якщо реакція протікає між газоподібними речовинами або водними розчинами речовин, то **швидкість W дорівнює зміні концентрації будь-якої з реагуючих речовин (ΔC) за одиницю часу (Δt)**

$$W = - \frac{\Delta C}{\Delta t}.$$

Розмірність швидкості – **моль/л · с**.

Знак мінус у правій частині говорить про зменшення концентрації вихідної речовини.

Якщо **реакція перебігає** між **речовинами**, що знаходяться в **різних агрегатних станах**, то її **швидкість (W) дорівнює зміні кількості будь-якої вихідної речовини (Δv) за одиницю часу (Δt) на одиницю площі поверхні розділу фаз (S)**

$$W = - \frac{\Delta v}{\Delta t \cdot S}.$$

Фазою називається однорідна частина системи, що має однаковий склад і властивості та відокремлена від інших частин системи поверхнями поділу.

Розрізняють **гомогенні** та **гетерогенні** системи.

Гомогенна система **складається з однієї фази**. Прикладами гомогенних реакцій є взаємодія газів (наприклад, азот з воднем) або у розчині (луки і кислоти).

Гетерогенна система **складається з двох або більше фаз**. Прикладом гетерогенної реакції може бути взаємодія металу з кислотою.

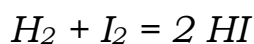
Залежно від механізму всі хімічні реакції **класифікують на прості і складні**.

Простими називаються реакції, що перебігають у одну стадію за рахунок одночасного зіткнення молекул, записаних у лівій частині рівняння.

Кожній реакції відповідає кінетичне рівняння, яке може бути встановлене виключно експериментальним шляхом.

Кінетичним рівнянням хімічної реакції називають **математичну формулу**, що **зв'язує швидкість реакції з концентраціями речовин**.

Для **простих реакцій** кінетичні рівняння відносно прості. Наприклад, для реакції



кінетичне рівняння має вигляд

$$W = - \frac{dC(I_2)}{dt} = k \cdot C(I_2) \cdot C(H_2),$$

де W – швидкість реакції;

$C(I_2)$ та $C(H_2)$ – концентрації йоду і водню;

k – константа швидкості хімічної реакції;

dt – проміжок часу.

У простій реакції можуть брати участь одна, дві або, що зустрічається у край рідко, три молекули. Тому прості реакції класифікують на мономолекулярні, бімолекулярні і тримолекулярні реакції (рис. 2).

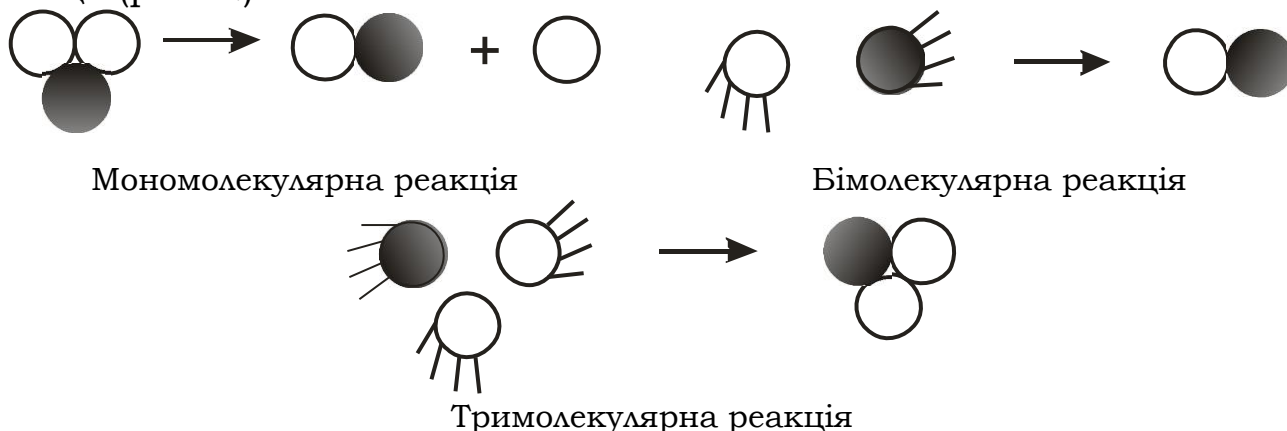
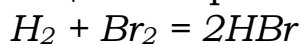


Рисунок 2 – Моно-, бі-, тримолекулярні реакції

Складні реакції *перебігають в декілька стадій*, причому всі стадії зв'язані між собою. Тому кінетичні рівняння складних реакцій громіздкіші, ніж простих реакцій. Наприклад, для складної реакції



$$W = -\frac{dC(Br_2)}{dt} = \frac{k \cdot C(H_2) \cdot C^{0.5}(Br_2)}{1 + k' C(HBr)/C(Br_2)}$$

Складність кінетичного рівняння безпосередньо пов'язана з складністю механізму реакції.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Гетерогенна	Гетерогенная	heterogeneous	heterogene	غير متجانسة
Гомогенна	Гомогенная	homogeneous	homogene	متجانسة
Каталізатор	Катализатор	catalyst	cataliseur	محفز
Кінетика	Кинетика	kinetics	kinétique	حركية
Механізм	Механизм	mechanism	mechanism	اللية
Площа	Площадь	area	superficiere	مساحة
Поверхня	Поверхность	surface	surface	السطح
Проміжок часу	Промежуток времени	time interval period of time	interval de temps	متوسط الزمن
Ступінь	Степень	power	degré	القوة, الأس
Фаза	Фаза	phase	phase	المرحلة
Фактор	Фактор	factor	facteur	عامل
Швидкість	Скорость	rate	vitesse	السرعة, رتبة

Контрольні запитання

1. Що таке хімічна кінетика?
2. Що розуміють під механізмом хімічної реакції?
3. Сформулюйте поняття «швидкість хімічної реакції».
4. Які реакції називаються: а) простими; б) складними.
5. Що таке кінетичне рівняння хімічної реакції?

§ 11. Фактори, що впливають на швидкість хімічних реакцій

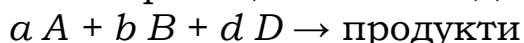
Швидкість хімічної реакції залежить від природи та стану реагуючих речовин і умов, за яких відбувається реакція (температури, концентрації реагуючих речовин, наявності каталізатора).

Вплив природи реагуючих речовин. Сполуки з йонним або ковалентним полярним зв'язком у водних розчинах взаємодіють між собою дуже швидко. Швидкість взаємодії сполук з неполярним ковалентним зв'язком залежить від їх хімічних властивостей. Наприклад, реакція водню з фтором перебігає дуже швидко (з вибухом) за кімнатної температури, а реакція водню з йодом відбувається повільно під час нагрівання.

Вплив стану реагуючих речовин. Швидкість хімічної реакції залежить від площі зіткнення реагуючих речовин. Чим більша площа, тим вища швидкість реакції. Щоб збільшити площу контакту між реагуючими речовинами, тверді речовини подрібнюють.

Вплив концентрації реагуючих речовин. Швидкість реакції залежить від числа зіткнень реагуючих частинок. Чим більше частинок реагуючих речовин знаходиться в одиниці об'єму, тим частіше відбувається зіткнення між ними, тим вищою є швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від концентрації виражає **закон діючих мас: швидкість хімічної реакції в кожен момент часу пропорційна концентраціям реагуючих речовин, піднесених до деяких ступенів.**

Якщо рівняння хімічної реакції має вигляд



то формулу закону діючих мас можна подати у вигляді

$$W = -\frac{dC(A)}{dt} = k \cdot C_A^{n_1} \cdot C_B^{n_2} \cdot C_D^{n_3}.$$

У цьому рівнянні **k** – константа швидкості хімічної реакції – найважливіша характеристика реакції, вона не залежить від концентрації, а залежить від температури. Константа швидкості хімічної реакції дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації всіх речовин дорівнюють 1 моль/л. Показники ступенів **n₁**, **n₂**, **n₃** називають порядками хімічної реакції за окремими реагентами **A**, **B** і **D**. Вони встановлюються тільки експериментальним шляхом. Для простих реакцій порядки реакцій за реагентами – невеликі цілі числа від нуля до трьох. Для складних реакцій порядки реакцій за реагентами можуть бути і дробовими і від'ємними числами. Сума порядків хімічних реакцій за реагентами називається **порядком** хімічної реакції: **n = n₁ + n₂ + n₃**. Наприклад, реакція водню з йодом має перший порядок за воднем, перший порядок за йодом і загальний другий порядок.

Вплив температури. Відомо, що швидкість більшості хімічних реакцій збільшується з підвищенням температури. Для реакцій, що

протікають за порівняно низьких температур, можна використовувати емпіричне **правило Вант-Гоффа**:

При підвищенні температури на кожні 10° швидкість реакції зростає в 2 – 4 рази.

Це можна виразити формулою:
$$\frac{W_{(t_1)}}{W_{(t_2)}} = \gamma^{\frac{t_2-t_1}{10}}$$

Наприклад, для якоїсь реакції відомо, що при підвищенні температури на 10° швидкість реакції зростає у 2 рази. Розрахувати, в скільки разів зросте швидкість цієї реакції при зміні температури від 20°C до 80°C.

Розв'язок: $W_{80}/W_{20} = 2^{(80-20)/10} = 2^6 = 64$.

Відповідь: швидкість реакції зросте у 64 рази.

Вплив каталізаторів. Каталізатори – це речовини, які **прискорюють хімічну реакцію**, але самі при цьому не витрачаються, тобто **залишаються хімічно незмінними**.

Каталіз – це **зміна швидкості хімічної реакції за наявності каталізатора**.

Всі найважливіші промислові процеси протікають за наявності каталізаторів. У живих і рослинних системах протікає величезне число каталітичних реакцій. При цьому збільшення швидкості під дією каталізаторів може досягати мільйонів разів.

Механізм дії каталізатора може бути відображений такою схемою:

1. **A + B = AB** без каталізатора;
2. а) **A + K = AK**;
б) **AK + B = AB + K** з каталізатором.

Каталізатор (K) спочатку утворює з однією з речовин (A) нестійку проміжну сполуку (AK), а потім другий реагент (B) витісняє його з цієї сполуки.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Закон діючих мас	Закон действующих масс	low of mass action	loid'action de masses	قانون العمل الجماعي (العام)

Контрольні запитання

1. Які фактори впливають на швидкість реакцій?
2. Як на швидкість реакції впливає природа реагуючих речовин?
3. Як на швидкість реакції впливає стан реагуючих речовин?
4. Як на швидкість реакції впливає концентрація реагуючих речовин?
5. Сформулюйте закон діючих мас.
6. Як впливає на швидкість реакції температура? Сформулюйте правило Вант-Гоффа.

Завдання для самостійної роботи

1. Розрахуйте, в скільки разів зросте швидкість хімічної реакції при підвищенні температури від 15° до 65° , якщо при підвищенні температури на 10° швидкості реакції зростає: а) у 2 рази; б) у 3 рази; в) у 4 рази?

§ 12. Необоротні та оборотні хімічні реакції

Хімічна рівновага. Константа рівноваги

За ознакою оборотності розрізняють оборотні та необоротні реакції (див. стор. 4).

Всі хімічні реакції тією чи іншою мірою **оборотні**, тобто не перебігають до кінця, до повного перетворення початкових речовин на продукти. У реакційній суміші завжди відбувається як **пряма**, так і **зворотна** реакції. У міру витрачання вихідних речовин швидкість прямої реакції спадає; у міру накопичення продуктів швидкість зворотної реакції зростає. Коли ці швидкості порівнюються, встановлюється динамічна рівновага: не відбувається ні накопичення, ні витрачання початкових речовин і продуктів. Сумарна швидкість прямої і зворотної реакції буде дорівнювати нулю. Такий стан системи називається станом **хімічної рівноваги**.

Кількісною характеристикою хімічної рівноваги служить **константа хімічної рівноваги K**. Залежно від того, в якій системі протікає хімічна реакція, константа рівноваги може виражатися по-різному.

Нехай у системі протікає оборотна хімічна реакція між газоподібними речовинами N і M і утворюються газоподібні речовини D і G.



Константа хімічної рівноваги **K_P** у цьому випадку може бути знайдена як

$$K_P = \frac{P_D^d \cdot P_G^g}{P_N^n \cdot P_M^m}.$$

У цій формулі всі P_i – парціальні тиски пару всіх компонентів рівноважної газової суміші. Якщо якась речовина не газоподібна, наприклад, речовина M – тверда, то, враховуючи, що тиск пару над твердою речовиною сталий, вираз для константи рівноваги набуде вигляду

$$K_P = \frac{P_D^d \cdot P_G^g}{P_N^n}.$$

Якщо дана реакція протікає в розчині, то константу хімічної рівноваги **K_C** виражають через рівноважні молярні концентрації

$$K_C = \frac{C_D^d \cdot C_G^g}{C_N^n \cdot C_M^m}.$$

Чисельне значення константи хімічної рівноваги характеризує глибину перебігу прямої і зворотної реакції. Так, якщо $K \gg 1$ - це означає, що переважно протікає пряма реакція. Якщо ж $K \ll 1$, то за даних умов глибше протікає зворотна реакція.

Досягнувши стану хімічної рівноваги, система знаходиться в ньому до тих пір, поки не будуть змінені зовнішні умови. Це приведе до зміщення хімічної рівноваги у бік однієї з реакцій (прямої або зворотної). Для якісного визначення напряму зміщення рівноваги в хімічній реакції служить принцип Ле-Шательє:

Якщо на систему, що знаходиться в рівновазі, подіяти ззовні, тобто змінити умови, за яких система знаходилася в рівновазі, то в системі з більшою швидкістю почнуть протікати процеси, що ПОСЛАБЛЮЮТЬ цю дію.

На стан хімічної рівноваги найбільше впливають концентрація, тиск, температура.

Як видно з виразу для константи швидкості реакції збільшення концентрацій вихідних речовин N і M приводить до зростання швидкості прямої реакції. Говорять, що рівновага зміщується у бік прямої реакції. Навпаки, збільшення концентрацій продуктів зміщує рівновагу у бік протікання зворотної реакції.

Під час зміни загального тиску в рівноважній суміші парціальний тиск всіх учасників реакції змінюється в однакове число разів. Якщо в реакції число моль газів не змінюється, як, наприклад, в реакції $N_2 + Cl_2 \leftrightarrow 2HCl$, то склад суміші залишається рівноважним і рівновага не зміщується. Якщо ж число моль газів у реакції змінюється, то склад суміші газів у результаті зміни тиску стане нерівноважним і одна з реакцій почне протікати з більшою швидкістю. Напряму зміщення рівноваги в цьому випадку залежить від того, збільшилося або зменшилося число моль газів.

Приклад. Розглянемо реакцію $N_2 + 3 H_2 \leftrightarrow 2 NH_3$.

Всі учасники цієї реакції – гази. Хай в рівноважній суміші збільшили загальний тиск (стиснули суміш). Рівновага порушиться, в системі почнуть протікати процеси, що приведуть до зменшення тиску. Але тиск пропорційний числу молекул. З рівняння реакції видно, що в результаті протікання прямої реакції число молекул газів зменшується від 4 моль до 2 моль, а в результаті зворотної відповідно збільшується. Отже, зменшення загального тиску відбудеться, якщо рівновага зміститься у напрямі протікання прямої реакції. При зменшенні загального тиску в цій системі рівновага зміститься у напрямку протікання зворотної реакції, що приводить до збільшення числа молекул газів, тобто до збільшення тиску.

У загальному випадку при підвищенні загального тиску рівновага зміщується у бік реакції, що приводить до зменшення числа молекул газоподібних речовин, а при зменшенні тиску – у бік реакції, в якій збільшується число молекул газів.

Для визначення напрямку зміщення рівноваги під час зміни температури системи необхідно знати тепловий ефект (ΔH) реакції. При цьому потрібно

пам'ятати, що під час перебігу екзотермічної реакції теплота виділяється і температура підвищується. Під час перебігу ендотермічної реакції температура падає за рахунок поглинання теплоти. Отже, під час підвищення температури рівновага завжди зміщується у бік ендотермічної реакції, а під час зниження – у бік екзотермічної реакції. Наприклад, в системі, де перебігає оборотна реакція



при підвищенні температури рівновага зміститься у бік зворотної (ендотермічної) реакції, а під час зниження температури – у бік прямої реакції, яка екзотермічна.

Запам'ятайте.

- 1) при визначенні напрямку зсуву рівноваги під дією тиску слід звертати увагу тільки на молекули газоподібних речовин;
- 2) при визначенні напрямку зсуву рівноваги під дією температури важливий лише знак ентальпії реакції.

Ключові слова і терміни

Українські	Російські	Англійські	Французькі	Арабські
Зміщення	Смещение	shift	transformation	وردية
Принцип Ле-Шательє	Принцип Ле-Шательє	Le Chatelier's principle	principe de Le Chatelieu	مبدأ لي-شاتيليه
Хімічна рівновага	Химическое равновесие	chemical equilibrium	chimical équilibre	التوازن الكيميائي

Контрольні питання

- 1) Дайте визначення поняттю «Хімічна рівновага».
- 2) Що характеризує константа хімічної рівноваги?
- 3) Які чинники впливають на стан хімічної рівноваги?
- 4) Сформулюйте принцип Ле-шательє.

Завдання для самостійної роботи

1. Визначте напрямки зсуву рівноваги при збільшенні:
 - а) тиску; б) температури для реакцій, наведених у контрольних питаннях §9.