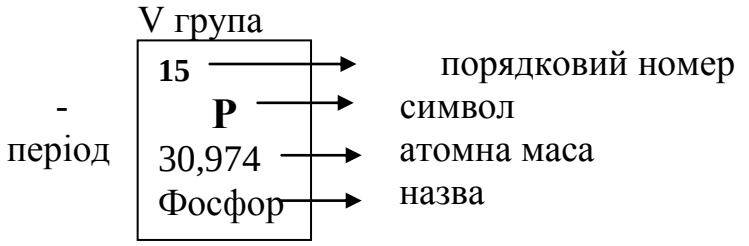
КОНСПЕКТ ЛЕКЦІЙ З ХІМІЇ

ЗМІСТ

1 Основні класи неорганічних сполук……. 2
2. Будова атома ……..... 7
3. Періодичний закон і періодична система……..... 13
4. Основні поняття і закони хімії……..... 18
5. Хімічний зв'язок ……. 31
6. Хімічна кінетика і рівновага …… 42
7. Розчини. Концентрація розчинів……. 45
8. Електролітична дисоціація…….. 53
9. Гідроліз солей ……. 61
10. Окисно-відновні реакції …… 64
11. Електрохімічні процеси.Гальванічний елемент……. 73
12. Електроліз розплавів та розчинів …….. 82
13. Загальна характеристика металів і та їх сполук …… 90

Тема.1 ОСНОВНІ КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

1 Основні поняття

№	Поняття	Визначення
1.	**Атом**	- це найменша хімічно неподільна електронейтральна частинка хімічного елемента, яка зберігає його хімічні властивості: N^0, Fe^0, S^0
2.	**Хімічний елемент**	- це вид атомів, що мають однаковий заряд ядра: $_7N$, $_{26}Fe$, $_{16}S$ - Періодична система елементів Д.І.Менделєєва є графічним зображенням відомостей про хімічні елементи. Кожний елемент має свій порядковий номер, символ, назву, атомну масу, належить до певного періоду та групи. Порядковий номер записується знизу зліва від символу елемента: $_7N$, $_{26}Fe$, $_{16}S$ **Наприклад**, Фосфор $_{15}P$ має <u>порядковий номер</u> 15, <u>атомну масу</u> 30,974; знаходиться в 3-му <u>періоді,</u> в V <u>групі</u>. 
3.	**Молекула**	- це найменша частинка речовини, має постійний склад, електрично нейтральна, зберігає хімічні властивості цієї речовини. Молекули утворюються при сполученні атомів одного або декількох елементів хімічними зв'язками.
4.	**Хімічна формула**	- це зображення складу речовини (сполуки) за допомогою <u>символів елементів</u> і <u>числових індексів</u>, що вказують на кількість атомів кожного хімічного елемента в молекулі. **Наприклад**, молекула вуглекислого газу складається з одного атома карбону і 2-х атомів оксигену: CO_2 - індекс. Молекули <u>простих</u> речовин складаються з двох і більше атомів одного виду: O_2, O_3, N_2, F_2, Cl_2; молекули <u>складних</u> речовин – з атомів різних елементів у певній кількості H_2O, HNO_3, $BaSO_4$.
5.	**Іони**	- це <u>заряджені частинки</u> (катіони і аніони), що утворюються в результаті втрати або приєднання атомами електронів: $Ca^0 - 2e^- = Ca^{2+}$; $S^0 + 2e^- = S^{2-}$

		(+) катіон **(-) аніон** Заряд іона вказується зправа вгорі від символу хімічного елемента: Ca^{2+}, Fe^{3+}, S^{2-}. Розрізняють іони **прості** (Fe^{3+}, S^{2-}) і **складні** (OH^-, SO_4^{2-}), **однозарядні** (Na^+, OH^-), та **багатозарядні (**Fe^{3+}, S^{2-}, SO_4^{2-})
6.	**Ступінь окиснення**	– умовний заряд атома, обчислений за припущення, що молекула складається з іонів: $H^+_2O^{-2}$, $H^+_2S^{+6}O_4^{-2}$

Правила складання хімічних формул сполук

Для складання хімічних формул користуємося **таблицею розчинності речовин у воді**, в якій наведено заряди іонів, а також наступною інформацією:

Ступінь окиснення	**Елементи з постійним значенням ступеня окиснення**
+1	I А-підгрупа п/системи: Li^+, Na^+, K^+,…Fr^+, H^+ (крім K^+H^-)
+2	II А-підгрупа п/системи: Be^{2+}, Ca^{2+}, Mg^{2+}, …Ra^{2+} і Zn^{2+}
+3	III А-підгрупа п/системи: B^{3+}, Al^{3+}, In^{3+}
-2	O^{2-} (крім $H^+_2O^-_2$, $O^{2+}F^-_2$)
-1	F^-,Cl^-, Br^-, I^-(крім їхніх сполук з O^{2-} : $Cl^+_2O^{2-}$, $HCl^{7+}O_4$)

Відомо, що нейтральна молекула складається з певної кількості катіонів і аніонів:

Молекула
↓
іони
↙ ↘
+ катіони - аніони

<u>Правило 1</u> **Складання хімічних формул**	**<u>Сума усіх зарядів</u> (або ступенів окиснення) в молекулі <u>дорівнює 0</u>**, тобто кількість позитивних зарядів завжди дорівнює кількості негативних зарядів. **Наприклад,** молекула води складається з іонів H^+ і O^{2-}. Виходячи з правила, для того, щоб сума зарядів дорівнювала нулю, необхідно подвоїти кількість катіонів H^+: $H^+_2O^{2-}$. Для цього справа внизу від символу хімічного елемента вказуємо відповідний індекс 2, що визначає кількість катіонів H^+. Таким чином, молекула води повинна складатися їх 2-х катіонів H^+ і 1-го аніону O^{2-}: H_2O.
<u>Правило 2</u> **Визначення зарядів складних іонів**	Складні іони утворені атомами двох і більше елементів: $(OH)^-$, $(NH_4)^+$. **<u>Заряд складного іона</u> дорівнює алгебраїчній сумі ступенів окиснення атомів, з яких він складається.** **Приклад 1:** заряд гідроксо-групи $(OH)^-$ дорівнює сумі ступенів

	окиснення O^{2-} и H^{+}: -2 + 1= -1. **Приклад 2:** молекула сульфатної кислоти $H^{+}_{2}(SO_4)^{2-}$ - складається з двох катіонів гідрогену H^{+} і кислотного залишку $(SO_4)^{2-}$, заряд якого можна визначити по кількості позитивних зарядів двох катіонів H^{+} : +2, тоді, користуючись правилом 1, заряд кислотного залишку повинен складати – 2 .

Оксиди

Оксидами називають сполуки елементів з оксигеном ($\mathbf{E_2^{n+}O_n^{2-}}$).

ОКСИДИ			
Несолетвірні	**Солетвірні** K_2O, MgO, ZnO, Al_2O_3, SO_3, P_2O_5, PbO_2, PbO, Mn_2O_7		
N_2O, NO, CO, SiO	***Основні*** K_2O, MgO, CuO	***Амфотерні*** ZnO, Al_2O_3, PbO	***Кислотні*** SO_3, P_2O_5, Mn_2O_7
	Відповідають *основи*	**Відповідають амфотерні *гідроксиди***	**Відповідають *кислоти***
	KOH, $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$	$Zn(OH)_2$ $Al(OH)_3$ $\uparrow\downarrow$ $\downarrow\uparrow$ $\nearrow H_2O$ H_2ZnO_2 H_3AlO_3 $\searrow$ $HaAlO_2$	H_2SO_4, H_3PO_4, $HMnO_4$

Основи або гідроксиди

Основи – сполуки, до складу яких входять атоми металів (або NH_4^{+}) і гідроксогрупи ($\mathbf{Me^{n+}(OH)_n^{-}}$ **,** а також NH_4OH).

ОСНОВИ		
Розчинні у воді – луги	Амфотерні	Нерозчинні у воді
$LiOH$, KOH, $NaOH$, $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	$Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Sn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_2$	$Cu(OH)_2$- гідроксид купруму(II) $Fe(OH)_2$ – гідроксид феруму(II) $Fe(OH)_3$ – гідроксид феруму(III)

Кислоти

Кислотами називають сполуки, що містять атоми гідрогену та кислотний залишок ($\mathbf{H_n^{+}An^{n-}}$). Номенклатура кислот у додатку 2.

КИСЛОТИ		
Оксигеновмісні		**Безоксигенові**
HNO_3, HNO_2, $HclO_4$ – одноосновні, H_2CO_3, H_2SO_4 – двоосновні, H_3PO_4, H_3AsO_4 – триосновні	**За основністю**: одно-, дво-, три-, чотирьохосновні. Основність визначається кількістю атомів гідрогену в кислоті, здатних заміщуватися на атом металу	HCl, HBr, HF,HI – одноосновні H_2S, H_2Se, H_2Te двоосновні

Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди можна розглядати **як кислоти, і як основи,** тобто це сполуки, в яких гідроген може заміщатися на атом металу, а гідроксильна група – на кислотний залишок :

$$Zn(OH)_2 \Leftrightarrow H_2ZnO_2;$$

$$Al(OH)_3 \Leftrightarrow H_3AlO_3 \Leftrightarrow HAlO_2.$$

Амфотерні гідроксиди реагують

- з кислотами як основи:

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O;$$

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O;$$

- з основами – як кислоти:

в розплаві $H_2ZnO_2 + 2NaOH = Na_2ZnO_2 + 2H_2O;$

в розплаві $H_3AlO_3 + 3KOH = K_3AlO_3 + 3H_2O.$

в розчині $Al(OH)_3 + KOH = K[Al(OH)_4].$

Солі

Солі – сполуки, що складаються з атомів металів (або NH_4^+) і кислотних залишків.

СОЛІ			
Основні	**Середні**	**Кислі**	**Подвійні**
В основі не всі гідроксогрупи заміщені на кислотний залишок	Всі атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені атомами металу	В кислотному залишку не всі атоми гідрогену заміщені на метал	Атоми гідрогену в молекулах кислот заміщені двома різними металами
$(CuOH)_2SO_4$ – сульфат гідроксо-купруму (II)	$CaCO_3$ – карбонат кальцію	$BaHPO_4$ – гідрофосфат барію	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$ – алюмокалієвий галун

Номенклатура солей

середня сіль	Назва **середньої солі** походить від назви кислоти і металу, з яких утворена сіль: $MgSO_4$ - сульфат магнію, Na_3PO_4 - фосфат натрію .
кисла сіль	**Кислі солі**, як правило, утворюються при **надлишку кислоти** і можуть бути перетворені на середні солі дією **основи** : $Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3 + 2H_2O.$ Назва **кислої солі** походить від назви **середньої солі** з додаванням префікса ***гідро-*** або ***дигідро-***: $Ca(HCO_3)_2$ – гідрокарбонат кальцію, NaH_2PO_4 – дигідрофосфат натрію .
основна сіль	**Основні солі** утворюють тільки б••агато кислотні **основи**. Назва **основної солі** походить від назви середньої солі з додаванням приставки ***ди-, три-*** або ***тетрагідроксо*:** $Cr(OH)Cl_2$ – хлорид гідроксохрому(III), $Al(OH)_2NO_3$ – нітрат дигідроксоалюмінію, $Ti(OH)_3Cl$ – хлорид тригідроксотитану(IV).

Правила складання хімічних рівнянь по зарядах іонів.

Хімічна реакція – процес взаємодії речовин, при якому утворюються нові речовини. Зв'язки між атомами вихідних речовин трансформуються, утворюючи інші речовини з тих самих атомів – таким чином діє закон збереження маси в хімічній реакції.

Хімічне рівняння – зображення хімічних реакції за допомогою хімічних формул і чисел. Хімічне рівняння показує, які речовини і в яких кількостях вступили в реакцію і утворилися в результаті реакції:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Цифра 2 перед NaOH – **стехіометричний коефіцієнт**, вказує скільки молекул NaOH вступило в реакцію.

Для складання обмінних реакцій використовують наступні правила:

1.Записуємо початкові реагенти реакції і вказуємо заряди іонів:	$Ca^{2+}(OH)^{-}_{2} + H^{+}Cl^{-} =$
2.Записуємо продукти реакції з урахуванням того, що катіони обмінюються аніонами, не змінюючи своїх зарядів:	$Ca^{2+}(OH)^{-}_{2} + H^{+}Cl^{-} = Ca^{2+}Cl^{-}_{2} + H^{+}_{2}O^{2-}$
3.Зрівнюємо кількість атомів кожного елемента в обох частинах рівняння за допомогою коефіцієнтів:	$Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$

Тема 2. БУДОВА АТОМА

Склад атомних ядер . Поняття про радіоактивний розпад хімічних елементів. Ізотопи

Атом складається з позитивно ***зарядженого ядра*** і ***негативно зарядженої електронної оболонки***. В ядрі зосереджена майже вся маса атома. Розмір атома приблизно один нанометр, що дорівнює 10^{-10} м, а розмір ядра 10^{-15} м, тобто ядро в 100 000 разів менше атома . Ядро атома містить ***Z протонів*** і ***(A- Z) нейтронів,*** де ***Z-порядковий*** номер елементу, ***A-маса*** атома або масове число. Маса кожного протону дорівнює 1 атомній одиниці маси, а заряд рівний одній умовній одиниці заряду +1. Маса кожного нейтрону дорівнює 1 атомній одиниці маси, заряд відсутній – ця частинка нейтральна. Масове число рівне сумі мас протонів і нейтронів. Протони і нейтрони утримуються в ядрі ядерними силами.

Електронна оболонка атома складається з безперервно рухомих електронів. Маса електрона в 1840 разів менше маси протона, заряд дорівнює -1. Атом в цілому електронейтральний.

Різновиди атомів одного елементу, в яких ядра мають однаковий заряд, але відрізняються кількістю нейтронів (і масовим числом), називаються **ізотопами.**

Ізотопи відомі для всіх елементів. Наприклад, гідроген має три ізотопи з власними назвами : ${}^{1}_{1}H$ -протій, ${}^{2}_{1}H$ -дейтерій (позначається знаком D), ${}^{3}_{1}H$ - тритій (інакше T). Ядро протію містить 1 протон, ядро дейтерію - 1 протон і 1 нейтрон, ядро тритію – 1 протон і 2 нейтрони.

Будова електронних оболонок атомів хімічних елементів

Електрон, як і всі мікрочастинки, має подвійні властивості: це безперервно рухома негативно заряджена частинка з масою ***m*** і швидкістю

руху ***v***, яка проявляє електромагнітні властивості з довжиною хвилі **λ**. Така особливість дозволяє уявляти електрон в вигляді хмаринки, 90% якої має ***енергію, форму і розмір***. Це є ***електронна орбіталь.*** Відповідно до запасу енергії електрони розподіляються на **енергетичних рівнях,** номер яких співпадає з номером періоду в Періодичній системі хімічних елементів Д.І.Менделєєва. Залежно від швидкості руху, енергія і форма електронної орбіталі змінюється і це зумовлює відповідний розподіл електронів на підрівнях s, p, d, f. Кожен підрівень характеризується максимальною кількістю електронів, які можуть розташуватись на його орбіталях. Це графічно відображують при заповненні квантових комірок електронами,які позначають стрілками .

- Кожен електрон в атомі характеризується ***чотирма квантовими числами*** : ***n, l, m, s. Квантові числа мають певну фізичну суть***.
- ***n – головне квантове число,*** характеризує величину *загальної енергії електрона, розмір орбіталі* і показує енергетичний рівень, на якому знаходиться електрон.

Енергетичні рівні позначають цифрами або буквами:

Числове значення n:	1	2	3	4	5	6	7
Позначення рівня буквою:	K	L	M	N	O	P	Q

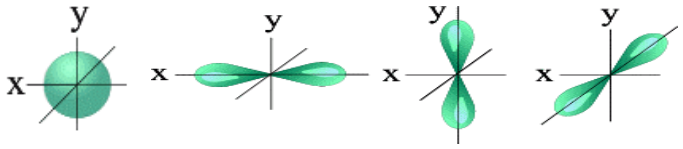
Кожен енергетичний рівень складається з енергетичних підрівнів.

- ***l-орбітальне квантове число***,характеризує енергію електронів на *підрівнях* і визначає *геометричну форму орбіталі*.

Підрівні позначають буквами і, крім цього, вони мають числові значення.

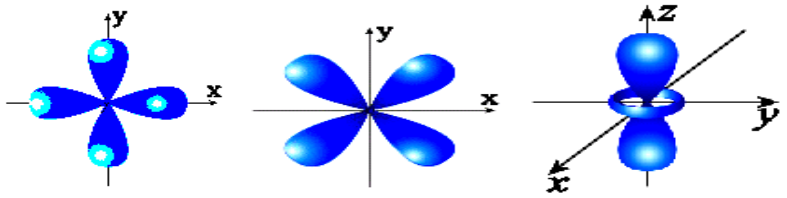
Числове значення ***l***:	0	1	2	3
Позначення підрівня буквою:	s	p	d	f

Електрони, для яких ***l*** = 0, називають s –електронами; ***l*** = 1 - p- електронами; ***l*** = 2 - d –електронами; ***l*** = 3 - f –електронами, а електронні орбіталі, що відповідають цим значенням, називають s, p, d, f- орбіталями.
Всі ***s-орбіталі*** мають форму ***кулі***, ***p- орбіталі*** мають форму ***гантелі*** ,
d- та f- орбіталі більш *складної форми* (малюнок 2.1, 2.2).



S P_X P_Y P_Z

Малюнок 2.1. Форми s - і p- орбіталей.



Малюнок 2.2. Форма деяких d -орбіталей.

- ***m-магнітне квантове число*** характеризує *положення орбіталі в просторі.* Магнітне число приймає цілочисельні значення за формулою ***m*** **= -** ℓ ***…0…+*** ℓ .

Величина магнітного числа ***m*** залежить від значення орбітального числа ***l,*** що показано на схемі :

ℓ	0	1			2					3						
m	0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
комірки																
	s	***p***			***d***					***f***						

Геометрично кожному значенню магнітного числа відповідає одна комірка , що співпадає з одним положенням орбіталі в просторі (однією орієнтацією електронної хмари в магнітному полі).

- ***Спінове квантове число - s*** характеризує *магнітний момент*, що виникає при *обертанні електрона навколо своєї осі.*

Спінове квантове число ***s*** приймає тільки два значення ***+1/2*** та ***-1/2,*** які відповідають протилежним напрямкам обертання . Кожному значенню відповідає символ: стрілка ↑ (***s +1/2)*** та ↓ (***s -1/2).***

Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях

Розподіл електронів на енергетичних рівнях і підрівнях проводять за принципом Паулі, принципом мінімума енергії та правилом Гунда.

- ***Принцип Паулі:*** В атомі не можливо існування навіть двох електронів, стан яких характеризував би однаковими значеннями всіх квантових чисел.

Згідно *принципу Паулі* на одній електронній орбіталі може розміститись не більше двох 2 електронів. На одному енергетичному рівні максимально може знаходитись така кількість електронів, яка дорівнює $2n^2$, а на одному підрівні – ***2 (2l+1)*** електронів.

- ***Принцип найменшої енергії:*** Електрони заповнюють в першу чергу ті рівні і підрівні, на яких енергія електронів буде найменшою. *Чим меншою є сума* **(n + l),** *тим меншою є енергія орбіталі.*

- ***Правило Клечковського*** *(перше):*електрони заповнюють в ***першу*** чергу ті орбіталі, для яких сума ***(n + l)*** є найменшою.
- ***Правило Клечковського*** *(друге):* При однакових значеннях суми**(*n* + *l*), *найменшу енергію*** мають ті орбіталі, для яких головне квантове число ***n*** має ***найменше*** значення.

Енергія орбіталей зростає в такій послідовності:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d " 4f < 6p < 7s.

В такій же послідовності йде заповнення рівнів і підрівнів електронами.

Послідовність заповнення енергетичних рівнів і підрівнів може бути записана відповідно до положення елементів в Періодичній системі:

I	$1s^2$
II	$2s^2\ 2p$
III	$3s^1\ 3p^6$
IV	$4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$
V	$5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$
VI	$6s^2\ 5d^1\ 4f^{14}\ 5d^{2-10}6p^6$
VII	$7s^2\ 6d^{\ 1}5f^{\ 14}6d^{\ 2-10}7p^6$

Відповідно до *правила Гунда* в межах підрівня електрони спочатку займають по одному всі квантові комірки і тільки після заповнення їх неспареними електронами, починається поява електронних пар. Заповнення р-підрівня трьома електронами, наприклад, відбувається так:

3p

↑	↑	↑

Запис повної електронної формули елементу, що відображає розподіл електронів в атомі на енергетичних рівнях і підрівнях, зветься ***електронною конфігурацією*** атому.

Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Визначте порядковий номер елементу ^{230}E, якщо в його ядрі міститься 140 нейтронів.

Розв'язок: Оскільки масове число (A) атома є сума протонів і нейтронів, визначаємо число протонів Z:

$$A = Z + N;\ \ Z = A\text{-}N = 230\text{-}140=90.$$

Порядковий номер - це заряд ядра, який дорівнює кількості протонів.

Приклад 2. Складіть електронну формулу елементу з порядковим номером 16. Охарактеризуйте квантовими числами валентні електрони і

вкажіть число неспарених електронів в незбудженому та максимально збудженому стані.

Розв'язок: Елемент з порядковим номером 16 – сульфур (сірка). Сульфур знаходиться в третьому періоді і має три енергетичні рівні, її 16 електронів розподіляються на орбіталях в такій послідовності:

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p.$$

Електронна формула сульфуру: S $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ або $_{16}S(Ne)3s^2 3p^4$.

Розподіляємо валентні $3s^2 3p^4$ електрони в квантових комірках:

3s	3p		
↑↓	↑↓	↑	↑

Незбуджений атом сульфуру.

Квантові числа для шести валентних електронів атома сульфуру покажемо в таблиці:

№ електрона	$3S_1$	$3S_2$	$3P_1$	$3P_2$	$3P_3$	$3P_4$
n	3	3	3	3	3	3
ℓ	0	0	1	1	1	1
m	0	0	-1	-1	0	+1
s	+1/2	-1/2	+1/2	-1/2	+1/2	+1/2

Незбуджений атом має два неспарені електрони, отже, його **валентність рівна двом**.

В третьому рівні є вакантна орбіталь 3d-, на яку можливий перехід електронів з 3s- і 3p- орбіталей при збудженні атома. Таким чином, збуджений атом сульфуру може мати 4 неспарені електрони:

3s	3p			3d				
↑↓	↑	↑	↑	↑				

Збуджений атом сульфуру може мати також 6 неспарених електронів:

3s	3p			3d				
↑	↑	↑	↑	↑	↑			

Максимальне число неспарених електронів пояснює максимальну валентність сульфуру, яка дорівнює шести. ***Сульфур є p - елементом.***

Приклад 3. Складіть електронну формулу елементу з порядковим номером 25. Скільки неспарених d -електронів в незбудженому атомі? Скільки неспарених електронів в збудженому стані?

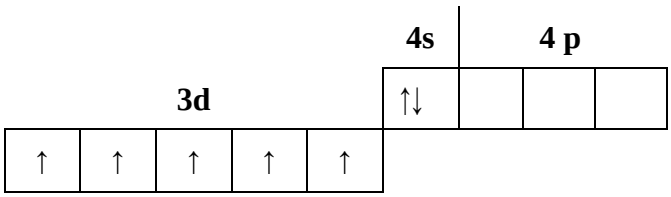
Розв'язок: Елемент з порядковим номером ***25 – марганець***, розташований в четвертому періоді, його атом має чотири енергетичні рівні. В атомі 25 електронів, вони розподіляються на орбіталях в такій послідовності:

$$ls \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d; \qquad Mn(2,8,13,2).$$

Електронна формула: $_{25}Mn$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$, або $_{25}Mn(Ar)3d^5 4s^2$.

Валентними є $...4s^2 3d^5$, або інакше $...3d^5 4s^2$ електрони.

Розподіл валентних електронів в квантових комірках:

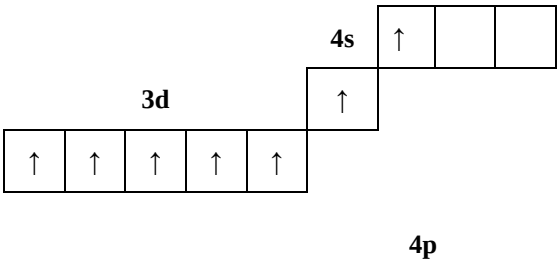


Квантові числа для валентних електронів атома марганцю покажемо в таблиці:

№ електрона	1(3d)	2 (3d)	3 (3d)	4 (3d)	5 (3p)	6 (4s)	7 (4s)
n	3	3	3	3	3	4	4
ℓ	2	2	2	2	2	0	0
m	-2	-1	0	+1	+2	0	0
s	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	-1/2

В незбудженому атомі кількість неспарених d - електронів дорівнює 5. Але використання їх для утворення зв'язку неможливо. Тому валентність марганцю в незбудженому стані дорівнює нулю (В=0).

Збудження атома можливе за рахунок переходу одного 4s-электрона на вакантну 4р -орбіталь:



Збуджений атом марганцю має 7 неспарених електронів, чим пояснюється максимальна валентність марганцю вона дорівнює семи. ***Марганець є d - елементом***.

Приклад 4. Складіть повну електронну формулу атома елементу, електронна будова якого [Ar] $3d^7\ 4s^2$. Який порядковий номер елементу? Який це елемент?

Розв'язок: Складаємо електронну формулу, розписавши структуру аргону:

[Ar] має електронну конфігурацію $\underline{ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}$,

Тоді елемент має конфігурацію: $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6\ \underline{3d^7 4s^2}$.

Загальне число електронів 2 + 8 + 8 + 9 = 27, отже, порядковий номер теж буде 27. ***Це - кобальт, d - елемент***.

Приклад 5.

В якому атомі заповнюється *р—підрівень*:1)$_{12}$Mg; 2)$_{30}$Zn; 3)$_{13}$A1; 4)$_{26}$Fe?

Розв'язок: Складаємо електронні формули наведених елементів:

1) $_{12}$Mg $ls^2 2s^2\ 2p^6 3s^2$; заповнюється 3s - підрівень;

2)$_{30}$Zn $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \underline{3d^{10}}$; заповнюється 3d - підрівень;

3)$_{13}$AI $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 \underline{3p^1}$; заповнюється 3р-підрівень;

4)$_{26}$Fe $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 \underline{3d^6}$; заповнюється 3d - підрівень.

Як бачимо, ***p*** - підрівень заповнюється в ***алюмінію.***

Приклад 6. Скільки електронів в іоні P^{3-} ?

Розв'язок: Складаємо схему розподілу електронів в атомі нейтрального фосфору $_{15}P°$- 2, 8, 5. Маючи на зовнішньому рівні 5 електронів, фосфор може прийняти три електрони до завершення електронного рівня :

$$P° + 3e = P^{3-}.$$

Загальне число електронів в іоні P^{3-} дорівнює вісімнадцяти : (15 + 3) = 18. ***Отже електронна формула*** $_{15}P^{3-}$ ***є*** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Тема3. ПЕРІОДИЧНИЙ ЗАКОН І ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

Одним з найважливіших законів природи є ***періодичний закон,*** відкритий великим хіміком Д.І. Менделєєвим в березні 1869 року і сформульований ним так:

> **Властивості простих тіл, а також форми і властивості їх сполук знаходяться в *періодичній залежності* від *атомної маси* елементів.**

Наглядним втіленням періодичного закону стала періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва, в якій кожен елемент одержав свій порядковий номер, рівний заряду ядра атома.

Сучасне формулювання періодичного закону:

> **Властивості елементів і їх сполук знаходяться в *періодичній залежності* від *заряду ядра* атому.**

Фізичний сенс періодичного закону відображає формулювання:

> **Властивості елементів і їх сполук знаходяться в *періодичній залежності* від *періодичного повторення електронних структур* зовнішнього енергетичного рівня атомів.**

Структура періодичної системи

Періодична система елементів відображає електронну будову атомів в вигляді ***горизонтальних рядів (періодів)*** і ***вертикальних рядів (груп).***

• Таблиця має **сім періодів**. *Номер періоду дорівнює номеру зовнішнього енергетичного рівня в атомі, який заповнюється електронами.*

Перший, другий і третій періоди - *малі.* В атомах елементів цих періодів заповнюються електронами ***s***- і ***p-підрівні*** зовнішнього рівня. Решта періодів – *великі.* В атомах елементів цих періодів заповнюються електронами ***s***- і ***p***-

підрівні зовнішнього рівня, ***d-*** підрівень передзовнішнього рівня, а в шостому і сьомому періодах – ще і ***f-*** підрівень.

- В таблиці **вісім груп.** *Номер групи показує кількість зовнішніх* ***(валентних)*** *електронів в атомі.*
- Групи діляться на *підгрупи* – ***головну(А) і побічну (В).***

Головні підгрупи включають елементи *малих і великих періодів.* В атомах елементів ***головних підгруп*** валентними є ***s*** - і ***p*** - електрони зовнішнього рівня. В малих періодах знаходяться елементи тільки головних підгруп.

Побічні підгрупи включають елементи *тільки великих періодів*. В атомах елементів ***побічних підгруп*** валентними є ***s*** - електрони зовнішнього рівня і ***d*** - електрони передзовнішнього рівня.

Залежність властивостей елементів від положення в періодичній системі

Для характеристики елементу вказують **номер періоду, номер групи** і **характер підгрупи**, записують **електронну формулу** атома і визначають **валентні електрони**. Для порівняння властивостей розглядають кількість валентних електронів і **величину атома** та ***фізико-хімічні характеристики***.

- ***Величину атома*** визначають за *розміром зовнішньої електронної орбіталі* і називають цю характеристику ***радіусом атома***. Його розмір виражають в нанометрах(1нм = $1*10^{-9}$ м).

Зверху вниз в групах періодичної системи хімічних елементів **радіуси** атомів *збільшуються* одночасно з збільшенням кількості енергетичних рівнів. В *періоді зліва направо* **радіуси** атомів *зменшуються,* тому що йде заповнення електронами одного енергетичного рівня (***n*** не змінюється) і сила тяжіння електронів до ядра збільшується. Атом „стискається” і радіус зменшується.

Від величини радіусів атомів залежать ***фізико-хімічні характеристики*** атомів , а також ***властивості*** елементів.

Атоми ***з великим радіусом*** і *малою кількістю валентних електронів* можуть ***віддавати*** свої електрони - це призводить до прояву ***металевих, основних і відновних властивостей***, атом при цьому одержує *позитивний ступінь окислення* (окислювальне число) .

- *Мінімальна енергія,* яка необхідна для відриву електрона від атома, називається ***енергією іонізації (I)*** (кДж/моль).

Енергія іонізації *зменшується в групі зверху вниз*, а *в періоді зліва направо-збільшується.*

Атоми, які віддають електрони, називаються **відновниками, а** які приєднують електрони – **окисниками.** Оксиди і гідроксиди елементів з металевими властивостями проявляють, як правило, ***основні*** властивості.

Атоми ***малого радіусу*** *з великою кількістю валентних електронів* можуть ***приймати*** електрони для завершення валентного рівня - це призводить до прояву ***неметалевих,кислотних і окисних властивостей;*** атом при цьому одержує *негативний ступінь окиснення* (окисне число) .

- *Енергія,* яка виділяється при приєднанні електрона до атома, називається ***спорідненістю до електрона (Е)*** (кДж/моль).

Енергія спорідненості до електрона *зменшується в групі зверху вниз*, а *в періоді зліва направо - збільшується*.

Оксиди і гідроксиди *неметалів* проявляють ***кислотні*** властивості.

Атоми елементів ***середнього розміру*** *з проміжною кількістю валентних електронів* здатні проявляти **подвійні (амфотерні)** властивості при певних значеннях валентності, їх оксиди і гідроксиди – амфотерні.

В молекулах сполук електрони, спільні для двох атомів, можуть бути зміщені в бік одного з атомів. Таку можливість можна розрахувати за формулою ЕН=$\frac{I+E}{2}$, де ЕН - електронегативність, І- енергія іонізації, Е – енергія спорідненості до електрону. Електронні пари зміщуються до атома з більшою електронегативністю.

- ***Електронегативність*** характеризує *здібність атома до зміщення* спільних електронних пар. Ця характеристика важлива для визначення стану та міцності хімічного зв'язку.

Висновки

Зліва направо в періоді:

- **радіус** атома ***зменшується***, а число валентних електронів зростає;
- енергія **іонізації** ***збільшується***;
- **спорідненість** до електрона ***збільшується***;
- відносна **електронегативність** атома ***збільшується***;
- **металеві (відновні) і основні** властивості ***слабшають***;
- **неметалічні (окисні) і кислотні** властивості ***посилюються***.

Зверху вниз в групі:

- ***радіус атома збільшується****, а число валентних електронів не змінюється*;
- **металеві (відновні)** властивості *посилюються*;
- **неметалічні (окисні)** властивості *слабшають* ;
- **енергія іонізації** *зменшується*;
- **спорідненість до електрона** *зменшується*;

Із ***збільшенням валентності*** в сполуках відбувається ***збільшення кислотних*** властивостей і ***ослаблення основних*** властивостей *оксидів і гідроксидів.*

Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Визначте положення в періодичній системі елементу з порядковим номером 34: вкажіть період, групу, підгрупу і валентне електронне закінчення. Поясніть валентність, визначте окисні числа і відповідні їм форми водневої сполукуи, оксидів і гідроксидів.

Розв'язок: Розташування елементів в періодичній системі наступне: в першому періоді 2 елементи, в другому - 8, в третьому - 8, в четвертому -18. Четвертий період закінчується номером 36, тому елемент з порядковим номером 34 потрапляє в великий четвертий період в шосту головну підгрупу. ***Це - селен***, його валентне закінчення $_{34}Se...4s^2\,4p^4$, належить до p - елементів. ***Валентні можливості селену такі :***

$Se...4s^24p^44d^\circ$ - незбуджений атом має такий розподіл електронів в комірках:

4s	4p			
↑↓	↑↓	↑	↑	B=2

Валентними є неспарені електрони, тому ***валентність*** дорівнює ***двом***.

$Se...4s^24p^34d^1$ - атом в першому збудженому стані має чотири неспарені електрони, його ***валентність*** дорівнює ***чотирьом*** :

4s	4p			4d					
↑↓	↑	↑	↑	↑					$B^*=4$

$Se...4s^14p^34d^2$ - атом в другому збудженому стані має шість неспарених електронів, проявляє ***валентність шість***:

4s	4p				4d		
↑	↑	↑	↑	↑	↑		$B^{**}=6$

Селен – неметал, може як приєднувати, так і віддавати електрони, проявляючи окислювальні числа: -2; 0; +4; +6. Окисним числам відповідають:

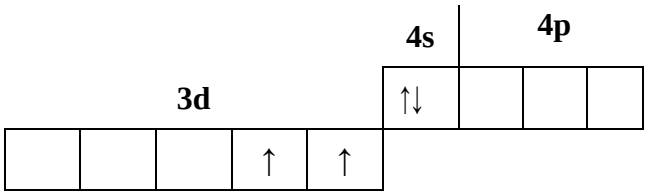
- воднева сполука H_2Se^{2-} - селенід гідрогену ;
- вищий оксид селену – $Se^{6+}O_3$ - ангідрид селенатної кислоти: $H_2Se^{6+}O_4$. Оксиди і гідроксиди селену проявляють кислотні властивості;
- проміжна оксидна сполука – $Se^{+4}O_2$ - діоксид селену, йому відповідає $H_2Se^{+4}O_3$ -селенітна кислота;

Приклад 2. Якому елементу відповідає валентне закінчення електронної конфігурації $3d^24s^2$? Вкажіть номер групи, назвіть елементи, які в неї входять: до якого сімейства електронних аналогів вони належать? Поясніть валентність, можливі окисні числа, форми оксидів і гідроксидів.

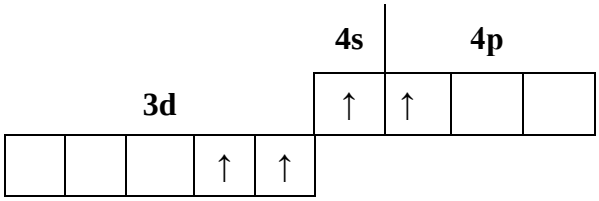
Розв'язок: Валентне закінчення $...3d^24s^2$ вказує на належність атома до сімейства d - металів. Елемент знаходиться в четвертій побічній підгрупі в четвертому періоді, це - титан, порядковий номер титану - 22. Повна електронна формула титану: $_{22}Ti\ ls^22s^22p^63s^23p^63d^24s^2$; валентне закінчення: $:_{22}Ti...\ 3d^24s^24p^0$.

В підгрупу титану також входять цирконій, гафній, курчатовій.

Валентні можливості титану зумовлені наявністю двох неспарених d - електронів і вакантної 4p - орбіталі, на яку можливий перехід одного з 4s – електронів. Незбуджений атом : $_{22}Ti\ldots\ 3d^2 4s^2 4p^0$; B=0 (зовнішні електрони спарені):



Збуджений атом : $_{22}Ti\ldots\ 3d^2 4s^1 4p^1$; B=4 (чотири непарних електрони):



Титан – метал. Він проявляє тільки позитивні окисні числа: +2; +3; +4. Їм відповідають

оксиди: $Ti^{2+}0$, $Ti_2^{3+}0_3$, $Ti^{4+}O_2$;

гідроксиди: $Ti^{2+}(OH)_2$, $Ti^{3+}(OH)_3$, $Ti^{4+}(OH)_4 \leftrightarrow H_2Ti^{4+}0_3$.

Із збільшенням ступеня окиснення титана основні властивості слабшають, а кислотні посилюються: титан (IV) проявляє вже амфотерні властивості.

Приклад 3. В якому із запропонованих рядів неметалічні властивості зростають (зліва направо): 1) Li →Na →K→ Rb; 2) S→Se→Te→Po; 3) Si→P→S→C1; 4) 0→N→C→B?

Розв'язок: Неметалічні властивості зумовлені здатністю атомів приймати електрон (спорідненістю до електрона). Знаючи це, розглядаємо ряди.

Ряд 1 містить елементи *однієї підгрупи*: радіус атомів *R збільшується*, *металеві* властивості *посилюються*, спорідненість до електрона E практично відсутня - *це лужні метали;*

Ряд 2 містить елементи *однієї підгрупи*: радіус атомів *R збільшується*, *металеві* властивості *посилюються,* спорідненість до електрона E *зменшується*;

Ряд 3 містить елементи *одного періоду*, зліва направо радіус атомів *R зменшується*; ***посилюються неметалеві*** властивості, ***спорідненість*** до електрона *зростає;*

Ряд 4 містить елементи *одного періоду*, радіус атомів *R збільшується (бо це зміна в періоді справа наліво)*, ***спорідненість*** до електрона E в межах цього ряду *(в періоді справа наліво) зменшується,* ***неметалеві*** властивості ***зменшуються.***

Таким чином, спорідненість до електрона зростає в ***третьому ряді, тому неметалеві властивості посилюються***.

Тема 4. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ

Основні поняття хімії

Хімія – наука про речовини і їх перетворення.

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

Хімічний елемент - це вид атомів з однаковим зарядом ядра.

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

Молекули простих речовин складаються з атомів одного хімічного елемента, а молекули складних речовин складаються з атомів різних елементів.

За одиницю маси атомів і молекул прийнята 1/12 частина маси ізотопу карбону ^{12}C. Цю одиницю називають *атомною одиницею маси* (а.о.м.);
1а.о.м. = $1{,}66 \cdot 10^{-24}$г.

Відносна атомна A_r (або ***молекулярна*** M_r) ***маса*** – це середня алгебраїчна маса ізотопів атома (або молекули) m_0 , виражена в а.о.м.

За одиницю кількості речовини прийнято *моль*.

Моль - це кількість речовини, яка містить стільки структурних елементів (атомів, молекул, іонів тощо), скільки атомів містить 0,012 кг ізотопу карбону ^{12}C, а саме $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів (*число Авогадро. N_A*).

Мольна маса – це маса речовини в кількості одного моль. Мольна маса вимірюється в г/моль.

Між масою речовини (m, г), кількістю речовини (ν, моль) і мольною масою (M, г/моль) існують прості співвідношення:

$$m = \nu \cdot M, \quad \nu = \frac{m}{M}, \quad M = \frac{m}{\nu}.$$

Приклади розв'язання типових задач

Основні поняття хімії

Приклад 1. Яка кількість моль в 300 г кальцію карбонату?

Розв'язок: $\nu = \frac{m}{M}$;

ν – кількість моль; *m* – маса речовини, г;
M – його мольна маса, г/моль.
M_{CaCO_3} = 100 г/моль.

$$\nu_{CaCO_3} = \frac{m_{CaCO_3}}{M_{CaCO_3}} = \frac{300г}{100г/моль} = 3 \text{ моль } CaCO_3.$$

Приклад 2. Яке число атомів в 3,2 г сульфуру?

Розв'язок: Кількість моль в 3,2 г сульфуру:

$$\nu = \frac{m_S}{M_S} = \frac{3{,}2г}{32г/моль} = 0{,}1 \text{ моль.}$$

Оскільки моль речовини містить число Авогадро атомів, знаходимо число атомів сульфуру:

$N_{атомів\ S} = \nu \cdot N_A = 0{,}1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 6{,}02 \cdot 10^{22}$ атомів.

Приклад 3. Яка маса молекули NO?

Розв'язок: $m_{NO} = \frac{M_{NO}}{N_A} = \frac{30г/моль}{6{,}02 \cdot 10^{23} моль} = 5 \cdot 10^{-23}$г.

Визначення масової частки елементів в формулах речовин

Приклад 4. Яка масова частка фосфору в оксиді фосфору (V)?

Розв'язок: 1) Відносна молекулярна маса оксиду фосфору (V):

$$M_{r\ P_2O_5} = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142.$$

2) Знайдемо масову частку фосфору в P_2O_5:

$\omega_p = \frac{Ar_P}{Mr_{P_2O_5}} = \frac{2 \cdot 31}{142} = 0{,}437$, або $\omega_p = \frac{2 \cdot 31}{142} \cdot 100\% = 43{,}7\%$.

Знаходження маси певної кількості речовини

Приклад 5. Яку масу мають 5 моль фосфатної кислоти?

Розв'язок: $m = M \cdot \nu$; $M_{H_3PO_4} = 3 + 31 + 16 \cdot 4 = 98$;

$$m_{H_3PO_4} = 98 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ моль} = 490 \text{ г.}$$

Відповідь: $m_{H_3PO_4} = 490$ г

Задачі на виведення хімічних формул

Визначення молекулярної формули газоподібної речовини на основі його густини та масових часток елементів

Приклад 6. Знайдіть молекулярну формулу речовини, яка містить 39,97% С; 6,73% Н; 53,3% О, а 300 $см^3$ пари цієї речовини мають масу 2,41г за нормальних умов.

Розв'язок: 1)Знайдемо найпростішу формулу речовини. В загальному вигляді формула буде така: $C_xH_yO_z$. На підставі закону сталості складу речовини можна записати: 12x : 1y : 16z = 39,97 : 6,73 : 53,3.

Звідси: x : y : z = $\frac{39,97}{12} : \frac{6,73}{1} : \frac{53,3}{16}$, або x : y : z = 3,33 : 6,73 : 3,33.

Далі відношення дрібних чисел змінюємо на відношення цілих чисел: поділимо їх на найменше і одержимо:

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

Отже, найпростіша формула речовини CH_2O, а її відносна молекулярна маса буде дорівнювати 30.

Знайдемо істинну формулу сполуки. По-перше, знайдемо молярну масу сполуки з даних умов задачі:

$$M_{C_xH_yO_z} = \frac{2,41г \cdot 22,4л/моль}{0,3л} = 180\ г/моль.$$

Це значить, що відносна молекулярна маса сполуки $Mr_{C_xH_yO_z} = 180$.

Знайдемо відношення молекулярної маси найпростішої формули і молекулярної маси сполуки:

$$\frac{Mr_{C_xH_yO_z}}{Mr_{CH_2O}} = \frac{180}{30} = 6.$$

Для знаходження істинної формули сполуки необхідно склад найпростішої формули збільшити в 6 разів. Тобто, істинна формула речовини буде $C_6H_{12}O_6$.
Відповідь: Формула сполуки $C_6H_{12}O_6$.

Основні закони хімії

Стехіометричні закони встановлюють кількісні співвідношення між взаємодіючими речовинами.

Закон збереження маси. **Маса речовин, що вступили в реакцію, дорівнює масі речовин, що утворилися внаслідок реакції.**

Закон сталості складу. **Кожна хімічна сполука має постійний якісний і кількісний склад незалежно від способу її утворення.**

Закон еквівалентів. **Речовини реагують між собою в кількостях, пропорційних їхнім мольним масам еквівалентів .**

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Мекв._1}{Мекв._2}$$

де m_1, m_2 – маси речовин; $M_{екв.1}$, $M_{екв.2}$ – еквівалентні маси цих речовин.

Еквівалентом елемента називають таку його кількість, яка сполучається з одним молем атомів гідрогену або заміщує таку ж його кількість в хімічних реакціях.

Масу одного еквівалента елемента називають *мольною масою еквівалента*.

Мольна маса еквівалента простої речовини:

$$M_{екв.} = \frac{A}{B},$$

де A – атомна маса, B – валентність.

Мольною масою еквівалента складної речовини називають таку її кількість, яка взаємодіє без залишку з одним еквівалентом гідрогену або з одним еквівалентом будь-якої іншої речовини.

Мольна маса еквівалента кислоти дорівнює відношенню мольної маси кислоти до основності цієї кислоти, тобто до кількості атомів гідрогену в молекулі кислоти, здатних заміщуватись на метал.

$$M_{екв.H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49\ г/моль.$$

Мольна маса еквівалента основи дорівнює відношенню молекулярної маси основи до кислотності основи, до кількості OH^- - груп в молекулі основи.

$$M_{екв.Ca(OH)_2} = \frac{M}{2} = \frac{40+17\cdot 2}{2} = \frac{74}{2} = 37 г/моль$$

Мольна маса еквівалента солі дорівнює відношенню молекулярної маси солі до добутку валентності металу на кількість атомів цього металу.

$$M_{екв.Al_2(SO_4)_3} = \frac{M_{Al_2(SO_4)_3}}{3\cdot 2} = \frac{54+96\cdot 3}{6} = \frac{342}{6} = 57 г/моль$$

Мольна маса еквівалента оксиду дорівнює відношенню молекулярної маси оксиду до добутку валентності елементу, що утворює оксид, на кількість атомів цього елементу.

$$M_{еки.Al_2O_3} = \frac{M_{Al_2O_3}}{3\cdot 2} = \frac{102}{6} = 17 г/моль$$

Приклади розв’язання типових задач

Задачі на еквіваленти

Приклад 7. На відновлення 7,09 г оксиду двовалентного металу витрачається 2,24 л гідрогену (н.у.). Які мольні маси еквівалентів оксиду та металу? Який це метал?

Розв’язок: Згідно до закону еквівалентів маси (об’єми) речовин, що реагують між собою, пропорційні мольним масам (об’ємам) їхніх еквівалентів:

$\frac{m_1}{M_{екв.(1)}} = \frac{m_2}{M_{екв.(2)}}$, або коли одне з реагуючих речовин – газ, то $\frac{m_1}{M_{екв.(1)}} = \frac{V_2}{V_{екв.(2)}}$.

$V_{екв.(2)}$ - еквівалентний об’єм гідрогену, тобто об’єм, який має еквівалентна маса газу.

Молярний об'єм будь-якого газу за н.у. дорівнює 22,4 л. Тому еквівалентний об'єм гідрогену [$V_{екв.H_2}$], молекула якого складається з двох атомів гідрогену, дорівнює 22,4 : 2 = 11,2 л.

Згідно до умов задачі:

$$\frac{m_{MeO}}{M_{екв.(MeO)}} = \frac{V_{H_2}}{V_{екв.(H_2)}};$$

$$\frac{7{,}09}{M_{екв.(MeO)}} = \frac{2{,}24}{11{,}2}; \qquad M_{екв.(MeO)} = \frac{7{,}09 \cdot 11{,}2}{2{,}24} = 35{,}45 \text{ г/моль.}$$

Згідно до закону еквівалентів $M_{екв.(MeO)} = M_{екв.(Me)} + M_{екв.(O)}$, тому

$$M_{екв.(Me)} = M_{екв.(MeO)} - M_{екв.(O)} = 35{,}45 - 8 = 27{,}45 \text{ г/моль.}$$

Молярна маса еквіваленту металу $M_{екв.}$ визначається за співвідношенням

$M_{екв.(ме)} = \frac{M}{B}$, де М – мольна маса металу, В – валентність елементу;

$$M = M_{екв.(ме)} \cdot B = 27{,}55 \text{ г/моль} \cdot 2 = 54{,}9 \text{ г/моль.}$$

Метал, який ми визначаємо – Mn.

Відповідь: Метал – Mn (манган).

Приклад 8. Розрахуйте мольні маси еквівалентів H_2SO_4 та $Al(OH)_3$ в реакціях:

$H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$; (1)

$H_2SO_4 + Mg = MgSO_4 + H_2$; (2)

$Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O$; (3)

$Al(OH)_3 + HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$; (4)

Розв'язок: Мольна маса еквівалента кислоти дорівнює відношенню мольної маси кислоти до кількості атомів гідрогену в молекулі кислоти.

Тому мольна маса еквівалента H_2SO_4 :

в реакції (1) $M_{екв.\,H_2SO_4}$ = 98 г/моль;

в реакції (2) $M_{екв\,H_2SO_4} = \frac{98 г/моль}{2}$ = 49 г/моль;

в реакції (3) $M_{екв\,Al(OH)_3}$ = 78 г/моль,

а в реакції (4) $M_{екв\,Al(OH)_3} = = \frac{M_{Al(OH)_3}}{3} = \frac{78}{3}$ = 26 г/моль.

Приклад 9. Яка еквівалентна маса металу, якщо із 3,85 г нітрату цього металу утворюється 1,6 г його гідроксиду?

Розв'язок: Мольна маса еквівалента хімічної сполуки дорівнює сумі еквівалентів часток, які її складають:

а) *мольна маса еквівалента гідроксиду* дорівнює сумі еквівалентів металу та гідроксид – іону;

б) *мольна маса еквівалента солі* дорівнює сумі еквівалентів металу та кислотного залишку.
Згідно до закону еквівалентів:

$$\frac{m_{Me(NO_3)_x}}{m_{Me(OH)_x}} = \frac{M_{екв.\ Me(NO_3)_x}}{M_{екв.\ Me(OH)_x}};$$

$$\frac{3{,}85}{1{,}6} = \frac{M_{екв.\ Me} + M_{екв.\ (NO_3^-)}}{M_{екв.\ Me} + M_{екв.\ (OH^-)}}; \qquad \frac{3{,}85}{1{,}6} = \frac{M_{екв.\ Me} + 62}{M_{екв.\ Me} + 17}.$$

Відповідь: $M_{екв.\ Me}$ = 15 г/моль.

Розрахунки за рівняннями хімічних реакцій

Знаходження за хімічними рівняннями мас речовин або об'ємів газів по відомій кількості газів однієї з вихідних речовин або продуктів реакції

Приклад 10. Який об'єм гідрогену (н.у.) необхідний для повного відновлення:
а) 0,2 моль оксиду купруму (II);
б) 20 г оксиду купруму (II)?

Розв'язок: а) $\overset{0{,}2\,моль}{\underset{1\,моль}{CuO}} + \overset{V_л}{\underset{1\,моль}{H_2}} = Cu + H_2O.$

За рівнянням хімічної реакції $\nu_{H_2} = \nu_{CuO}$ = 0,2 моль;

$V_{H_2} = V_M \cdot \nu_{H_2}$ = 22,4 л/моль · 0,2 моль = 4,48 л.

б) $\overset{20г}{\underset{80г}{CuO}} + \overset{V_л}{\underset{22{,}4л}{H_2}} = Cu + H_2O.$

Складемо пропорцію:
на відновлення 80 г CuO потрібно 22,4 л H_2;
на відновлення 20 г CuO потрібно $V_л$ H_2:

$$V_{H_2} = \frac{20г \cdot 22{,}4л}{80г} = 5{,}6\ л.$$

Відповідь: а) V_{H_2} = 4,48 л; б) V_{H_2} = 5,6 л.

Розрахунки за хімічними рівняннями, якщо одна з реагуючих речовин є в надлишку

Приклад 11. До розчину, який містить нітрат аргентума масою 25,5 г додали розчин, що містить 7,82 г натрію сульфіду. Яка маса осаду, що утворився?

Розв'язок: 1) Знаходимо кількість речовини нітрату аргентума, взятого для реакції:

$$\nu_{AgNO_3} = \frac{m_{AgNO_3}}{M_{AgNO_3}}; \quad \nu_{AgNO_3} = \frac{25{,}5г}{170г/моль} = 0{,}15 \text{ моль.}$$

2) Кількість речовини натрію сульфіду в розчині становить:

$$\nu_{Na_2S} = \frac{m_{Na_2S}}{M_{Na_2S}}; \quad \nu_{Na_2S} = \frac{7{,}8г}{78г/моль} = 0{,}1 \text{моль.}$$

3) Складаємо рівняння хімічної реакції:

$$\underset{2\text{ моль}}{2AgNO_3} + \underset{1\text{ моль}}{Na_2S} = \underset{1\text{ моль}}{Ag_2S\downarrow} + 2\,NaNO_3.$$

З цього рівняння випливає, що 2 моль $AgNO_3$ реагують з 1 моль Na_2S. Тоді для взаємодії 1,15 моль аргентума нітрату потрібно

0,15 моль:2 = 0,075 моль натрію сульфіду.

Отже, частина натрію сульфіду, що міститься в розчині, не прореагує, тобто Na_2S взятий в надлишку (аргентум нітрат – в недостатній кількості). Для розрахунку маси продукту реакції необхідно використовувати кількість речовини, взятої в недостатній кількості, тобто нітрат аргентума.

4) З рівняння реакції виходить:

$$\nu_{Ag_2S} = \frac{\nu_{AgNO_3}}{2}; \quad \nu_{Ag_2S} = \frac{0.15моль}{2} = 0{,}675 \text{ моль.}$$

5) Розраховуємо масу сульфіду аргентума, що випав в осад:

$$m_{Ag_2S} = \nu_{Ag_2S} \cdot M_{Ag_2S}$$

$$m_{Ag_2S} = 0{,}075 \text{ моль} \cdot 248 \text{ г/моль} = 18{,}6 \text{ г.}$$

Відповідь: Маса осаду Ag_2S = 18,6 г.

Визначення масової частки виходу продукту від теоретично можливого

Приклад 12. З 34 г натрію нітрату при дії концентрованої сульфатної кислоти отримали 22,7 г нітратної кислоти. Яка масова частка виходу нітратної кислоти від теоретично можливого?

Розв'язок: $2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2\,HNO_3$.

m_{NaNO_3} = 2 моль · 85 г/моль = 170 г; m_{HNO_3} = 2 моль · 63 г/моль = 126 г

1) Знайдемо теоретично можливий вихід нітратної кислоти:

з 170 г $NaNO_3$ утворюється 126 г HNO_3;

з 34 г $NaNO_3$ утворюється m г HNO_3:

$$m_{HNO_3} = \frac{34г \cdot 126г}{170г} = 25{,}2 \text{ г.}$$

2) Знайдемо масову частку виходу нітратної кислоти від теоретично можливого:

$$\omega_{вих.HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{m^{теор}_{HNO_3}} = \frac{22{,}7г}{25{,}2г} = 0{,}9 \text{ або } \omega_{вих.HNO_3} = \frac{22{,}7г}{25{,}2г} \cdot 100\% = 90\%.$$

Відповідь: $\omega_{вих.HNO_3}$ = 90 %.

Приклад 13. Який об'єм амоніаку (н.у.) можна отримати з 214 г амонію хлориду, коли масова частка виходу амоніаку становить 95 % від теоретично можливого?

Розв'язок: $2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \overset{нагрів}{=} CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$.

m_{NH_4Cl} = 2 моль ·53,5 г/моль = 107 г; V_{NH_3} = 2 моль · 22,4 л/моль = 44,8 л

1) Знайдемо теоретичний вихід амоніаку:

з 107 г NH_4Cl утворюється 44,8 л NH_3;

з 214 г NH_4Cl утворюється V л NH_3:

$$V_{NH_3} = \frac{214г \cdot 44{,}8л}{107г} = 89{,}6 \text{ л}.$$

2) Знайдемо практичний об'єм амоніаку через об'ємну частку його виходу:

$$\omega_{вих.NH_3} = \frac{V^{практ.}_{NH_3}}{V^{теор.}_{NH_3}}; \qquad V^{практ.}_{NH_3} = V^{теор.}_{NH_3} \cdot \omega_{вих.NH_3};$$

$$V^{практ.}_{NH_3} = 89{,}6 \text{ л} \cdot 0{,}95 = 85 \text{ л}.$$

Відповідь: $V^{практ.}_{NH_3}$ = 85 л.

Знаходження маси продукту реакції по відомій масі вихідної речовини, яка містить певну масову частку домішок

Приклад 14. Скільки натрію силікату можна отримати при сплавленні оксиду кремнію (IV) з 64,2 кг соди, масова частка домішок в якій становить 5%?

Розв'язок: $SiO_2 + \underset{106}{Na_2CO_3} \overset{сплавлення}{=} \underset{122}{Na_2SiO_3} + CO_2$.

1) Знайдемо масу натрію карбонату в соді:

$$\omega^{чист.}_{Na_2CO_3} = \frac{m^{чист.}_{Na_2CO_3}}{m^{загальн.}_{Na_2CO_3}};$$

$$m^{чист.}_{Na_2CO_3} = m^{загальн.}_{Na_2CO_3} \cdot \omega^{чист.}_{Na_2CO_3};$$

$$m^{чист.}_{Na_2CO_3} = 64{,}2 \text{ кг} \cdot 0{,}95 = 61 \text{ кг}.$$

2) Для знаходження маси натрію силікату складемо пропорцію з врахуванням співвідношень речовин в рівнянні:

106 кг Na_2CO_3 утворює 122 кг Na_2SiO_3;

61 кг Na_2CO_3 утворює x Na_2SiO_3.

$$x = \frac{61 \cdot 122}{106} = 70{,}20 \text{ кг.}$$

Відповідь: 70,20 кг.

Приклад 15. Скільки кальцію оксиду, в якому є домішок 10 %, необхідно для отримання 16 кг кальцію карбіду?

Розв'язок: $\underset{56}{CaO} + 3C \overset{нагрів}{=} \underset{64}{CaC_2} + CO.$

1) Знайдемо масу чистого кальцію оксиду, необхідного для отримання 16 кг кальцію карбіду. Для цього з врахуванням співвідношень речовин в рівнянні реакції складемо пропорцію:

для отримання 64 кг CaC_2 необхідно 56 кг CaO;

для отримання 16 кг CaC_2 необхідно m кг CaO:

$$m_{CaO} = \frac{16кг \cdot 56кг}{64кг} = 14\ кг.$$

2) Знайдемо загальну масу кальцію оксиду з домішками:

$$\omega_{CaO}^{чист.} = \frac{m_{CaO}^{чист.}}{m_{CaO}^{загальн.}}; \quad m_{CaO}^{загальн.} = \frac{m_{CaO}^{чист.}}{\omega_{CaO}^{чист.}};$$

$$m_{CaO}^{загальн.} = \frac{14кг}{0{,}9} = 15{,}5\ кг.$$

Відповідь: $m_{CaO}^{загальн.} = 15{,}5\ кг.$

Газові закони

Об'єднаний закон газового стану Бойля- Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_O V_O}{T_O},$$

де V – об'єм газу при тиску P і температурі T;

V_0 – об'єм газу за нормальних умов (T_0= 273К, P_0 = 101325 Па).

Рівняння Клапейрона – Менделєєва:

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

де P – тиск газу, Па; V – об'єм газу, $м^3$; m – маса газу, г; M – молярна маса газу, г/моль; T – температура, К; R – універсальна стала, яка дорівнює 8,31 Дж/моль·К.

Закон Авогадро. **Однакові об'єми різних газів за однакових умов містять однакове число молекул.** Оскільки моль будь-якої речовини містить однакову кількість (N_A = $6{,}02 \cdot 10^{23}$ $моль^{-1}$) молекул, то їхні об'єми в

газоподібному стані за однакових умов будуть також однакові. За нормальних умов 1 моль будь-якого газу займає об'єм $V_м = 22,4$ л.

Цю величину називають *мольним об'ємом газу*.

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

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \boldsymbol{D}.$$

Це відношення називають *відносною густиною газів D*. Найчастіше відносну густину газів виражають за гідрогеном (М = 2г/моль) або повітрям ($M_{пов.}$ = 29 г/моль):

$$D_{H_2} = \frac{M}{2}; \; D_{пов} = \frac{M}{29}.$$

Приклади розв'язання задач

Знаходження відносної густини газу

Приклад 16. Яка відносна густина оксиду сульфуру (IV) за повітрям?

Розв'язок: $D_{пов} = \frac{M_{SO_2}}{M_{повітря}} = \frac{64 г/моль}{29 г/моль} = 2,21.$

Відповідь: $D_{пов} = 2,21$, тобто оксид сульфуру (IV) в 2,21 рази важчий за повітря.

Приклад 17. Газ в 22 рази важчий за гідроген. Яка відносна молекулярна маса газу?

Розв'язок: $D_{H_2} = \frac{Mrx}{Mr_{H_2}}$; $Mr_x = D_{H_2} \cdot Mr_{H_2}$; $M_r x = 22 \cdot 2 = 44$.

Відповідь: $M_r x = 44$ а.о.м.

Знаходження мас та об'ємів газів

Приклад 18. Який об'єм (за нормальних умов) займають 3 моль карбон (IV) оксиду?

Розв'язок: $Vm = \frac{V}{\nu}$, $V = \nu V_м$; $V_{CO_2} = 22,4$ л/моль · 3 моль = 67,2 л.

Відповідь: $V_{CO_2} = 67,2$ л.

Приклад 19. Яку масу мають 28 л оксигену (за нормальних умов)?

Розв'язок: $M = \frac{m}{\nu}$, $m = M \cdot \nu$;

$$V_M = \frac{V}{\nu}, \quad \nu = \frac{V}{V_M},$$

$$\text{звідки} : m = M\frac{V}{V_M}.$$

$$m_{O_2} = \frac{32 г/моль \cdot 28 л}{22{,}4 л/моль} = 40 г.$$

Відповідь: $m_{O_2} = 40$г.

Приклад 20. При 25^0С і тиску 99,3 кПа деяка кількість газу займає об'єм 152 мл. Який об'єм займе така ж сама кількість газу за нормальних умов?

Розв'язок: Для розрахунку використаємо об'єднаний газовий закон Бойля-Маріотта і Гей-Люссака:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0},$$

$$\text{звідки } V_0 = \frac{P \cdot V \cdot T_0}{P_0 \cdot T}.$$

Виконаємо розрахунки: $V_0 = \frac{99{,}3 \cdot 152 \cdot 273}{101{,}325 \cdot 298} = 136{,}5$ мл.

Відповідь: Об'єм газу за нормальних умов – 136,5 мл.

Приклад 21. Яка молекулярна маса газу, якщо 870 $см^3$ його при температурі 290 К та тиску 100 кПа мають масу 2,31 г?

Розв'язок: В цьому випадку користуємось рівнянням Менделєєва – Клапейрона:

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T,$$

де P – тиск газу, Па; V – об'єм газу, $м^3$;
m – маса речовини, г; M – його мольна маса, г/моль;
T – температура, К; R – універсальна газова стала, R = 8,314 Дж/(моль·К).

$$\text{З рівняння: } M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}.$$

Виконаємо розрахунки: $M = \frac{2{,}31 \cdot 10^{-3} \cdot 8{,}31 \cdot 290}{100 \cdot 10^3 \cdot 0{,}87 \cdot 10^{-3}} = 64$ г/моль.

Відповідь: Молекулярна маса газу дорівнює 64 а.о.м.

Визначення молекулярної формули речовини по її густині та масі продуктів згоряння

Приклад 22. При згорянні 5,6 л газу отримали 16,8 л CO_2 та 13,5 г H_2O. 1 л цього газу за н.у. має масу 1,875 г. Яка молекулярна формула газу?

Розв'язок: 1) Утворення карбон (IV) оксиду при згорянні сполуки свідчить про знаходження в ній карбону. Його масу можемо визначити по пропорції:

$$\underset{12г}{\overset{mг}{C}} \rightarrow \underset{22,4л}{\overset{16,8л}{CO_2}}$$

$$m(C) = \frac{12г \cdot 16,8л}{22,4л} = 9г.$$

2) Утворення води в продуктах згоряння речовини свідчить про наявність в ній гідрогену, масу якого можна вирахувати по схемі:

$$\underset{2г}{\overset{mг}{H}} \rightarrow \underset{18г}{\overset{13,5г}{H_2O}}$$

$$m(н_2) = \frac{2г \cdot 13,5г}{18г} = 1,5г.$$

3) Знайдемо масу 5,6 л газу:

$$m_{газу} = 1,875 г/л \cdot 5,6 л = 10,5 г.$$

4) Сумарна маса карбону та гідрогену за виконаними розрахунками дорівнює:

$$9 + 1,5 = 10,5 г.$$

Тобто, сполука містить тільки атоми карбону та гідрогену: C_xH_y.

5) Знайдемо найпростішу формулу газу:

$12x : 1y = 9 : 1,5$; $x : y = \frac{9}{12} : \frac{1,5}{1}$; $x : y = 0,75 : 1,5$; $x : y = 1 : 2$.

Таким чином, найпростіша формула газу CH_2.

6) Молярна маса газу:

$M_{газу} = 1,875 г/л \cdot 22,4 л/моль = 42 г/моль$.

7) $Mr_{C_xH_y} = 42$. 8) $Mr_{CH_2} = 14$. 9) $\frac{Mr_{C_xH_y}}{Mr_{CH_2}} = \frac{42}{14} = 3$.

Значить, для знаходження істинної формули сполуки треба склад найпростішої формули збільшити в 3 рази: тобто, істинна формула газу C_3H_6.

Відповідь: Істинна формула газу C_3H_6.

Знаходження об'ємних відношень газів за хімічними рівняннями

Приклад 23. Який об'єм оксигену необхідний для спалювання 1,5 $м^3$ метану?

Розв'язок: $\underset{\substack{1 моль \\ 1 v}}{CH_4} + \underset{\substack{2 моль \\ 2v}}{2O_2} = \underset{\substack{1 моль \\ 1v}}{CO_2} + \underset{\substack{2 моль \\ 2v}}{2H_2O}$.

На основі стехіометричних співвідношень метану і оксигену в рівнянні реакції складемо пропорцію:

на 1 м^3 CH_4 витрачається 2 м^3 O_2;

на 1,5 м^3 CH_4 витрачається V м^3 O_2:

$$V_{O_2} = \frac{1{,}5\grave{i}^{\ 3} \cdot 2\grave{i}^{\ 3}}{1\grave{i}^{\ 3}} = 3\grave{i}^{\ 3}.$$

Відповідь: V_{O_2} = 3м^3.

Тестові завдання з теми "Основні поняття і закони хімії"

1. Яку масу мають 4 моля натрію хлориду (NaCl)?

   а) 210 г; б) 234 г;_ в) інша відповідь.

2. Яке чисельне значення має стала Авогадро?

   а) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомів;

   б) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ моль$^{-1;}$

   в) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ молекул.

3. Скільки атомів ферруму в 0,8 мольцієї речовини?

   а) 4,8 $16 \cdot 10^{23}$;

   б) $2{,}408 \cdot 10^{23}$;

   в) інша відповідь.

4. Який ряд хімічних формул складається лише з формул простих речовин?

   а) CO_2, HCl, Mn, P;

   б) Fe, Cl_2, Cu, O_3;

   в) H_2SO_4, Al, N_2, NaOH.

5. Яка густина карбон (IV) оксиду за гідрогеном?

   а) 44; б) 22; в) інша відповідь.

6. Яка маса H_2SO_4 прореагує з 56 г КОН?

   а) 36,5 г; б) 49 г;_ в) 98 г; г) інша відповідь.

7. Який об'єм гідрогену (н.у.) потрібен для повного відновлення 0,1 моль купрум (II) оксиду?

   а) 2,24 дм^3;_ б) 11,2 дм^3; в) 22,4 дм^3.

8. Чому дорівнює еквівалентний об'єм гідрогену?

   а) 5,6л; б) 11,2 л; в) 22,4 л.

9. Яка мольна маса еквіваленту H_2SO_4 в реакції:

   $H_2SO_4 + NaOH \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$?

а) 24,5 г/моль; б) 49 г/моль; в) 98 г/моль.

10. Яка мольна маса еквіваленту металу, якщо 24 г його сполучаються з 16 г оксигену?

а) 12; б) 24; в) 48.

Тема 5. ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК

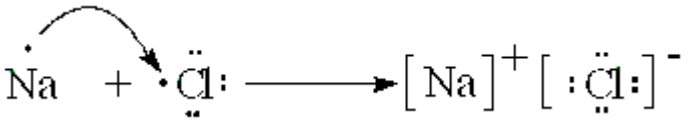
Іонний і ковалентний зв'язок

Хімічні властивості елементів проявляються при взаємодії їх атомів.

Атоми елементів - відновників віддають електрони і перетворюються на позитивно заряджені іони (катіони). При цьому витрачається **енергія іонізації *(I)* .**

Атоми елементів - окислювачів приймають електрони і перетворюються на негативно заряджені іони (аніони). В цьому випадку виділяється **енергія спорідненості до електрону *(E).***

Катіони і аніони можуть притягуватися один до одного, утворюючи молекули з ***іонним зв'язком***. Такий зв'язок утворюється в кристалах хлориду натрію:



В деяких молекулах електрони не повністю відірвані від одного атома і приєднані до іншого, а утворюють загальні електронні пари. В таких молекулах утворюється ***ковалентний зв'язок.***

Ковалентний зв'язок може бути ***неполярним***, коли загальні електронні пари рівномірно належать двом атомам. Якщо електронна пара зміщена до одного з атомів більшою мірою, на ньому накопичується деякий негативний заряд, а сусідній атом при цьому отримує деякий позитивний заряд. Виникають позитивний і негативний полюси, а зв'язок стає ***полярним ковалентним зв'язком***. Зміщення електронних пар відбувається до **більш електронегативного** атома.

Електронегативність враховує два показники : енергію іонізації і спорідненість до електрону. Напівсума цих величин і називається ***електронегативністю (I+E)/2 = EH .*** При розгляді хімічних зв'язків користуються таблицями відносної електронегативності (***EH)*** елементів. Полярність зв'язку (P) розраховують виходячи з електронегативностей елементів по формулі:

$$P = \frac{EH(элементу1) - EH(элементу2)}{EH(элементу1) + EH(элементу2)} 100\%$$

Якщо полярність перевищує 50% - зв'язок вважають наближеним до іонного.

Можлива приблизна оцінка полярності за розрахунком різниці електронегативностей атомів $\Delta ЕН_{1-2} = ЕН_1 - ЕН_2$. Якщо ця різниця перевищує 1,5, - зв′язок вважається іонним, а якщо вона менша ніж 1,5, - зв′язок вважається ковалентним.

Механізм утворення ковалентного зв'язку. Метод валентних зв'язків (ВЗ)

Існує два методи опису хімічного зв′язку: метод валентних зв′язків (ВЗ) і метод молекулярних орбіталей (МО).

Згідно ***методу валентних зв'язків (ВЗ),*** хімічний зв'язок виникає при перекритті електронних орбіталей двох неспарених електронів з антипаралельними спінами двох різних атомів. Такий механізм утворення зв'язку називають обмінним механізмом.

Перекриття орбіталей по лінії, що сполучає ядра (лінії зв'язку), називають ***сигма (σ) - зв'язком.*** Цей вид зв'язку можуть утворювати s-, p-, d-електрони. Між двома атомами може бути тільки один сигма-зв'язок. Такий зв'язок утворюється ,наприклад, в молекулі F_2 .

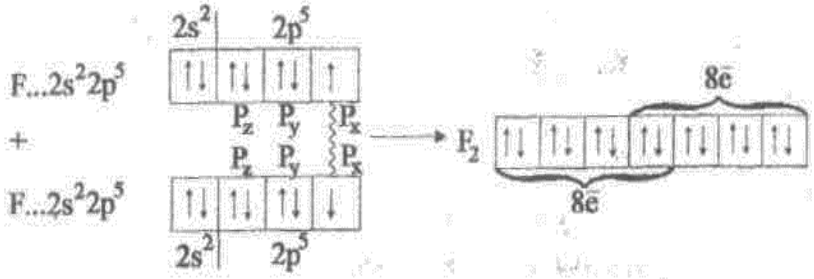
Молекула F_2 утворена двома однаковими атомами, тому є неполярною.

Для опису хімічного зв’язку зручно записувати умовну електронну схему молекули:

Утворення молекули з атомів: $\boldsymbol{F} \quad + \quad \boldsymbol{F} \quad = \quad \boldsymbol{F_2}$

Електронні формули атомів і молекули: $\boldsymbol{2s^2 2p^5} \qquad \boldsymbol{2s^2 2p^5} \qquad \boldsymbol{2(2s^2 2p^5)}$

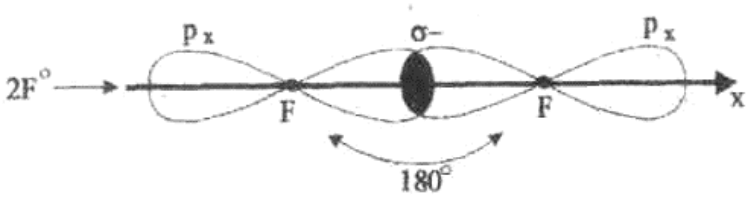
З умовної схеми видно, що в молекулі утворилася одна загальна електронна пара, а кожний з атомів придбав завершену оболонку з 8 електронів. Ще зручніше привести ***графічну валентну схему*** молекули:



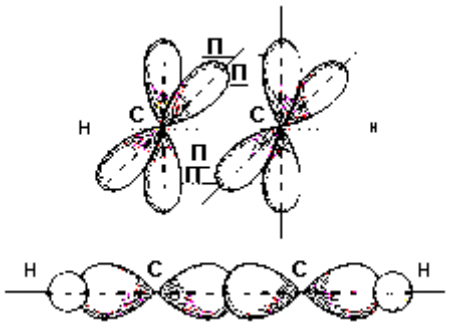
З ***графічної валентної схеми*** видно, що загальна електронна пара утворюється за рахунок *здвоєння непарних p_x - електронів,* спіни яких *антипаралельні* (стрілки, що символізують спіни електронів, направлені в різні боки).

p_x - хмара витягнута вздовж осі X, тому дві p_x -орбіталі молекули F_2 перекриваються під кутом 180° і зона перекриття електронних хмар лежить на лінії зв'язку. ***Молекула F_2 має лінійну форму*** , в ній *один* ***σ- зв'язок.***

Приводимо геометрію молекули:



Перекриття орбіталей, які розташовані перпендикулярно лінії зв'язку, називають ***пі (π) - зв'язком***. Цей вид зв'язку можуть утворювати ***p***- і ***d***-електрони. Між двома атомами може бути два пі-зв'язка. Разом з сигма-зв'язком кількість зв'язків складе три. Розрізняють ***одинарні, подвійні і потрійні зв'язки.*** Так , в молекулі ацетилену (етин) **три** зв′язки : один ***σ***- зв'язок та два ***π***-зв′язки**.**



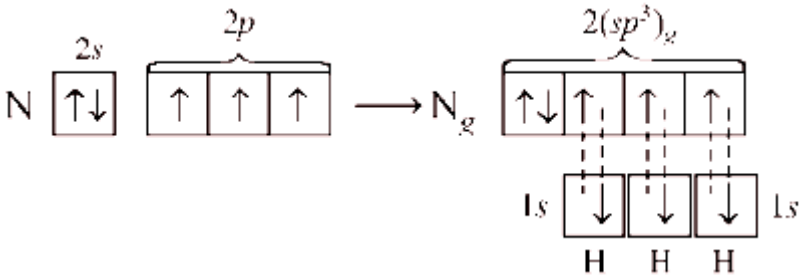
Малюнок 4.1. Положення сигма- та пі- зв′язків
в молекулі етину C_2H_2

Число неспарених електронів, які атом використовує для утворення зв'язку, характеризує ***валентність (спін-валентність)*** атому.

Іноді утворення ковалентного зв'язку відбувається при взаємодії атома, в якого атомна орбіталь заповнена двома електронами, і атома, в якого атомна орбіталь вільна (порожня). Такий механізм називається ***донорно-акцепторним.*** Атом, в якого атомна орбіталь заповнена двома електронами називається ***донором,*** а атом, в якого атомна орбіталь вільна, називається ***акцептором.*** Так утворюється іон амонію.

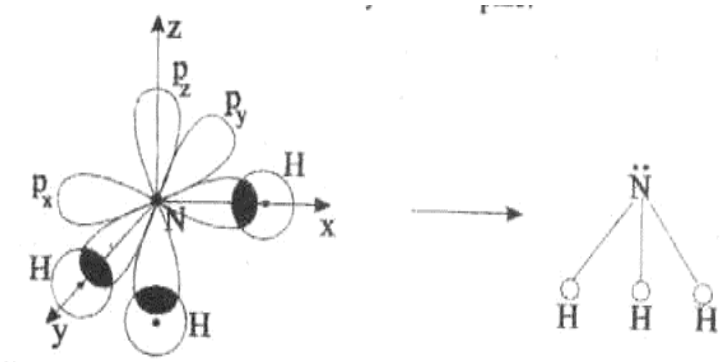
Спочатку утворюється молекула аміаку.

Напишемо валентну схему молекули NH_3:



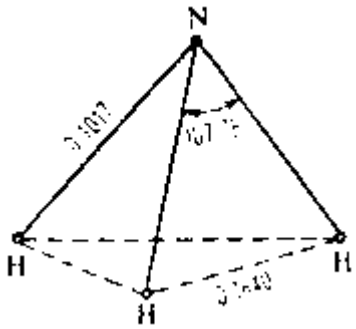
З валентної схеми видно, що атом нітрогену, маючи три непарні електрони, утворив три загальних електронних пари за обмінним механізмом, а

оскільки p - орбіталі нітрогену витягнуті вздовж осей *x, y* і *z* під кутом 90^0, молекула NH_3 має пірамідальну геометрію:



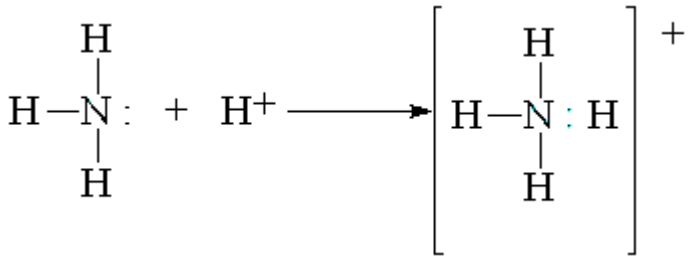
Малюнок 4.2. Перекривання орбіталей в молекулі NH_3

Зони перекриття електронних орбіталей відтягуються до більш електронегативного атому нітрогену і кут в піраміді збільшується.



Малюнок 4.3. Геометрична форма молекули NH_3

Проте, в молекулі NH_3 в атомі нітрогену є неподілена електронна пара, яка при взаємодії молекули з катіоном гідрогену (протоном), що має вакантну орбіталь, надається в загальне користування за донорно - акцепторним механізмом:



Донор –атом нітрогену в молекулі аміаку	Акцептор- іон гідрогену (протон)	Комплексний іон з донорно-акцепторним зв′язком

Чотири зв′язки, що утворилися, в іоні амонію стають рівноцінними, просторово рівновіддаленими і якщо молекула аміаку мала пірамідальну геометрію, то катіон амонію - тетраедр. ***Таким чином, іон NH_4^+ утворений за донорно-акцепторним механізмом.***

Валентність атома в цьому механізмі збільшується (ковалентність) і дорівнює кількості неспарених електронів плюс кількість донорно-акцепторних зв'язків.

Гібридизація атомних орбіталей

При утворенні деяких молекул відбувається ***гібридизація*** атомних орбіталей. ЇЇ суть полягає в тому, що, наприклад s- і p- орбіталі, одного атома деформуються і утворюють рівноцінні гібридні орбіталі однакової форми і енергії. Гібридні орбіталі утворюють міцніші зв'язки, ніж звичайні атомні орбіталі, вони утворюють тільки сигма-зв′язки.

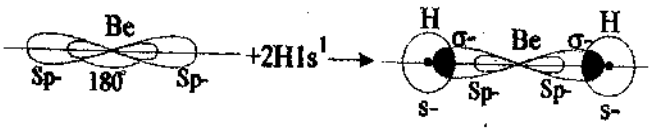
Тип гібридизації визначає форму молекули: при ***sp-гібридизації*** молекула має ***лінійну*** форму в наслідок лінійного розташування гібридних орбіталей :

Малюнок 4.4. Положення sp-гібридних орбіталей в просторі.

Таким положенням sp-гібридних орбіталей в просторі можна пояснити утворення лінійної молекули BeH_2. Атом берилію має валентне закінчення $_4Be...2s^2$ і в незбудженому стані його валентність дорівнює 0. При збудженні атома один з 2s електронів переходить на вакантну 2p -орбіталь. В результаті цього в атомі з'являються 2 неспарені електрони і атом проявляє валентність 2:

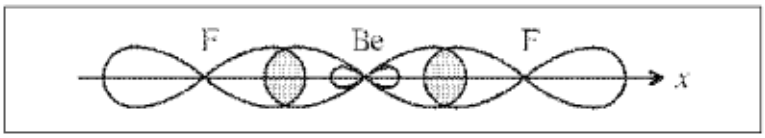
					2s		2p	
Be …$2s^2$	↑↓	→	Be*	...$2s^1 2p^1$	↑	↑		

Як бачимо, збуджений атом берилію має два непарних електрони, його $2s^1$ і $2p^1$ орбіталі деформуються і утворюють дві гібридних sp – орбіталі, які в просторі розміщуються під кутом 180°:



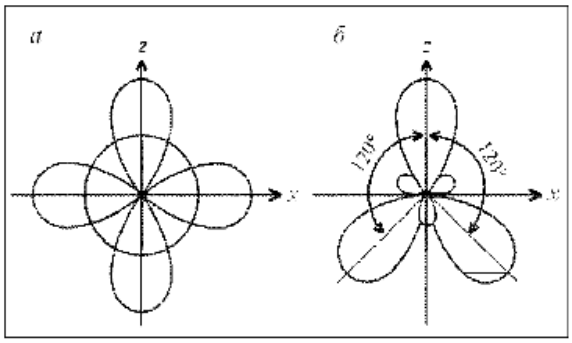
Малюнок 4.5. Хімічний звязок в молекулі BeH_2

Таким чином, в молекулі BeH_2 ковалентні зв'язки утворені sp–гібридними орбіталями атома берилію і s–орбіталями атомів гідрогену: зв'язок ковалентний полярний; молекула має лінійну форму, в ній два σ - зв'язки. Таку ж геометричну форму має молекула BeF_2.

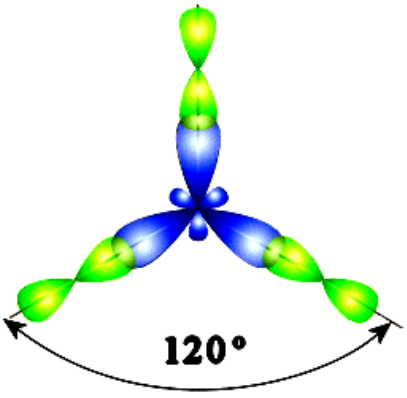


Малюнок 4.6. Хімічний звязок в молекулі BeF_2

При ***sp^2 – гібридизації*** молекули мають геометричну форму – ***плоский трикутник***. Такий тип гібрідізації характерний для елементів III А підгрупи.

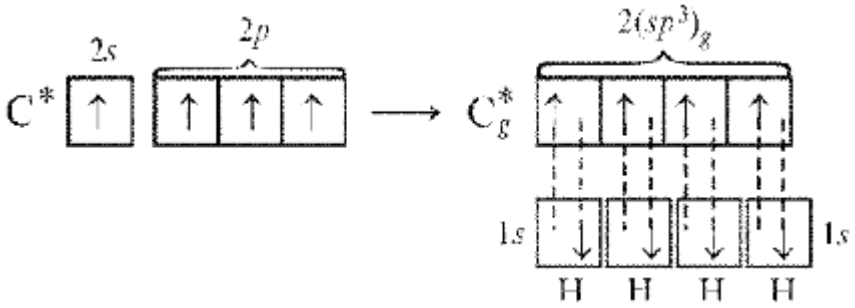


Малюнок 4.7. sp^2-Гібридизація:
а – вихідні 2s-, $2p_x$- і $2p_z$-орбіталі; б – утворені гібридні $2(sp^2)_g$—орбіталі sp^2 – Гібрідні орбіталі в просторі розташовані під кутом 120^0.

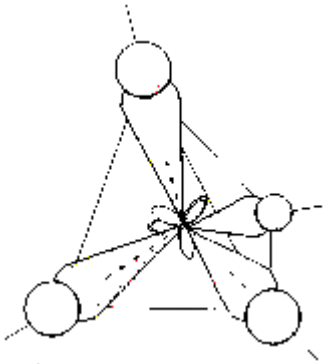


Малюнок 4.8. Молекула BF_3 (sp^2-гібридна - плоский трикутник)

sp^3-Гібридизація, в якій приймають участь одна s-орбіталь і три p- орбіталі, є характерною для сполук елементів IV групи періодичної системи. Наприклад, в молекулі метана CH_4 зв′язки утворюються за схемою:

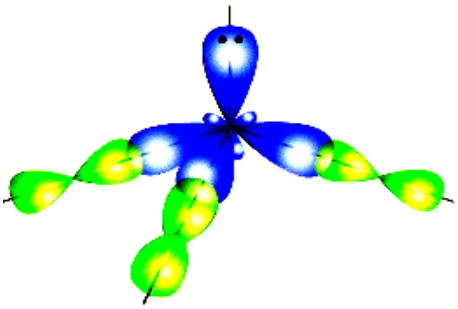


При ***sp³-гібридизації*** утворюються чотири sp^3-гібридні орбіталі, які направлені в просторі в кути ***тетраедру.***



Малюнок 4.9. sp^3-гібридні орбіталі в молекулі CH_4

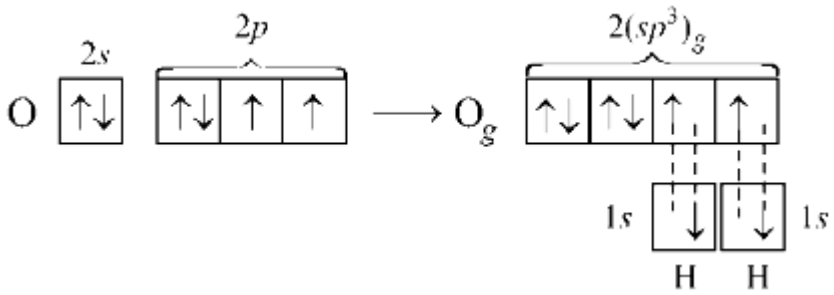
До речі**,** іон *амонію* NH_4^+ і іон *тетрахлорнітрогену* NCl_4^- також мають ***тетраедричну*** структуру завдяки ***sp³-гібридизації***. Донорна електронна пара нітрогену готова до утворення донорно-акцепторного зв'язку з протоном, або хлорид-аніоном після гібридизації (малюнок 4.10.). Донорна електронна пара показана в верхній частині молекули.



Малюнок 4.10. Молекула NCl_3 в стані гібридизації .

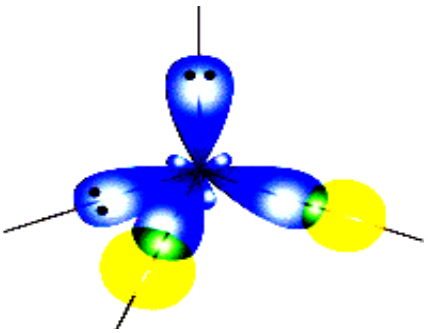
Участь в ***гібридизації неподілених електронних пар*** називають явищем ***повної гібридизації.***

З позиції повної sp^3 -гібридизації неподілених електронних пар оксигену можна пояснити будову молекули води, де валентний кут О-Н дорівнює ~ $104{,}5^o$.



:

Тетраедричну геометричну форму мають молекули води в рідкому та кристалічному стані.



Малюнок 4.11. Геометрична форма молекули води в стані повної sp^3 -гібридизації.

Донорні електронні пари оксигену в воді в стані гібридизації можуть створювати так званий ***водневий зв'язок***. Він має в 10-20 разів меншу стійкість, ніж звичайний ковалентний зв'язок, але сильніший за сили міжмолекулярної взаємодії.

Метод молекулярних орбіталей (МО).

Метод валентних зв'язків (ВЗ) не може пояснити існування і властивостей цілого ряду молекул і молекулярних іонів, таких , як H_2^+ , He_2^+ та інші. Тому було розроблено ***метод молекулярних орбіталей (МО).*** В ньому молекули розглядаються як „багатоядерні" атоми, а електрони розміщуються на молекулярних орбіталях, як на атомних. *Заселення орбіталей електронами здійснюється за принципом Паулі, принципом найменшої енергії і правилом Гунда. Молекулярні орбіталі математично можна пояснити знаходженням суми хвильових функцій атомних орбіталей*.

При цьому одержують два види молекулярних орбіталей:

- ***ті, що зв'язують*** атоми в молекулі , мають нижчу енергію, ніж вихідні чисті атомні орбіталі;
- ***ті, що не зв'язують*** атоми в молекулі , мають більшу енергію, ніж вихідні чисті атомні орбіталі. Вони ***розпухкують*** хімічний зв'язок і позначаються зірочками (*) в запису.

Зручно зображувати молекулярні орбіталі на енергетичних діаграмах.

За аналогією з назвами атомних s (ес), p(пе), d(де), f(еф) -орбіталей молекулярні орбіталі позначають грецькими буквами σ (сигма), π (пі), δ

(дельта), φ (фі). Кількість молекулярних орбіталей дорівнює сумі атомних орбіталей всіх атомів в молекулі.

Заповнення молекулярних орбіталей в двохатомних молекулах , створених з атомів елементів першого та другого періоду, йде в такій послідовності:

$$\sigma 1s \rightarrow \sigma^* 1s \rightarrow \sigma 2s \rightarrow \sigma^* 2s \rightarrow \sigma 2p \rightarrow \pi\, 2p_y = \pi 2p_z \rightarrow \pi^* 2p_y = \pi^* 2p_z \rightarrow \sigma^* 2p$$

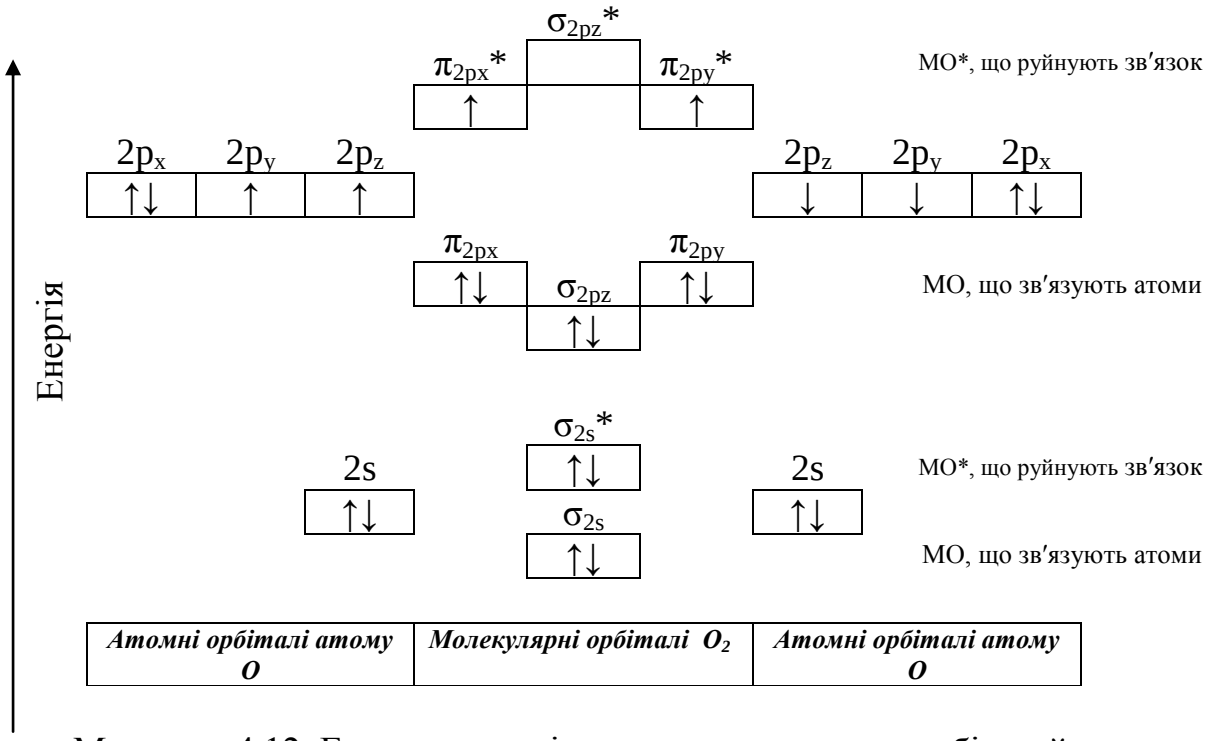
Порядок зв′язку (ПЗ) дорівнює половині різниці між чисельністю електронів, що зв’язують, та чисельності електронів, що розпухкують зв′язок. Порядок зв’язку може дорівнювати нулю (ПЗ=0), це означає, що молекула не утворюється.

Порядок зв’язку може бути цілим або дробним числом (1; 2; 1,5; 0,5; 2,5…), тоді вважається,що молекула утворюється і має велику або низку стійкість.

Для опису хімічного зв’язку ***методом МО*** зручно записувати умовну електронну схему утворення молекули:

Утворення молекули з атомів	***O***	+	***O***	=	O_2
Електронні формули атомів і молекули	$1s^2\, 2s^2 2p^4$		$1s^2 2s^2 2p^4$		$O_2\ [KK(\sigma_{2s})^2(\sigma_{2s}^*)^2(\sigma_{2p})^2(\pi_{2p})^4(\pi_{2p}^*)^2]$

Електронна формула молекули O_2 формується після побудування енергетичної діаграми за методом МО :



Малюнок 4.12. Енергетична діаграма молекулярних орбіталей в молекулі O_2

Оскільки перший енергетичний рівень в одному атомі ***О*** позначають буквою ***К,*** тоді в молекулі O_2 перший енергетичний рівень (для двоядерної модекули) буде позначено ***КК***. Електронну формулу молекули буде записано згідно положенню та заповненю молекулярних орбіталей за діаграмою : $O_2\ [KK(\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2p})^2 (\pi_{2p})^4 (\pi_{2p}^*)^2]$

Порядок зв'язку (ПЗ) вираховується за формулою:

ПЗ = *(кількість зв'язуючих електронів) – (кількість електронів, що порушують зв'язок) і отримане число ділять на 2 .*

$$ПЗ = \frac{8-4}{2} = 2.$$

Зв'язок в молекулі оксигену ***подвійний***, молекула ***утворюється*** і вона дуже ***стійка***. Наявність непарних електронів на молекулярних орбіталях визначає ***парамагнітні властивості*** молекули оксигену і простої речовини кисню.

Приклади розв'язання типових задач

Електронегативність хімічних елементів. Іонний і ковалентний зв'язки

Приклад 1. Вказати тип зв'язків в молекулах і кристалах: H_20, CO, HCl, $BC1_3$, BrCl, LiH, CH_4, NaCl, CaF_2, Cl_2, O_2, N_2, Na, Fe, Ca.

Розв'язок: Cl_2, O_2, N_2 - ковалентний неполярний тип зв'язку, оскільки молекули утворені атомами однакових неметалів, зміщення електронної хмари не відбувається;

H_2O, CO, HCl BCl_3, BrCl, CH_4 - ковалентний полярний тип зв'язку, оскільки молекули утворені атомами різних неметалів, електронна хмара зміщена в бік більш електронегативного елементу;

LiH, NaCl, CaF_2 - іонний тип зв'язку, молекули утворені іонами металу і неметалу;

Na, Fe, Ca - атоми металів утворюють в кристалах металевий зв'язок.

Приклад 2. Який із зв'язків H - N, H- S, H - Ti, H - Li найбільш полярний? До якого з атомів зміщена електронна хмара?

Розв'язок: Для визначення полярності зв'язку знаходимо різницю електронегативностей в наведених парах атомів:

1. $\Delta EH_{H-N} = 3.0 - 2.1 = 0.91$;
2. $\Delta EH_{H-S} = 2.5 - 2.1 = 0.4$;
3. $\Delta EH_{H-Te} = 2.1 - 2.01 = 0.09$;
4. $\Delta EH_{H-Li} = 2.1 - 1.0 = 1.1$.

Чим більше різниця електронегативностей, тим більше полярність зв'язку. Найполярнішим є зв'язок H - Li.Електронна хмара зміщується в бік атома з

більшою електронегативністю, тобто в бік нітрогену в першому прикладі, в бік сульфуру в другому, в бік гідрогену в четвертому. В прикладі 3 електронна хмара зміщується в бік гідрогену.

Приклад 3. Який з наведених зв'язків Cs - CL, Ca - S, Ba - F найбільше наближається до іонного?

Розв'язок: Ступінь іонності зв'язку визначається по різниці електронегативностей. Чим більше різниця, тим більше іонним є зв'язок.

1. Δ ЕН $_{(Cs\text{-}Cl)=}$ 3.0-0.7 = 2.3;
2. ΔЕН $_{(Ca\text{-}S)}$ = 2.5-1.0 = 1.5;
3. ΔЕН $_{(Ba\text{-}F)}$ = 4.0-0.9 = 3.1.

Найбільше наближається до іонного зв'язку Ba - F.

Приклад 4. Розрахувати полярність зв'язку в молекулі HCl.

Розв'язок: Полярність зв'язку (P) розраховують, виходячи з електронегативностей елементів по формулі:

$$P = \frac{EH(Cl) - EH(H)}{EH(Cl) + EH(H)} 100\%$$

Підставляємо значення електронегативностей і одержуємо:

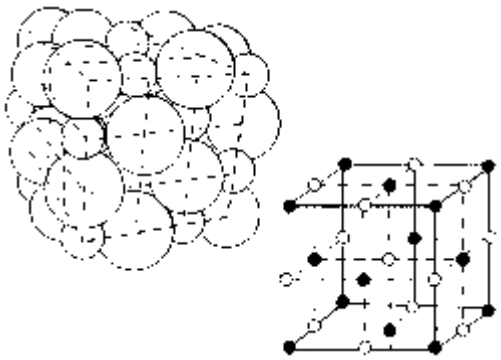
P= (3.0-2.0/ 3.0+2.1) 100%=17.65% (18%).

Якщо полярність іонного зв'язку прийняти за 100%, а ковалентного за нуль, то знайдені 18% означають, що в молекулі НС1 зв'язок на 18% має іонний характер і на 82% - ковалентний.

Приклад 5. Яка природа зв'язку в молекулі $BaC1_2$?

Розв'язок: Молекула утворена атомом металу - барієм і неметалу –хлором. Різниця електронегативностей (ΔЕН = 3.0 - 0.9 = 2.1) вказує на те, що молекула іонна. При утворенні молекули відбувається перехід електронів від металу до неметалу, що супроводжується утворенням іонів (катіону барію та двох аніонів хлориду), які притягуються один до одного силами кулонівської взаємодії. Утворюється іонний кристал:

$$Ba\,(\ldots 6s^2) + 2\ Cl\,(3s^2 3p^5) = Ba^{2+}(\ldots 6s^0) + 2\ Cl^-\,(3s^2 3p^6) = Ba^{2+}\,Cl^-_2$$



Малюнок 4.12.Кристалічна кубічна іонна решітка $BaCl_2$

Тема 6. ХІМІЧНА КІНЕТИКА І РІВНОВАГА

Хімічна кінетика вивчає закономірності перебігу хімічних реакцій в часі, кількісний опис швидкості хімічної реакції, залежність її від природи речовин, що взаємодіють, їхньої концентрації (або парціального тиску, якщо реакція відбувається в газоподібному стані), температури, наявності каталізатора.

Швидкість хімічної реакції **υ** вимірюють кількістю речовини, що реагує або утворюється за одиницю часу в одиниці об'єму системи (гомогенна реакція) або на одиниці площі межі поділу фаз (гетерогенна реакція) [моль/л *с].

$$\upsilon = \pm \Delta C / \Delta \tau$$

Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації визначається **законом діючих мас** (ЗДМ):

Швидкість реакції при сталій температурі пропорційна добутку концентрацій речовин, що реагують, в ступенях, які дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Наприклад, для реакції: $N_2 + 3H_2 = \leftrightarrow 2NH_3$

швидкість прямої реакції $\upsilon_{ïð} = k_{ïð} \cdot \tilde{N}_{N_2} C_{H_2}^3$;

швидкість зворотної $\upsilon_{çâ} = k_{çâ} \cdot C_{NH_3}^2$.

При встановленні рівноваги: $\upsilon_{пр} = k_{пр} \cdot [N_2]\,[H_2]^3$;

$\upsilon_{зв} = k_{зв} \cdot [N\,H_3]^2$,

де C_{N_2}, C_{H_2}, C_{NH_3} - концентрації реагуючих речовин, а $[N_2]$, $[H_2]$, $[NH_3]$ - рівноважні концентрації реагуючих речовин;

$k_{пр}$, $k_{зв}$ - константи швидкості прямої та зворотної реакції.

Константа швидкості хімічної реакції – є сталою величиною для реакції . Вона кількісно дорівнює швидкості реакції, якщо концентрації речовин, які реагують, становлять 1 моль/л, і залежить від природи реагентів, температури та наявності каталізаторів.

Для гетерогенних реакцій до виразу їх швидкості концентрація твердих речовин не входить, оскільки для гетерогенних систем інтенсивність взаємодії реагуючих речовин зумовлена величиною площі поверхні. Концентрація твердої речовини є сталою величиною і не входить в константу швидкості. Так, наприклад, для реакції горіння вугілля закон дії мас записується так:

$$C_{(тв)} + O_{2(Г)} = CO_{2(г)}; \qquad \upsilon_{пр} = k_{пр} \cdot [O_2]\ .$$

Наближено *залежність швидкості хімічної реакції від температури визначає правило Вант - Гоффа.*

З підвищенням температури на кожні 10^0 швидкість реакції збільшується в два-чотири рази :

$$\upsilon_{t_2} / \upsilon_{t_1} = \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}},$$

де γ - *температурний коефіцієнт швидкості реакції*. Для більшості реакцій γ = 2-4.

Для оборотних процесів при однакових швидкостях прямої та зворотної реакцій ($\upsilon_{пр} = \upsilon_{зв}$) при сталій температурі настає момент *хімічної рівноваги*.

Константа хімічної рівноваги (К)– це відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій речовин, які реагують, в ступенях, що дорівнюють їхнім стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Наприклад, для оборотної хімічної реакції:

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)},$$

$$K = [NH_3]^2 / [N_2][H_2]^3 .$$

Константа хімічної рівноваги залежить від температури процесу та природи речовин, які реагують, але не залежить від концентрації або тиску , якщо реакція відбувається в газоподібному стані.

Для гетерогенних реакцій в вираз константи рівноваги входять концентрації тільки тих речовин, які перебувають в газоподібній фазі або в фазі рідини, наприклад :

$$CO_{2\,(г)} + C_{(тв)} \leftrightarrow 2CO_{(г)};$$

$$K = [CO]^2 / [CO_2] .$$

Вплив зміни зовнішніх умов на стан хімічної рівноваги визначається за *принципом Ле Шательє:*

Якщо на систему, що перебуває в стані рівноваги, подіяти ззовні, то рівновага зміщується в бік тієї реакції, що послаблює цей вплив.

Таким чином нагрівання сприяє перебігу ендотермічної, а охолодження – екзотермічної реакцій. Підвищення тиску зумовлює зміщення рівноваги в бік утворення тих газоподібних речовин, які займають менший об'єм, а зниження тиску – в протилежний бік. Введення в систему додаткової кількості будь-якої з речовин, які реагують, спричинює зміщення рівноваги в тому напрямку, в якому її концентрація зменшується.

Наприклад, для зміщення стану рівноваги реакції синтезу аміаку, яка є екзотермічною,в бік прямої реакції необхідно: зменшити температуру, збільшити тиск, добавити нітрогену та гідрогену або зменшити концентрацію аміаку.

$$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}, \Delta H_{х.р.} < 0$$

Каталіз - це зміна швидкості хімічної реакції під дією невеликих домішок специфічних речовин *каталізаторів*, кількість яких в процесі реакції не змінюється. Каталізатор, знижуючи енергію активації реакції, однаково збільшує швидкість прямої та зворотної реакцій, а отже, пришвидшує процес настання рівноваги.

Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Напишіть математичний вираз швидкості прямої і зворотної реакцій:

$$2SO_2 + O_2 \leftrightarrow 2SO_3.$$

Розв'язок: Залежність швидкості реакції від концентрації речовин виражається законом дії мас: $\upsilon = k[A]^a[B]^b$,

де: k- константа швидкості реакції;

[A], [B] - концентрації реагуючих речовин;

a, b - коефіцієнти перед речовинами A і B в рівнянні хімічної реакції.

Для реакції, яка наведена в прикладі, вирази швидкостей будуть такими:

$\upsilon_{пр.} = k_1[SO_2]^2[O_2]$, де k_1 - константа швидкості прямої реакції;

$\upsilon_{звор.} = k_2 [SO_3]^2$, де k_2 - константа швидкості зворотної реакції.

Приклад 2. Як зміниться швидкість прямої реакції $2CO + O_2 \leftrightarrow 2CO_2$, якщо збільшити тиск в 3 рази?

Розв'язок: Припустимо, що концентрації реагуючих речовин до підвищення тиску були такими: $[CO] = a$; $[O_2] = b$.

Тоді швидкість реакції до підвищення тиску буже виражатись наступним рівнянням:

$$\upsilon = ka^2b.$$

Підвищення тиску в 3 рази призводить до зменшення об'єму газоподібних речовин в 3 рази (згідно рівнянню Менделєєва - Клапейрона $PV = \nu RT$). В свою чергу, зменшення об'єму в 3 рази збільшує концентрації газоподібних речовин в 3 рази. Таким чином, після підвищення тиску концентрації речовин стали такими:

$$[CO] = 3a; \qquad [O_2] = 3b.$$

Швидкість реакції після підвищення тиску буде такою:

$$\upsilon^1 = k(3a)^2 \cdot 3b = 27ka^2b.$$

Таким чином, швидкість реакції підвищилася в :

$$\upsilon^1/ \upsilon = 27ka^2b/ ka^2b = 27 \text{ разів}.$$

Приклад 3. В скільки разів збільшиться швидкість реакції, якщо температуру збільшити з 50°C до 90°C? Температурний коефіцієнт реакції γ рівний 2.5.

Розв'язок: Згідно правилу Вант-Гоффа: $\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma \frac{t_2 - t_1}{10}$;

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = 2.5 \frac{90-50}{10} 2.5^4 = 39.06.$$

Відповідь: Швидкість реакції збільшиться в 39,06 разів.

Приклад 4. В якому напрямку зміститься рівновага наступних хімічних реакцій, якщо збільшити температуру:

а) $H_2S \leftrightarrow H_2 + S - Q$; б) $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2 - Q$; в) $PC1_5 \leftrightarrow PC1_3 + C1_2 + Q$?

Розв'язок: Для прикладу візьмемо перше рівняння реакції. Ця реакція ендотермічна:

$$H_2S \leftrightarrow H_2 + S - Q .$$

Підвищення температури змістить рівновагу в прямому напрямі, оскільки збільшення температури зміщує рівновагу в бік ендотермічної реакції за принципом Ле-Шателье.

Приклад 5. В якому напрямку зміститься рівновага наступних хімічних реакцій:

$$а)\ FeCl_3 + 3KCNS \leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3KC1;$$

$$б)\ 4HC1 + O_2 \leftrightarrow 2H_2O + 2C1_2,$$

якщо збільшити концентрацію $FeC1_3$ для реакції (а) і збільшити концентрацію $C1_2$ для реакції (б)?

Розв'язок: Для реакції (а) рівновага зміститься в прямому напрямку, а для реакції (б) - в зворотному, оскільки збільшення концентрації однієї з речовин, що приймає участь в рівновазі , зміщує рівновагу в бік її зменшення згідно принципу Ле-Шателье.

Тема7. РОЗЧИНИ. КОНЦЕНТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Розчини - це гомогенні фізико – хімічні системи, які містять ***розчинник, розчинену речовину*** і продукти їх взаємодії. Розрізняють водні і неводні розчини. Водні розчини найбільш розповсюджені, в якості розчинника в них використовується вода. В воді розчинюються тверді, рідкі і деякі газоподібні речовини. Вміст розчиненої речовини в певній масі або об'ємі розчину називають ***концентрацією*** розчину. Розрізняють масові та об'ємні концентрації розчинів.

Масові концентрації

Масова частка (ω) - це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{р-ни}}{m_{р-ну}}; \text{ або } \omega = \frac{m_{р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\%; \quad m_{р-ну} = m_{р-ни} + m_{р-ка},$$

де: $m_{р\text{-}ни}$ – маса розчиненої речовини, г;

$m_{р\text{-}ну}$ – маса розчину, г;

$m_{р\text{-}ка}$ – маса розчинника, г.

Процентну концентрацію іноді використовують замість масової частки розчиненої речовини, так як ω і $C_{\%}$ кількісно дорівнюють одна одній:

$$\omega_{\%} = C_{\%}.$$

Процентна концентрація – це кількість грамів розчиненої речовини в 100 г розчину.

Приклад 1. Розрахуйте масову частку цукру в розчині, одержаному розчиненням 80 г цукру в 160 г води.

Розв'язок:

$$m_{р-ну} = m_{H_2O} + m_{цукру} = 160 + 80 = 240\,г;$$

$$\omega = C\% = \frac{80}{240} \cdot 100\% = 33{,}3\%.$$

Приклад 2. Розрахуйте маси хлориду натрію і води, які необхідні для приготування 250 г розчину з масовою часткою *NaCl* 2,5%.

Розв'язок:

$$m_{ð-íê} = \frac{m_{ð-íó}\,\omega}{100\%};$$

$$m_{NaCl} = \frac{250 \cdot 2{,}5}{100\%} = 6{,}25\,г;$$

$$m_{H_2O} = m_{р-ну} - m_{NaCl} = 250 - 6{,}25 = 243{,}75\ г.$$

Приклад 3. Яка масова частка сульфатної кислоти в розчині, одержаному змішуванням 200 г розчину з масовою часткою H_2SO_4 10% і 100 г розчину з масовою часткою H_2SO_4 5%?

Розв'язок: Розраховуємо масу розчиненої H_2SO_4 в кожному з розчинів:

$$m^1_{H_2SO_4} = \frac{m^1_{р-ну} \cdot \omega^1}{100\%} = \frac{200 \cdot 10}{100} = 20\,г,$$

$$m^{!!}_{H_2SO_4} = \frac{m^{!!}_{р-ну} \cdot \omega^{!!}}{100\%} = \frac{100 \cdot 5}{100} = 5\,г.$$

Визначаємо загальну масу розчиненої H_2SO_4 в змішаному розчині:

$$m_{H_2SO_4} = m^1_{H_2SO_4} + m^{!!}_{H_2SO_4} = 20 + 5 = 25\ г.$$

Визначаємо загальну масу змішаного розчину:

$$m_{р-ну} = m^{!}_{р-ну} + m^{!!}_{р-ну} = 200 + 100 = 300\,г.$$

Розраховуємо масову частку H_2SO_4 в одержаному розчині:

$$\omega = \frac{m_{H_2SO_4}}{m_{р-ну}} \cdot 100\% = \frac{25 \cdot 100\%}{300} = 8{,}33\%.$$

Моляльна концентрація (C_m) – це відношення кількості розчиненої речовини до одного кілограму розчинника, моль/кг:

$$C_m = \frac{m_{ð-íè} \cdot 1000}{M_{ð-íè} \cdot m_{ð-êó}},$$

де: $m_{р-ни}$- маса розчиненої речовини, г;
$M_{р-ни}$- молярна маса розчиненої речовини, г/моль;
$m_{р-ку}$ - маса розчиннику, г.

Об'ємні концентрації

Молярна концентрація (М) - молярність - відношення кількості розчиненої речовини до одного літру розчину, моль/л:

$$Ì = \frac{m_{ð-íè} \cdot 1000}{Ì_{ð-íè} \cdot V_{ð-íó}},$$

де: $V_{р-ну}$ – об'єм розчину, л;
$m_{р-ни}$ – маса розчиненої речовини, г;
$M_{р-ни}$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Приклад 5. Визначте молярну концентрацію розчину гідроксиду калію, якщо в 250 мл цього розчину міститься 7 г *КОН*?.

Розв'язок: Розраховуємо молярну концентрацію *КОН* за формулою:

$$C_M = \frac{m_{р-ни} \cdot 1000}{M_{р-ни} \cdot V},$$

де: $m_{р-ни}$ - маса розчиненої речовини, г: $m_{КОН} = 7$ г;
$M_{р-ни}$ - молярна маса розчиненої речовини, г/моль: $M_{КОН} = 56$ г/моль;
V- об'єм розчину, мл: $V = 250$ мл.

$$C_M = \frac{m_{КОН} \cdot 1000}{M_{КОН} V} = \frac{7 \cdot 1000}{56 \cdot 250} = 0{,}5\ моль/л,$$ або $C_M(КОН) = 0{,}5M$.

Приклад 6. Яка маса сульфатної кислоти необхідна для приготування 2 л 2М розчину H_2SO_4?

Розв'язок: Розраховуємо масу розчиненої сульфатної кислоти за формулою:

$$m_{р-ни} = C_M \cdot M_{р-ни} \cdot V,$$

де: C_M – молярна концентрація сульфатної кислоти: C_M =2 М;

$M_{р-ни}$ - молярна маса сульфатної кислоти: $M_{H_2SO_4} = 98$ г/моль;

V- об'єм розчину, л: V= 2 л.

$$m_{H_2SO_4} = 2 \cdot 98 \cdot 2 = 392 \text{ г.}$$

$$C_m = \frac{m_{HCI}}{M_{HCL} \cdot m_{H2O}} = \frac{10}{36{,}5 \cdot 0{,}09} = 3{,}0441 \text{моль/кг.}$$

Молярна концентрація еквіваленту (N) **-** нормальність – це відношення кількості моль-еквівалентів розчиненої речовини до одного літру розчину, (моль–екв/л):

$$N(í) = \frac{m_{ð-íê} \cdot 1000}{Å_{ð-íê} \cdot V_{ð-íó}},$$

де: $V_{р-ну}$ – об'єм розчину, л;

$m_{р-ни}$ – маса розчиненої речовини, г;

$E_{р-ни}$ – молярна маса еквіваленту розчиненої речовини, г/моль - екв.

Титр (Т) – це відношення маси розчиненої речовини до одного мілілітру розчину, (г/мл).

Титр пов'язаний з нормальністю розчину *(N)* таким чином:

$$T = \frac{N \cdot Å_{ð-íê}}{1000}.$$

Приклад 7. Які нормальність і титр розчину, в 200 мл якого міститься 1,06 г Na_2CO_3?

Розв'язок: Розраховуємо нормальну концентрацію розчину за формулою:

$$C_{н.} = \frac{m_{р-ни}}{E_{р-ни} \cdot V_{р-ну}},$$

де: $E_{р-ни}$ – маса моль - еквіваленту Na_2CO_3;

$$E_{Na_2CO_3} = \frac{M_{Na_2CO_2}}{2} = \frac{106}{2} = 53\,г/моль\text{-}екв.$$

$$C_{н.} = \frac{m_{р-ни}}{E_{р-ни} \cdot V_{р-ну}} = \frac{1{,}06}{53 \cdot 200} = 0{,}0001 моль-екв/л;$$

або N (Na_2CO_3) = 0,0001н.= 1· 10^{-4}н.

Визначаємо титр розчину за формулою:

$$T = \frac{m_{р-ни}}{V_{р-ну}} = \frac{1{,}06}{200} = 0{,}005300 \text{ г/мл.}$$

Безрозмірні концентрації

Мольна частка (N_1) –це відношення кількості речовини певного компоненту до суми кількості речовин всіх компонентів розчину.

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2 + \cdots + \nu_i}; \quad \nu_i = \frac{m_i}{M_i},$$

де: ν_i - кількість речовини ***i*** – того компоненту, моль;

m_i - маса речовини ***i*** – того компоненту, г;

M_i - молярна маса речовини ***i*** – того компоненту, г/моль.

Наприклад, для двокомпонентного розчину N_1 і N_2 будуть такими:

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}; \quad N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_1 + \nu_2}; \quad N_1 + N_2 = 1.$$

Приклад 8. Визначте мольні частки *HCI* і води в10 %– ному розчині *HCI*.

Розв'язок: Мольні частки компонентів розчину визначаємо за формулами:

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2}; \qquad N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_1 + \nu_2}; \qquad N_1 + N_2 = 1; \qquad \nu = \frac{m}{M},$$

де: ν - кількість речовини, моль;

m - маса речовини, г;

M - молярна маса речовини, г/моль.

Мольні частки *HCI* і води розраховуємо виходячи з 10 % - ного розчину *HCI*. В ньому маси компонентів і їх молярні маси відповідно дорівнюють : m_{HCI} = 10 г; M_{HCI} = 36,5 г/моль; m_{H2O} = 90 г; M_{H2O} = 18,0 г/моль.

Мольна частка *HCI* - N_1:

$$N_1 = \frac{\nu_1}{\nu_1 + \nu_2} = \frac{m_{HCI} / M_{HCI}}{m_{HCI} / M_{HCI} + m_{H2O} / M_{H2O}} = \frac{10/36{,}5}{10/36{,}5 + 90/18} = 0{,}05.$$

Мольна частка води - N_2:

$$N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_1 + \nu_2} = \frac{m_{H2O} / M_{H2O}}{m_{HCI} / M_{HCI} + m_{H2O} / M_{H2O}} = \frac{90/18}{10/36{,}5 + 90/18} = 0{,}95.$$

Сума мольних часток:

$$N_1 + N_2 = 0{,}05 + 0{,}95 = 1.$$

Якщо сума мольних часток всіх компонентів розчину дорівнює одиниці, як і в нашому випадку, розрахунок проведений вірно.

Розбавлення розчинів

Розрахунки при розбавленні розчинів проводять виходячи з того, що концентрація як початкового, так і приготованого розчинів, може бути виражена будь-яким способом, а маса розчиненої речовини при розбавленні розчину залишається постійною.

1. Якщо масу розчиненої речовини визначають виходячи з масової частки(ϖ):

$$\omega = \frac{m_{р-ни}}{m_{р-ну}} \cdot 100\%; \quad m_{р-ни} = \frac{\omega \cdot m_{р-ну}}{100\%}; \quad m_{р-ну} = \rho_{р-ну} \cdot V_{р-ну},$$

то отримують формулу ***(а)***: $m = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{100\%}$, ***(а)***

де:

ϖ - масова частка розчину, % ;

V – об'єм розчину, мл;

ρ – густина розчину, г/мл.

2. Якщо масу розчиненої речовини визначають виходячи з молярної концентрації C_M :

$$C_M = \frac{m_{р-ни}}{M_{р-ни} \cdot V_{р-ну}},$$

то одержують формулу ***(б)***: $m_{р-ни} = \frac{C_M \cdot M_{р-ни} \cdot V'}{1000}$. ***(б)***

3.Якщо масу розчиненої речовини визначають виходячи з молярної концентрації еквіваленту $C_{н.}$:

$$C_{н.} = \frac{m_{р-ни}}{E_{р-ни} \cdot V_{р-ну}},$$

отримують формулу ***(в):*** $$m_{р-ни} = \frac{C_н \cdot E_{р-ни} \cdot V''}{1000}. \qquad (в)$$

Одержане рівняння ***(в)*** і є рівнянням для розрахунків при розбавленні розчинів.

Приклад 9. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою H_2SO_4 98% і густиною ρ = 1,84 г/мл необхідно взяти для приготування 300 мл 3N. розчину цієї кислоти?

Розв'язок: Користуємося рівнянням ***(а)*** для концентрованого початкового розчину сульфатної кислоти:

$$m_{h-yb} = \frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{100\%},$$

де: ω = 98%;

V - невідомий об'єм концентрованого початкового розчину, мл;

ρ - густина початкового розчину - 1,84 г/мл.

Користуємося рівнянням ***(в)*** для розбавленого розчину сульфатної кислоти:

$$m_{р-ни} = \frac{C_н \cdot E_{р-ни} \cdot V''}{1000},$$

де:

$C_{н.}$ – нормальність розбавленої сульфатної кислоти - $C_{н.}$ =3н.;

$E_{H_2SO_4}$ - маса моль–еквіваленту сульфатної кислоти - 49г/моль - екв:

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M_{H_2SO_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль - екв;}$$

V' - об'єм розбавленого розчину – 300 мл.

Прирівнюємо праві частини рівнянь ***(а)*** і ***(б)*** , одержуємо рівняння ***(г):***

$$\frac{\omega \cdot V \cdot \rho}{100\%} = \frac{C_у \cdot E_{H_2SO_4} \cdot V'}{1000}. \qquad (г)$$

Визначаємо об'єм концентрованої сульфатної кислоти із рівняння ***(г)***:

$$V = \frac{C_н \cdot E_{H_2SO_4} \cdot V' \cdot 100\%}{\omega \cdot 1000 \cdot \rho} = \frac{3 \cdot 49 \cdot 300 \cdot 100}{98 \cdot 1000 \cdot 1{,}84} = 24{,}46 \text{ мл.}$$

Перехід від одного способу вираження концентрації розчину до іншого

При переході від одного способу вираження концентрації до іншого залишаються постійними не тільки маса розчиненої речовини, але і об'єм, тобто $V = V' = V''$, тоді попередня формула рівняння ***(г)*** приймає вигляд рівняння ***(д)***:

$$\frac{\omega \cdot \rho}{100\%} = \frac{C_M \cdot M_{р-ни}}{1000} = \frac{C_н \cdot E_{р-ни}}{1000}. \qquad \textbf{(д)}$$

Якщо скористуємося першим і другим членами рівняння ***(д):***

$$\frac{\omega \cdot \rho}{100\%} = \frac{C_M \cdot M_{р-ни}}{1000},$$

одержуємо формулу для визначення молярної концентрації C_M:

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{100\% \cdot M_{р-ни}} = \frac{\varpi \cdot \rho \cdot 10}{M_{р-ни}}. \qquad \textbf{(ж)}$$

Якщо скористуємося першим і третім членами рівняння ***(д):***

$$\frac{\omega \cdot \rho}{100\%} = \frac{C_E \cdot E_{р-ни}}{1000},$$

то одержуємо формулу для визначення молярної концентрації еквіваленту $C_{H.}$:

$$C_{H.} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 1000}{100\% \cdot E_{р-ни}} = \frac{\varpi \cdot \rho \cdot 10}{E_{р-ни}}, \qquad \textbf{(з)}$$

Приклад 10. Визначте молярну концентрацію 36,5% - ного розчину *HCl*, якщо його густина ρ=1,18 г/мл.

Розв'язок: Для визначення молярної концентрації розчину *HCI* користуємося формулою переходу - рівнянням ***(ж):***

$$C_{HCI} = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M_{HCl}} = \frac{36{,}5 \cdot 1{,}18 \cdot 1000}{100 \cdot 36{,}5} = 11{,}8\ моль/л.$$

Тестові завдання до теми "Розчини. Концентрація розчинів"

1. Яка маса 10 % - ного розчину *HCl* містить 22 г *HCl* :
   а) 209,5 г ; б) 220,0 г ; в) 200,0 г ?
2. Яка масова частка розчину, в 500 мл якого міститься 120 г розчиненої речовини (густина розчину ρ = 1,2 г/см^3) :
   а) ω = 20% ; б) ω = 18% ; в) ω = 22% ?

3. Яка молярна концентрація розчину гідроксиду натрію, в 200 мл якого міститься 6 г *NaOH* :

а) 0,7500 М ; б) 0,0300 М ; в) 0,1500 М ?

4. Яка нормальна концентрація розчину сульфатної кислоти, в 200 мл якого міститься 0,49 г H_2SO_4 :

а) 0,2500 н. ; б) 2,5000 н. ; в) 0,0500 н. ?

5. Яка молярна концентрація розчину сульфату купруму (II), в 10 л якого міститься 80 г $CuSO_4$:

а) 0,8000 М ; б) 0,0500 М ; в) 0,5000 М ?

6. Яка молярна концентрація 38% - ного розчину *HCl*, густина якого $\rho = 1,190$ г/см^3 :

а) 12,3900 М ; б) 1,2400 М ; в) 1,0400 М ?

7. Яка маса кристалогідрату $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ необхідна для приготування 200 мл 0,1 молярного розчину карбонату натрію:

а) 5,72 г ; б) 1,06 г ; в) 2,12 г ?

8. Яка маса H_2SO_4 необхідна для приготування 500 мл 0,I молярного розчину сульфатної кислоти :

а) 49,0 г ; б) 4,9 г ; в) 9,8 г ?

9. Яка моляльність і мольна частка *NaOH* в 40% - ному розчині гідроксиду натрію:

а) 1,0 моль/кг , 0,23 ; б)16,67 моль/кг, 1,0; в)16,67 моль/кг, 0,23 ?

10. Які об'єми води і 20 % - ної хлоридної кислоти (ρ = I,10 г/см^3) необхідні для приготування 200 мл 10 % - ного розчину *HCI*, густиною I,05 г/см^3 :

а) 104,5 мл H_2O; 95,5мл 20 % - ної *HCI* ;

б) 100 мл H_2O; 100 мл 20 % - ної *HCI* ;

в) 91 мл H_2O; 109 мл 20 % - ної *HCI* ?

8. ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ

Електролітична дисоціація – це розпад електролітів на іони.

Електроліти – речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Для електролітів характерний іонний або сильно полярний ковалентний зв'язок, такий як, наприклад, в молекулах NaCI і HCI. Провідниками струму в електролітах є іони - катіони K^{n+} і аніони A^{n-}.

Неелектроліти – речовини, розчини або розплави яких не проводять електричний струм. Для неелектролітів характерний неполярний ковалентний зв'язок, наприклад: CI_2, H_2, більшість органічних речовин.

Кількісно електролітична дисоціація описується за допомогою ступеню дисоціації (α) і константи дисоціації($K_{дис}$).

Ступінь електролітичної дисоціації

Ступінь дисоціації (α) - це відношення кількості молекул, які розпалися на іони (n), до загальної кількості молекул електроліту в розчині (N). Ступінь дисоціації виражають в долях одиниці, або в відсотках:

$$\alpha = \frac{n}{N}, \text{ в долях одиниці;} \qquad \alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%, \text{ в відсотках.}$$

Ступінь дисоціації залежить від концентрації і температури розчину: чим більша концентрація електроліту і нижче температура розчину t^0, тим менше дисоціює електроліт.

Сильні і слабкі електроліти

Сильні електроліти – це речовини, які в водних розчинах або розплавах повністю розпадаються на іони. До сильних електролітів відносяться:

а) сильні кислоти: HCI, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$;

б) луги: $LiOH$, $NaOH$, KOH, $RbOH$, $CsOH$, $FrOH$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Ra(OH)_2$, $TlOH$;

в) всі розчинні в воді солі: $NaCl$, $(NH_4)_2SO_4$ $CuSO_4$, $AlCl_3$, $Fe_2(SO_4)_3$, K_3PO_4, $Ca(HCO_3)_2$.

В розчинах сильних електролітів практично відсутні нейтральні молекули (a > 70%), тому процес їх дисоціації не описується закон діючих мас.

Слабкі електроліти – це речовини, які частково розкладаються на іони (a < 30%), в їх розчинах знаходиться більшість молекул і незначна кількість іонів. Дисоціація слабких електролітів - зворотний процес, тому він описується законом діючих мас. Приклади слабких електролітів:

а) деякі слабкі кислоти: HF, HCN, HNO_2, $HClO$, H_2S, H_2CO_3, H_2SO_3, H_3PO_4, CH_3COOH;

б) нерозчинні в воді основні і амфотерні основи: $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_4$;

в) леткі основи, наприклад: NH_4OH ($NH_3 + H_2O$), PH_4OH ($PH_3 + H_2O$); вода - H_2O;

г) всі малорозчинні і нерозчинні в воді солі: $CaSO_4$, $AgCl$, ZnS, $Mg_3(PO_4)_2$, $FePO_4$.

Константа електролітичної дисоціації

Константа електролітичної дисоціації ($K_{дис}$) - це відношення добутку концентрацій іонів електроліту до концентрації недисоційованої форми цього електроліту. Дисоціація слабкого електроліту проходить за схемою:

$$KA \leftrightarrow K^{n+} + A^{n-}.$$

Напишемо константу рівноваги, яку для процесу дисоціації називають "константою електролітичної дисоціації", її записують так:

$$K_{дис} = \frac{[K^{n+}] \cdot [A^{n-}]}{[KA]},$$

де: $[K^{n+}]$ - рівноважна концентрація катіону, моль/л;

$[A^{n-}]$ - рівноважна концентрація аніону, моль/л;

$[KA]$ - загальна концентрація слабкого електроліту, моль/л.

Константа електролітичної дисоціації залежить тільки від природи електроліту і температури розчину, а її чисельне значення вказує на силу електроліту: чим менше $K_{дис}$, тим слабкіше електроліт.

Електролітична дисоціація електролітів

Кислоти – це електроліти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид катіонів – катіони гідрогену H^+, які забарвлюють розчин лакмусу в рожевий колір. Розглянемо дисоціацію деяких кислот.

а)Сильних кислот на прикладі HCI, HNO_3, H_2SO_4:

$HCI \rightarrow H^+ + CI^-$; $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$; $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$.

б)Слабких одноосновних кислот на прикладі CH_3COOH:

$CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-$, $K = \frac{[H^+]\cdot[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 1{,}8\cdot10^{-5}$.

в)Слабких багатоосновних кислот на прикладі ступінчатої дисоціації H_2CO_3:

I. $H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$, $K_1 = \frac{[H^+]\cdot[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4{,}5\cdot10^{-7}$ - перший ступінь;

II. $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$, $K_2 = \frac{[H^+]\cdot[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} = 4{,}8\cdot10^{-11}$ - другий ступінь.

Оскільки $K_1 > K_2$, дисоціація кислоти практично іде по першому ступеню.

Основи – *це* електроліти, при дисоціації яких утворюється тільки один вид аніонів – аніони гідроксиду OH^-, які забарвлюють розчин лакмусу в синій колір. Розглянемо дисоціацію деяких основ.

а) Сильних основ – лугів на прикладі $NaOH$ *і* $Ba(OH)_2$:

$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$; $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$.

б) Слабкої основи на прикладі NH_4OH:

$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$, $K = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_4OH]} = 1{,}8\cdot10^{-5}$.

в) Слабкої багат кислотної основи на прикладі $Mg(OH)_2$:

I. $Mg(OH)_2 \leftrightarrow MgOH^+ + OH^-$; - перший ступінь;

II. $MgOH^+ \leftrightarrow Mg^{2+} + OH^-$; - другий ступінь.

Солі – це електроліти, при дисоціації яких утворюються катіони металу і аніони кислотного залишку. Розглянемо дисоціацію деяких солей.

а)Середньої розчинної в воді солі , наприклад, сульфату феруму $Fe_2(SO_4)_3$:

$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

Середньої малорозчинної в воді солі , наприклад, фосфату кальцію $Ca_3(PO_4)_2$:

$$Ca_3(PO_4)_2 \leftrightarrow 3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-}.$$

б)Кислої солі , наприклад, гідрокарбонату кальцію $Ca(HCO_3)_2$:

I . $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2HCO_3^-$;

II. $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$.

в)Основної солі, наприклад, нітрату гідроксокобальту (II) $CoOHNO_3$:

I. $CoOHNO_3 \rightarrow CoOH^+ + NO_3^-$;

II. $CoOH^+ \leftrightarrow Co^{2+} + OH^-$.

Амфотерні електроліти - основи, які при дисоціації одночасно утворюють і катіони гідрогену, і аніони гідроксиду. Розглянемо дисоціацію амфотерної основи на прикладі $Zn(OH)_2$:

$$2H^+ + ZnO_2^{2-} \leftrightarrow H^+ + HZnO_2^- \leftrightarrow \underline{Zn(OH)_2} \leftrightarrow ZnOH^+ + OH^- \leftrightarrow Zn^{2+} + 2OH^-.$$

Приклади розв'язання типових задач

Приклад 1. Складіть рівняння електролітичної дисоціації таких електролітів: *HCl, H_3PO_4, NaOH, $Cu(OH)_2$, $ZnCl_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $NaHCO_3$, $Zn(OH)_2$, CuOHCl.*

Розв'язок: Виберемо сильні електроліти і опишемо їх дисоціацію:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-;$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-;$$

$$ZnCl_2 \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^-;$$

$$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-}.$$

Опишемо ступінчату дисоціацію трьохосновної слабкої кислоти H_3PO_4 :

I. $H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$; - перший ступінь;

II. $H_2PO^-{}_4 \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$; - другий ступінь;

III. $HPO_4{}^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$; - третій ступінь.

Опишемо ступінчату дисоціацію двохкислотної слабкої основи $Cu(OH)_2$:

I. $Cu(OH)_2 \leftrightarrow OH^- + CuOH^+$; - перший ступінь;

II. $CuOH^+ \leftrightarrow OH^- + Cu^{2+}$; - другий ступінь.

Опишемо дисоціацію кислої солі $NaHCO_3$:

I. $NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$; - перший ступінь;

II. $HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$; - другий ступінь.

Опишемо дисоціацію основної солі *CuOHCI*:

I. $CuOHCl \rightarrow CuOH^+ + Cl^-$; - перший ступінь;

II. $CuOH^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$; - другий ступінь.

Приклад 2. Напишіть формули речовин, які при розчиненні в воді утворюють іони Ca^{2+} і NO_3^-; Al^{3+} і CI^-; H^+ і SO_4^{2-}; Ba^{2+} і OH^-.

Розв'язок:

$$Ca(NO_3)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2NO_3^-;$$

$$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-;$$

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-};$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-.$$

Приклад 3. Визначте, який ступінь дисоціації буде мати електроліт, якщо при розчиненні його в воді з кожних 100 молекул на іони розпадеться:

а) 90 молекул; б) 10 молекул?

Розв'язок:

а) $\alpha = \dfrac{n}{N}$; $\alpha = \dfrac{90}{100} = 0{,}9$ або 90%;

б) $\alpha = \dfrac{n}{N}$; $\alpha = \dfrac{10}{100} = 0{,}1$ або 10%.

Приклад 4. Визначте масу в грамах і кількість молів іонів хлору, які містяться в 1л 0,1М розчину $CaCl_2$, якщо α = 90%.

Розв'язок: $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$.

Визначимо кількість молів продисоційованого електроліту:

$$\alpha = \frac{n}{N} \cdot 100\%; \qquad n = \frac{\alpha \cdot N}{100} = \frac{90 \cdot 0{,}1}{100} = 0{,}09 \text{ моль.}$$

Оскільки при дисоціації з 1 моль $CaCl_2$ утворюється 2 моль іонів хлору, то з 0,09 моль $CaCl_2$ утвориться 0,09·2 = 0,18 моль іонів хлору, що складатиме в грамах 0,18·35,5 = 6,39 г.

Приклад 5. Напишіть рівняння реакцій в молекулярній і іонній формі між розчинами таких електролітів: а) $FeCl_3$ і $NaOH$; б) KCl і $NaNO_3$.

Розв'язок: Детально розглянемо завдання а).

Запишемо рівняння реакції в молекулярній формі:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl.$$

Перепишемо це рівняння, в якому розчинні в воді речовини напишемо в вигляді іонів, а речовини, що виходять з сфери реакції (осади, гази і слабкі електроліти) – в вигляді молекул:

$$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3Na^+ + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow + 3Na^+ + 3Cl^-.$$

Виключимо з обох частин рівняння однакові іони:

$$Fe^{3+} + \underline{3Cl^-} + \underline{3Na^+} + 3OH = Fe(OH)_3 \downarrow + \underline{3Na^+} + \underline{3Cl^-}\ .$$

Запишемо рівняння реакції в скороченій іонній формі:

$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow.$$

Розглянемо завдання б).

$$KCl + HNO_3 = KNO_3 + HCl;$$

$$\underline{K^+} + \underline{Cl^-} + \underline{H^+} + \underline{NO_3^-} = \underline{K^+} + \underline{NO_3^-} + \underline{H^+} + \underline{Cl^-}.$$

В цьому випадку рівняння для наступних етапів написати не можна, оскільки з погляду
електролітичної дисоціації реакція не відбувається, бо всі однакові іони виключаються.

Приклад 6. Реакції проходять згідно таким скороченим рівнянням:

а) $3Ba^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ba_3(PO_4)_2 \downarrow;$

б) $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow.$

Напишіть по два різні рівняння в молекулярній формі, які відповідатимуть цим коротким іонним рівнянням.

Розв'язок: Розглянемо завдання а).

До іонів лівої частини початкового рівняння допишемо іони з протилежним знаком заряду з таким коефіцієнтом, щоб можна було скласти формули речовин. При цьому враховуємо, що початкові речовини повинні бути досить добре розчинні в воді. Потім ті ж іони з тими ж коефіцієнтами пишемо в правій частині рівняння:

$$3Ba^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ba_3(PO_4)_2 \downarrow;$$

$$6Cl^- + 6K^+ = 6Cl^- + 6H^+.$$

Об'єднуючи іони обох рівнянь в молекули, одержимо рівняння реакції в молекулярній формі:

$$3BaCl_2 + 2K_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2 \downarrow + 6HCl.$$

Аналогічно можемо підбирати інші відповідні іони:

$$3Ba^{2+} + 2PO_3^{3-} = Ba_3(PO_4)_2;$$

$$6NO_3^- + 6Na^+ = 6NO_3^- + 6Na^+.$$

Одержуємо друге рівняння в молекулярній формі:

$$3Ba(NO_3)_2 + 2Na_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2 \downarrow + 6NaNO_3.$$

Розглянемо завдання б).

Перше рівняння: $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow;$

$$NO_3^- + Na^+ = NO_3^- + Na^+;$$

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3.$$

Друге рівняння: $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow;$

$$F^- + K^+ = F^- + K^+;$$

$$AgF + KCl = AgCl \downarrow + KF.$$

Тестові завдання до теми "Електролітична дисоціація"

1. Вкажіть формулу слабкого електроліту серед перерахованих речовин:

а) NH_4HCO_3; б) $CH_3COO\,NH_4$; в) CH_3COOH.

2. Який електроліт не є амфотерним:

а) $Al(OH)_3$; б) $Zn(OH)_2$; в) CH_3COOH?

3. Яка з перерахованих речовин є сильним електролітом:

а) Al_2O_3; б) $MgSO_4$; в) H_2O?

4. Який з електролітів при дисоціації в якості аніонів утворює тільки OH^- -іони: а) гідроксид калію; б) хлорид гідроксомагнію; в) гідрофосфат амонію ?

5. Яке з тверджень вірне:

а) кислоти - це речовини, що здатні дисоціювати;

б) кислоти - це електроліти, що дисоціюють в водному розчині на іони гідроксонію і кислотні залишки;

в) кислоти - це електроліти, які при дисоціації у водному розчині утворюють в якості катіонів тільки іони гідрогену ?

6. Взаємодією яких речовин описується скорочене іонне рівняння

$$H^+ + OH^- \leftrightarrow H_2O \quad :$$

а) гідроксид кальцію і сульфатна кислота;

б) гідроксид натрію і хлоридна кислота;

в) гідроксид амонію і нітратна кислота ?

7. Які речовини необхідно взяти, щоб здійснити реакцію

$$Al^{3+} + 3OH^- \leftrightarrow Al(OH)_3:$$

а) воду і сульфат *Al*; б) хлорид *Al* і *NaOH*; в) оксид *Al* і *KOH?*

8. Яка концентрація сульфат-іонів в розчині сульфату алюмінію, концентрація якого 1 моль/л:

а) 2 моль/л; б) 3 моль/л; в) 4 моль/л ?

9. В 2 л розчину міститься 11,2 л хлороводню (н.у.) і 58,5 г натрій хлориду. Яка концентрація хлорид- іонів в розчині :

а) 0,25 моль/л; б) 0,5 моль/л; в) 0,75 моль/л ?

10. В 1 л 0,1 М розчину оцтової кислоти міститься 0,003 моль іонів. Яка ступінь електролітичної дисоціації цієї кислоти:

а) 1,5%; б) 3 %; в) 4,5 % ?

Дисоціація води. Водневий показник

Іонний добуток води ($K_в$) – це добуток концентрацій іонів гідрогену $[H^+]$ і гідроксид – іонів $[OH^-]$:

$$K_в = [H^+]\cdot[OH^-] = 10^{-7}\cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Якщо $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л - це нейтральний розчин, в ньому $[H^+] = [OH^-]$;
Якщо $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л - це кислий розчин, $[H^+] > [OH^-]$;
Якщо $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л - це лужний розчин, $[H^+] < [OH^-]$.

Водневий показник (pH) - це від'ємний десятинний логарифм концентрації іонів гідрогену:

$$pH = -lg\,[H^+], \qquad [H^+] = 10^{-pH}.$$

$pH = 7$ – нейтральне середовище, $pOH = 7$ – нейтральне середовище,

$pH < 7$ - кисле середовище, $pOH > 7$ - кисле середовище,

$pH > 7$ - лужне середовище, $pOH < 7$ - лужне середовище.

$$pH + pOH = 14$$

Приклади розвязання типових задач на pH розчинів

Приклад 7. Визначте pH 0,012М розчину H_2SO_4, приймаючи, що сульфатна кислота диссоціює повністю.

Розв'язок: Запишемо рівняння дисоціації сильної сульфатної кислоти:

$$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

З 1 моль кислоти утворюється 2 моль іонів H^+. Це означає, що з 0,012 моль кислоти утворюється 0,024 моль іонів H^+, тобто концентрація іонів гідрогену в цьому розчині дорівнює 0,024 моль/л.

Звідси: pH = - lg[H^+]= - lg 0,024 = 1,62.

Приклад 8. Визначте pH 0,005 М розчину *NaOH*.

Розв'язок: В розчині сильний електроліт *NaOH* повністю дисоціює на іони:

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^- .$$

З 1 моль *NaOH* утворюється 1 моль OH^-, а з 0,005 моль *NaOH* – 0,005 моль OH^-. Отже, концентрація іонів OH^- дорівнює 0,005 моль/л. Знаючи величину іонного добутку води $[H^+]\cdot[OH^-]= 10^{-14}$, знаходимо концентрацію іонів гідрогену:

$$\left[H^+\right] = \frac{10^{-14}}{\left[OH^-\right]} = \frac{10^{-14}}{0{,}005} = 2\cdot 10^{-12}\ моль/л.$$

Одержуємо: $pH = - lg[H^+]= - lg\ (2 \cdot 10^{-12}) = 11{,}7$.

Приклад 9. Водневий показник розчину *HCl* рівний 2,1. Знайдіть концентрацію хлоридної кислоти в розчині.

Розв'язок: Позначимо концентрацію іонів гідрогену в розчині *X*. Тоді $-lg\ X = 2{,}1$ або $lg\ X = -2{,}1$. Звідси $X = 10^{-2{,}1} = 8\cdot 10^{-3}$ моль/л; $[H^+] = 8\cdot 10^{-3}$ моль/л.

Приймаємо, що в розчині хлоридна кислота повністю дисоціює на іони:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^- .$$

1 моль іонів H^+ утворюється з 1 моль *HCl*, а 0,008 моль іонів H^+ утворюється з 0,008 моль *HCl*. Отже, концентрація хлоридної кислоти в розчині дорівнює 0,008 моль/л.

Приклад 10. Визначте *pH* в 0,1 М розчині мурашиної кислоти *HCOOH*, якщо ступінь дисоціації електроліту дорівнює 0,01.

Розв'язок: $HCOOH \leftrightarrow H^+ + HCOO^-$; $\alpha = \dfrac{n}{N}$, звідси

$n = \alpha \cdot N = 0{,}01 \cdot 0{,}1 = 0{,}001\ моль$, тобто продисоціювало 0,001 моль мурашиної кислоти. З 1 моль кислоти утворюється 1 моль іонів H^+, тобто концентрація іонів H^+ в цьому розчині дорівнює 0,001 моль/л. Одержуємо: pH = - lg$[H^+]$= - lg 0,001 = 3.

Тестові завдання до теми:"Дисоціація води, pH розчинів електролітів"

1. В якому з наведених розчинів електролітів *pH* дорівнює 1:
а) 0,1М *HCl*; б) 0,01 М *NaOH*; в) 0,1 М CH_3COOH?
2. В якому з наведених розчинів електролітів *pH* дорівнює 5:
а) $1 \cdot 10^{-5}$ М CH_3COOH; б) $1 \cdot 10^{-5}$ М *HCl*; в) $1 \cdot 10^{-5}$ М *KOH*?
3. В якому з наведених розчинів основ *pH* дорівнює 12:
а) 0,01 М *NaOH*; б) 0,01 М $Ca(OH)_2$; в) 0,01 М NH_4OH?
4. В якому з наведених розчинів солей *pH* дорівнює 7:
а) K_2SO_4; б) NH_4Cl; в) Na_2CO_3?
5. В якому з наведених розчинів солей *pH* < 7:
а) $Ca(NO_3)_2$; б) $Zn(NO_3)_2$; в) $NaHCO_3$?

6. Яка концентрація іонів $[H^+]$ і значення pH в 0,005 М розчині H_2SO_4:

а) $[H^+] = 5 \cdot 10^{-3}$ М ; $pH = 2,3$;

б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ М ; $pH = 2,0$;

в) $[H^+] = 2 \cdot 10^{-12}$ М ; $pH = 11,7$?

7. Яка концентрація іонів $[H^+]$ і значення pH в 0,05 М розчині $Ba(OH)_2$:

а) $[H^+] = 5 \cdot 10^{-2}$ М ; $pH = 1,3$;

б) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-2}$ М ; $pH = 2,0$;

в) $[H^+] = 1 \cdot 10^{-13}$ М ; $pH = 13,0$?

8. Скільки мл 0,1н. розчину HCl треба додати до 50 мл 0,2н. розчину $NaOH$, щоб отримати розчин з $pH = 7$:

а) 50 мл ; б) 25 мл ; в) 100 мл ?

9. Скільки мл 0,01н. розчину KOH треба додати до 20 мл 0,1н. розчину HCl, щоб отримати розчин з $pH = 7$:

а) 50 мл; б) 200 мл; в) 100 мл?

9. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

***Гідроліз** – це обмінна реакція взаємодії солі з водою, що супроводжується зміною pH розчину.*

При гідролізі між відповідним іоном солі і молекулою води виникає взаємодія, внаслідок якої в розчині солі утворюється слабкий електроліт і появляються вільні іони H^+ або OH^-, які змінюють pH середовища.

Випадки гідролізу

1. Солі, які утворені сильною основою і сильною кислотою ($NaCl$, K_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$), взагалі не гідролізують, тому в їх розчинах pH середовища не змінюється. Наприклад:

$$\overset{+}{Na}\overset{-}{Cl} + \overset{+}{H}\overset{-}{OH} \leftrightarrow \overset{+}{Na}\overset{-}{OH} + \overset{+}{H}\overset{-}{Cl}$$ - повне молекулярне рівняння;

$$Na^+ + Cl^- + HOH \leftrightarrow \overset{+}{Na} + \overset{-}{OH} + \overset{+}{I} + \overset{-}{Cl}$$ - повне іонне рівняння ;

$$HOH \leftrightarrow \overset{-}{OH} + \overset{+}{H}$$ - скорочене іонне рівняння.

Як бачимо, це рівняння дисоціації води, pH дорівнює 7.

Гідролізу піддаються солі, в складі яких є катіони слабкої основи, або аніони слабкої кислоти. В результаті гідролізу таких солей в розчинах змінюється pH середовища. Існують такі випадки гідролізу: а) гідроліз по катіону, б) гідроліз по аніону, в) гідроліз по катіону і аніону.

***2. Гідроліз по катіону** характерний для солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою,* наприклад: $\underline{NH_4}Cl$, $\underline{Cu}SO_4$, $\underline{Al}Br_3$ і інші. Якщо катіон солі багатовалентний, гідроліз іде ступінчато: в кожному ступені гідролізу утворюються іони H^+, розчин стає кислим.

В загальному вигляді реакція гідролізу солі по катіону записується так: $Kt^+ + H^+OH^- \leftrightarrow KtOH + \boldsymbol{H^+}$, кисле середовище, $pH < 7$.

Приклад 1. Складіть молекулярні і іонні рівняння гідролізу солі $AlCl_3$.

Розв'язок: Розглянемо, як відбувається гідроліз хлориду алюмінію.

Напишемо дисоціацію солі:

$AlCl_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$- це випадок гідролізу солі по багатовалентному катіону Al^{3+}.

Al^{3+} - катіон слабкої основи, який приєднує з молекул води іони гідроксиду:

а) $Al^{3+} + H^+OH^- \leftrightarrow AlOH^{2+} + H^+$ - скорочене іонне рівняння гідролізу 1ступеню;

б) $Al^{3+} + 3Cl^- + HOH \leftrightarrow AlOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-$ - повне іонне рівняння ступеню;

в) $AlCl_3 + H_2O \leftrightarrow AlOHCl_2 + HCl$ - молекулярне рівняння гідролізу 1 ступеню;

середовище кисле, $pH < 7$.

Другий і третій ступені гідролізу можуть протікати тільки при нагріванні або розбавленні розчину.

3. Гідроліз по аніону *характерний для солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою*, наприклад: $Na\underline{F}$, $K_2\underline{CO_3}$, $Ba\underline{S}$, $Na_3\underline{PO_4}$ та інші. Якщо аніон солі багатовалентний, гідроліз іде ступінчато: в кожному ступені гідролізу утворюються іони OH^-, тому розчин має лужне середовище.

Реакцію гідролізу солі по аніону в загальному вигляді записують так: $An^- + H^+OH^- \leftrightarrow HAn + \boldsymbol{OH^-}$, середовище лужне, $pH > 7$.

Приклад 2. Складіть молекулярне і іонні рівняння гідролізу солі Na_2CO_3, утвореної сильною основою і слабкою кислотою.

Розв'язок: Розглянемо, як відбувається гідроліз карбонату натрію.

Спочатку пишемо дисоціацію розчиненої в воді солі Na_2CO_3,:

$Na_2CO_3 \leftrightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$ - це випадок гідролізу солі по багатовалентному аніону.

Оскільки CO_3^{2-} - аніон слабкої кислоти, то він приєднує з води катіон H^+.

а) Записуємо скорочене іонне рівняння гідролізу 1 ступеню :

$$CO_3^{2-} + H^+OH^- \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-.$$

б) Записуємо повне іонне рівняння, для чого припишемо в ліву і праву частини одержаного скороченого рівняння іони протилежного знаку, тобто в нашому прикладі катіони натрію:

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + H^+OH^- \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-.$$

в) Записуємо повне іонне і молекулярне рівняння, об'єднавши іони протилежних знаків в молекули, і одержуємо запис рівняння гідролізу в молекулярній формі:

$Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$; середовище лужне, $pH>7$.

Ми розглянули тільки перший ступінь гідролізу, на якому він в звичайних умовах зупиняється. Це пояснюється тим, що іони HCO_3^- дисоціюють гірше, ніж молекули H_2CO_3. Лише при сильному розбавленні і нагріванні гідроліз пройде по другому ступеню.

4. Гідроліз по катіону і аніону *характерний для солей, утворених слабкими основами і слабкими кислотами,* наприклад: $\underline{NH_4}\,\underline{F}$, $(NH_4)_2\,CO_3$, $\underline{Al_2}\underline{S_3}$

та інші. Як правило, гідроліз солі такого типу йде до кінця, тобто до утворення слабкої основи і слабкої кислоти. Середовище розчину цієї солі залежатиме тільки від сили утворених слабкої основи і слабкої кислоти.

В загальному випадку реакція гідролізу солі має такий вигляд:

$Kt^+ + An^- + H^+OH^- \leftrightarrow$ ***KtOH*** + ***HAn***, середовище близьке до нейтрального, $pH \approx 7$.

Приклад 3. Складіть молекулярне і іонне рівняння гідролізу солі, утвореної слабкою основою і слабкою кислотою CH_3COONH_4.

Розв'язок : Розглянемо гідроліз ацетату амонію.

Напишемо дисоціацію солі:

$CH_3COONH_4 \leftrightarrow CH_3COO^- + NH_4^+$ - випадок гідролізу солі по катіону і по аніону.

Обидва іони, що утворилися при дисоціації, взаємодіють з водою і дають слабкі електроліти: аніон CH_3COO^- - слабку оцтову кислоту, а катіон NH_4^+ - слабку основу − гідроксид амонію.

Напишемо рівняння реакції в повній іоній формі:

а)$CH_3COO^- + NH_4^+ + H^+OH^- \rightarrow CH_3COOH + NH_4OH$ - повне іонне рівняння гідролізу.

Рівняння реакції гідролізу в молекулярній формі:

б) $CH_3COONH_4 + H_2O \rightarrow CH_3COOH + NH_4OH$ - молекулярне рівняння гідролізу, середовище приблизно нейтральне, $pH \approx 7$.

В цьому випадку характер середовища залежатимо від співвідношення констант дисоціації продуктів гідролізу – слабкої кислоти і слабкої основи.

Сумісний гідроліз двох солей, одна з яких утворена слабкою основою і сильною кислотою, а друга - сильною основою і слабкою кислотою, наприклад:*($\underline{NH_4}CI$ і $Na\underline{F}$); ($\underline{AI}CI_3$ і $K_2\underline{CO_3}$)* іде за третім типом гідролізу, тобто до утворення слабкої основи і слабкої кислоти. Середовище розчину в цьому випадку близьке до нейтрального, $pH \approx 7$.

Зміщення рівноваги в розчинах солей, що гідролізують

Оскільки гідроліз зворотний процес, реакцію гідролізу можна змістити в прямому чи зворотному напрямку за допомогою деяких умов.

Фактори, які сприяють підсиленню гідролізу:

а) підвищення температури розчину;

б) збільшення розбавлення розчину водою, тобто зменшення концентрації солі;

в) зв'язування іонів гідрогену H^+ або гідроксиду OH^-, утворених при гідролізі.

Фактори, які сприяють зменшують гідроліз:

а) зниження температури розчину;

б) зменшення розбавлення розчину водою, тобто збільшення концентрації солі;

в) додавання до розчину солі іонів гідрогену H^+ (у вигляді сильної кислоти), або іонів гідроксиду OH^- (у вигляді лугу), в залежності від того, які із іонів утворилися в реакції під час гідролізу.

Тестові завдання до теми “гідроліз солей”

1. По катіону гідролізують солі, які утворені:
   а) сильною кислотою і сильною основою ;
   б) сильною кислотою і слабкою основою ;
   в) слабкою кислотою і сильною основою .
2. Який іон солі дигідрофосфату натрію NaH_2PO_4 гідролізує:
   а) аніон $H_2PO_4^-$; б) катіон Na^+; в) катіон Na^+ і аніон $H_2PO_4^-$?
3. Яке з рівнянь описує гідроліз сульфіту калію K_2SO_3:
   а) $K_2SO_3 + HOH \leftrightarrow KOH + KHSO_3$;
   б) $K_2SO_3 + BaCl_2 \leftrightarrow BaSO_3 + 2KCl$;
   в) $K_2SO_3 \leftrightarrow 2K^+ + SO_3^{2-}$?
4. Яке з рівнянь описує гідроліз нітрату плюмбуму (II):
   а) $Pb(NO_3)_2 + HOH \leftrightarrow PbOHNO_3 + HNO_3$;
   б) $Pb(NO_3)_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2NO_3^-$;
   в) $Pb(NO_3)_2 + 2NaOH \leftrightarrow Pb(OH)_2 + 2NaNO_3$?
5. Яка з наведених солей у водному розчині має лужну реакцію середовища:
   а) ортофосфат калію ; б) сульфат феруму (II) ; в) хлорид амонію ?

6. Яке з рівнянь описує гідроліз хлориду хрому $CrCl_3$ в водному розчині:
   а) $CrCl_3 \leftrightarrow Cr^{3+} + 3Cl^-$;
   б) $Cl^- + HOH \leftrightarrow HCl + OH^-$;
   в) $Cr^{3+} + HOH \leftrightarrow CrOH^{2+} + H^+$?
7. Гідроліз якої солі описується рівнянням $S^{2-} + HOH \leftrightarrow HS^- + OH^-$:
   а) сульфіду калію; б) гідросульфіду калію; в) сульфіду амонію?
8. В якому з наведених рядів всі солі гідролізують в водних розчинах:
   а) KNO_3 , $NaNO_2$, $NaClO_4$, KI ;
   б) $NaCN$, $SnCl_2$, K_2S , $Pb(CH_3COO)_2$;
   в) KCl , ZnI_2 , $Fe_2(SO_4)_3$, Na_2SO_4 ?
9. Який продукт реакції пропущений в рівнянні сумісного гідролізу двох солей:

$$3Na_2CO_3 + 2AlCl_3 + 3H_2O \leftrightarrow \ldots + 3CO_2 + 6NaCl :$$

   а) $Al(OH)_3$; б) $Al(OH)_2Cl$; в) $Al(OH)Cl_2$?
10. Гідроліз солі описується рівнянням $Fe_2(SO_4)_3 + 2HOH \leftrightarrow 2FeOH\,SO_4 + H_2SO_4$. Яка з речовин здатна підсилити гідроліз сульфату феруму $Fe_2(SO_4)_3$
   а) вода; б) сульфатна кислота; в) сульфат феруму?

Тема 10. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Окисно-відновні реакції (ОВР) - це реакції, які протікають зі зміною **ступеня окиснення** атомів, що входять до складу реагуючих речовин.

Ступінь окиснення *(окисне число)- це той умовний заряд, який мав би кожен атом , якщо б всі молекули складалися з іонів (позитивно та негативно заряджених частинок).*

Ступінь окиснення змінюється в реакціях за рахунок обміну електронами між атомами в процесах відновлення та окислення.

Відновлення - *процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном.* В процесі відновлення окисник відновлюється і ступінь окиснення атомів знижується. $O_2^0 + 4e^- = 2O^{2-}$

Атоми, молекули або іони, що приєднують електрони є **окисниками** .

Окиснення - процес віддачі електронів атомом, молекулою або іоном. В процесі окиснення відновник окислюється, і ступінь окиснення атомів підвищується. $Al^0 - 3e^- = Al^{3+}$

Атоми, молекули або іони, що віддають електрони є **відновниками .**

Правила обчислення ступенів окиснення (с.о.).

1. Ступінь окиснення атомів простих речовин дорівнює нулю(с.о.=0), пишуть $S^0, Fe^0, H_2^{0.}$

2. Ступінь окиснення атомів гідрогену в сполуках (за виключенням гідридів металів $Na^+H^-, Ca^{+2}H^{-1}$) дорівнює **+1,** пишуть H^+.

3. Ступінь окиснення атомів оксигену в сполуках дорівнює **-2** , пишуть O^{-2}, (окрім пероксидів $H_2O_2^-$ і фториду оксигена $O^{+2}F_2$)

4. Ступінь окиснення атомів металів завжди позитивний і дорівнює заряду іона (Na^+, Ca^{+2}, Al^{+3}), при чому постійними вважають ступені окиснення

- для металів I -А групи **с.о.=+1** (окрім гідридів металів NaH^-**);**
- для металів II -А групи , а також Zn, Cd **с.о.=+2:**
- Для металів Ш -А групи **с.о.=+3** .

5. Постійний ступінь окиснення в сполуках проявляють: *F, Cl, Br, I* . Для них **с.о.- -1** (окрім їх сполук, що містять оксиген,: Cl_2^+O, $HCl^{+7}O_4$).

6.Сума ступенів окиснення атомів в молекулі дорівнює нулю

$$\sum c.o._i = 0$$

7. Сума ступенів окиснення атомів в складному іоні дорівнює заряду іона $\sum c.o._i = заряд\, іона$

Приклад 1.

Визначте ступінь окиснення підкреслених елементів в наступних формулах сполук: а) $H_3\underline{P}O_4$; б) $H\underline{Cl}O_4$; в) $\underline{Cr}_2O_7^{2-}$; г) $\underline{N}_2O_4$; д) $(\underline{N}H_4)_2CO_3$.

Розв'язок

Сума всіх ступенів окислення атомів в сполуці завжди повинна бути рівна нулю.

а)Ступінь окиснення фосфору позначимо через *X*. Помноживши відомі нам ступені окиснення гідрогену (+1) і оксигену (-2) на число їх атомів в сполуці, складемо рівняння (+1)•3+*X*+(-2)•4=0; знайдемо ступінь окиснення фосфору *X*= +5;

б) ступінь окиснення хлору позначимо через *X*. Тоді рівняння приймає вигляд: (+1)•1+*X*+(-2)•4=0; знайдемо ступінь окиснення хлору *X*= +7;
в) сума всіх ступенів окиснення атомів в іоні повинна бути рівна заряду іона. Тоді: 2•*X*+(-2)•7=-2; Ступінь окиснення хрому *X*=+6;
г) 2•*X*+(-2)•4=0, *X*= +4, тобто ступінь окиснення азоту в N_2O_4 рівний +4;
д) заряд аніону CO_3^{-2} рівний -2 , заряд катіону $(NH_4)^+$ рівний +1, ступінь окиснення гідрогену +1, нітрогену *X*. Тоді рівняння *X*+4•(+1)=+1; ступінь окиснення нітрогену *X*= - 3.

Найважливіші окисники та відновники

Окисниками та відновниками можуть бути як прості, так і складні речовини, а також іони, які мають в своєму складі елементи, що здатні змінювати ступені окиснення (z) під час ОВР. Окисно-відновні властивості атомів різних елементів залежать від багатьох факторів:
• положення елемента в періодичній системі, його ступень окиснення у цій сполуці, а також інтервал можливих значень ступенів окиснення:
<u>для металів</u> z дорівнює від 0 до + z (номер групи елемента), для <u>неметалів</u> z дорівнює від - z через 0 до +z (номер групи елемента);
• характер властивостей інших учасників реакції, зокрема тих, які створюють певне кислотно-основне середовище.

Таблиця 2.1.Найважливіші окисники та відновники

Найважливіші окисники	***Найважливіші відновники.***
1.Типові неметали *(F_2, Cl_2, Br_2, I_2, O_2)* у вільному стані. 2. Кисневмісні кислоти галогенів і їх солі, *$KMnO_4$, K_2CrO_4, $K_2Cr_2O_7$, $H_2SO_{4(конц.)}$, HNO_3, NO_3^-*. 3. Катіон H^+ переважно в розчинах кислот (при взаємодії з металами, що стоять у ряді напруги до гідрогена). 4. Іони металів, що мають найвищій ступінь окиснення (Fe^{3+} ,Cu^{2+} , Hg^{2+}), і знижують його в процесі реакції.	1.У вільному стані активні метали (лужні і лужноземельні , *Zn, Al, Fe* та ін.), а також деякі неметали (*H_2, C, P, Si*). 2. Аніони безкисневих кислот (*HCl, HBr, HI, H_2S*). 3.Гідриди лужних і лужноземельних металів, що містять H^-. 4.Іони металів, що мають найнищій ступінь окиснення (Fe^{2+} ,Cu^+ , Sn^{2+}), підвищують його в процесі реакції.
Окисно-відновна подвійність: 1. I_2 не зважаючи на більш виражену окисну функцію, здатний у присутності сильніших окисників проявляти відновну здатність.	

2. H_2O_2 містить оксиген у вигляді O^-, який може як знижувати ступінь окиснення до -2, так і підвищувати до 0.
3. Нітритна кислота HNO_2 і нітрити NO_2^-.
4. Сульфітна кислота H_2SO_3 і сульфіти SO_3^{2-}

Приклад 2.
Вкажіть, які з наведених процесів є окисненням, а які - відновленням:
а) $S \rightarrow SO_4^{2-}$; б) $S \rightarrow S^{2-}$; в) $2H^+ \rightarrow H_2$; г) $V^{2+} \rightarrow VO_3^-$; д) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$.
Розв'язок

а) ступінь окиснення атомів в простих речовинах рівний нулю, тобто ступінь окиснення сульфуру до реакції рівний нулю.

Визначимо ступінь окиснення сульфуру в аніоні SO_4^{2-}:

$$X+(-2)\cdot 4=-2;\ X=+6.$$

Значить, після реакції ступінь окиснення сульфуру став рівним +6.

Як бачимо,ступінь окиснення в ході процесу підвищується, тобто сульфур віддає електрони, значить, це процес окиснення:

$$S^\circ - 6\bar{\bar{a}} = S^{+6}.$$

б) в ході цього процесу ступінь окиснення сульфуру знижується від 0 до -2, тобто сульфур приймає електрони, значить, це процес відновлення:

$$S^\circ + 2\bar{\bar{a}} = S^{2-}.$$

в) ступінь окиснення гідрогену знижується від +1 до 0, тобто відбувається прийом електронів - процес відновлення:

$$2H^+ + 2\bar{\bar{a}} = H_2^0.$$

г) визначимо ступінь окиснення ванадію в аніоні VO_3^-:

$$X+(-2)\cdot 3=-1;\ X=+5.$$

Ступінь окиснення ванадію в ході процесу підвищується від +2 до +5, тобто відбувається віддача електронів – це процес окиснення:

$$V^{+2} - 3\bar{\bar{a}} = V^{+5}$$

д) визначимо ступінь окиснення марганцю в аніоні MnO_4^-:

$$X+(-2)\cdot 4=-1;\ X=+7.$$

Визначимо ступінь окиснення марганцю в аніоні MnO_4^{2-}:

$$X+(-2)\cdot 4=-2;\ X=+6.$$

В ході процесу ступінь окиснення марганцю знижується від +7 до +6, відбувається прийом електронів, тобто це процес відновлення:

$$Mn^{+7} + \bar{\bar{a}} = Mn^{+6}.$$

Послідовність складання рівнянь ОВР
(метод електронного балансу)

1. Записуємо схему хімічної реакції.
2. Визначаємо елементи, атоми яких змінюють свої ступені окиснення в ході реакції.

$$\overset{3+}{Cr}Cl_3 + \overset{0}{Br_2} + KOH \rightarrow K_2\overset{+6}{Cr}O_4 + KCl + K\overset{-}{Br} + H_2O$$

3.Складаємо рівняння електронного балансу,

Для чого дотримуються виконання законіу збереження маси (число атомів елеметів в ході реакції не змінюється, тобто кількість елементів зліва і праворуч повинна бути однаковою;) та закону збереження заряду (сума зарядів в лівої частині рівняння дорівнює сумі зарядів атомів в правої частині). Далі зрівнюють число електронів, відданих відновником, і число електронів, приєднаних окисником, за допомогою коефіцієнтів при відновнику (2) і окиснику (3).

$$\begin{array}{l|l} Cr^{3+} - 3e^- \rightarrow Cr^{6+} & 2 \\ Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^- & 3 \end{array}$$

4. Вказуємо окисник і відновник.

$$\begin{array}{l|ll} Cr^{3+} - 3e^- \rightarrow Cr^{6+} & 2 & \text{відновник (процес окиснення)} \\ Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^- & 3 & \text{окисник (процес відновлення)} \end{array}$$

5. Переносимо знайдені коефіцієнти в рівняння реакції. Кількість атомів елементів, що не записані в рівняннях електронного балансу врівнюють таким чином : поперше кількість атомів металів, потім кількість атомів неметалів, з якиз передостаннім є гідроген, останнім оксоген. По оксигену перевіряють вірність підбору коефіцієнтів. (16атомів O = 8 +8 атомів O)

Записують остаточне рівняння

$$2CrCl_3 + 3Br_2 + 16\ KOH \rightarrow 2K_2CrO_4 + 6KCl + 6KBr + 8H_2O.$$

Приклад 3.

Підберіть коефіцієнти в схемі окисно – відновної реакції:

$$H_2S + KMnO_4 + H_2S0_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Розв'язок

Знайдемо зміну ступенів окиснення атомів до і після реакції:

$$H_2S + K\overset{-2}{Mn}O_4 + \overset{+7}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{0}{S} + MnSO_4 + \overset{+2}{K_2SO_4} + H_2O.$$

Складемо електронні рівняння, тобто покажемо процес віддачі і приєднання електронів і складемо електронний баланс:

$$\begin{array}{l|c|l} S^{-2} - 2\bar{\bar{a}} = S^\circ & 5 & \text{відновник, окиснення} \\ Mn^{+7} + 5\bar{\bar{a}} = Mn^{+2} & 2 & \text{окисник, відновлення} \end{array}$$

Знайдемо коефіцієнти при окисникові і відновнику. Вони повинні бути такими, щоб *число відданих і прийнятих електронів було однаковим*, тобто в нашому випадку при відновнику -5, при окисникові -2.

Перенесемо знайдені коефіцієнти в рівняння реакції, поставивши їх перед окисником, відновником і продуктами їх відновлення і окиснення.

Потім поставимо коефіцієнти перед формулами інших речовин:

$$5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5S + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O.$$

Правильність розстановки коефіцієнтів підтверджується підрахунком атомів оксигену до і після реакції: у лівій частині їх 2·4+3·4=20 і в правій - 2·4+4+8=20.

Послідовність складання рівнянь ОВР

(іонно-електронний метод, або метод піврекцій)

При роботі іонно-електронним методом слід враховувати, що при складанні півреакцій відновлення та окиснення атоми елементів, що змінюють ступені окиснення записують в вигляді тих частинок, в яких вони реально присутні в водних розчинах. Це означає, що **сильні електроліти** (розчинні солі, сильні кислоти, сильні основи-луги) записують в вигляді іонів, **слабкі електроліти** (слабкі кислоти, слабкі основи, пероксид гідрогену), **газоподібні речовини та осади малорозчинних речовин** записують в молекулярному вигляді.

Потрібно також враховувати реакцію середовища.

В кислому середовищі *для виконання закону збереження маси в ту частину півреакції, де* ***не вистачає*** *кілько атомів оксигену, додають таку ж кількість молекул води* H_2O*, а протилежну частину вдвічі більше іонів гідрогену (протонів)* $Í^{+}$.

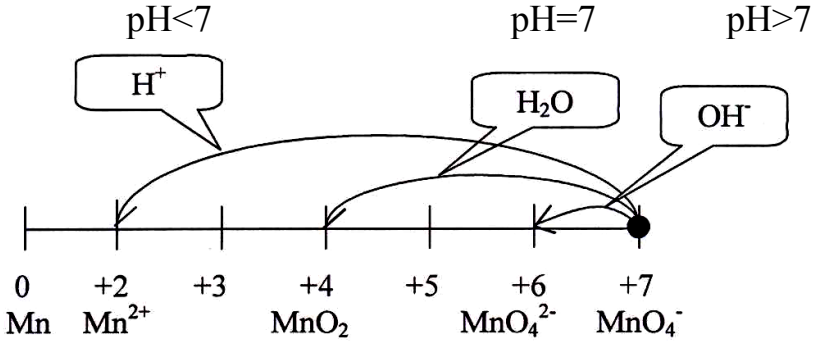
В лужному середовищі *для виконання закону збереження маси в ту частину півреакції, де* ***зайві*** *кілько атомів оксигену, додають таку ж кількість молекул води* H_2O*, а протилежну частину вдвічі більше іонів гідроксилу* OH^{-}.

Приклад 4. Кисле середовище.

Написати реакцію взаємодії розчину перманганату калію з сульфітом натрію в кислому середовищі.

Розв'язок

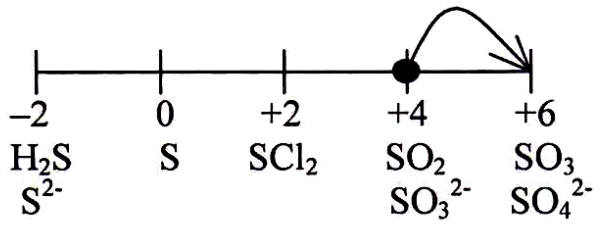
В перманганаті калію $KMnO_4$ ступінь окиснення марганцю +7 найвища. Тому він грає роль окислювача. В кислому середовищі він може відновлюватися тільки до Mn^{2+} (мал. 2.1)



Малюнок 2. 1. *Окислювально-відновні перетворення сполук марганцю.*

В сульфітах сульфур (сірка) знаходиться в проміжному ступеню окиснення +4, тому вони можуть відігравати дві ролі: відновну і окисну.

Поряд з сильним окисником $KMnO_4$ сульфіт SO_3^{2-} буде відновником, переходить в сульфат SO_4^{2-} за мал. 2.2.



Малюнок 2.2. *Окислювально-відновні перетворення сполук сульфуру.*

Після визначення продуктів реакції працюємо за схемою:

1. Записуємо схему хімічної реакції.

$$KMnO_4^- + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow MnSO_4 + H_2O + Na_2SO_4$$

2.Складаємо схему першої півреакції:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

В кислому середовищі для виконання закону збереження маси можно користуватися тільки катіонами гідрогену та молекулами води.

Додаємо 4 молекули води в праву частину , тоді атомів кисню ліворуч та праворуч порівну

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Праворуч з′являються 8 атомів гідрогену, тому додаємо ліворуч 8 протонів

$$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O.$$

Підраховуємо суми зарядів праворуч (+7) і ліворуч (+2), додаємо 5 негативно заряджених електронів в ліву частину півреакції. Закони збереження виконали.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O$$

3.Складаємо схему другої півреакції

$$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$$

Додаємо молекулу води в ліву частину , тоді атомів кисню ліворуч та праворуч порівну $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-}$

Ліворуч з′являються 2 атоми гідрогену, тому додаємо ліворуч 2 протони

$$SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$$

Підраховуємо суми зарядів праворуч (-2) і ліворуч (0), віднімаємо 2 негативно заряджених електрони з лівої частини півреакції. Закони збереження виконали.

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + 2H^+$$

4.Записуємо дві півреакції одна під одною, знаходимо коефіцієнти, сумуємо дві півреакції в іонне рівняння

$$\begin{array}{l|l} 2* & MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} = Mn^{2+} + 4H_2O \\ 5* & SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + 2H^+ \\ \hline \end{array}$$

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5SO_3^{2-} + 5H_2O = 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5SO_4^{2-} + 10H^+$$

Закреслюємо зайву чисельність протонів та молекул води, отримуємо іонне рівняння реакції

$$2MnO_4^- + 6H^+ + 5SO_3^{2-} = 2Mn^{2+} + 3H_2O + 5SO_4^{2-}$$

Додаємо іони калію та натрію і записуємо кінцеве рівняння

$$2KMnO_4^- + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 = 2MnSO_4 + 3H_2O + 5Na_2SO_4 .$$

Приклад 5. Лужне середовище.

Написати реакцію взаємодії розчину перманганату калію з сульфітом натрію в кислому середовищі.

Розв'язок

В лужному середовищі для виконання закону збереження маси можно користуватися тільки аніонами гідроксилу та молекулами води.

1. Складаємо схему реакції

$$KMnO_4^- + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow KMnO_4 + H_2O + Na_2SO_4$$

2. Складаємо схему першої півреакції

$$MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$$

Кількість всіх атомів ліворуч і праворуч однакова, рахуймо суми зарядів ліворуч (-1) та праворуч (-2), додаємо в ліву частину півреакції один негативно заряджений електрон $MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-}$

3.Складаємо схему другої півреакції

$$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$$

Додаємо в праву частину до зайвого атому оксигену одну молекулу води

$$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$

В правої частині з′являються 2 атоми гідрогену, тому додаємов ліву частину 2 іони гідроксилу, закон збереження маси виконали

$$SO_3^{2-} + 2OH^- \rightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$

Рахуймо суми зарядів ліворуч (-4) та праворуч (-2), віднімаємо 2 негативно заряджених електрони з лівої частини півреакції, закон збереження заряду виконали

$$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + H_2O$$

3. Записуємо дві півреакції, знаходимо коефіцієнти, сумуємо півреакції в іонне рівняння реакції

$$\begin{array}{r|l} 2* & MnO_4^- + \bar{e} = MnO_4^{2-} \\ 1* & SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + H_2O \\ \hline \end{array}$$

$$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- = 2MnO_4^{2-} + H_2O + SO_4^{2-}$$

Записуємо кінцеве рівняння

$$2KMnO_4^- + Na_2SO_3 + 2KOH = 2KMnO_4 + H_2O + Na_2SO_4$$

Типи окисно-відновних реакцій

Внутрішньомолекулярні. Реакції ідуть зі зміною ступеня окиснення різних атомів в одній молекулі:

$$2\overset{+5\,-2}{NaNO_3} \rightarrow 2\overset{+3}{NaNO_2} + \overset{0}{O_2}$$

Міжмолекулярні. Реакції ідуть зі зміною ступеня окиснення атомів в молекулах різних речовин.

$$2\overset{-2}{H_2S} + \overset{+4}{H_2SO_3} \rightarrow 3\overset{0}{S} + 3H_2O$$

Самоокиснення-самовідновлення (диспропорціонування).

Реакції ідуть зі зміною ступеня окиснення однакових атомів в одній молекулі .

$$H_2O + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{-1}{HCl} + \overset{+1}{HClO}$$

Контрпропорціонування (конмутація).

Реакції ідуть між різними молекулами окисника та відновника, в складі яких є один елемент з різними ступенями окиснення, а створюється сполука з одним приміжним ступенем окиснення

$$HBr^{+5}O_3 + 5HBr^{-1} = 3Br_2^0 + H_2O$$

Приклади тестових завдань.

1. Яка загальна ознака окисно-відновних реакцій:
   а) зміна валентності елементів;
   б) зміна електронегативності елементів;
   в) зміна ступеня окиснення елементів?
2. Який з перелічених елементів може проявляти в сполуках і позитивну, і негативну ступені окиснення:
   а) сірка;
   б) літій;
   в) хром?
3. Який з елементів може проявляти в сполуках ступінь окиснення + 6:
   а) свинець;
   б) магній;
   в) хром?
4. Який з елементів може проявляти в сполуках ступінь окиснення –2:
   а) гідроген;
   б) оксиген;
   в) фтор?
5. Яка з наведених сполук містить елементи з найвищим для них ступенем окиснення: а) $KClO_4$; б) $CrCl_3$; в) $Ca(NO_2)_2$?
6. Яка з наведених реакцій відноситься до окисно – відновних:
   а) $MnO_2 + 2KOH = K_2MnO_3 + H_2O$;
   б) $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$;
   в) $Mn(ClO_4)_2 + H_2SO_4 = Cl_2O_7 + MnSO_4 + H_2O$?
7. Яка з наведених реакцій відноситься до реакцій диспропорціонування:
   а) $SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$;

б) $4Na_2SO_3 = 3Na_2SO_4 + Na_2S$;
в) $Fe + 2HC1 = FeCl_2 + H_2$?

8. Яка з наведених реакцій відноситься (до реакцій самоокиснення — самовідновлення (диспропорціонування):
а) $6KOH + 3C1_2 = 5KC1 + KC1O + 3H_2O$;
б) $2NO_2 + 2KOH = KO_2 + KNO_3 + H_2O$;
в) $HNO_2 + KOH = KNO_2 + H_2O$?

9. В якій із реакцій, наведених у вигляді схем, окиснюється сульфур:
а) $CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$;
б) $Ca(OH)_2 + SO_2 = CaSO_3 + H_2O$;
в) $SO_2 + Br_2 + H_2O = H_2SO_4 + HBr$?

10. В якій із реакцій, наведених у вигляді схем, йод проявляє відновні властивості:
а) $H_2S + I_2 = 2HI + S$;
б) $I_2 + HNO_3 = HIO_3 + NO + H_2O$;
в) $H_2 + I_2 = 2HI$?

11. Яка з наведених речовин може виконувати функцію тільки відновника:
а) S; б) HNO_3; в) H_2S?

12. Яка з наведених речовин може проявляти тільки окисні властивості:
а) $K_2Cr_2O_7$; б) S; в) Na_2S?

13. Яка з наведених речовин може проявляти в окисно-відновних реакціях як окисні, так і відновні властивості:
а) PbO_2; б) MnO_2; в) SO_3?

14. Який елемент виконує роль окисника в реакції
$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$:
а) нітроген; б) хром; в) оксиген?

15. В рівнянні реакції укажіть коефіцієнт перед сульфатною кислотою :
$$K_2Cr_2O_7 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow KNO_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$
Він дорівнює: а) 6; б) 8; в) 4?

16. В рівнянні реакції укажіть коефіцієнт перед речовиною, яка відновлюється: $P + I_2 + H_2O \rightarrow H_3PO_3 + HI$
Він дорівнює: а) 1; б) 2; в) 3?

Тема 11. ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ. ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

Утворення подвійного електричного шару і поняття про електродний потенціал

В кристалічної решітці металів містяться нейтральні атоми, іони і валентні електрони, що зв’язані динамічною рівновагою:

$$Me - e^{-} \leftrightarrow Me^{n+},$$

де Me – атом металу, Me^{n+} - іон металу, n – заряд іону, e^{-} - електрон.

Якщо пластину металу занурити **у воду**, то під дією полярних молекул води катіони поверхневого шару металу гідратуються і переходять в розчин. Розчин заряджається позитивно, а надлишок електронів на металі створюють негативний заряд. З часом на межі між металом та розчином його іонів встановлюється динамічна рівновага

$$Me^{n+} + xH_2O \leftrightarrow Me^{n+} * xH_2O.$$

При цьому на межі метал – розчин утворюється подвійний електричний шар (*малюнок 1а),* а між електродом (металом) і водою виникає різниця потенціалів (стрибок потенціалу) $E_{Me/Me^{n+}}$.

Цю різницю потенціалу називають електродним потенціалом металу , і вимірюють в вольтах (в). Металеву пластину в водному розчині називають електродом.

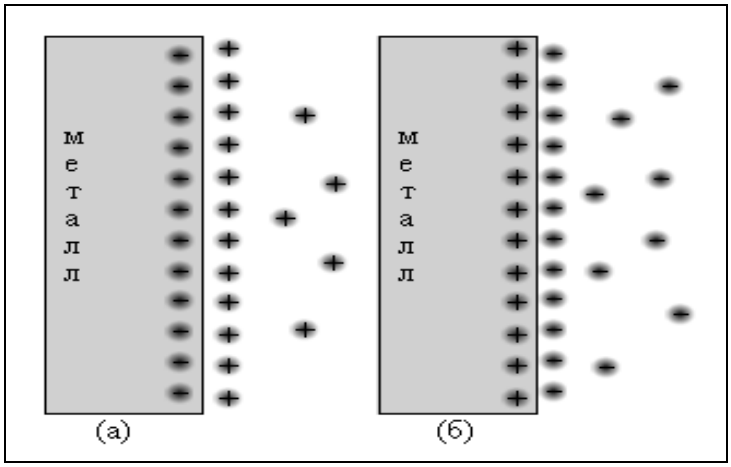
При зануренні металу **в розчин своєї солі** можливі 3 випадки.

1. Збільшення концентрації катіонів зміщує рівновагу в бік повернення іонів металу на пластину і зменшує негативний заряд електрода.

2.Можна змінювати концентрацію солі так,що подвійний електричний шар не виникає. Електродний потенціал буде дорівнювати нулю.

3.Малоактивні метали : мідь, срібло, золото, платина та інші метали мають кріпку металеву решітку. Розчинення цих металів в воді майже неможливо, навпаки на їх поверхні активно адсорбуються катіони з розчину. Електрод заряджується при цьому позитивно, а розчин негативно за рахунок аніонів, що залишаються в розчині *(малюнок 3.1б).*

Таким чином величина електродного потенціалу залежить від природи металу (що характеризують як активність металу у водних розчинах), температури і концентрації іонів металу в розчині.



Малюнок 1. *Схема подвійного електричного шару (а)-у випадку розчинення металу і (б)- у разі адсорбції іонів електроліту на металі.*

Якщо концентрація катіонів металу в розчині, в який занурений електрод рівна 1 моль/л, то електродний потенціал, що виникає при цьому, називається стандартним (нормальним) потенціалом і позначається через $E^0_{Me^{n+}/Me}$. Стандартні потенціали металів визначають в порівнянні з потенціалом нормального гідрогенного (водневого) електроду, для якого прийнято значення $E^0{}_{2H^+/H_2} = 0(в)$ при будь-яких температурах.

Формула Нернста

Коли концентрація катіонів металу в розчині дорівнює С, величину електродного потенціалу обчислюють за рівнянням Нернста:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{RT}{nF}\ln C_{Me^{n+}},$$

де $C_{Me^{n+}}$ - концентрація (активність) катіонів металу в розчині, що визначають потенціал, моль/л;

$E^0_{Me^{n+}/Me}$ стандартний електродний потенціал;

R = 8,314 дж/град*моль - універсальна газова постійна;

T - абсолютна температура (°K);

n - валентність катіона;

F = 96 495 к/моль - число Фарадея.

Підставляючи в рівняння значення постійних величин, отримуємо формулу для обчислення потенціалу при температурі 25^0C:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E_{Me^{n+}/Me}{}^0 + \frac{0{,}059}{n}\lg C_{Me^{n+}}$$

Потенціал гідрогенного електроду за будь-яких умов обчислюють за рівняннями

$$E_{2H^+/H_2} = E^0_{2H^+/H_2} + \frac{0{,}059}{1}\lg C_{H^+},$$

$$\text{або } E_{2H^+/H_2} = -0{,}059\,pH$$

Так , в чистій воді (при pH 7,0) потенціал водневого електроду дорівнює

$$E_{2H^+/H_2} = -0{,}059\,pH = -0{,}059 * 7{,}0 = 0{,}42в$$

Стандартні електродні потенціали металів E^0 зібрані в таблицю в порядку збільшення їх значення . Таблицю називають рядом активності металів. Він служить для порівняльної характеристики властивостей атомів і іонів металів в розчині і представлений у Таблиці 1.

Таблиця 1. Стандартні електродні потенціали металів $E^0_{Me^{n+}/Me}$.

Электрод	, В	Электрод	,В
Li^+/Li	-3,045	Cd^{2+}/Cd	-0,403
Rb^+/Rb	-2,925	Co^{2+}/Co	-0,277
K^+/K	-2,924	Ni^{2+}/Ni	-0,25
Cs^+/Cs	-2,923	Sn^{2+}/Sn	-0,136
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,127
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Fe^{3+}/Fe	-0,037
Na^+/Na	-2,714	$2H^+/H_2$	-0,000
Mg^{2+}/Mg	-2,37	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Al^{3+}/Al	-1,70	Bi^{3+}/Bi	+0,215
Ti^{2+}/Ti	-1,607	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Zr^{4+}/Zr	-1,58	Cu^+/Cu	+0,52
Mn^{2+}/Mn	-1,18	Hg_2^{2+}/Hg	+0,79
V^{2+}/V	-1,18	Ag^+/Ag	+0,80
Cr^{2+}/Cr	-0,913	Hg^{2+}/Hg	+0,85
Zn^{2+}/Zn	-0,763	Pt^{2+}/Pt	+1,19
Cr^{3+}/Cr	-0,74	Au^{3+}/Au	+1,50
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^+/Au	+1,70

Висновки з ряду активності металів :

- Чим вище у ряді активності знаходиться метал, тим сильніше виражені відновні властивості атомів металу у водному розчині і слабкіше виражені окислювальні властивості його катіонів.
- Метал, що стоїть **вище** в ряду, здатний **витісняти (відновлювати) менш активний (нижче розташований) метал** з розчину його солі .

Можливі такі реакції $Zn + CuCl_2 = ZnCl_2 + Cu$

$Fe + SnCl_2 = FeCl_2 + Sn$

Неможлива реакція $Zn + 2NaCl \neq ZnCl_2 + 2Na$

- Метали, що розташовані **вище за водень** у ряді активності, **витісняють водень** з розчинів кислот типу HCl.

Можливі такі реакції $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$

$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$

Неможлива реакція $Cu + 2HCl \neq CuCl_2 + H_2$

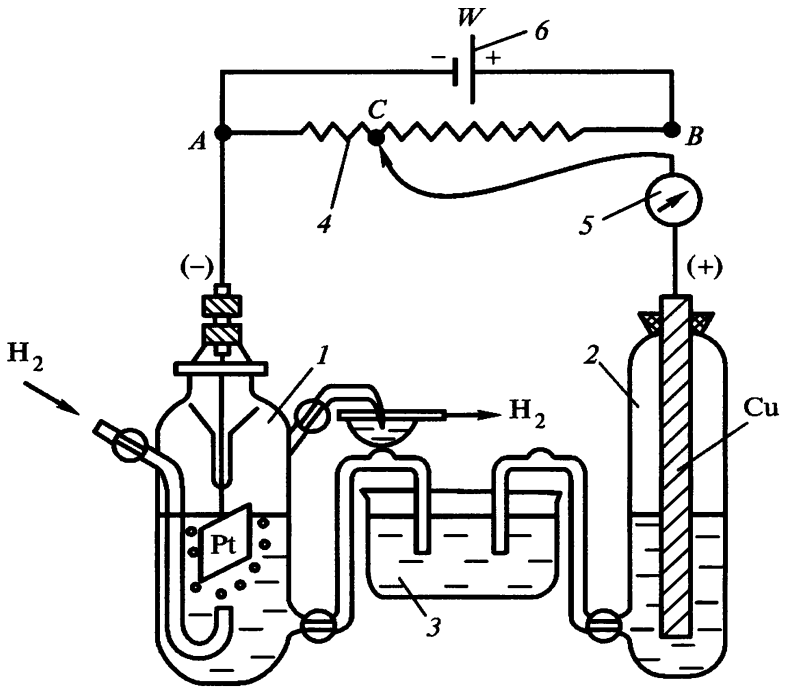
- У гальванічних елементах **більш активний** метал грає роль **анода, менш активний** грає роль **катода**.
- Чим далі один від одного знаходяться метали у ряду активності, тим більше електрорухівна сила ЕРС гальванічного елементу.

Принцип роботи гальванічного елементу

Гальванічний елемент це є прилад для отримання електричного струму за рахунок хімічної реакції.

Гальванічні елементи створюються з двох електродів, електродні потенціали яких відрізняються (за величиною або за знаком). Це може бути досягнуто зануренням в один розчин електродів з **різною хімічною природою** або електричною активністю електродної речовини ;зануренням **однакових електродів в розчини різної концентрації,**
а також при різних комбінаціях вказаних способів.

Наприклад, для визначення електродного потенціалу металу використовують гальванічний елемент зі стандартного водневого електроду і металевого електроду.



Малюнок 2 *Гальванічний елемент для вимірювання електродного потенціалу: 1 –стандартний гідрогенний (водневий) електрод, 2 – мідний електрод, потенціал якого вимірюється, 3 – сольовий місток, 4-змінний опір АВ з лінійним законом зміни, 5-гальванометр, 6-джерело компенсаційного струму (елемент Вестона)*

.

Водневий (газовий) електрод –містить газ H_2, адсорбований на хімічно інертному металу (зазвичай платина, покрита платиновою черню). При контакті адсорбованого газу з розчином іонів гідрогену встановлюється рівновага. Для водневого електроду цю рівновагу можна представити рівнянням: $2H^+ + 2e = H_2$.Електродний потенціал гідрогену залежить від тиску і активності (концентрації) іонів в розчині. У стандартних умовах $(P = 101300 Па, C_{H^+} = 1 моль/л, T = 298^0 K)$, величина потенціалу становить

$$E^0{}_{2H^+/H_2} = 0{,}0(в)$$

Металевий електрод складається з цинкової пластини, зануреної в розчин солі, потенціал електроду визначається за формулою Нернсту

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76 + \frac{0.059}{2}\lg C_{Zn^{2+}}.$$

В стандартних умовах $E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76(\hat{a})$.

Розчини з'єднані сольовим містком - скляною трубочкою . заповненою насиченим розчином гелю (приготованим на агар-агарі) KCl або NaCl, по якому можуть пересуватися з одного розчину в іншій аніони і катіони.

Активніший метал – цинк добре розчиняється у водних розчинах, і набуває електродного потенціалу , що має при всіх концентраціях солі в розчині негативну величину. ***Він грає роль анода і є постачальником електронів, в процесі праці гальванічного елементу він окислюється .***

Анодний процес: А (-) $Zn - 2e = Zn^{2+}$ *(окислення)*

Водневий стандартний електрод має більший потенціал ***і грає роль катода, він приймає електрони, тобто відновлюється.***

Катодний процес : К (+) $2H^+ + 2e = H_2$ *(відновлення)*

Джерелом електричного струму є хімічна реакці:

$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$ *- іонна форма запису,*

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ *- молекулярна форма запису.*

Для гальванічних елементів існує спеціальна схематична форма запису :

- спочатку записується електрод з більш негативним потенціалом (анод), на якому відбувається окислення , далі склад розчину, куди занурений цей електрод , потім склад другого розчину і нарешті, електрод з менш негативним потенціалом (катод), на якому відбувається відновлення.
- межі позначаються вертикальними рисками. Позначення електродів з їх розчинами (символи напівелементів) відокремлюють двома рисками, а межу між металом і розчином - однією рискою.

Відповідно до цих вимог розглянутий вище елемент записується так:

$$A\langle - \rangle Zn / ZnSO_4 \,//\, H_2SO_4 / H_2, Pt\langle + \rangle K$$

Різниця потенціалів електродів гальванічного елементу ΔЕ називається електрорухівною силою (ЕРС) гальванічного елементу. Вона є тою корисною роботою, що виконує хімічна реакція, протікання якої дає електричний струм.

ЕРС гальванічного елементу рівна різниці електродних потенціалів катоду та аноду $\Delta E = E_{катоду} - E_{аноду}$.

В наданому гальванічному елементі ΔЕ = 0- (-0,76)=0,76 (в)

Можна розрахувати енергію Гібса для реакції, що створює електричний струм в гальванічному елементі, за формулою $\Delta G = -nF\Delta E$.

Хімічна реакція термодинамічно дозволена, якщо енергія Гібса зменшується , тобто $\Delta G < 0$. З цього витікає, що електрохімічна реакція можлива, якщо $\Delta E > 0$.

Приклади розв'язання типових завдань

Приклад 1.

Який метал витісняє нікель з водних розчинів його солей:

а) Mg; б) Zn; в) Cu?

Розв'язок

Знаходимо положення металів у ряді активності і величини електродних потенціалів:

$E^0_{Ni^{2+}/Ni} = -0.25(b)$

$E^0_{Mg^{2+}Mg} = -2.37(b)$

$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76(b)$

$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34(b)$

Найактивніший метал-магній, за ним цинк, після цинку – никель, медь-найменш активний метал. Витіснення металів з солей можливо тільки активнішим металом. Це означає, що магній і цинк можуть витіснити нікель з водних розчинів його солей :

$Ni^{2+} + Mg = Mg^{2+} + Ni$

$Ni^{2+} + Zn = Zn^{2+} + Ni$

Приклад 2.

Визначте концентрацію іонів Fe^{2+} , якщо електродний потенціал залізного електроду в цьому розчині дорівнює $E_{Fe^{2+}/Fe} = -0.499(\hat{a})$.

Розв'язок

Знайдемо величину стандартного електродного потенціалу у ряді активності: $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0.44(\hat{a})$.

Приведемо формулу Нернсту для розрахунку потенціалу залізного електроду

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E^0_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{0,059}{2}\lg \tilde{N}_{Fe^{2+}}$$

Підставимо відомі величини

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E^0_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{0,059}{2}\lg \tilde{N}_{Fe^{2+}} = -0.44 - \frac{0.059}{2}\lg x = -0.499(\hat{a})$$

Вирішуємо рівняння відносно невідомої концентрації

$$E_{Fe^{2+}/Fe} - E^0_{Fe^{2+}/Fe} = \frac{0,059}{2}\lg \tilde{N}_{Fe^{2+}}$$

$$-0.499(\hat{a}) + 0.44 = 0.0295\lg x$$

$$\lg x = \frac{0.44 - 0.499}{0.0295} = -2$$

$$x = C_{Fe^{2+}} = 10^{-2} = 0.01 \text{ìîëü} \quad / \text{ë}$$

Приклад 3.

Визначте ЕДС гальванічного елементу Zn | Zn^{2+} || Fe^{2+} | Fe, якщо концентрація солей біля залізного і цинкового електродів рівна відповідно 0,01 моль/ л і 0,001 моль/ л.

Розв'язок

Знайдемо величину стандартних електродних потенціалів у ряді активності:

$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76(\hat{a})$; $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0.44(\hat{a})$.

Обчислимо величину потенціалу цинкового та залізного електродів в заданих умовах по формулі Нернсту

$$E_{Me^{n+}/Me} = E_{Me^{n+}/Me}{}^0 + \frac{0,059}{n}\lg C_{Me^{n+}}$$

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = E^0_{Zn^{2+}/Zn} + \frac{0,059}{2}\lg 0.001 = -0.76 - \frac{0.059*3}{2} = -0.85(в)$$

$$E_{Fe^{2+}/Fe} = E^0_{Fe^{2+}/Fe} + \frac{0,059}{2}\lg 0.01 = -0.44 - \frac{0.059*2}{2} = -0.499(\hat{a})$$

Цинк гратиме роль анода в гальванічному елементі, а залізо-роль катода .

Схема гальванічного елементу

$$A(-)Zn / ZnSO_4 // FeSO_4 / Fe(+)K$$

Електродні реакції:

Анод(-) окислення : $Zn - 2e = Zn^{2+}$

Катод(+ відновлення : $Fe^{2+} + 2e = Fe$

Сумарна реакція роботи гальванічного елементу

$$Zn + Fe^{2+} = Zn^{2+} + Fe$$

$$Zn + FeSO_4 = ZnSO_4 + Fe$$

ЕДС гальванічного елементу буде рівна $ЕДС = E_{катода} - E_{анода}$

$$ЕДС = E_{Fe^{2+}/Fe} - E_{Zn^{2+}/Zn} = -0.499 - (-0.85) = 0.351(в)$$

Приклади тестових завдань.

1. Чому дорівнює потенціал мідного електроду в 0,01н. розчині його солі при 25° З:
   а) 0,059 В; б) 0,399 В; в) 0,281 В?
2. На скільки зміниться величина потенціалу електрода $Me^+ + e = Me$, якщо змінити концентрацію іонів металу в розчині в 100 разів:
   а) 0,059 В; б) 0,285 В; в) 0,118 В?
3. Яке з приведених значень відповідає величині потенціалу водневого электроду при 25° З в нейтральному середовищі:
   а) 0,041 В; б) 0,41 В; в) 0,059 В?
4. У якому ряду знаходяться тільки метали, що містяться у ряді активностей перед гідрогеном:
   а) Ca, Mg, Al, Fe;
   б) Hg, Ag, Cu, Pb;
   в) Mg, Al, Cu, Ag?
5. Які метали можна використовувати як катод в гальванічному елементі в парі із залізом:
   а) мідь, срібло; б) алюміній, ртуть; в) кальцій, магній?
11. У якому ряду розташовані метали, які можуть бути анодом в гальванічному елементі в парі з цинком:

а) залізо, натрій, мідь;

б) залізо, олово, свинець;

в) кальцій, магній, алюміній?

12. Які твердження справедливі для характеристики гальванічного елементу:
    а) це пристрій для безпосереднього перетворення енергії хімічної реакції в електричну;
    б) перетворює електричну енергію на енергію окислювально - відновного процесу;
    в) містить провідники другого роду?
13. Який процес відбувається на катоді при роботі мідно – цинкового елементу (елемент Вольта), якщо в нім як електроліт біля

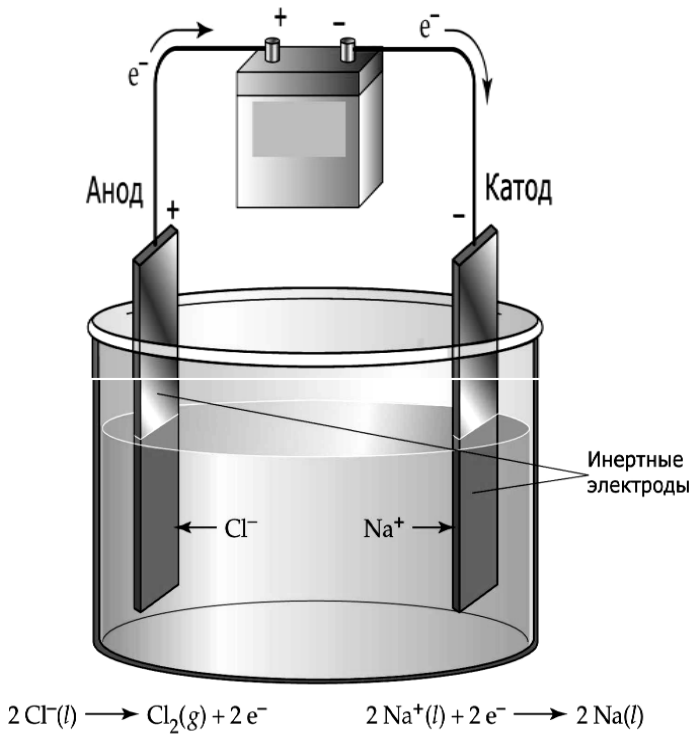
    катода використовували розбавлені H_2SO_4:

    а) іони міді переходять в розчин;
    б) на мідному електроді виділяється цинк;
    в) на мідному електроді виділяється водень?
14. При роботі якого з приведених гальванічних елементів не змінюється маса цинкової пластинки:
    а) Zn| $ZnSO_4$| | $MgSO_4$ | Mg;
    б) Cu | $CuSO_4$ || $ZnSO_4$| Zn;
    в) Zn | H_2SO_4| | $MgSO_4$ | Mg?
15. При якому співвідношенні концентрацій розчинів електролитів ЕДС мідно цинкового гальванічного елементу буде найбільшою:
    а) Zn| 1 н. $ZnSO_4$|| 1н. $CuSO_4$| Cu;
    б) Zn| 0,01 н. $ZnSO_4$| | 1,0 н. $CuSO_4$| Cu;
    в) Zn| 0,001 н. $ZnSO_4$ || 0,001 н. $CuSO_4$ | Cu?
16. У якому випадку перший метал витісняє іони другого:
    а) Cu і Zn; б) Zn і Ag; в) Fe і Mg ?
17. Чому дорівнює ЕДС (вольти) мідно цинкового елементу, якщо концентрація іонів металу біля аноду і катоду дорівнює 0,01 міль/л:
    а) 1,00; б) 1,58; в) 1,10?
18. Який метал витісняє металевий марганець з водних розчинів його сполук: а) Mg; б) Zn; в) Cu?
19. Визначите ЕДС гальванічного елементу Mg| Mg^{2+} || Fe^{2+}| |Fe, якщо концентрації солей біля залізного і магнієвого електродів дорівнюють відповідно 1 і 0,001 моль/ л: а) 1,85; б) 1,99; в) 2,01?
20. Визначите ЕДС гальванічного елементу Mn| Mn^{2+} || Fe^{3+}| |Fe, якщо концентрації солей біля залізного і магнієвого електродів дорівнюють відповідно 0,01 і 0,001 моль/ л: а) 1,85; б) 1,99; в) 2,01?

Тема 12. ЕЛЕКТРОЛІЗ РОЗЧИНІВ ТА РОЗПЛАВІВ

Сукупність окисно-відновних реакцій, які протікають на електродах в розчинах або розплавах електролітів при пропусканні через них електричного струму, називають електролізом.

Для здійснення електролізу збирають електролітичний осередок, що складається з джерела постійного струму , ємкості з електролітом (електролізера) та електродів :(позитивно заряджений (+) – анод, негативно заряджений (-) – катод). (мал.4.1)



Малюнок 1. *Схема електролізера розплаву хлориду натрію* .

На катоді джерела струму відбувається процес надання електронів катіонам з розчину або розплаву, тому **катод є «відновником».** На аноді відбувається віднімання електронів від аніонів, тому **анод є «окислювачем».** Для опису електролізу використовують схеми електролізу.

Розрізняють електроліз розплавів і розчинів електролітів.

Розглянемо простий приклад електролізу розплаву хлориду натрію.

При пропусканні через розплав електричного струму іони Na^+ на катоді приєднують електрони і відновлюються до атомарного натрію

$$Na^+ + e = Na^0 .$$

Хлорид-аніони Cl^- на аноді окислюються до атомарного хлору з подальшим утворенням молекул газоподібного хлору

$$2Cl^- - 2e = Cl_2 .$$

Сумарна реакція,що описує електроліз розплаву хлориду натрію має вигляд

$$2NaCl = 2Na + Cl_2.$$

Електроліз водних розчинів електролітів протікає набагато складніше, ніж електроліз розплавів. У водних розчинах електролітів, окрім іонів електроліту, завжди знаходитимуться молекули і іони води, які теж можуть окислюватися і відновлюватися на електродах.

Важливе значення при електролізі має речовина, з якої зроблений анод. Аноди бувають **розчинні і нерозчинні (інертні).**
Нерозчинні аноди зроблені зазвичай з графіту або платини; розчинні аноди - з різних металів.

Конкуренція електродних процесів.

При виборі найбільш вірогідного процесу з конкуруючих на аноді і катоді слід виходити з положення, що протікатиме та реакція, для якої потрібна найменша витрата енергії.

Послідовність процесів катодного відновлення.

Процеси що відбуваються на катоді (відновлення катіонів) залежать від положення металу в електрохімічному ряду напруги (ряду активностей) металів. Електрохімічний ряд напруги металів має наступний спрощений вигляд:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Sn, Pb, H , Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Чим лівіше метал у ряді стандартних потенціалів, тим важче він відновлюється при електролізі.

Можливі такі варіанти процесу відновлення на катоді в залежності від положення металу в ряду активності:

1. Катіони металів від ***Li до Al*** **не відновлюються на катоді**, замість них йде відновлення молекул води:

$$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$$

При цьому в катодному просторі утворюється ***вторинний продукт***- *луг або* малорозчинна основа , які звуть **католітом.**

2. Катіони металів від ***Al до H*** **відновлюються на катоді одночасно з молекулами води.** $Me^{n+} + ne = Me^0$

$$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$$

Відбувається виділення металу на катоді і часткове утворення нерозчиненої основи металу.

3. Катіони металів з потенціалом більшим, ніж у гідрогену ***від Cu до Au***, при електролізі **відновлюються на катоді за реакцією** $Me^{n+} + ne = Me^0$ **.**

Якщо катіонів декілька, то при електролізі **відновлюється спочатку** метал з найбільшим значенням стандартного потенціалу (**найменш активний),** потім з меншим потенціалом і так далі (за зростанням активності).

Послідовність процесів анодного окиснення.

- На **інертному аноді** відбувається окиснення аніонів в такому порядку:

1. **В першу чергу** окиснюються **аніони безкисневих кислот** ($Cl^-, Br^-, I^-, (Hal^-)$ і так далі, окрім F-. При цьому утворюються хлор, бром, йод (умовно галогени Hal_2) за реакцією

$$2Hal^- - 2e = Hal_2$$

2.Якщо **аніонів безкисневих** кислот **немає**, **окиснюються молекули води**

$$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+,$$

у лужному середовищі окиснюються гідроксид – аніони :

$$4OH^- - 4e = O_2 + 2H_2O$$

3.При електролізі **розчинів солей кисневовмісних кислот**, на аноді **окиснюватимуться молекули води і виділятиметься кисень.**

$$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^+$$

В цьому випадку в анодному просторі утворюється ***вторинний продукт – кислота,*** яку звуть **анолітом.**

- Якщо електроліз проводити з використанням **активного (розчинного) анода,** то можуть відбуватися наступні процеси**:**

1.**На аноді** - розчинення анода за реакцією $Ìå - ne = Me^{n+}$, а також окиснення аніонів і молекул води. **Окиснення матеріалу анода, найчастіше, переважає.**

2.**На катоді** – відновлення катіона солі, або молекул води (за правилами катодних процесів) або відновлення катіонів металу, отриманих при розчиненні анода.

Кількісна характеристика електролізу. Закони Фарадея

Кількості речовин, які виділяються на електродах, підкоряються законам Фарадея.

Перший закон. Кількість речовин, які виділяються на електродах при електролізі, прямо пропорційні кількості електрики, яка протікає через розчин або розплав електроліту.

Другий закон. При електролізі різних електролітів однакова кількість електрики, що протікає через електролізер, виділяє на електродах кількості речовин, прямо пропорційні їх хімічним еквівалентам.

Маса речовини m (у грамах), що виділився на електродах, відповідно до законів Фарадея, може бути обчислена за об'єднаною формулою:

$$m = \frac{E * I * \tau}{F} \quad \text{або} \quad m = \frac{E * q}{F}$$

де E — еквівалентна маса металу (або речовини), г/моль; $E = \frac{M}{n}$,

де M - молярна маса речовини, n - число електронів, яке бере участь в процесі окиснення або відновлення 1 моль еквівалентів речовини на електроді;
F - стала Фарадея (F = 96500 Кл);
I - сила струму, А; τ - тривалість електролізу, с; q – кількість електрики (А · с), $q = I \cdot \tau$.

Об'єм газів, що утворюються при електролізі, можна обчислити за формулою

$$V = \frac{V_E * I * \tau}{F},$$

де V - об'єм газу, л ; V_E - еквівалентний об'єм газу, л
Для водню, хлору $V_E(H_2) = V_E(Cl_2)$=11,2л при нормальних умовах, для кисню $V_E(O_2)$=5,6л .

Приклади розв'язання типових завдань.

Приклад 1.
Який метал виділяється першим при електролізі розплаву суміші хлоридів цинку, свинцю, срібла і міді?
Розв'язок .

У разі, коли електролізу піддається розплав з декількома різними катіонами, в першу чергу відновлюються катіони металів з більшим значенням електродного потенціалу, тобто найменш активні метали.

Виберемо в таблиці значення стандартних електродних потенціалів металів і розставимо їх в порядку збільшення активності (зменшення потенціалу):

$$E^0_{Ag^+Agi} = +0.80(B)$$
$$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34(B)$$
$$E^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0.13(B)$$
$$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76(B)$$

Найменш активним буде срібло, воно і виділятиметься на катоді першим, після його повного виділення, можна відновити мідь, потім свинець, останнім виділиться цинк:

$$Ag^+ + e = Ag^0$$
$$Cu^{2+} + 2e = Cu^0$$
$$Pb^{2+} + 2e = Pb^0$$

$$Zn^{2+} + 2e = Zn^0$$

На аноді окиснюватиметься хлорид-аніон і виділятиметься хлор.

$$2Cl^- - 2e = Cl_2 .$$

Приклад 2.

Який метал розчинюється першим при електролізі, якщо анод зроблено з сплаву цинку, свинцю,серебра і мідь?

Розв'язок .

У випадку електролізу з анодом, який зроблено зі складного сплаву , в першу чергу окиснюється метал з найменшим значенням електродного потенціалу, тобто найбільш активний метал.

Виберемо в таблиці значення стандартних електродних потенціалів металів і розставимо їх в порядку зменшення активності (збільшення потенціалу)

$$E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76(B)$$
$$E^0_{Pb^{2+}/Pb} = -0.13(B)$$
$$E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34(B)$$
$$E^0_{Ag^+Agi} = +0.80(B)$$

Найбільш активним буде цинк, він буде окиснюватись першим, потім буде розчинятися свинець, за ним окиснюватиметься мідь, останнім розчиниться срібло.

Приклад 3.

Які процеси протікають при електролізі водного розчину хлориду міді на інертних електродах?

Розв'язок .

У розчині знаходяться іони Cu^{2+} і $2Cl^-$, які під дією електричного струму орієнтуються біля відповідних електродів:

$$CuCl_2 \leftrightarrow Cu^{2+} + Cl^- (\textit{розчин містить воду})$$

(-) Катод Cu^{2+}, H_2O	Анод (+) Cl^-, H_2O
Відновлення	Окиснення
$Cu^{2+} + 2e = Cu$	$2Cl^- - 2e = Cl_2$

Сумарна реакція електролізу такого розчину

$$CuCl_2 = Cu + Cl_2$$

На катоді виділяється металева мідь, на аноді — газоподібний хлор.

Приклад 4.

Які процеси протікають при електролізі водного розчину хлориду міді з мідним анодом?

Розв'язок .

Електроліз $CuCl_2$ з розчинним анодом можна записати так:

$$CuCl_2 \leftrightarrow Cu^{2+} + Cl^{-}(\textit{розчин містить воду})$$

(-) Катод Cu^{2+}, H_2O

Відновлення

$Cu^{2+} + 2e = Cu$

Анод (+) Cu, Cl^{-}, H_2O

Окиснення

$Cu - 2e = Cu^{2+}$

Вторинний продукт

$Cu^{2+} + 2Cl^{-} = CuCl_2$

Сумарна реакція процесу

$$CuCl_2 + Cu(\textit{розчинюється анод}) = CuCl_2 + Cu(\textit{відновлюється на катоді})$$

Приклад 5.

Які процеси протікають при електролізі водного розчину нітрату натрію на інертних електродах?

Розв'язок .

У розчині знаходяться іони Na^{+} і NO_3^{-}, а також полярні молекули води, які під дією електричного струму прямують до відповідних електродів. Користуючись правилами катодного відновлення та анодного окиснювання виберемо найбільш вірогідні процеси.

Схему електролізу можна описати так:

$$NaNO_3^{-} \leftrightarrow Na^{+} + NO_3^{-}(\textit{розчин містить воду})$$

(-) Катод Na^{+}, H_2O

Відновлення

$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^{-}$

Вторинний продукт

$2OH^{-} + 2Na^{+} = 2NaOH$

Анод (+) NO_3^{-}, H_2O

Окиснення

$2H_2O - 4e = O_2 + 4H^{+}$

Вторинний продукт

$4H^{+} + 4NO_3^{-} = 4HNO_3$

Сумарна реакція електролізу такого розчину

$$4NaNO_3 + 6H_2O = 4NaOH + 4HNO_3 + O_2 + 2H_2$$

Приклад 6.

Які маси кислоти та луги , а також які об'єми газів на катоді і аноді утворюються при електролізі водного розчину нітрату натрію на інертних електродах при силі струму 10А за 2 години?

Розв'язок .

Розрахунки ведемо за формулами закону Фарадею, де маса речовини залежить від струму та часу електролізу $m = \frac{E * I * \tau}{F}$.

Еквівалентні маси кислоти та луги розрахуємо так

$$E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2} = \frac{1*2+32+4*16}{2} = 49г/моль \ ;$$

$$E_{NaOH} = \frac{M}{1} = M = 23+1+16 = 40г/моль$$

Рахуємо маси речовин

$$m_{H_2SO_4} = \frac{49*10*2*60*60}{96500} = 36{,}56г \ ;$$

$$m_{NaOH} = \frac{40*10*2*60*60}{96500} = 29{,}85г$$

Об'єми газів – водню (на катоді) та кисню (на аноді) рахуємо за формулою

$$V = \frac{V_E * I * \tau}{F},$$

де еквівалентний об'єм водню V_E=11,2л, а еквівалентний об'єм кисню V_E=5,6л.

Рахуємо об'єми газів

$$V_{H_2} = \frac{11.2*10*2*60*60}{96500} = 8{,}36л \ ;$$

$$V_{O_2} = \frac{5{,}6*10*2*60*60}{96500} = 4{,}18л.$$

Приклад 7.

Чому дорівнює маса міді на на катоді , якщо на аноді при електролізі водного розчину хлориду купруму з інертними електродами утворюються 5,6 літрів хлору?

Розв'язок .

Схема електролізу наведена в прикладі 3.

Сумарна реакція електролізу такого розчину $CuCl_2 = Cu + Cl_2$

Розрахунок ведемо за другим законом Фарадею:

При електролізі різних електролітів **однакова кількість електрики**, що протікає через електролізер, виділяє на електродах **кількості речовин, прямо пропорційні їх хімічним еквівалентам.**

Тобто $\frac{m(1)}{m(2)} = \frac{E(1)}{m(2)}$, а для даних умов $\frac{m(Cu)}{V(Cl_2)} = \frac{E(Cu)}{V_E(Cl_2)}$,

де $еквівалент\ E(Cu) = \frac{Аттомнмаса(Cu)}{Валентність(Cu)} = \frac{63{,}5}{2} = 31{,}75г/моль$,

а $V_E(Cl_2) = 11{,}2л/моль$

Знаходимо $m(Cu) = \frac{E(Cu)*V(Cl_2)}{V_E(Cl_2)}$; $m(Cu) = \frac{31{,}75г/моль*5{,}6л}{11{,}2л/моль} = 15{,}875г$

Приклади тестових завдань.

1.Які процеси відбуваються при електролізі розчину хлориду міді з

нерозчинним анодом:

а) виділення хлору на аноді;

б) виділення кисню;

в) виділення водню?

2.Яким з приведених речовин відповідає катодний процес $2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$ при електролізі їх водних розчинів:

а) $ZnSO_4$, $FeSO_4$;

б) KNO_3, $Ca(NO_3)_2$;

в) $CuSO_4$, $AgNO_3$?

3.При електролізі яких водяних розчинів солей на катоді виділяється водень:

а) $CuCl_2$; б) $CrSO_4$; в) $MgBr_2$?

4.При електролізі водних розчинів яких солей на катоді виділяється метал:

а) $CuSO_4$; б) K_2SO_4; в) $Mg(NO_3)_2$

5.Яку речовину можна отримати при електролізі розчину хлориду міді (II):

а) O_2; б) H_2; в)Cu ?

6.Яка речовина виділяється на катоді при електролізі водного розчину хлориду кальцію і чому дорівнює pH середовища у катодному просторі:

а) Ca, pH = 7; б) H_2, pH > 7; в) O_2, pH < 7?

7.Яка маса хлориду натрію необхідна для одержання при електролізі 44,8 л хлору:

а) 117 г; б) 234 г; в) 2 моль?

8.Який процес протікає на катоді при електролізі водного розчину NaCl:

а) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$;

б) $Na^+ + e \rightarrow Na$;

в) $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$?

9.Який процес протікає на катоді при електролізі розплаву $AlCl_3$:

а) $2H_2O + 2e \rightarrow H_2 + 2OH^-$;

б) $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$;

в) $2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$?

10.Який із іонів відновлюється першим при електролізі водного розчину, що містить суміш солей таких іонів:

а) K^+; б) Cr^{3+}; в) Ag^+ ?

11.Який об'єм газів виділиться на електродах (н.у.), якщо електроліз розчину KCl проводили протягом 1 години при силі струму 10 ампер:

а) 4,1 л ; б) 2,05 л ; в) 8,36 л?

12.Електроліз розчину $AgNO_3$ проводили з срібним анодом. Маса його зменшилася на 5,4 г. Визначити кількість електрики необхідний для цього:

а) 9650 Кл ; б) 14475Кл; в) 4825 Кл?

13.Який з наступних рядів відповідає послідовності окислювання металів при електролізі з розчинним анодом:

а) Cu, Ag, Zn, Fe;

б) Mg, Al, Zn, Fe;

в) Zn, Fe, Cu, Ag?

14.Розрахуйте, скільки виділиться хлору в літрах (н.у.) при пропусканні

через розчин $NiCl_2$ струму силою 20 А протягом 5 секунд:

а) 0,02 л ; б) 0,01л ; в) 0,04л ?

15.Електроліз розчину K_2SO_4 проводили при силі струму 5А протягом 3 годин. Яка маса води при цьому розклалася:

а) 10,08 г; б) 15,1г ; в) 5,04г ?

16.Які процеси відбуваються при електролізі розчину сульфату міді з мідним анодом:

а) відновлення водню на катоді;

б) окиснення міді на аноді;

в) окиснення іонів SO_4^{2-} на аноді?

17.При електролізі яких водних розчинів наведених речовин відбувається виділення і кисню і водню на електродах:

а) KNO_3, Na_2CO_3,$Ca(NO_3)_2$;

б)NaCl,$AgNO_3$,K_2CO_3;

в) $ZnSO_4$, $MgCl_2$, $A1_2$ $(SO_4)_3$?

18.Який об'єм (л) кисню (при н.у.) виділиться на аноді, якщо через розчин сульфату калію пропустити 96500 Кл електрики:

а) 5,6 л ; б) 11,2л ; в) 22,4л?

19. Який з наступних рядів відповідає послідовності відновлення іонів металів на катоді:

а) Ag+, Mg^{2+}, $A1^{3+}$, Sn^{2+};

б) Ag^{+}, Hg^{2+}, Cu^{2+}, Sn^{2+};

в)Cu^{2+}, Sn^{2+}, Fe^{2+}, Zn^{2+}?

20.Які процеси відбуваються на катоді при електролізі розчинів солей активних металів і кисневмісних кислот :

а) виділення водню на катоді;

б) окислювання аніонів на аноді;

в) відновлення катіонів металу?

Тема 13. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ ТА ЇХ СПОЛУК

Розташування металів в Періодичній системі елементів. Електронна структура атомів. Металевий зв'язок.

Всі елементи періодичної системи хімічних елементів умовно поділені на метаеві і неметалеві за їх хімічними властивостями. Межа проходить по діагоналі Бор(B)- Силіцій (Si)- Арсенікум (As)-Телур (Te)-Астат (At). Елементи цієї діагоналі називають іноді напівметалами.

Металеві елементи займають місця на початку періодів , тобто знаходяться внизу ліворуч від цієї діагоналі. Неметалеві елементи знаходяться наприкінці періодів. Тобто займають місця зверху та праворуч діагоналі. Неметалів в Періодичній системі всього 21 елемент. Всі інші

елементи (їх більш, ніж 86)- метали. За електронною будовою атомів металеві елементи ділять на s-метали, p-метали, d-метали та f-метали .

Всі металеві елементи та їх прості речовини мають багато спільних властивостей.

Спільні властивості металів визначаються **специфічною кристалічною будовою** (малюнок 1.) та наявністю **особливого металевого зв′язку.**

Металевий зв'язок утворюється в і металі таким чином :

- Оскільки кількість валентних електронів в кожному атомі невелика, а розмір атому достатньо великий, то при створенні кристалічної решітки металу валентні електрони всіх атомів делокалізуються (узагальнюються). Наступає рівновага між атомами, катіонами та делокалізованими валентними електронами:

$$n\,Me \Leftrightarrow n\,Me^{x+} + nx\,\bar{e}$$

- Катіони та атоми металів займають вузли кристалічних решіток щільного пакування, а делокалізовані електрони створюють так званий «електроний газ» і займають порожнини в решітках.

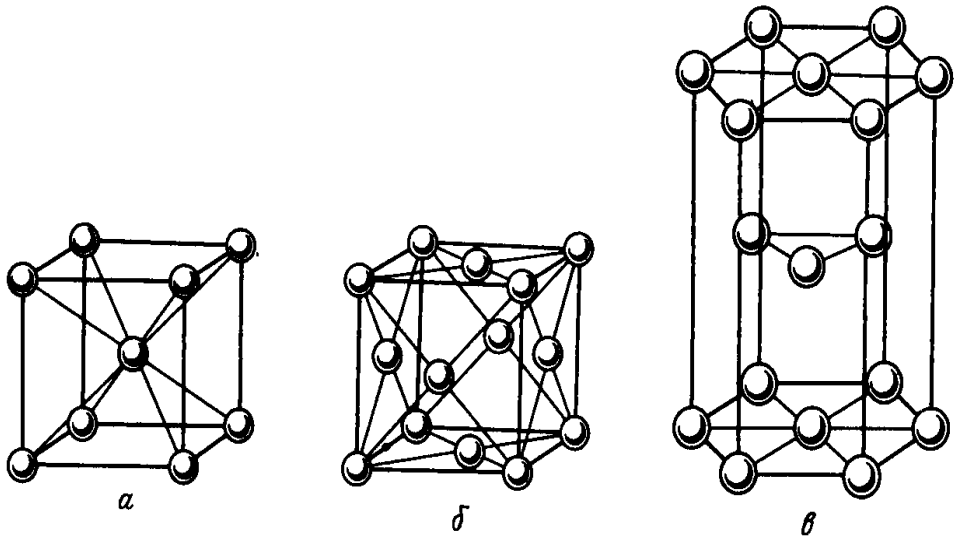


Рис. 1 Кристалічні решітки металів:
а-кубічна об′ємноцентрована,
б- кубічна гранецентрована,
в-гексагональна щільно запакована.

Кристалічна будова металевих речовин та наявність металевого звязку пояснюють **загальні фізичні металеві властивості** таким чином:

- Завдяки щільному пакуванню кристалічних решіток майже всі ***метали*** є ***твердими речовинами*** при стандартних умовах (виключення-

меркурій- ртуть –Hg). Температура плавлення залежить від порядкового номеру елементу (рис. 7.2)

- «Електронний газ» відзеркалює фотони світла, тому ***метали мають металевий блиск*** та ***непрзорі*** .

- «Електронний газ» переміщується в кристалічній решітці і є носієм енергії (тепла), тому ***метали мають високу теплопровідність***.

- «Електронний газ» переміщується в одному напрямку при накладанні зовнішньої різниці потенціалів. Утворюється електричний струм. ***Метали мають високу електропровідність,*** яка *при нагріві зменшується* для провідників тому, що атоми і іони металів в вузлах решіток збільшують амплитуду коливань та заважають переміщенню електронів.

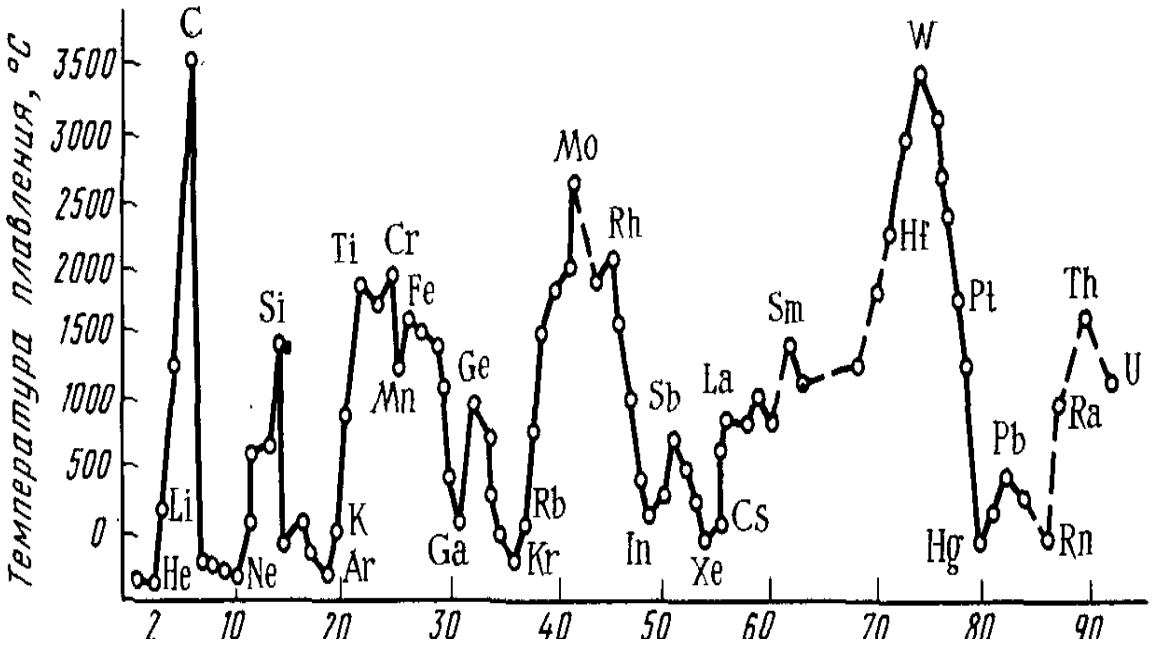


Рис.2. Залежність температури плавлення речовини від номеру елементу.

- «Електронний газ» утримує катіони та атоми в решітці, не дозволяє порушувати металевий з′вязок. Тому при зовнішній деформації кристалічна решітка металу зберігає цілісность, але змінює форму. Така ***властивость металів має назву пластичніть*** (рис. 7.3***).***

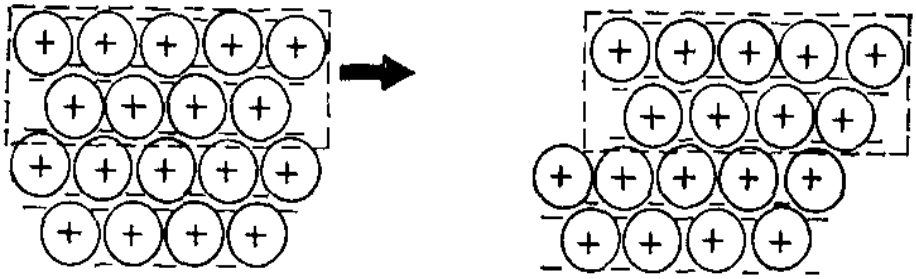


Рис.3. Дія деформації на шари решітки металу

Хімічні властивості металів

Всі ***метали*** мають невелику кількість валентних електронів та при цьому розмір атому достатньо великий, тому проявляють ***відновні властивості,*** тобто ***віддають валентні електрони*** в хімічних реакціях.

Найбільш сильні відновні властивості проявляють ***s –метали.*** Вони реагують майже зі всіма окисниками при нормальних умовах. Зверху вниз в групах відновні властивості s –металів підсилюються. Найбільш стійким для s –металів є ступінь окиснення, що дорівнює номеру групи.

p-Метали проявляють стійки ступені окиснення, що відповідають номеру групи, але ***зверху вниз в групі стійкість вищого ступеню окиснення зменшується.*** Тому в шостому періоді p-метали проявляють нижчі ступені окиснення (на 2 одиниці менш ніж номер групи).

d-Метали (перехідні метали) мають характерні особливості електронної будови – в атомах цих елементів заповнюється не зовнішний, а передзовнішний d –підрівень. Тому вони проявлюють різноманітність ступенів окиснення, утворюють кольорові іони, створюють різні комплексні сполуки, проявлюють відновні та окисні властивості в різних іонних станах. ***В підгрупах d- металів зверху вних стійкість вищого ступеню окиснення підвищується***. Так можливі ступені окиснення d – елементів четвертого періоду наведені нижче.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
								+1	
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+4	+4	+4	+4		+4	+4		
		+5	+5	+5					
			+6	+6	+6				
				+7					

Для d- металів пятого та шостого періодів характерні найвищи ступені окиснення.

Відносна активність деяких металів наведена в таблиці 1.

Таблиця 1.Відносна активність металів
(за електрохімічним рядом активності, додаток 26)

<table>
<tr><td rowspan="3">Оксиди не відновлюються гідрогеном</td><td>K
Ba
Sr
Ca
Na
Li</td><td>Реагують з холодною водою з виділенням гідрогену</td><td rowspan="8">Реагують з оксигеном з утворення оксидів</td></tr>
<tr><td>Mg
Al
Mn
Cr
Zn
Fe
Cd</td><td rowspan="2">Реагують з водяною парою з виділенням гідрогену</td></tr>
<tr><td rowspan="5">Оксиди відновлюються гідрогеном</td></tr>
<tr><td>Co
Ni
Sn
Pb</td><td rowspan="2">Реагують з кислотами з виділенням гідрогену</td></tr>
<tr><td>H</td></tr>
<tr><td>Sb
As
Bi
Cu</td><td></td></tr>
<tr><td rowspan="2">Оксиди при нагріванні розкладаються</td><td></td><td></td></tr>
<tr><td>Hg
Ag
Pd
Pr
Au</td><td colspan="2">Оксиди отримують непрямими засобами</td></tr>
</table>

Прості металічні речовини є відновниками, тому можуть реагувати з різними окисниками.

Порівняння деяких властивостей металів наведено в таблиці 7.2.

Реакції металів з водними розчинами наведені в таблицях (3-9).

Таблиця 2. Порівняння деяких властивостей металів.

Характеристика	***s –метали***	***p-метали***	***d -метали***
Фізичні властивості	М'які, легкоплавкі	Більш тверді та важкоплавкі, ніж *s*-метали	Ще більш тверді та важкоплавкі, ніж *p*-метали
Реакція з водою	Реагують бурхливо	Реагують повільно з холодною водою	
Реакція з неметалами	Реагують бурхливо	Реагують не так бурхливо	
Реакція з гідрогеном	Створюють іонні гідриди	Не створюють гідридів	Створюють гідриди включення
Зв'язок	Взагалі іонний	Як правило ковалентний, навіть в комплексних іонах	
Властивості іонів	Створюють прості іони з оболонкою благородних газів	Прості іони, часто з заповненою *d*-оболонкою. Легко створюють комплексні іони	Деякі створюють прості іони, більшість створює різноманітні комплексні іони
Комплексні іони	Лише гідратні безкольорові комплексні іони.	Часто створюються безкольорові комплексні іони	Легко створюють комплексні іони, часто кольорові
Ступень окиснення	Ступінь окиснення рівний номеру групи $+N$	Ступінь окиснення рівний номеру групи $+N$, а також $+(N-2)$	Ступінь окиснення різний , в тому числі +2, ,3….+ N

Взаємодія металів з окисниками - простими речовинами

В атомах металів на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться один, два або три електрона. Ці електрони метали легко віддають при хімічних реакціях неметалам або катіонам інших металів, тобто метали є сильними відновниками.

- З оксигеном, наприклад, метали утворюють оксиди (пероксиди Na_2O_2, надпероксиди KO_2).

а) з літієм, натрієм, калієм, кальцієм, барієм реакція йде при звичайних умовах:

$$Li\ (Na, K, Ca, Ba) + O_2 \rightarrow Li\ O_2\ (Na_2O_2, KO_2, CaO, BaO);$$

б) мідь (купрум)Cu та меркурій (ртуть) Hg реагують з оксигеном тільки при нагріванні:

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{t^0} 2CuO;$$

в) аргентум (срібло)Ag, платина Pt і золото Au настільки стійкі, що не утворюють оксидів прямим окисненням.

- При взаємодії з ***іншими неметалами*** метали утворюють сполуки галогеніди, сульфіди, нітриди, фосфіди :

$$Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2 \quad \textit{галогеніди}$$

$$Zn + S \rightarrow ZnS \quad \textit{сульфіди}$$

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2; \quad \textit{нітриди}$$
$$3Ca + 2P \rightarrow Ca_3P_2 \quad \textit{фосфіди}$$
$$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3. \quad \textit{карбіди}$$

- Активні метали утворюють гідриди металів:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2.$$

Чим легше атоми металу віддають електрони, тим активніше буде метал. За активністю в водних розчинах всі метали можна розташувати в ряд, який називають рядом активності, або рядом напруг. В цьому ряді є також гідроген, який, як і метали, може віддавати електрон і утворювати позитивно заряджений іон.

Відновна здатність простих речовин знижується →

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Pe, Pb, (H_2), Cu, Ag, Hg, Au

Li^+, K^+, Ca^{2+}, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}, Zn^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{2+}, Pb^{2+}, ($2H^+$), Cu^{2+} Ag^+. **Hg^{2+}, Au^{2+}**

Окисна здатність гідратованих іонів посилюється →

Приклади розв'язання типових завдань

Приклад 1.
Дайте характеристику властивостям металу ***Марганцю***.
Наведіть можливі реакції.
Розв'язок

Для надання характеристики властивостей металів користуються періодичною таблицею хімічних елементів, електронною будовою атому, електрохімічним рядом активності металів та ін.

Елемент ***Марганець*** $_{25}$***Mn*** знаходиться в 4 періоді , в 7-В (побічній) групі періодичної системі хімічних елементів Д.І.Менделєєва.
Електронна формула атому $1s^2\, s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^5}$
Валентні електрони розташовуються в квантових комірках
в не збудженому стані (валентність В= 0)

3d ^{5}					4s^2
↑	↑	↑	↑	↑	↑↓

в збудженому стані (валентність В= 7)

3d ^{5}					4s^1	4p^1		
↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑		

В сполуках марганець проявляє ступені окиснення +2, +3, +4, +5(нестійка) , +6, +7.

Марганець утворює оксиди та гідроксиди, формули та властивості яких залежать від ступеню окиснення, що наведені в таблиці:

Ступінь окиснення	Формула оксиду	Формула гідроксиду	Властивості
+2	MnO	$Mn(OH)_2$	основні
+3	Mn_2O_3	$Mn(OH)_3$	основні
+4	MnO_2	$Mn(OH)_4 = H_2MnO_3 = MnO(OH)_2$	амфотерні
+6	MnO_3	H_2MnO_4	кислотні
+7	Mn_2O_7	$HMnO_4$	кислотні

При збільшенні ступеню окиснення основні властивості оксидів та гідроксидів зменшуються, кислотні збільшуються.

Фізичні властивості марганцю

Mn - метал сріблясто-білого кольору з рожевим відтінком, температура плавлення $t_{плавлення}$ =1520 ^{0}C , температура кипіння $t_{кіпіння}$ = 2019 ^{0}C, має декілька кристалічних модифікацій.

Хімічні властивості марганцю.

Марганець, як і всі метали, проявляє відновні властивості. Для нього характерні реакції взаємодії з окисниками різного складу.

Взаємодія марганцю з окисниками - складними речовинами:

Марганець - достатньо активний метал, а відсутність захисної оксидної плівки на поверхні дозволяє реагувати з

окисниками-простими речовинами:

- з хлором $Mn + Cl_2 = MnCl_2$
- з оксигеном $Mn + O_2 = MnO$;

в останній реакції в залежності від температурного режиму можна отримати більш стійкі оксиди Mn_2O_3 (брауніт) , MnO_2 (піролюзит) та солеподібний оксид Mn_3O_4 (гаусманіт).

Взаємодія марганцю з окисниками - складними речовинами:

Електродний потенціал марганцю $E_{Mn/Mn^{2+}} = -1.05B$, тобто в водних розчинах марганець проявляє значну активність.

Вступає в реакції з утворенням гідрогену:

- з водою при високих температурах $Mn + 2H_2O = Mn(OH)_2 + H_2$,
- з хлоридної кислотою $Mn + 2HCl = MnCl_2 + H_2$
- з сульфатною кислотою $Mn + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2$.

Марганець окиснюється кислотами - сильними окисниками до сполук марганцю(+2) в реакціях:

- з нітратною розведеною кислотою
  $3Mn + 8HNO_{3(розвед)} = 3Mn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$
- з нітратною концентрованою кислотою
  $Mn + 4HNO_{3(конц)} = Mn(NO_3)_2 + NO_2 + 2H_2O$
- з сульфатною концентрованою кислотою
  $Mn + 2H_2SO_{4(конц)} = MnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$.

Приклад 2.

Наведіть можливі оксиди та гідроксиди марганцю.

Опишіть кислотно-основні та окисно-відновні властивості оксидів і гідроксидів в залежності від ступеню окиснення марганцю.

Розв'язок

В сполуках марганець проявляє декілька ступенів окиснення, найбільш стійкі з них такі: +2, +3, +4, +6, +7.

При збільшенні ступеню окиснення посилюються кислотні і окисні властивості сполук, слабшають основні та відновні властивості сполук. (Дивись таблицю щодо характеру оксидів в прикладі 1.)

- Оксид і гідроксид марганцю(+2) мають ***основні і відновні властивості.***

Гідроксид марганцю(+2) взаємодіє з кислотами :

$$Mn(OH_2) + 2HCl = MnCl_2 + H_2O.$$

Гідроксид марганцю(+2) на повітрі легко окиснюється :

$$4Mn(OH)_2 + O_2 + H_2O = 4Mn(OH)_4,$$

- Оксид марганцю(+4) має ***амфотерні властивості***, тому взаємодіє з лугами як кислотний оксид:

$$MnO_2 + 2KOH = K_2MnO_3 + H_2O,$$

реагує також з кислотами , як основний оксид, але проявляє в цих реакціях додатково і ***окисні властивості***:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O;$$

$$2MnO_2 + H_2SO_4 = 2MnSO_4 + O_2 + 2H_2O.$$

Якщо в лужне середовище додати окисник, то діоксид марганцю проявляє ***відновні властивості***:

$$MnO_2 + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$$

Тобто **оксид марганцю(+4) має амфотерні властивості і одночасно окисно-відновну подвійність.**

- Оксид марганцю(+6) проявляє ***кислотні властивості*** :

$$MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4$$

$$MnO_3 + 2KOH = K_2MnO_4 + H_2O$$

В окисно-відновних реакціях сполуки марганцю (+6) проявляють ***окисні і відновні властивості***, наприклад, в зеленому розчині утворюється бурий осад завдяки диспропорціонуванню K_2MnO_4 в реакції

$$3K_2MnO_4 + 2H_2O = MnO_2 + 2KMnO_4 + 4KOH$$

$$2 \mid MnO_4^{2-} - e = MnO_4^{-} \ окиснення, відновник$$

$$1 \mid MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e = MnO_2^{0} + 4OH^{-} \ відновлення, окисник$$

$$3MnO_4^{2-} + 2H_2O = MnO_2 + 2MnO_4^{-} + 4OH^{-}$$

В першій напівреакції K_2MnO_4 окиснюється, а в другій – відновлюється, тобто проявляє ***окисно-відновну подвійність.***

- Оксид марганцю(+7) проявляє ***кислотні властивості***

$$Mn_2O_7 + 2H_2O = 2HMnO_4$$

$$Mn_2O_7 + 2KOH = 2KMnO_4 + H_2O$$

Сполуки марганцю (+7) є ***сильними окисниками,*** їх окисні властивості та продукти окиснення залежать ***від pH середовища.***

Так відновник - сульфіт калію відновлює $KMnO_4$ в різних умовах:

- кислому середовищі в ході реакції червоно-фіолетовий колір розчину $KMnO_4$ обезбарвлюється

$$2KMnO_4 + 5K_2SO_4 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 3H_2O$$

- в нейтральному середовищі утворюється бурий осад $MnO(OH)_2$ або MnO_2 за реакцією

$$2KMnO_4 + 3K_2SO_4 + 3H_2O = 2MnO(OH)_2 \downarrow + 3K_2SO_4 + 2KOH$$

- в лужному середовищі з'являється зелений колір K_2MnO_4 за реакцією

$$2KMnO_4 + K_2SO_4 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$$

Гідроліз солей марганцю (+2).

Оскільки гідроксид марганцю(+2) є слабкою основою, тому солі його гідролізують з утворенням гідроксосолей та кислого середовища :

$$MnCl_2 + H_2O = MnOHCl + HCl.$$

$$Mn^{2+} + H_2O = MnOH^{+} + H^{+}.$$

Таблиця 3. **Взаємодія металів з водою**

З водою реагують метали, стандартний електродний потенціал яких $E^0_{Me/Me^{n+}} < 0$, тобто метали, що більш активні ніж гідроген.

Метали, що **активніші за алюміній** і не мають захисної оксидної плівки розчинюються в воді при кімнатній температурі зі створенням гідроксидів. Алюміній, магній, більшість d-металів мають захисні плівки , але як активні метали можуть реагувати з розкаленою парою води зі створенням оксидів. **Всі активні метали витісняють з води гідроген.**

s-метали	$H_2O + Me(1 А групи) \rightarrow MeOH + H_2$ ***Наприклад*** $H_2O + Na \rightarrow NaOH + H_2$
	$H_2O + Me(2 А групи) \rightarrow Me(OH)_2 + H_2$ ***Наприклад*** $H_2O + Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \downarrow + H_2$

p-метали	$H_2O + Al \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + H_2$ $H_2O + Me\ 3А\ групи\ (Ga, In) \rightarrow Me(OH)_3 \downarrow + H_2$ $H_2O + Tl \rightarrow TlOH \downarrow + H_2$
	$H_2O + Sn \rightarrow Sn(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Pb \rightarrow Pb(OH)_2 \downarrow + H_2$

d-метали *4 періоду*	$H_2O + Sc \rightarrow Sc(OH)_3 \downarrow + H_2$ $H_2O + Ti \rightarrow Ti(OH)_3 \downarrow + H_2$ $H_2O + V \rightarrow V(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Cr \rightarrow Cr(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Mn \rightarrow Mn(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Fe \rightarrow Fe(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Co\ (Ni) \rightarrow Co(OH)_2 \downarrow\ (Ni(OH)_2 \downarrow) + H_2$ $H_2O + Zn \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + H_2$ $H_2O + Cu \neq Cu(OH)_2 + H_2, купрум\ менш\ активний, ніж\ гідроген$

d-метали *5 та 6 періодів*	d-метали 5 та 6 періодів мають захисні оксидні плівки,завдяки чому практично не реагують з водою

Таблиця 4.

Взаємодія металів з хлоридною кислотою

З хлоридною кислотою реагують метали, стандартний електродний потенціал яких $E^0_{Me/Me^{n+}} < 0$, тобто метали, що більш активні ніж гідроген. Менш активні метали ***з хлоридної кислотою*** не реагують.

Всі активні метали витісняють з хлоридної кислоти гідроген.

s-метали	$HCl + Me(1 А групи) \rightarrow MeCl + H_2$ ***Наприклад*** $HCl + Na \rightarrow NaCl + H_2$
	$HCl + Me(2 А групи) \rightarrow MCl_2 + H_2$ ***Наприклад*** $HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$

p-метали	$HCl + Al \rightarrow AlCl_3 + H_2$ $HCl + Me\ 3А\ групи\ (Ga, In) \rightarrow MeCl_3 + H_2$ $HCl + Tl \rightarrow TlCl \downarrow + H_2$ *осад гальмує розчинення*
	$HCl + Sn \rightarrow SnCl_2 + H_2$ $HCl + Pb \rightarrow PbCl_2 \downarrow + H_2$ *, осад гальмує розчинення*

d-метали 4 періоду	$HCl + Sc \rightarrow ScCl_3 + H_2$ $HCl + Ti \rightarrow TiCl_3 + H_2$ $HCl + V \rightarrow VCl_2 + H_2$ $HCl + Cr \rightarrow CrCl_2 + H_2$ $HCl + Mn \rightarrow MnCl_2 + H_2$ $HCl + Fe(Co, Ni) \rightarrow FeCl_2(CoCl_2, NiCl_2) + H_2$ $HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ $HCl + Cu \neq$ *купрум менш активний, ніж гідроген*

d-метали 5 та 6 періодів	d-метали 5 та 6 періодів мають захисні оксидні плівки,завдяки чому практично не реагують з хлоридної кислотою

Таблиця 5

Взаємодія металів з розведеною сульфатною кислотою

З розведеною сульфатною кислотою реагують метали, стандартний електродний потенціал яких $E^0_{Me/Me^{n+}} < 0$, тобто метали, що більш активні ніж гідроген.

Менш активні метали *з* ***розведеною сульфатною*** кислотою не реагують.

Всі активні метали **витісняють з розведеної сульфатної кислоти *гідроген.***

s-метали	$H_2SO_4 + Me(1 А групи) \rightarrow Me_2SO_4 + H_2$ ***Наприклад*** $H_2SO_4 + Na \rightarrow Na_2SO_4 + H_2$
	$H_2SO_4 + Me(2 А групи) \rightarrow MeSO_4 + H_2$ ***Наприклад*** $H_2SO_4 + Ca \rightarrow CaSO_4 \downarrow + H_2$

p-метали	$H_2SO_4 + Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$ $H_2SO_4 + Me\ 3А\ групи\ (Ga, In) \rightarrow Me_2(SO_4)_3 + H_2$ $H_2SO_4 + Tl \rightarrow Tl_2SO_4 \downarrow + H_2$, *осад гальмує розчинення*
	$H_2SO_4 + Sn \rightarrow SnSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Pb \rightarrow PbSO_4 \downarrow + H_2$, *осад гальмує розчинення*

d-метали 4 періоду	$H_2SO_4 + Sc \rightarrow Sc_2(SO_4)_3 + H_2$ $H_2SO_4 + Ti \rightarrow Ti_2(SO_4)_3 + H_2$ $H_2SO_4 + V \rightarrow VSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Cr \rightarrow CrSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Mn \rightarrow MnSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Co(Ni) \rightarrow CoSO_4(NiSO_4) + H_2$ $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ $H_2SO_4 + Cu \neq$ *купрум менш активний, ніж гідроген*

d-метали 5 та 6 періодів	d-метали 5 та 6 періодів мають захисні оксидні плівки,завдяки чому практично не реагують з розведеною сульфатною кислотою

Таблиця 6.

Взаємодія металів з концентрованою сульфатною кислотою

З концентрованою сульфатною кислотою **не вступають во взаємодію благородні метали** (золото Au, срібло Ag, платина Pt та платинові метали Os,Ir, Ru, Rh, Pd).

Метали, на поверхні яких утворюється **захисна оксидна плівка – Al, Cr, V, Fe,** та **d-метали 5 та 6 періодів пасивують** при кімнатній температурі .

Інші метали окиснюються концентрованою сульфатною кислотою з відновленням сульфуру(+6) в кислоті .

Продукти відновлення залежать від активності металів. Чим більш активним є метал тим сильніше відновлюється сульфатна кислота .

s-метали відновлюють кислоту до H_2S	$H_2SO_{4(конц)} + Me(1 А групи) \rightarrow Me_2SO_4 + H_2S + H_2O$ ***Наприклад*** $H_2SO_{4(ëîíö)} + Na \rightarrow Na_2SO_4 + H_2S + H_2O$
	$H_2SO_{4(конц)} + Me(2 А групи) \rightarrow MeSO_4 + H_2S + H_2O$ ***Наприклад*** $H_2SO_{4(ëîíö)} + Ca \rightarrow CaSO_4 + H_2S + H_2O$

p-метали (окрім Al) відновлюють кислоту до SO_2	$H_2SO_{4(конц)} + Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2S + H_2O$ $H_2SO_{4(конц)} + Me(Ga, In, Tl) \rightarrow (Me_2(SO_4)_3) + H_2O + SO_2$
	$H_2SO_{4(ëîíö)} + Sn \rightarrow Sn(SO_4)_2 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(конц)} + Pb \rightarrow Pb(HSO_4)_2 + H_2O + SO_2$

d-метали 4 періоду відновлюють кислоту до SO_2	$H_2SO_{4(ëîíö)} + Sc \rightarrow Sc_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Ti \rightarrow Ti(SO_4)_2 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + V \rightarrow (VO_2)_2SO_4 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Cr \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Mn \rightarrow MnSO_4 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Fe \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Cî\ (Ni) \rightarrow CoSO_4(NiSO_4) + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2O + SO_2$ $H_2SO_{4(ëîíö)} + Cu \rightarrow CuSO_4 + H_2O + SO_2$

d-метали 5 та 6 періодів	Деякі d-метали 5 та 6 періодів реагують з концентрованою сульфатною кислотою при високих температурах ***Наприклад*** $H_2SO_{4(ëîíö)} + La \rightarrow La_2(SO_4)_3 + H_2O + SO_2$

Таблиця 7.

Взаємодія металів з концентрованою нітратною кислотою

З концентрованою нітратною кислотою **не вступають во взаємодію благородні метали** (золото Au, платина Pt та метали сімейства платини). Метали, на поверхні яких утворюється захисна оксидна плівка – Al, Cr, V, Fe, та d-метали 5 та 6 періодів **пасивуються при** кімнатній температурі.
Інші метали окислюються концентрованою нітратною кислотою до стійких валентностей , та відновлюють нітроген(+5) кислоти, як правило до NO_2 .
Продукти відновлення залежать від активності металів. Чим більш активним є метал тим сильніше відновлюється нітратна кислота .

s-метали відновлюють кислоту до NH_4NO_3	$HNO_{3(êîíö)} + Me(1Àãðóïè) \rightarrow MåNO_3 + NH_4NO_3 + H_2O$ ***Наприклад*** $HNO_{3(êîíö)} + Na \rightarrow NaNO_3 + NH_4NO_3 + H_2O$
	$HNO_{3(êîíö)} + Me(2Àãðóïè) \rightarrow Må(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$ ***Наприклад*** $HNO_{3(êîíö)} + Ca \rightarrow Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

p-метали (окрім Al) відновлюють кислоту до NO_2	$HNO_{3(êîíö)} + Al \rightarrow Al(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(конц)} + Me(Ga, In, Tl) \rightarrow Me(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$
	$HNO_{3(конц)} + Sn \rightarrow H_2SnO_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Pb \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

d-метали 4 періоду відновлюють кислоту до NO_2	$HNO_{3(êîíö)} + Sc \rightarrow Sc(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(конц)} + Ti \rightarrow H_2TiO_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(конц)} + V \rightarrow HVO_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Cr \rightarrow Cr(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Mn \rightarrow Mn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Cî\ (Ni) \rightarrow Co(NO_3)_2\ (Ni(NO_3)_2) + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(êîíö)} + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$

d-метали 5 та 6 періодів	*Деякі d-метали 5 та 6 періодів реагують з концентрованою нітратною кислотою при високих температурах* ***Наприклад*** $HNO_{3(êîíö)} + Ag \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$ $HNO_{3(конц)} + W \rightarrow H_2WO_4 + NO_2 + H_2O$

Таблиця 8.

Взаємодія металів з розведеною нітратною кислотою

З розведеною нітратною кислотою **не вступають во взаємодію благородні метали** (золото Au, платина Pt та платинові метали Os,Ir, Ru, Rh, Pd). Метали, на поверхні яких утворюється захисна оксидна плівка – Al, Cr, V, Fe, та d-метали 5 та 6 періодів **пасивують** при кімнатній температурі . Інші метали окиснюються розведеною нітратною кислотою з відновленням нітрогену(+5) кислоти, як правило до NO .

Продукти відновлення залежать від активності металів. Чим більш активним є метал тим сильніше відновлюється нітратна кислота .

s-метали відновлюють кислоту до NH_4NO_3	$HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Me(1\text{Àãðóïè}) \rightarrow \text{Må}NO_3 + NH_4NO_3 + H_2O$ ***Наприклад*** $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Na \rightarrow NaNO_3 + NH_4NO_3 + H_2O$
	$HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Me(2\text{Àãðóïè}) \rightarrow \text{Må}(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$ ***Наприклад*** $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Ca \rightarrow Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

p-метали (окрім Al) відновлюють кислоту до NO	$HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Al \rightarrow Al(NO_3)_3 + NO\ (N_2, N_2O, NH_4NO_3) + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + \text{Ìå}\ (Ga, In, Tl) \rightarrow Me(NO_3)_3 + NO + H_2O$
	$HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Sn \rightarrow Sn(NO_3)_2 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Pb \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$

d-метали 4 періоду відновлюють кислоту до NO	$HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Sc \rightarrow Sc(NO_3)_3 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Ti \rightarrow Ti(NO_3)_3 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + V \rightarrow VO_2NO_3 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Cr \rightarrow Cr(NO_3)_3 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Mn \rightarrow Mn(NO_3)_2 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + \text{Cî}\ (Ni) \rightarrow Co(NO_3)_2\ (Ni(NO_3)_2) + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{розвед})} + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO + H_2O$ $HNO_{3(\text{ðîçâåä})} + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

d-метали 5 та 6 періодів	*d-метали 5 та 6 періодів мають захисні оксидні плівки,завдяки чому практично не реагують з розведеною нітратною кислотою*

Таблиця 9.

Взаємодія металів з лужними розчинами

З лугами в розчинах реагують метали, стандартний електродний потенціал яких $E^0_{Me/Me^{n+}} < 0$, тобто метали, що більш активні ніж гідроген. В сполуках, що утворюються, метали проявляють амфотерні властивості, тому розчинюються в лугах зі створенням комплексних сполук або солей.

Активні амфотерні метали витісняють з водних лужних розчинів гідроген.

Деякі малоактивні амфотерні метали розчинюються в лужних розчинах в присутності сильних окисників, наприклад пероксиду гідрогену H_2O_2.

s-метали ***(тільки Be)***	$H_2O + NaOH + Be \rightarrow Na_2[Be(OH)_4] + H_2$

p-метали *Al,Ga,In,Sn,Pb*	$H_2O + NaOH + Al \rightarrow Na[Al(OH)_4] + H_2$ $H_2O + NaOH + Ga \rightarrow Na[Ga(OH)_4] + H_2$ $H_2O + NaOH + In \rightarrow Na[In(OH)_4] + H_2$
	$H_2O + NaOH + Sn \rightarrow Na_2[Sn(OH)_4] + H_2$ $H_2O + NaOH + Pb \rightarrow Na_2[Pb(OH)_4] + H_2$

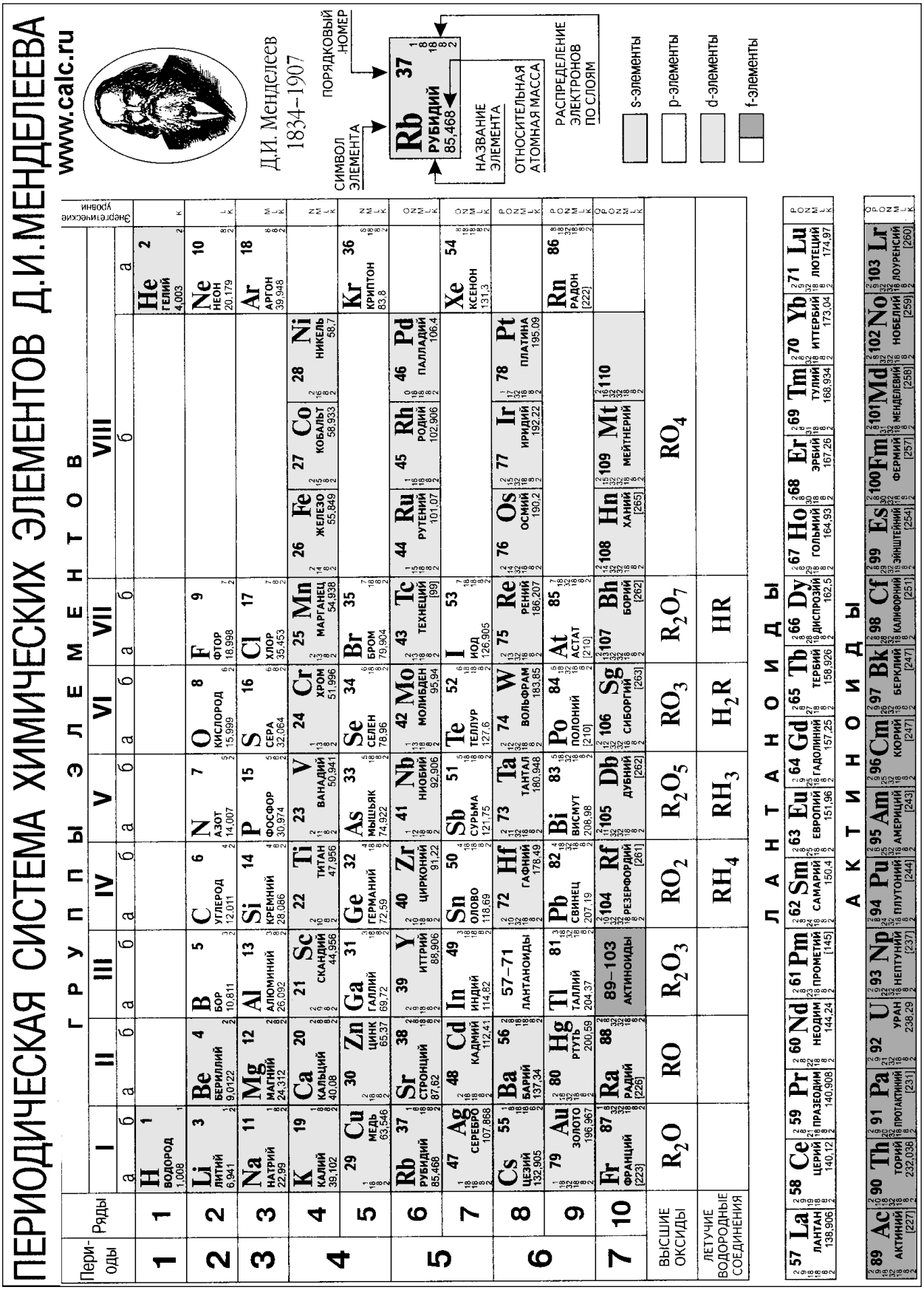
d-метали 4 періоду (Cr,Zn)	$H_2O + NaOH + Cr \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6] + H_2$ $H_2O + NaOH + Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$

d-метали 4 періоду з окислювачем в розчині луги	$H_2O_2 + NaOH + Ti \rightarrow Na_2TiO_3 + H_2O$

p,d-метали 5 та 6 періодів з окислювачем в розчині луги	$H_2O_2 + NaOH + Sb \rightarrow Na_3SbO_4 + H_2O$ $H_2O_2 + NaOH + Bi \rightarrow NaBiO_3 + H_2O$ $H_2O_2 + NaOH + Mo \rightarrow Na_2MoO_4 + H_2O$ $H_2O_2 + NaOH + W \rightarrow Na_2WO_4 + H_2O$

ДОДАТКИ

Додаток 1. Періодична система хімічних елементів Д.І.Менделєєва.



Додаток 2. Номенклатура кислот				
Кислота			Кислотний залишок	
Формула	Назва		Формула	назва залишку і солі по кислотному залишку
	традиційна	системна		
1	2	3	4	5
HF	Фтороводнева (плавікова)	Фторидна	**F^-**	Фторид
HCl	Хлороводнева (соляна)	Хлоридна	**Cl^-**	Хлорид
HBr	Бромоводнева	Бромідна	**Br^-**	Бромід
HI	Йодоводнева	Йодидна	**I^-**	Иодид
HCN	Циановоднева	Цианідна	**CN^-**	Цианід
HSCN	Родановоднева	Роданідна	**SCN^-**	Роданід
H_2S	Сірководнева	Сульфідна	**HS^-** **S^{2-}**	Гідросульфід Сульфід
H_2SO_4	Сірчана	Сульфатна	**HSO_4^-** **SO_4^{2-}**	Гідросульфат Сульфат
H_2SO_3	Сірчиста	Сульфітна	**HSO_3^-** **SO_3^{2-}**	Гідросульфіт Сульфіт
$H_2S_2O_7$	Дисірчана	Дисульфатна	**$HS_2O_7^-$** **$S_2O_7^{2-}$**	Гідродисульфат Дисульфат
$H_2S_2O_3$	Тіосірчана	Тіодисульфатна	**$HS_2O_3^-$** **$S_2O_3^{2-}$**	Гідротіодисульфат Тіодисульфат
HNO_3	Азотна	Нітратна	**NO_3^-**	Нітрат
HNO_2	Азотиста	Нітритна	**NO_2^-**	Нітрит
HPO_3	(Мета)-фосфорна	(Мета)-фосфатна	**PO_3^-**	Метафосфат
H_3PO_4	(Орто)-фосфорна	(Орто)-фосфатна	**$H_2PO_4^-$** **HPO_4^{2-}** **PO_4^{3-}**	Дигідрофосфат Гідрофосфат Фосфат

1	2	3	**4**	5
$H_4P_2O_7$	Двофосфорна (пірофосфорна)	Дифосфатна	**$H_3P_2O_7^-$** **$H_2P_2O_7^{2-}$** **$HP_2O_7^{3-}$** **$P_2O_7^{4-}$**	Тригідродифосфат Дигідродифосфат Гідродифосфат Дифосфат
H_3AsO_4	(Орто)-Миш'якова	(Орто)-Арсенатна	**$H_2AsO_4^-$** **$HAsO_4^{2-}$** **AsO_4^{3-}**	Дигідроарсенат Гідроарсенат Арсенат
H_3AsO_3	(Орто)-Миш'яковиста	(Орто)-Арсенітна	**$H_2AsO_3^-$** **$HAsO_3^{2-}$** **AsO_3^{3-}**	Дигідроарсеніт Гиідроарсеніт Арсеніт
$HMnO_4$	Марганцева	Перманганатна	**MnO_4^-**	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцевиста	Манганатна	**$HMnO_4^-$** **MnO_4^{2-}**	Гідроманганат Манганат
$HClO_4$	Хлорна	Перхлоратна	**ClO_4^-**	Перхлорат
$HClO_3$	Хлорнувата	Хлоратна	**ClO_3^-**	Хлорат
$HClO_2$	Хлориста	Хлоритна	**ClO_2^-**	Хлорит
$HClO$	Хлорнуватиста	Гіпохлоритна	**ClO^-**	Гіпохлорит
H_2CrO_4	Хромова	Хроматна	**$HCrO_4^-$** **CrO_4^{2-}**	Гідрохромат Хромат
$H_2Cr_2O_7$	Двохромова	Дихроматна	**$HCr_2O_7^-$** **$Cr_2O_7^{2-}$**	Гідродихромат Дихромат
H_3BO_3	Борна	Боратна	**$H_2BO_3^-$** **HBO_3^{2-}** **BO_3^{3-}**	Дигідроборат Гідроборат Борат
H_2CO_3	Вугільна	Карбонатна	**HCO_3^-** **CO_3^{2-}**	Гідрокарбонат Карбонат
H_2SiO_3	Кремнієва	Силікатна	**$HSiO_3^-$** **SiO_3^{2-}**	Гідросилікат Силікат
CH_3COOH	Оцтова	Ацетатна	**CH_3COO^-**	Ацетат

Додаток 3. Розчинність речовин у воді при кімнатній температурі.

	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н
F^-	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	-	Н	Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	-	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	-	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	-	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?
HSO_3^-	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	-	Н	Р	Р
HSO_4^-	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	Н	?	?
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	-	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р	М	?	?	М	?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р	Н	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO_4^{2-}	Р	?	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	?	?	?	М	Н	?
$H_2PO_4^-$	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	Р	Р	Р	?	-	?	?
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	-	-	-	Н	-	-	-	-
HCO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	Р	?	?	?	?	?	?	?	Р	?	?
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
SiO_3^{2-}	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	Н	Н	?	?	Н	?	?

Р – добре розчинна речовина.
М – малорозчинна речовина.
Н – практично нерозчинна речовина .
- – не існує.
? – відсутні дані про розчинність.

ЛІТЕРАТУРА

а) Базова

1. Кириченко В.І. Загальна хімія. – Київ.: Вища школа, 2005. – 640с.
2. Хомченко Г.П. Загальна хімія. - Київ.: Вища школа, 1999. – 463 с.
3. Ахметов Н.С.Общая и неорганическая химия: Учебник для ВУЗов. - М.: Высшая школа, 1988. -640с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для ВУЗов. Л.; Химия, 1988 - 704с.- 300 прим.
5. Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. - Л.: Химия, 1986. -288 с.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л.: Химия, 1985. -264с.

б) Допоміжна

1. Некрасов Б.В. Учебник общей химии - М.: Химия, 1981. - 560с., ил.
2. Коттон Ф.,Уилкинсон П. Основы неорганической химии. - М.: Мир, 1-3 т.1969.- 384с., ил.
3. Зубович И.А. Неорганическая химия: Учебник для техн. спец, вузов. - М.: Высшая школа, 1989. - 432 с.
4. Задачник по общей химии для металлургов под ред. Б.Г. Коршукова. -М.: Высшая школа, 1977. - 235 с.