

**ВІННИЦЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ  
ім. М.І. ПИРОГОВА**

Кафедра біологічної та загальної хімії

**СМІРНОВА О. В.**

**ЕЛЕМЕНТИ ЯКІСНОГО ТА КІЛЬКІСНОГО  
АНАЛІЗУ**

Комп'ютерна верстка – Нечипорук В.М.

Корректор – Сулим О.Г.

переклад

**Вінниця 2014**

## Зміст

<b>I. Хімія біогенних елементів та основи якісного аналізу.....</b>	<b>3</b>
1) s-Елементи .....	4
2) p-Елементи .....	7
3) d-Елементи .....	13
4) Окисно-відновні реакції.....	19
5) Комплексоутворення в біологічних системах .....	22
<b>II. Розчини..</b>	<b>29</b>
1) Загальна характеристика розчинів.....	29
2) Способи вираження концентрації розчинів.....	33
<b>III. Основи титриметричного аналізу....</b>	<b>36</b>
1) Алкаліметрія .....	38
2) Ацидіметрія .....	40

## ХІМІЯ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ОСНОВИ ЯКІСНОГО АНАЛІЗУ

Поширеність хімічних елементів в земній корі нерівномірна. Самий поширений елемент - кисень - 47,2%, потім кремній - 27,6%, з металів - алюміній - 8,8%.

Взаємозв'язок хімічного складу земної кори, світового океану та хімічного складу живих організмів показав у своїх працях академік В. І. Вернадський, який вважав, що живі організми і земна кора складають єдине ціле - *біосферу*.

**Біосфера - певне середовище, яке перетворено людиною і космічним випромінюванням і пристосоване до життя.**

Основні положення теорії В.І.Вернадського:

1. Створив науку *біогеохімію* - роль живої речовини в міграції і концентрації хімічних елементів в земній корі (кругообіг), а також значення хімічних елементів у життєдіяльності і еволюції живих організмів.
2. Живі організми і земна кора це єдина система. Живі організми беруть активну участь в геохімічних процесах хімічних елементів.
3. Хімічний склад земної кори і живого організму схожий.
4. Організм асимілює з навколишнього середовища необхідні елементи, концентруючи їх в певних органах і тканинах.
5. Біогеохімічні провінції (ендемичний зуб, ендемічна подагра, карієс зубів і т.д.).

Недолік або надлишок деяких елементів в земній корі може привести до різних ендемічних захворювань. Такі території називаються біогеохімічними провінціями.

Біогеохімічні провінції в Україні:

- 1) західні області України, деякі райони Криму, Крижопільський район у Вінницькій області - нестача йоду;
- 2) Полісся - недолік Co, Zn, Mn, Mo, B - причина розсіяного склерозу;
- 3) Донбас - видобуток ртуті - часті інфекційні захворювання, руйнування зубів, хвороби кісток і суглобів.

В навколишнє середовище потрапляє багато токсичних речовин: CO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S, сполуки Pb, Hg і ін. Задача хіміків, екологів, медиків вести активну роботу щодо запобігання зараження населення.

В живих організмах виявлено близько 80 хімічних елементів. Вони відіграють певну роль у розвитку організму і називаються *біогенними елементами*.

Організм людини отримує хімічні елементи з їжею і водою, з повітря. З них виділяють елементи органогени - С, Н, О, N, P, S, процентний вміст яких в організмі людини 97,4% і які становлять основу життя.

Залежно від процентного вмісту елементи в організмі людини діляться на:

- а) макроелементи 10-2% і більше - С, Н, О, N, P, S, Na, Ca, K, Mg, Cl;
- б) мікроелементи 10<sup>-3</sup> - 10<sup>-12</sup>% - Mn, Cu, Fe, Zn, Co, I, Mo.

## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ І БІОЛОГІЧНА РОЛЬ s-ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

s-Елементами називаються хімічні елементи, в яких заповнюється s-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.

Це елементи I-A і II-A груп періодичної системи Д. І. Менделєєва. Електронну конфігурацію, тобто розподіл електронів по енергетичним рівням і подуровням, для атомів і іонів s-елементів можна показати на прикладі Na і Ca:



У групі посилюються металеві властивості.

Ступені окислення і основні сполуки s-елементів показані  
в таблиці 1.

Таблиця 1

### Характеристика деяких s -елементів

Елемент, ступінь окиснення	Оксиди	Пероксиди	Гідроксиди	Солі
H <sub>2</sub> , +1, -1	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>		
Na, +1	Na <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	NaOH	NaCl, Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , NaNO <sub>3</sub> , Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , NaHSO <sub>4</sub> , Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> , Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>
Ca, +2	CaO	CaO <sub>2</sub>	Ca(OH) <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub> , CaCO <sub>3</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , CaSO <sub>4</sub> , Ca(HSO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> , Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> , Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> , CaHPO <sub>4</sub>

Біологічна роль s - елементів

Таблиця 2

Таблиця 2

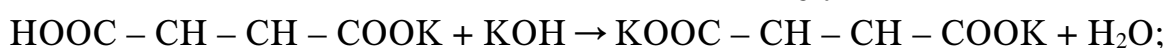
Елемент	Знаходження і роль в організмі	Лікарські речовини	Токсична дія, антидоти
Н	Елемент-органоген	$\text{H}_2\text{O}_2$ -- 3-% -- антисептик; місцевий кровоспинний засіб; $\text{HCl}$ -- 8,2-8,3% -- при зниженій кислотності шлункового соку.	-
Na	Позаклітинний катіон. Буферні системи, осмос, К,Na—насос.	$\text{NaCl}$ -- 0,9% -- фізіологічний розчин (ізотонічний розчин) – простий кровозамінник; для приготування розчинів лікарських речовин; $\text{NaCl}$ -- 4-10% -- гіпертонічні розчини для гіпертонічних повязок; $\text{NaHCO}_3$ - питна сода, антацидний засіб; $\text{Na}_2\text{SO}_4$ – легко проносне.	-
Ca	Кісткова і зубна тканини у вигляді сполук: $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ або $\text{CaCO}_3$ $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{H}_2\text{O}$	$\text{CaCl}_2$ -- протиалергічний, протизапальний препарат; підвищує згортання крові. Са-глюконат -- протиалергічний, протизапальна дія; $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ -- палений гіпс для	-

		гіпсових пов'язок.	
Mg	Внутрішньоклітинний іон; Протиспазмуюча дія	MgSO <sub>4</sub> – 25%-ний розчин, сильне проносне, MgO -- палена магнезія, антацидна дія; MgCO <sub>3</sub> Mg(OH) <sub>2</sub> 3H <sub>2</sub> O -- біла магнезія, антацидна дія; 3MgO 4 SiO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O -- тальк, адсорбуючий засіб для присипок.	
Ba	Сітківка ока	BaSO <sub>4</sub> -- контрастна речовина в Рентгеноскопії	Розчинні солі Ba <sup>+2</sup> токсичні; антидоти -- Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , MgSO <sub>4</sub>

## Якісні реакції на s-елементи

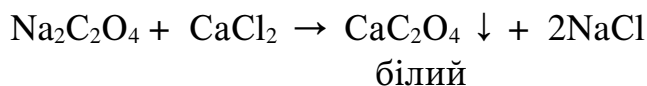
### 1. Якісна реакція на іон калія.

В пробірку внести 5 крапель винної кислоти (тартрату), додати 2 краплі розчину КОН і потерти скляною паличкою стінки пробірки до утворення осаду. Потім додати 2-3-краплі КОН.



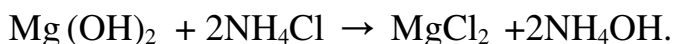
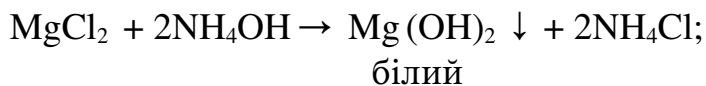
### 2. Якісна реакція на іон кальцію.

В пробірку внести 2 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , додати 1 краплю розчину  $\text{CaCl}_2$ .



### 3. Якісна реакція на іон магнію.

В пробірку внести 2 краплі розчину  $\text{MgCl}_2$  і додати по краплям розчин аміаку до утворення осаду. Потім додати розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$  до повного розчинення осаду.

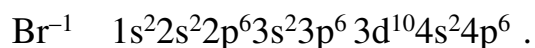
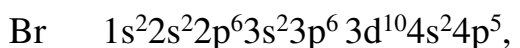
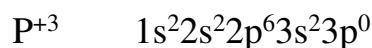
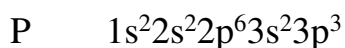


## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ І БІОЛОГІЧНА РОЛЬ p-ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

*p-Елементами називають хімічні елементи, в яких заповнюється p-підрівень зовнішнього енергетичного рівня.*

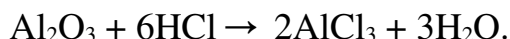
Це елементи III-A, IV-A, V-A, VI-A та VII-A груп періодичної системи Д.І.Менделєєва.

Електронну конфігурацію, тобто розподіл електронів по енергетичним рівням і підрівням, для атомів і іонів p-елементів можна показати на прикладі P і Br:



В періоді посилюються неметалічні властивості.

Алюміній проявляє амфотерні властивості, тобто сам алюміній Al, його оксид  $Al_2O_3$  і гідроксид  $Al(OH)_3$  можуть взаємодіяти і з кислотами і з лугами:



В цій реакції алюміній оксид проявляє осн вні властивості.

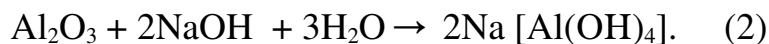
При сплавленні алюміній оксиду з лугом утворюється натрій алюмінат:



(Для виведення формули натрій алюмінату слід предположити, що якби алюмінію оксид міг взаємодіяти з водою, то йому відповідала б кислота  $HAIO_2$ :

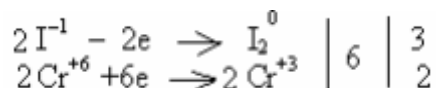
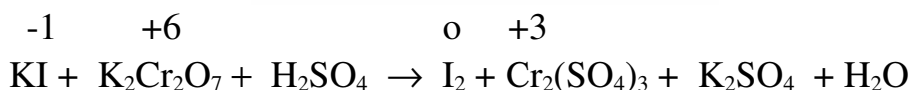
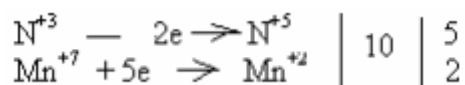
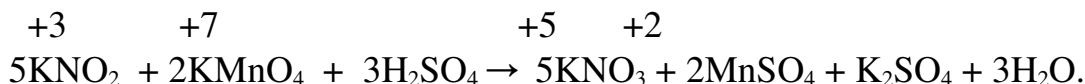


У водному розчині утворюється комплексна сполука:



В реакціях 1 і 2 алюмінію оксид проявляє амфотерні властивості.

Багато р-елементів проявляють окисно-відновні властивості:



Ступені окиснення і основні сполуки деяких р-елементів вказані в таблиці 3.

Таблиця 3

Елемент, ступені окиснення	Кисневі і водневі сполуки	Кислоти, Основи	Солі
Al, +3	$Al_2O_3$	$Al(OH)_3$	$AlCl_3$ , $Al(NO_3)_3$ , $Al_2(SO_4)_3$ , $AlPO_4$ $NaAlO_2$
C, +2 +4	CO, CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	карбонати- $Na_2CO_3$ , гідрокарбонати- $NaHCO_3$



N, -3 +1 +2 +3 +4  +5	NH <sub>3</sub> , N <sub>2</sub> O NO N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> NO <sub>2</sub>  N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	NH <sub>4</sub> OH  HNO <sub>2</sub> HNO <sub>3</sub> + HNO <sub>2</sub>  HNO <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl, (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> несолеутворюючий несолеутворюючий нітри – NaNO <sub>2</sub> , Ca(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> нітрати + нітри – NaNO <sub>3</sub> + NaNO <sub>2</sub> нітрати – NaNO <sub>3</sub> , Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>
P, -3 +3 +5	PH <sub>3</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Фосфіти – Na <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> фосфати – Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> гідрофосфати – Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> дигідрофосфати – Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>
S, -2  +4  +6	H <sub>2</sub> S  SO <sub>2</sub>  SO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> S  H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>  H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	сульфіди - Na <sub>2</sub> S, CaS гідросульфідів – NaHS, Ca(HS) <sub>2</sub> сульфіти- Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , CaSO <sub>3</sub> гідросульфідів- NaHSO <sub>3</sub> , Ca(HSO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> сульфати – Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , CaSO <sub>4</sub> гідросульфати -NaHSO <sub>4</sub> , Ca(HSO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>
Cl, -1 +1 +3 +5  +7	HCl	HCl HClO HClO <sub>2</sub> HClO <sub>3</sub>  HClO <sub>4</sub>	хлориди – NaCl, CaCl <sub>2</sub> гіпохлорити – NaClO, Ca(ClO) <sub>2</sub> хлорити – NaClO <sub>2</sub> гіпохлорати – KClO <sub>3</sub> (бертолетова сіль) перхлорати – KClO <sub>4</sub>
Br, -1, +1, +3	HBr	HBr	Броміди - NaBr, CaBr <sub>2</sub>
I, -1, +1, +3	HI	HI	Йодиди - NaI, CaI <sub>2</sub>

Біологічна роль р-елементів

Таблиця 4

Еле-мент	Знаходження і роль в організмі	Лікарські речовини	Токсична дія, антидоти
В	Вуглеводно-фосфорний обмін	$H_3BO_3$ – дезинфікуючі властивості (краплі для очей і вух) $Na_2B_4O_7$ (бура) – антисептик.	
Al	кров, приймає участь в побудові епітеліальної і сполучної тканини	$Al(OH)_3$ – адсорбуючі і антацидні властивості; <i>альмагель</i> – водна суспензія; $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ – каолін, Адсорбуючі властивості; $Al_2(SO_4)_3$ – кровоспинний засіб, протимікробна дія; $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (квасци) – Кровоспинний засіб, Протимікробна дія; $Al_2(SO_4)_3$ – для очищення води.	
С	Органоген, 21,15%	С (карболен, активоване вугілля) – адсорбує гази при метеоризмі, токсичні речовини; $CO_2$ – стимулююча дія на центр дихання, інгаляції, ванни;	Вугільний пил – антракоз; CO - чадний газ; антидот – кисень;

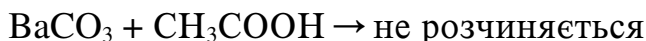
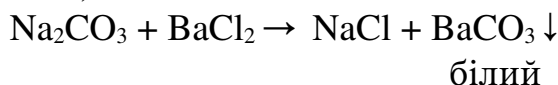
		$\text{NaHCO}_3$ - питна сода, антацидний засіб.	
Si	Кришталік ока, волосся; надає міцність, еластичність тканинам.	кремній карбід та оксид застосовують у стоматології.	$\text{SiO}_2$ – пил викликає сілікоз;
Pb	біологічна роль не вивчена	$(\text{CH}_3\text{COO})(\text{OH})\text{Pb}$ – свинцева вода; протизапальна, протимікробна дія.	$\text{Pb}^{+2}$ – токсичний, зв'язує SH-групи білків-ферментів;
N	Органоген; 3,1%; білки, нуклеїнові кислоти.	$\text{NH}_4\text{OH}$ – 9,5-10,5% розчин, Подразнююча дія на ЦНС; $\text{NH}_4\text{Cl}$ – диуретик; $\text{NaNO}_2$ – судинорозширюючий засіб; $\text{N}_2\text{O}$ – інгаляційний наркоз.	
P	Органоген; 0,95%; нуклеїнові кислоти, АТФ, кісткова та зубна тканина $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$ або $\text{CaCO}_3 \cdot 3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	кальцій гліцерофосфат– зміцнюючий засіб; АТФ – енергетичний препарат.	P білий - сильна отрута; антидот 0,5% розчин $\text{CuSO}_4$ .
As	Мозкова тканина, м'язи; приймає участь в синтезі гемоглобіну	As-органічні сполуки – для лікування венеричних хвороб; $\text{As}_2\text{O}_3$ – некротизує тканину (застосовується в стоматології)	$\text{As}_2\text{O}_3$ – білий миш'як, сильна отрута; антидоти – $\text{Na}_2\text{S}$ , $\text{MgS}$ , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
O	Органоген; 62,4%	$\text{O}_2 + \text{CO}_2$ - збуджує дихальний центр;	

S	Органоген; 0,16%; білки, амінокислоти – цистеїн, метіонін;	S(очищена)–протимікробна дія; SO <sub>2</sub> – дезинфікуючий засіб; Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> – легко проносне; S-органічнісполуки– сульфамідні препарати – протимікробна дія; H <sub>3</sub> C-SO-CH <sub>3</sub> – димексид; добре проникає через біологічні мембрани; протизапальна дія.	SO <sub>2</sub> – подразнююча дія на слизові оболонки дихальних шляхів та очей.
F	Кісткова і зубна тканина Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> F	NaF, KF – для лікування карієсу	Надлишок фтору викликає <i>флуороз</i> або крапчату емаль
Cl	Шлунковий сік, позаклітинний аніон	HCl -- 8,2-8,3% --при пониженній кислотності шлункового соку; NaCl – 0,9% розчин, простий кровозамінник; CaCl <sub>2</sub> +Ca(OCl) <sub>2</sub> – хлорне вапно, хлорамін– дезінфікуючий засіб	Cl <sub>2</sub> – газ, подразнююча дія на слизові оболонки
Br	Гипофіз, нирки; посилює процеси гальмування ЦНС	NaBr, KBr, NH <sub>4</sub> Br – заспокійливі засоби	
I	Щитовидна залоза (гормон тироксин)	I <sub>2</sub> спиртовий розчин – 5%,10% - дезінфікуючий засіб; I <sub>2</sub> + водний розчин KI – розчин Люголя – дезінфікуючий засіб при ангнах	

## Якісні реакції на р-елементи

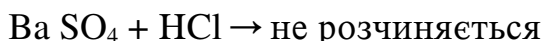
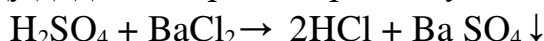
### 1. Якісна реакція на карбонат-аніон

В пробірку внести 2 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і додати 2 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$ . Вказати зовнішній ефект реакції. До осаду додати розчин оцетової (ацетатної) кислоти.



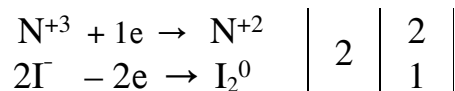
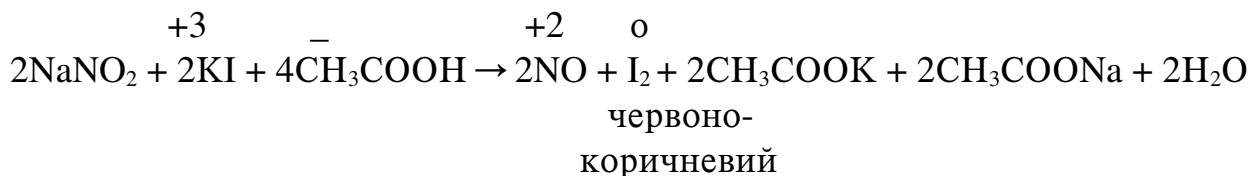
### 2. Якісна реакція на сульфат – аніон.

В пробірку внести 2 краплі розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і додати 2 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$ . До осаду додати 5 крапель розчину  $\text{HCl}$ .



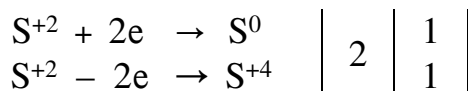
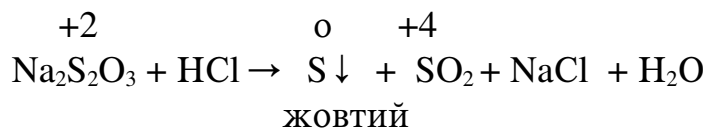
### 3. Якісна реакція на нітрит – аніон.

В пробірку внести 2 краплі розчину  $\text{NaNO}_2$ , додати 2 краплі розчину оцетової (ацетатної) кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і 2 краплі розчину  $\text{KI}$ .



### 4. Якісна реакція на тіосульфат – аніон.

В пробірку внести 3 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  і додати 2 краплі розчину  $\text{HCl}$ .



## ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ І БІОЛОГІЧНА РОЛЬ d-ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХ СПОЛУК

*d-Елементами називаються хімічні елементи, в яких заповнюється d-підрівень передостаннього енергетичного рівня.*

Це елементи I-Б, II-Б, III-Б, IV-Б, V-Б, VI-Б, VII-Б і VIII-Б груп періодичної системи Д.И.Менделєєва.

Електронну конфігурацію, тобто розподіл електронів по енергетичним рівням і підрівням, для атомів і іонів d -елементів можна показати на прикладі V і Cu:

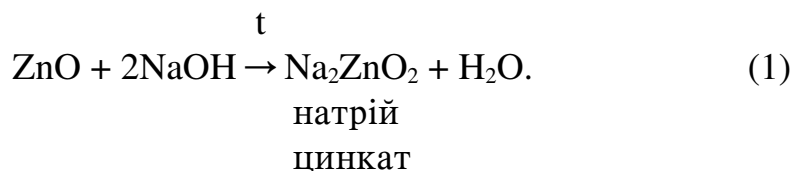


d – Елементи це метали. Деякі з них проявляють амфотерні властивості. Так Zn, Cr і в меншій степені Fe, а також їх оксиди і гідроксиди можуть взаємодіяти як з кислотами так і з лугами.

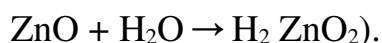


В цій реакції ZnO проявляє осн вні властивості.

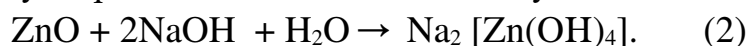
При сплавленні ZnO з натрій гідроксидом проявляються кислотні властивості цинк оксиду:



(Для виведення формули солі натрій цинкату слід передбачити, що якби цинк оксид міг взаємодіяти з водою, то йому відповідала б кислота  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$  :



У водному розчині утворюється комплексна сполука:



В реакціях 1 і 2 ZnO проявляє амфотерні властивості.

Більшість d-елементів мають змінну валентність, тому вони утворюють кілька оксидів з різними властивостями, яким відповідають основи чи кислоти (таблиця 5):

Таблиця 5

Елемент	Ступінь окислення	Властивості	Оксид	Основа	Кислота	Солі
Mn	+2	осн вні	MnO	Mn(OH) <sub>2</sub>	–	MnCl <sub>2</sub>
	+4	амфотерні	MnO <sub>2</sub>	Mn(OH) <sub>4</sub>	–	K <sub>2</sub> MnO <sub>3</sub>
	+7	кислотні	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	–	HMnO <sub>4</sub>	KMnO <sub>4</sub>
Fe	+2	осн вні	FeO	Fe(OH) <sub>2</sub>	–	FeCl <sub>2</sub> , FeSO <sub>4</sub>
	+3	амфотерні	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	–	FeCl <sub>3</sub> ,

	+6	кислотні	–	–	–	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> NaFeO <sub>2</sub> K <sub>2</sub> FeO <sub>4</sub>
Zn	+2	амфотерні	ZnO	Zn(OH) <sub>2</sub>	–	ZnCl <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>

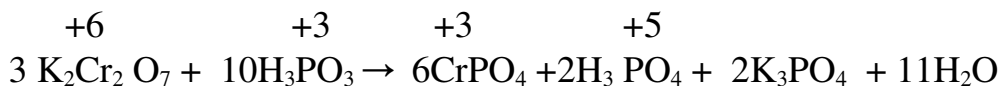
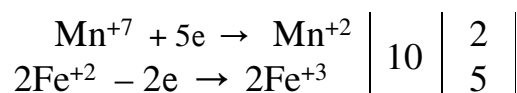
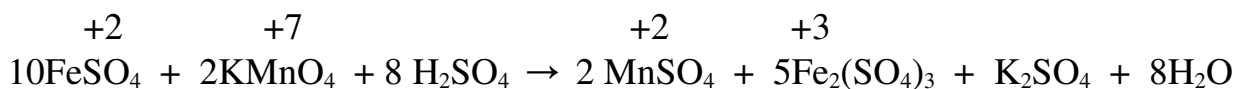
Знак « – » означає, що сполука не існує або нестійка.

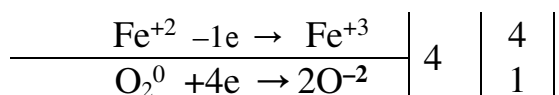
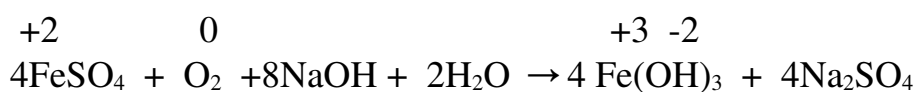
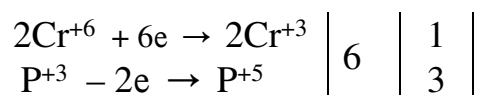
Більшість d-елементів проявляють *окисно-відновні* властивості, які змінюються в залежності від ступеня окиснення (таблиця 6):

Таблиця 6

Елемент	Ступінь окиснення	Окисник або відновник
Fe	+2	відновник
	+3	окисник і відновник
	+6	окисник
Cr	+2	відновник
	+3	відновник і окисник
	+6	сильний окисник
Mn	+2	відновник
	+4	окисник і відновник
	+6	окисник і відновник
	+7	сильний окисник

Окисно-відновні властивості d-елементів покажемо на прикладах:





Ступінь окислення і основні сполуки деяких d-елементів показано в таблиці 7.

Таблиця 7

Елемент, ступінь окислення	Кисневі сполуки	Кислоти, основи	Солі
Cr, +3	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	CrCl <sub>3</sub> , Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
+6	CrO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	NaCrO <sub>2</sub> K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
Mn +2	MnO	Mn(OH) <sub>2</sub>	MnCl <sub>2</sub> , MnSO <sub>4</sub>
+7	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	HMnO <sub>4</sub>	KmnO <sub>4</sub>
Fe +2	FeO	Fe(OH) <sub>2</sub>	FeCl <sub>2</sub> , FeSO <sub>4</sub>
+3	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	FeCl <sub>3</sub> , Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> NaFeO <sub>2</sub>
Cu +2	CuO	Cu(OH) <sub>2</sub>	CuCl <sub>2</sub> , CuSO <sub>4</sub>
Zn +2	ZnO	Zn(OH) <sub>2</sub>	ZnCl <sub>2</sub> , ZnSO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>

Для d-елементів характерно утворення комплексних сполук, про що буде розглянуто далі.

### Біологічна роль d-елементів

Таблиця 8

Елемент	Знаходження і роль в організмі	Лікарські речовини	Токсична дія, антидоти
Fe	гемоглобін (Fe <sup>+2</sup> ); каталаза та пероксидаза (Fe <sup>+2</sup> ↔ Fe <sup>+3</sup> ); цитохром c	FeCl <sub>3</sub> 6H <sub>2</sub> O – кровоспинне; препарати заліза для лікування залізодефіцитної анемії	



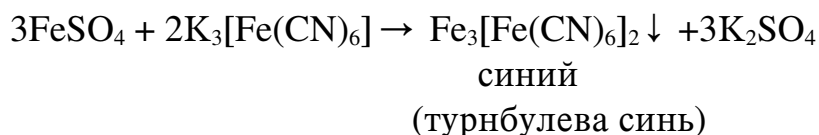
	(Fe <sup>+2</sup> ↔ Fe <sup>+3</sup> ); процессы крово́творення і переміщення електронів		
Cr	ферменты пепсин, трипсин; обмін глюкози	хром піколінат при діабеті	сполуки Cr <sup>+6</sup> спричиняють хвороби шкіри
Mn	легкие, мышцы; активатор ферментов	KMnO <sub>4</sub> – антисептик	
Co	процессы крово́творения	вита́мин B <sub>12</sub> (ціанкобала́мин)	
Ni	поджелудочная железа; влияет на углеводный обмен		канцероген
Mo	фермент ксантинооксидаза; метаболизм пуринов		при избытке нарушается пуриновый обмен – эндемическая подагра
Cu	печень; процессы крово́творения		При избытке меди – болезнь Вильсона; CuSO <sub>4</sub> – антидот при отравлении белым фосфором
Zn	фермент карбоангидраза; железы внутренней секреции; процессы размножения	ZnSO <sub>4</sub> (0,1-0,25%) – вяжущее, противовоспалительное действие (глазные капли); ZnO – противомикробное, вяжущее действие (в дерматологии)	
Ag	почки, железы внутренней секреции	AgNO <sub>3</sub> (ляпис) – бактерицидное, вяжущее действие; протаргол, колларгол (коллоидные растворы)	

		серебра) – бактерицидное действие	
Hg	почки	HgCl <sub>2</sub> (сулема) (1: 1000) – антисептик; Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (каломель) – слабительное; HgO (мазь) – в дерматологии; Hg – в термометрах	пары Hg и HgCl <sub>2</sub> поражают ЦНС; разлитую ртуть связывают FeCl <sub>3</sub> , S, KMnO <sub>4</sub>

### Качественные реакции на d-элементы

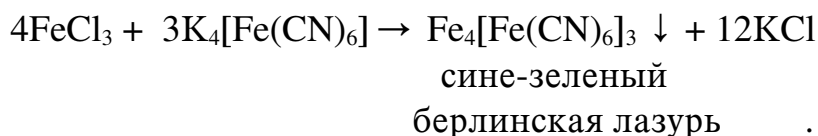
#### 1. Реакция качественного определения ионов ферума (II)

В пробирку внести 2 капли раствора FeSO<sub>4</sub> и добавить 2 капли раствора K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (красная кровяная соль).

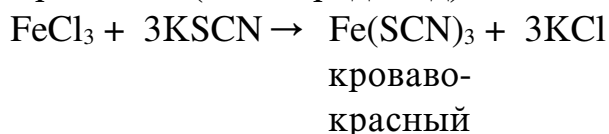


#### 2. Реакция качественного определения ионов ферума (III).

а) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl<sub>3</sub> и добавить 2 капли раствора K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (желтая кровяная соль).

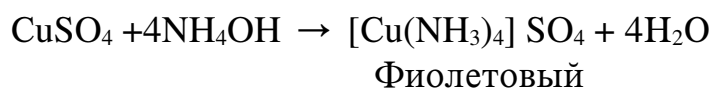


б) В пробирку внести 2 капли раствора FeCl<sub>3</sub> и добавить 2 капли раствора KSCN (калий роданид).



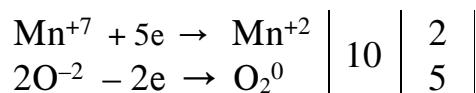
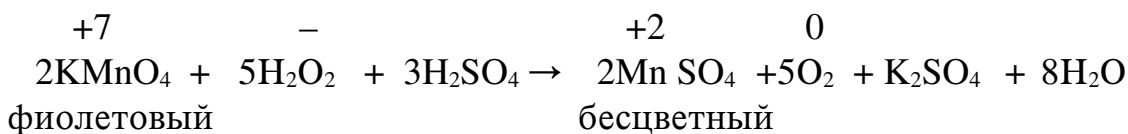
#### 3. Реакция качественного определения ионов купрума (II).

В пробирку внести 2 капли раствора CuSO<sub>4</sub> и добавить по каплям раствор аммиака.



#### 4. Реакция качественного определения иона MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>.

В пробирку внести 2 капли раствора KMnO<sub>4</sub>, 2 капли раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и по каплям раствор H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.



## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называют реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов, входящих в состав молекул реагирующих веществ.

**Степень окисления** – это условный заряд атома, который вычисляют исходя из предположения, что молекула состоит из ионов, а общий заряд молекулы равен нулю.

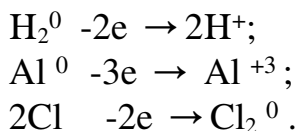
При вычислении степени окисления исходят из того, что степень окисления водорода всегда +1 (кроме гидридов), кислорода - 2 (кроме пероксидов), щелочных металлов +1, щелочно-земельных металлов +2.

Например, степень окисления азота в нитратной кислоте  $\text{HNO}_3$  вычисляют исходя из того, что степень окисления водорода +1, кислорода - 2, три атома кислорода дают -6; тогда:

$$X + 1 + (-6) = 0; \quad X = +5.$$

**А. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций**

1) *Восстановители* - это молекулы, атомы или ионы, которые отдают электроны. При этом они окисляются:



Наиболее распространенные восстановители:

молекулы:  $\text{CO}$ ,  $\text{H}_2$ , муравьиный альдегид;

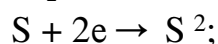
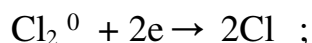
атомы: металлов, неметаллов (C,S,P);

отрицательно заряженные ионы неметаллов:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{P}^{3-}$ ;

ионы металлов в низшей степени окисления:  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Cr}^{+3}$ ,  $\text{Mn}^{+2}$ ;

электрический ток на катоде.

2) *Окислители* – это молекулы, атомы или ионы, которые принимают электроны. При этом они восстанавливаются:



Наиболее распространенные окислители:

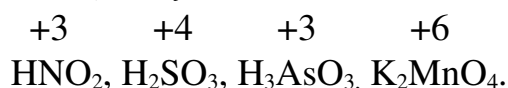
молекулы:  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ , галогены; неметаллы в положительной степени окисления:  $\text{N}^{+5}$ ,  $\text{S}^{+6}$ ,  $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cl}^{+3}$ ,  $\text{Cl}^{+5}$ ,  $\text{Cl}^{+7}$ ; ионы металлов в высшей степени окисления:  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Cr}^{+6}$ ,  $\text{Mn}^{+7}$ ,  $\text{Pb}^{+4}$ ; электрический ток на аноде.

3) *Окисление* – это процесс отдачи электронов молекулой, атомом или ионом. Т.е. при окислении степень окисления повышается.

4) *Восстановление* – это процесс присоединения электронов молекулой, атомом или ионом. Т.е. при восстановлении степень окисления понижается.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот. При этом число электронов, которое отдает восстановитель равно числу электронов, которое принимает окислитель.

5) Соединения, которые содержат атом с промежуточной степенью окисления, могут быть как окислителями так и восстановителями:



**Б. Окислительно-восстановительные процессы и периодическая система.**

В *периодах* с ростом порядкового номера элемента восстановительные свойства уменьшаются, а окислительные увеличиваются, так как легче принять электроны до завершения энергетического уровня. Так, щелочные металлы - сильные восстановители, галогены – сильные окислители.

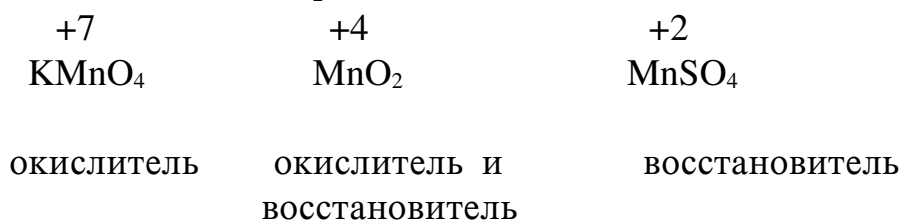
В *главных подгруппах* восстановительные свойства увеличиваются, так как увеличивается радиус атома, и электроны легче отщепляются.

В *побочных подгруппах* находятся только металлы, поэтому они восстановители.

Окислительно-восстановительные свойства связаны с *электроотрицательностью*: чем больше электроотрицательность элемента, тем сильнее его окислительные свойства (F – самый

электроотрицательный элемент). И, наоборот, металлы с низкой электроотрицательностью являются восстановителями.

Окислительно-восстановительные свойства зависят от величины степени окисления: чем больше положительный заряд одного и того же элемента, тем сильнее выражены окислительные свойства:

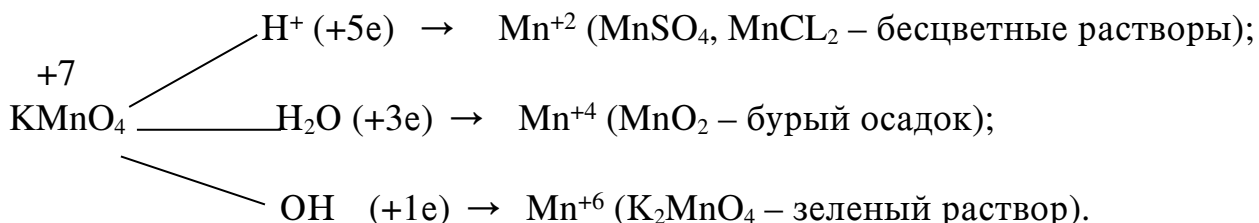


**В) Влияние среды на ход окислительно-восстановительной реакции.**

1) Для создания кислой среды используют H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Соляная кислота HCl может быть не только средой, но и восстановителем. Азотная кислота HNO<sub>3</sub>, может быть не только средой, но и окислителем.

2) Для создания щелочной среды используют щелочи NaOH, KOH, а также Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Влияние среды на ход окислительно-восстановительной реакции можно показать на реакции восстановления KMnO<sub>4</sub>.



**Г. Изменение окислителей и восстановителей в ходе реакции.**

1) В кислой среде ионы H<sup>+</sup> и OH<sup>-</sup> образуют воду.

2) В кислой среде катионы металлов (+1, +2, +3) образуют соли с кислотными остатками.

3) Ионы металлов, которые дают нерастворимые в воде основания, в щелочной и нейтральной средах, дают соответствующие основания (Fe(OH)<sub>3</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>).

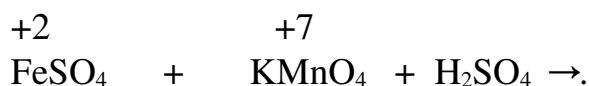
4) Ионы металлов, которые дают амфотерные гидроксиды, в щелочной среде дают соответствующие соли (Na<sub>3</sub>[Cr(OH)<sub>6</sub>], Na<sub>2</sub>[Pb(OH)<sub>4</sub>]).

**Д. Составление окислительно-восстановительных уравнений.**

1) Записывают формулы исходных веществ:

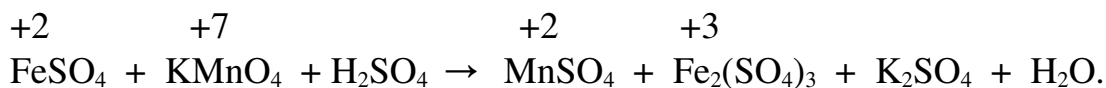


2) Найти окислитель и восстановитель в зависимости от степени окисления:

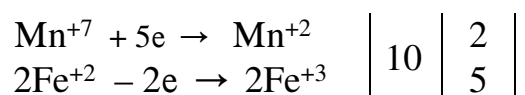


восстановитель      окислитель

3) Записывают формулы продуктов реакции в соответствии с изменением исходных окислителя и восстановителя:



4) Составляют электронный баланс и подбирают дополнительные множители так, чтобы число электронов, которые отдает восстановитель, равнялось числу электронов, которые принимает окислитель:



5) Расставляют коэффициенты в соответствии с законом сохранения массы веществ. Сначала (как правило) ставят коэффициенты к элементам, которые изменяют степень окисления, после реакции:



затем до реакции:



Далее подсчитывают число атомов-спутников этих элементов.

Далее число атомов водорода:

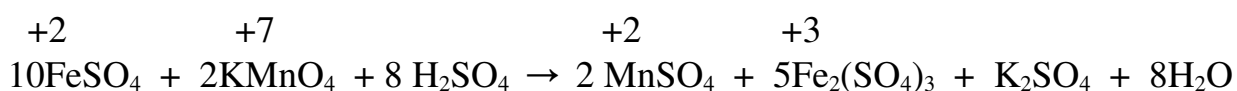


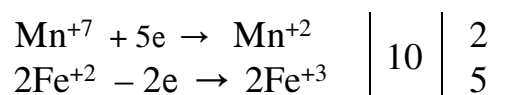
Правильность расстановки коэффициентов проверяют по количеству атомов кислорода:

80 атомов О до реакции = 80 атомов О после реакции.

Окончательный вид уравнения окислительно-восстановительной реакции

следующий:





## КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ В БИОЛОГИЧЕСКИХ СИСТЕМАХ

*Комплексными называются соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные комплексные ионы и которые переходят в раствор в результате диссоциации.*

В 1883 г. швейцарский химик Альфред Вернер создал теорию, которая объясняет строение комплексных соединений.

Основные положения *координационной теории Вернера*:

- а) *центральный атом* или комплексобразователь – это положительно заряженный ион металла (реже неметалл);
- б) *лиганды* – это электронейтральные или отрицательно заряженные ионы, которые располагаются (координируются) вокруг центрального атома. Центральный атом и лиганды составляют *внутреннюю координационную сферу*;
- в) *внешнюю координационную сферу* составляют положительно или отрицательно заряженные ионы, которые находятся на большем расстоянии от центрального иона и не связаны с ним;
- г) *координационное число* показывает число лигандов. Как правило координационное число равно удвоенной валентности металла. Примеры приведены в табл. 9.

Таблица 9

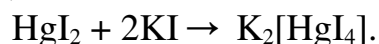
Составляющие части	Катионный комплекс [Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ]SO <sub>4</sub>	Анионный комплекс K <sub>2</sub> [Pt(Cl) <sub>6</sub> ]
Комплексообразователь	Cu <sup>+2</sup>	Pt <sup>+4</sup>
Лиганд	NH <sub>3</sub>	Cl
Внутренняя координационная сфера	Cu(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub>	Pt(Cl) <sub>6</sub>
Внешняя координационная сфера	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	K <sup>+</sup>

Координационное число	4	6
Заряд комплексного иона	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$[\text{Pt}(\text{Cl})_6]^{2-}$

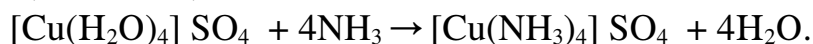
### Получение комплексных соединений

Комплексные соединения получают с помощью таких реакций:

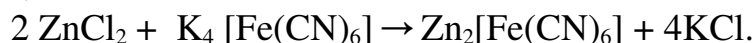
1) Реакции соединения:



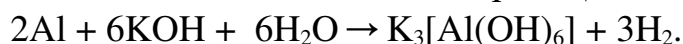
2) Реакции замещения:



3) Реакции обмена:



4) Окислительно-восстановительные реакции



### Классификация комплексных соединений

1). По заряду комплексного иона:

Таблица 10

Катионные	Анионные	Нейтральные
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \text{Cl}$	$\text{Na} [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$\text{Fe}(\text{CO})_5$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \text{SO}_4$	$\text{H}_2 [\text{Pt}(\text{Cl})_6]^{2-}$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2 \text{Cl}_2]$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{3+} \text{Cl}_3$	$\text{K}_3 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$

2). По природе лиганда:

Таблица 11

Название комплекса	Лиганд, его название	Пример соединения
Аммиакаты	$\text{NH}_3$ – аммин	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
Аквакомплексы	$\text{H}_2\text{O}$ – аква	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{Cl}_3$
Гидроксокомплексы	$\text{OH}^-$ – гидроксо	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
Ацидокомплексы	$\text{Cl}^-$ – хлоро $\text{CN}^-$ – циано $\text{NO}_2^-$ – нитрито $\text{CO}_3^{2-}$ – карбонато $\text{SCN}^-$ – роданидо $\text{SO}_4^{2-}$ – сульфато	$\text{K}_3[\text{AlCl}_6]$ $\text{K}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ $\text{Na}_3 [\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{CO}_3]$ $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$



Есть также *внутрикомплексные* соединения – хелаты, полиядерные комплексы, клатраты, фуллерены.

Одной из характеристик лигандов является их *дентатность*.

**Дентатность – это число мест, которое занимает лиганды во внутренней координационной сфере комплекса.**

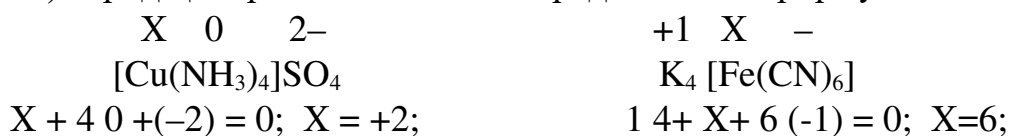
Таблица 12

Дентатность	Лиганды
монодентатные	NH <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> O, OH <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , F <sup>-</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> SCN <sup>-</sup> , CN <sup>-</sup> ,
бидентатные	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Полидентатные	аминополикарбоновые кислоты (комплексоны), белки

### Номенклатура комплексных соединений

Комплексные соединения называют по таким правилам:

- 1) число лигандов называют *моно, ди, три, тетра, пента, гекса*;
- 2) лиганды называют по номенклатуре → см. таблица 11;
- 3) заряд центрального атома определяют по формуле:



- 4) катион называют в именительном падеже;
- 5) в анионном комплексе центральный атом имеет окончание *-ат*;
- 6) комплексный ион называют, начиная с координационного числа.

Примеры номенклатуры комплексных соединений даны в таблице 13

Таблица 13

Катионные комплексы	Анионные комплексы	Нейтральные комплексы
[Zn(NH <sub>3</sub> ) <sub>4</sub> ] SO <sub>4</sub> тетраамминцинк (II) сульфат	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ] галий гексацианоферрат(II)	[Pt(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> ] диамминдихлороплатина(II)
[Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ]Cl <sub>3</sub> гексааквахром(III)	Na <sub>2</sub> [Zn(OH) <sub>4</sub> ]	[Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> (NO <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> ] триамминтринитрито-

хлорид	натрий тетрагидроксоцинкат(II)	кобальт(III)
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4 \text{Cl}_2] \text{Cl}_2$ тетраамминдихлоро платины (IV) хлорид	$\text{K}_2[\text{CoCl}_4]$ калий тетрахлорокобальтат(II)	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}_3]$ триакватрифторо- хром(III)

### Природа химической связи в комплексных соединениях

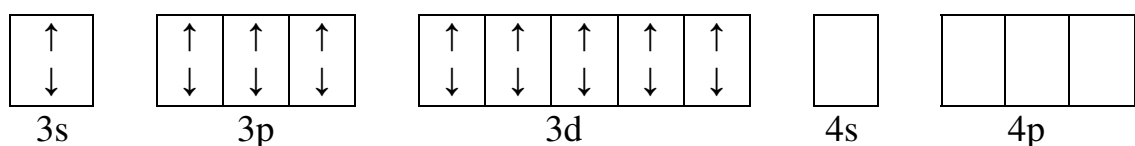
Строение, физико-химические и биологические свойства комплексных соединений зависят от природы химической связи в них. В настоящее время природу химических связей в комплексных соединениях объясняют такие теории:

- 1) метод валентных связей;
- 2) теория кристаллического поля;
- 3) метод молекулярных орбиталей.

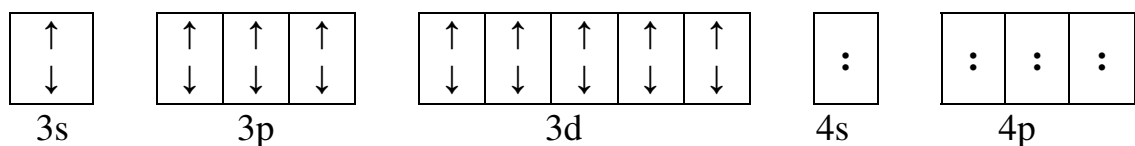
Остановимся на более простом *методе валентных связей*.

Согласно этому методу связь между центральным атомом и лигандом образуется по *донорно-акцепторному* механизму. Донором является лиганд, который отдает неподеленную электронную пару акцептору – центральному атому, который имеет свободные орбитали.

Например, при образовании иона  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  донором является молекула аммиака, в которой атом азота имеет неподеленную электронную пару. Акцептором является атом цинка, у которого есть свободные d-орбитали. Электронно-графическая формула третьего и четвертого энергетических уровней иона цинка  $\text{Zn}^{+2}$  имеет вид:




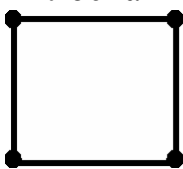
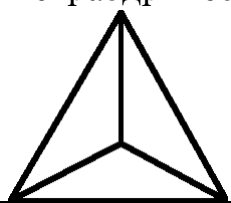
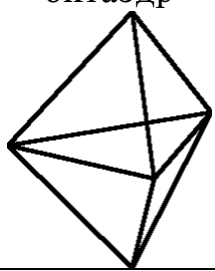
Неподеленные электронные пары атомов азота от четырех молекул аммиака-лиганда располагаются на свободных 4s- и 4p- орбиталях иона цинка:



## Пространственное строение комплексных соединений

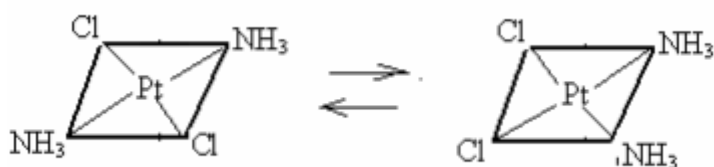
Одинаковые лиганды симметрично располагаются в пространстве вокруг центрального атома.

Таблица 14

Комплексное соединение	Координационное число	Конфигурация
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2] \text{Cl}$	2	линейная 
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	4	плоская  или тетраэдрическая 
$\text{H}_2[\text{Pt}(\text{Cl})_6]$	6	октаэдр 

### Изомерия комплексных соединений

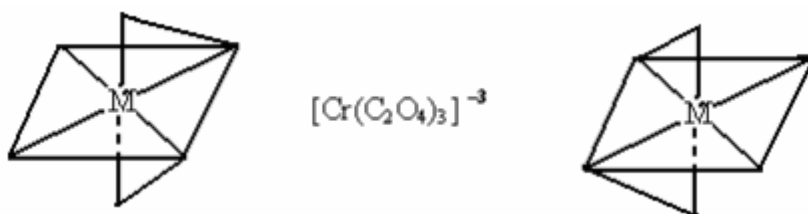
*Геометрическая изомерия* обусловлена разным размещением неодинаковых лигандов во внутренней сфере:



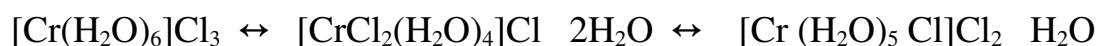
транс-конфигурация

цис-конфигурация

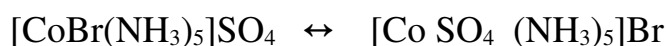
*Оптическая изомерия* обусловлена наличием несовместимых друг с другом зеркальных отображений:



*Гидратная изомерия* обусловлена разным расположением молекул воды во внутренней и внешней сферах:



*Ионизационная изомерия* обусловлена разным распределением кислотных остатков между внутренней и внешней сферами



*Структурная или изомерия связи* обусловлена разным способом соединения атомов в лиганде:



### Свойства комплексных соединений

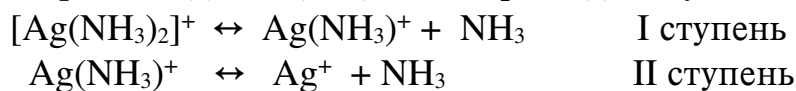
1) *Диссоциация* комплексных соединений.

Комплексные соединения являются сильными электролитами. В водном растворе они легко диссоциируют на комплексный ион и внешнюю сферу. Такая диссоциация называется *первичной*.

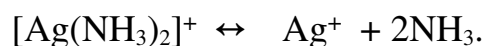
Таблица 15

Тип комплексного соединения	Уравнение диссоциации
Катионный комплекс	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \leftrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^-$ ; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3 \leftrightarrow [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$
Анионный комплекс	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \leftrightarrow 4\text{K} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \leftrightarrow 2\text{Na} + [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$

Образовавшийся комплексный ион может также диссоциировать, хотя и слабее. Это *вторичная* диссоциация, которая идет ступенчато:



Можно написать уравнение диссоциации в одну стадию:



2) *Устойчивость* комплексных соединений.

Каждая ступень диссоциации характеризуется *константой диссоциации*.

Общую константу диссоциации комплексного иона можно записать так:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}$$

Комплексный ион тем устойчивее, чем меньше его  $K_{\text{д}}$  или *константа нестойкости*:

$$K_{\text{д}} = K_{\text{н}}$$

Величина обратная  $K_{\text{н}}$  называется константой стойкости  $K_{\text{с}}$ :

$$K_{\text{с}} = 1 / K_{\text{н}}$$

Чем больше константа стойкости, тем устойчивее комплекс.

### *Биологическое значение комплексных соединений*

В организме человека, в лекарственных веществах многие d-элементы образуют комплексные соединения:

Таблица 16

Металл	Биологическая система
Fe	гемоглобин; цитохромы, каталаза, пероксидаза
Zn	карбоангидраза
Cu	цитохромоксидаза
Mn	пируваткарбоксилаза
Mg	хлорофил
Co	Витамин В <sub>12</sub> (цианкобаламин)

Благодаря обмену веществ в организме человека поддерживается процесс комплексообразования, т.е. *металло-лигандный гомеостаз*, нарушение которого может привести к различным заболеваниям, например, железодефицитная анемия.

Многие комплексные соединения используются как лекарственные вещества (см. табл. 16). Соединения железа используются для лечения железодефицитных анемий, препараты цинка – в дерматологии, платины – как противоопухолевые препараты, хелатные комплексы (комплексонны)

используются как антиоксиданты и для связывания тяжелых металлов при отравлении (свинец, ртуть, кадмий и др.).

## РАСТВОРЫ

Растворы играют важную роль в живых организмах и неживой природе.

***Растворы – это гомогенные системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.***

Одним из компонентов раствора является растворитель, количество которого в растворе больше, чем растворенного вещества. Самым распространенным растворителем и универсальным является вода, поэтому мы будем рассматривать только водные растворы.

Вода играет большую роль в живых организмах. В организме человека содержится в среднем до 70% воды.

Роль воды в организме человека:

- 1) растворитель неорганических (ионы, молекулы), органических соединений (низкомолекулярные вещества – карбоновые кислоты и их соли, аминокислоты, моносахариды и др.; белки, полисахариды, нуклеиновые кислоты), она является средой для коллоидных частиц и грубодисперсных частиц;
- 2) как высокополярное вещество вызывает диссоциацию электролитов;
- 3) в водной среде идут реакции гидролиза, гидратации, окислительно-восстановительные реакции;
- 4) принимает участие в процессах биосинтеза, катализа, осмоса, набухания;
- 5) переносит питательные вещества и выводит продукты обмена;
- 6) принимает участие в терморегуляции (при синтезе 1 моль воды выделяется 57 ккал);
  - а) высокая удельная теплоемкость (количество тепла, которое необходимо для повышения температуры тела от 14,5° до 15,5°) предотвращает перегревание тела;
  - б) высокая удельная теплота испарения (количество тепла необходимое для испарения 1 мл воды) обеспечивает постоянную температуру тела в результате испарения ее с поверхности тела;
  - в) высокая теплопроводность (после металлов) обеспечивает отведение тепла из глубоких частей тела;
- 7) суточная потребность в воде 2,5-3 л;
- 8) без воды человек может прожить 5-6 суток;
- 9) потеря 1-1,5 л воды вызывает жажду; при потере 6-8% воды нарушается обмен веществ; замедляются окислительно-восстановительные процессы, увеличивается вязкость крови, повышается температура тела, учащается

дыхание; при потере 10% воды – необратимые процессы, которые приводят к гибели живого организма.

Вода неравномерно распределяется в органах и тканях организма человека (см. табл. 17).

Содержание воды в отдельных органах живого организма  
Таблица 17

Органы и ткани	Содержание воды в %
Кора больших полушарий	83,3
Соединительная ткань	80
Почки	82-83
Кожа	72
Кровь	79,3
Спинальный мозг	69,7
Жировая ткань	29
Скелет	22
Зубная ткань	0,2

Важным показателем воды является *жесткость* воды, которая обусловлена наличием гидрокарбонатов, сульфатов и хлоридов кальция и магния. Жесткая вода тормозит процессы пищеварения путем уменьшения выделения желудочного сока. При употреблении жесткой воды осаждаются соли кальция в сосудах и суставах. При стерилизации медицинского инструментария откладываются соли на нем. Жесткая вода несовместима с некоторыми лекарственными веществами, например, сульфамидами.

#### *Классификация растворов:*

- 1) по агрегатному состоянию: газообразные (воздух), жидкие (растворы газов, жидкостей, твердых веществ в жидкой среде), твердые (сплавы);
- 2) по концентрации растворенного вещества (разбавленные и концентрированные);
- 3) по способности веществ растворяться (ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные);
- 4) по размеру частиц растворенного вещества (истинные – размер частиц  $10^{-10} - 10^{-11}$  м, коллоидные – размер частиц  $10^{-7} - 10^{-9}$  м, грубодисперсные – размер частиц  $10^{-4} - 10^{-6}$  м).

## Механизм процесса растворения

Процесс растворения это физико-химический процесс и объясняется взаимодействием молекул растворяемого вещества и растворителя.

Растворение происходит в две стадии:

а) на первой стадии диполи воды подходят к полярным группам кристаллической решетки вещества, т.е. идет процесс *гидратации* ионов. Энергия гидратации ионов больше, чем энергия кристаллической решетки, поэтому межмолекулярные связи вещества ослабляются, а затем разрываются, и гидратированные молекулы или ионы переходят в растворитель. Эта стадия процесс экзотермический.

б) на второй стадии происходит *диффузия* гидратированных частиц в объем растворителя.

Общее правило способности веществ к растворению можно сформулировать так: *подобное растворяется в подобном*. Т.е. полярные вещества растворяются в полярных растворителях, а неполярные – в неполярных.

Образование растворов это самопроизвольный процесс, который идет с увеличением неупорядоченного движения молекул вещества, т.е. с увеличением энтропии –  $S > 0$  и уменьшением энергии Гиббса  $G < 0$ .

## Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ

**А. Растворимость газов** происходит в результате действия вандерваальсовых сил (например, азота, кислорода в воде) или химического взаимодействия (например, HCl, CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> в воде). Растворимость газов зависит от природы газа и растворителя, давления, температуры, наличия электролитов.

Влияние *природы* газа и растворителя подчиняется общему правилу: полярные газы растворяются в полярных растворителях (HCl, NH<sub>3</sub> в воде, которые еще и взаимодействуют с ней); неполярные газы в неполярных растворителях (N<sub>2</sub> в гексане, O<sub>2</sub> в ацетоне).

**Закон Генри-Дальтона** описывает зависимость растворимости газов от *давления*:

**при постоянной температуре растворимость газа прямо пропорциональна парциальному давлению данного газа:**

$$N = kP,$$

где N – молярная доля газа,  
P – парциальное давление газа,  
k – коэффициент Генри.



*Парциальное давление это часть общего давления, которая приходится на долю каждого газа в смеси.*

Общее давление газовой смеси равно сумме парциальных давлений всех газов смеси.

При растворении газов энтропия уменьшается:  $S < 0$ .

Зависимость растворимости газов от давления имеет большое биологическое значение, например, для газообмена в легких. Парциальное давление  $O_2$  во вдыхаемом воздухе больше, чем в крови, поэтому кислород растворяется в капиллярах легких. А парциальное давление  $CO_2$  в крови больше, чем в воздухе, поэтому он удаляется из крови.

Насыщение организма кислородом используется для лечения некоторых заболеваний, например, анемий, газовой гангрены, кессонной болезни, помещая больного в барокамеру.

С уменьшением давления растворимость газов уменьшается. Это можно наблюдать при открытии бутылки с газированной водой, в которой газ растворен под давлением.

При *повышении температуры* растворимость газов уменьшается. Так как процесс растворения экзотермический, то согласно принципу Ле-Шателье повышение температуры приводит к уменьшению растворимости газов. Для освобождения дистиллированной воды от  $CO_2$  используют кипячение.

При наличии в растворе *электролитов* растворимость газов уменьшается, так как часть воды идет на гидратацию ионов электролита, уменьшая общее количество молекул воды. Русский ученый И.М.Сеченов установил зависимость между растворимостью газов и концентрацией электролита:

$$C = C_0 e^{-kc},$$

где  $C$  – растворимость газа в растворе электролита,  
 $C_0$  – растворимость газа в чистом растворителе,  
 $c$  – концентрация электролита,  
 $k$  – постоянная, зависящая от природы газа, электролита, температуры.

Согласно этому закону в крови растворяется меньше кислорода и других газов, чем в воде, так как кровь содержит много электролитов.

***Б. Растворимость жидкости*** в другой жидкости зависит от их природы.

Таблица 18

Растворимость	Жидкости
---------------	----------

Практически нерастворимые	жир – вода; бензин – вода
Ограниченно растворимые	бензол – вода; анилин – вода
Неограниченная растворимость	этанол – вода; толуол – бензол

Если к двум ограниченно растворимым жидкостям, например, четыреххлористый углерод  $CCl_4$  и вода добавить  $I_2$ , который растворяется в обеих жидкостях, и встряхнуть, то  $I_2$  распределится между ними по *закону распределения Нернста*:

$$K_{\text{э.р.}} = \frac{C(CCl_4)}{C(H_2O)}$$

На этом основано извлечение, т.е. *экстракция* веществ из смеси.

Например, экстракция белков из сыворотки крови, лекарственных веществ из растений.

Закон распределения Нернста объясняет проникновение веществ через клеточную мембрану. Так, водонерастворимые соединения – жиры, холестерин – проникают в клетку через липидный слой мембраны, в котором они растворяются. Их накопление в липидном слое подчиняется закону распределения.

**В. Растворимость твердых веществ** зависит от природы вещества и растворителя, температуры.

Полярные растворители хорошо растворяют полярные вещества (соли, кислоты в воде), неполярные растворители растворяют неполярные вещества (нафталин в спирте).

Растворимость большинства твердых веществ с увеличением температуры увеличивается. Но растворимость  $Ca(OH)_2$  с повышением температуры уменьшается, так как это процесс экзотермический.

### *Способы выражения концентрации растворов*

Важной характеристикой раствора есть его количественный состав. Рассмотрим наиболее важные и распространенные способы выражения концентрации растворов.

1. **Массовая доля  $\omega$**  - это отношение массы растворенного вещества  $m_x$  (г) к массе раствора  $m_{\text{р-ра}}$  (г):

$$\omega = \frac{m_x}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Единицы измерения массовой доли – проценты или в частях.

Масса раствора связана с объемом и плотностью:

$$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho,$$

где  $m_{\text{р-ра}}$  – масса раствора в г;

$V$  - объем раствора в мл;

$\rho$  - плотность раствора в г/мл.

Массу раствора можно найти как сумму массы воды и массы растворенного вещества:  $m_{p-ра} = m_{воды} + m_x$ .

2. **Молярная концентрация  $C_x$**  – это количество растворенного вещества  $\nu$  в единице объема раствора:

$$C_x = \frac{\nu}{V}; \quad \text{выражаем } \nu = \frac{m_x}{M_x}, \text{ тогда}$$

$$C_x = \frac{m_x}{M_x \cdot V},$$

где,  $m_x$  - масса вещества в г,

$V$  - объем раствора в л.

Единицы измерения – моль/л или ммоль/л.

Из формулы молярной концентрации можно найти массу растворенного вещества или навеску:  $m_x = C_x M_x \cdot V$ .

3. Но вещества реагируют не в молярном соотношении, а в эквивалентном.

**Эквивалент** – это частица вещества  $X$ , которая эквивалентна одному протону или одному электрону. Для нахождения эквивалента необходимо знать *фактор эквивалентности*  $f_{\text{э.кв.}}$  – это число, которое показывает, какая частица вещества  $X$  эквивалентна одному протону или одному электрону.

Фактор эквивалентности находят по формуле:

$$f_{\text{э.кв.}} = \frac{1}{z},$$

где  $z$  находят для каждого класса соединений:

- а)  $z$  для кислот – это число протонов, которое замещается на металл:

$$\text{например, } f_{\text{э.кв.}}(\text{HCl}) = \frac{1}{1}; \quad f_{\text{э.кв.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \text{ или } \frac{1}{1}, \text{ если}$$

замещается

только один протон.

- б)  $z$  для оснований – это число оксигрупп:

$$\text{например, } f_{\text{э.кв.}}(\text{NaOH}) = \frac{1}{1}; \quad f_{\text{э.кв.}}(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{1}{2};$$

- в)  $z$  для солей – это суммарная валентность металла (произведение валентности металла на его количество):

$$\text{например, } f_{\text{э.кв.}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}; \quad f_{\text{э.кв.}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{6};$$

- г)  $z$  для окислительно – восстановительных реакций – это число электронов, которое отдает восстановитель или принимает окислитель:

$$\text{например, для реакции } \text{Fe}^{+2} - 1e \rightarrow \text{Fe}^{+3} \quad f_{\text{э.кв.}}(\text{Fe}^{+2}) = \frac{1}{1};$$

для реакции  $Mn^{+7} + 5e = Mn^{+2}$   $f_{\text{ЭКВ}}(Mn^{+7}) = \frac{1}{5}$ .

Используя фактор эквивалентности можно вычислить молярную массу эквивалента:  $M_{f_{\text{ЭКВ.Х}}} = f_{\text{ЭКВ.Х}} \cdot M_X$ .

Зная молярную массу эквивалента, можно вычислить **молярную концентрацию эквивалента**  $C_{f_{\text{ЭКВ.Х}}}$  (раньше называлась нормальная концентрация  $C_N$ ) – **это количество вещества эквивалента в единице объема раствора:**

$$C_H = \frac{m_X}{M_X \cdot f_{\text{ЭКВ.Х}} \cdot V}$$

где  $m_X$  - масса вещества в г,  
 $V$  - объем раствора в л.

Единицы измерения моль/л или ммоль/л.

Из формулы молярной концентрации эквивалента можно найти массу растворенного вещества или навеску:  $m_X = C_X \cdot M_X \cdot f_{\text{ЭКВ}} \cdot V$ .

4) **Моляльная концентрация**  $b_X$  – количество вещества  $X$  в 1 кг растворителя:

$$b_X = \frac{V_X}{m_{\text{р-ра}} \cdot V} = \frac{m_X}{M_X \cdot m_{\text{р-ра}} \cdot V}$$

Единицы измерения моль/кг растворителя.

Моляльная концентрация используется для точных измерений, например, для нахождения констант.

5) **Титр раствора**  $t$  – это масса растворенного вещества в 1 мл раствора:

$$t = \frac{m_X}{V}$$

Единицы измерения г/мл.

Титр раствора широко используется в аналитической химии.

6) Для вычисления концентрации растворов по данным титрования используют **закон эквивалентов – произведение молярной концентрации раствора на объем раствора есть величина постоянная:**

$$C_{H1} \cdot V_1 = C_{H2} \cdot V_2$$

7) Для перехода от одного способа выражения концентрации к другому используют формулы, которые связывают различные способы выражения концентрации:

$$b_X = \frac{\omega \% \cdot \rho \cdot 10}{M_X}$$

$$C_H = \frac{\omega \% \cdot \rho \cdot 10}{M_X \cdot f_{\text{ЭКВ.Х}}}$$

Для выражения концентрации лекарственных веществ в медицине в настоящее время используют молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента.

## ОСНОВИ ТИТРИМЕТРИЧНОГО АНАЛІЗУ

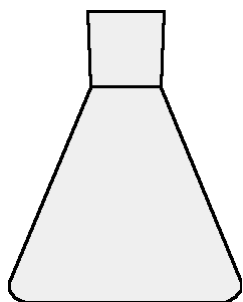
Титриметричний або об'ємний аналіз це частина кількісного аналізу речовин.

*Титрування* – це додавання (приливання) одного розчину до другого.

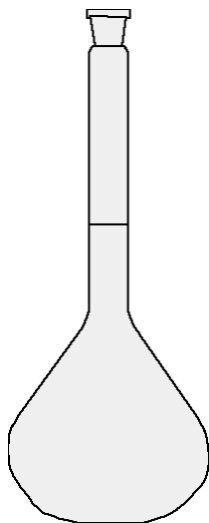
*Вимірювальний посуд та його застосування.*

В титриметричному аналізі використовують різний вимірювальний хімічний посуд.

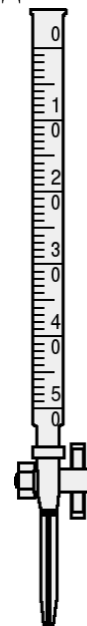
- 1) *Колби конічні* – використовують для титрування.
- 2) *Колби мірні* – використовують для виготовлення розчинів точної концентрації.
- 4) *Бюретка* – для титрування.
- 3) *Піпетки* – для переносу певного об'єму розчину. Із *кінцевої* піпетки розчин виливають до кінця; із *некінцевої* – до нижньої поділки.
- 4) *Воронки* – для переносу наважки та для фільтрування осаду.
- 5) *Стакан мірний* – для вимірювання приблизного об'єму рідини.



Колба конічна



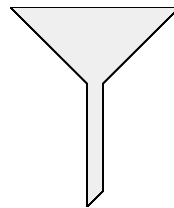
Мірна колба



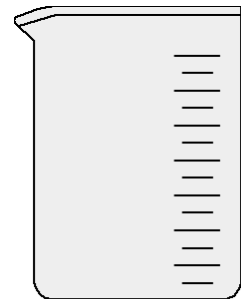
Бюретка



Піпетка



Воронка



Стакан мірний

**Титриметричний аналіз ґрунтується на точному вимірюванні об'єму титрованого розчину, витраченого на взаємодію з певним об'ємом досліджуваного розчину.**

**Титрованим називають розчин із точно відомою концентрацією.**

Методи приготування титрованого розчину:

- 1) із фіксаналу: ампула з точною наважкою речовини, яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 2) за точною наважкою (точно зважена маса), яку розчиняють в певному об'ємі розчинника;
- 3) за приблизною наважкою, з наступним визначенням точної концентрації (титру) за вихідною речовиною.

Незавжди можна приготувати титрований розчин за точною наважкою. Наприклад, NaOH поглинає з повітря вологу та карбон (IV) оксид (вуглекислий газ), тому склад його напостійний; H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – гігроскопічна (поглинає воду). Тому беруть приблизну наважку, розчиняють у воді, а потім встановлюють титр за вихідними речовинами.

**Вихідними називаються речовини, з яких готують титрований розчин за точною наважкою.**

Такі речовини повинні відповідати певним вимогам:

- а) повинні бути хімічно чистими, тобто не містити домішок;
- б) склад повинен відповідати формулі. Наприклад,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;
- в) не повинні змінюватися під час зберігання;
- г) повинні добре розчинятися у воді.

Кінець реакції між титрованим та досліджуваним розчинами встановлюють за зміною забарвлення індикатора.

**Індикатори**– це слабкі органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення в залежності від рН розчину.

**Інтервал значення рН, в якому індикатор змінює своє забарвлення, називається *інтервалом переходу* забарвлення індикатора.**

В об'ємному аналізі частіше використовують такі індикатори:

Індикатор	Забарвлення в кислому середовищі	Інтервал переходу забарвлення, рН	Забарвлення в лужному середовищі
Метилоранж	рожевий	3,1 – 4,4	жовтий
Фенолфталеїн	безбарвний	8,2 – 10,5	малиновий

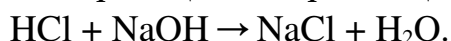
Індикатори змінюють своє забарвлення, тому що молекули та іони індикатора мають різне забарвлення, а наявність молекул або іонів залежить від реакції середовища розчину.

Залежно від типу хімічної реакції титриметричний аналіз поділяється на різні методи: нейтралізації, осадження, комплексонометрії, оксидиметрії.

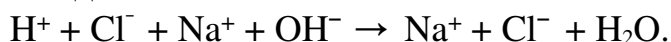
Ми розглянемо метод нейтралізації або метод кислотно-основного титрування.

**Метод нейтралізації – це метод об'ємного аналізу, в якому використовуються титровані розчини кислот та лугів.**

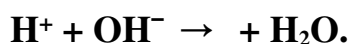
В основі методу лежить реакція нейтралізації. Наприклад:



В іонному вигляді:



Скорочене іонне рівняння:



Це основне рівняння методу нейтралізації.



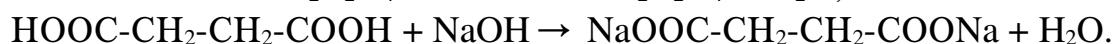
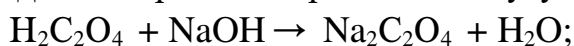
Залежно від титрованого розчину метод нейтралізації ділиться на метод *алкаліметрії та ацидіметрії*.

### Алкаліметрія.

Алкаліметрія – це метод визначення кислот та солей, які дають під час гідролізу кислу реакцію, за допомогою титрованого розчину лугу.

Титровані робочі розчини методу – це розчини NaOH або KOH. Так як склад їх несталий (поглинають із повітря воду і вуглекислий газ), спочатку готують розчин за приблизною наважкою, а потім встановлюють титр за *вихідними речовинами*.

Вихідними речовинами в алкаліметрії є щавлева кислота (оксалатна)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (HOOC–COOH) або янтарна кислота HOOC-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH (сукцинат), які взаємодіють із робочим розчином лугу так:

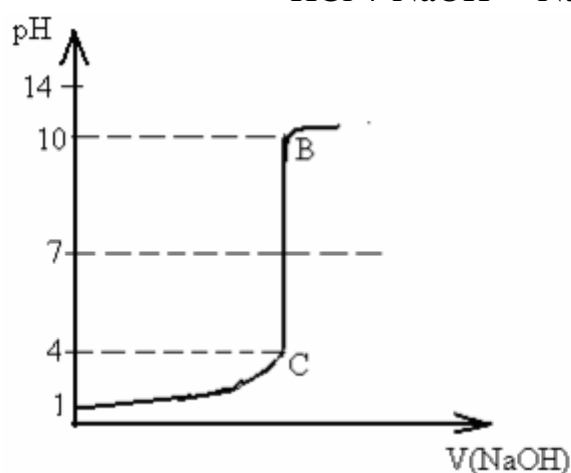
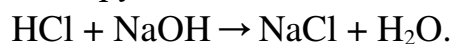


Хід титрування характеризується кривою титрування.

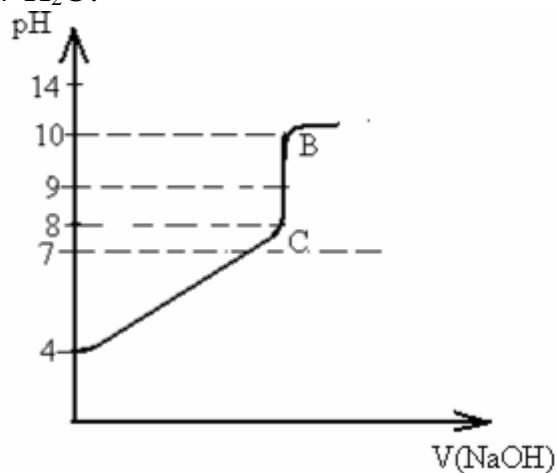
*Крива титрування показує зміну рН розчину, що титрується, залежно від об'єму титрованого.*

В алкаліметрії є два варіанти титрування.

А) Сильна кислота титрується сильною основою (лугом):



А



Б

Розглянемо криву А:

початковий рН сильної кислоти може дорівнювати 1. В процесі доливання до розчину кислоти титрованого розчину лугу рН поступово збільшується – відрізок 1 – С. В точці С кислоти залишається дуже мало, і в результаті

додавання однієї краплі титрованого розчину лугу відбувається різка зміна рН – відрізок С – В. Внаслідок цього змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчується.

Така різка зміна рН внаслідок додавання однієї зайвої краплі титрованого розчину, називається **стрибком титрування**.

Під час титрування сильної кислоти лугом стрибок титрування знаходиться в межах рН = 4-10.

Посередині стрибка титрування знаходиться точка з величиною рН = 7. Це **точка еквівалентності: величина рН, за якого речовини прореагували в еквівалентних кількостях.**

Кінець титрування визначають за зміною забарвлення індикатора. Принцип вибору індикатора такий:

**інтервал переходу індикатора повинен співпадати зі стрибком титрування.**

Для даного випадку беруть індикатор фенолфталеїн, тому що його інтервал переходу забарвлення рН=8,2-10,5 розміщується в межах стрибка титрування. В досліджуваному розчині кислоти фенолфталеїн безбарвний, а в кінці титрування з'являється малинове забарвлення.

Б) Слабка кислота титрується сильною основою. Наприклад:



Розглянемо криву Б:

початковий рН слабкої кислоти може дорівнювати 4. Після додавання до розчину кислоти титрованого розчину лугу рН поступово збільшується – відрізок 4 – С. В точці С кислоти залишається дуже мало, і в результаті додавання однієї краплі титрованого розчину лугу відбувається різка зміна рН – відрізок С– В. Внаслідок змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчується.

Під час титрування слабкої кислоти лугом стрибок титрування лежить в межах рН = 8-10 а точка еквівалентності рН = 9.

Індикатор беруть також фенолфталеїн.

Тобто під час титрування лугом треба використовувати індикатор фенолфталеїн.

Чому під час титрування слабкої кислоти лугом стрибок титрування та еквівалентна точка знаходяться в лужному середовищі? Це пояснюється тим, що під час взаємодії слабкої кислоти та лугу утворюється сіль (рівняння 1), яка гідролізується і створює лужне середовище (рівняння 2).

*Застосування алкаліметрії в медицині*

Існує багато методів визначення концентрації речовин, але алкаліметрію використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи.

Методом алкаліметрії можна визначити:

а)  $\text{HCl}$  – 8,2-8,3%-ний розчин застосовується як фармакопейний препарат для підвищення кислотності шлункового соку;

$\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , лимонна та ін. – використовуються в фармації для аналізу;

б) можна визначати кислотність шлункового соку, сечі.

### Ацидіметрія.

**Ацидіметрія – це метод визначення основ та солей, що дають під час гідролізу лужну реакцію, титрованим розчином кислоти.**

Титровані робочі розчини методу – це розчини  $\text{HCl}$  або  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Склад їх несталий ( $\text{HCl}$  випаровується, «димить», а  $\text{H}_2\text{SO}_4$  поглинає з повітря воду), спочатку готують розчин за приблизною наважкою, а потім встановлюють титр за *вихідними речовинами*.

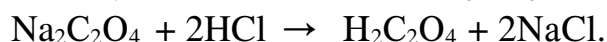
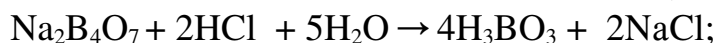
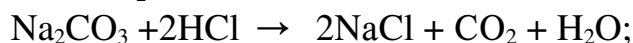
Вихідними речовинами в ацидіметрії є:

натрій карбонат –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;

натрій тетраборат (бура) –  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ;

натрій оксалат –  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .

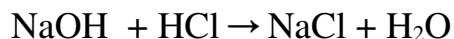
Вони реагують і з робочим розчином кислоти так:



Ці солі використовують як вихідні речовини, тому що вони в результаті гідролізу дають лужну реакцію і можуть титруватися кислотою.

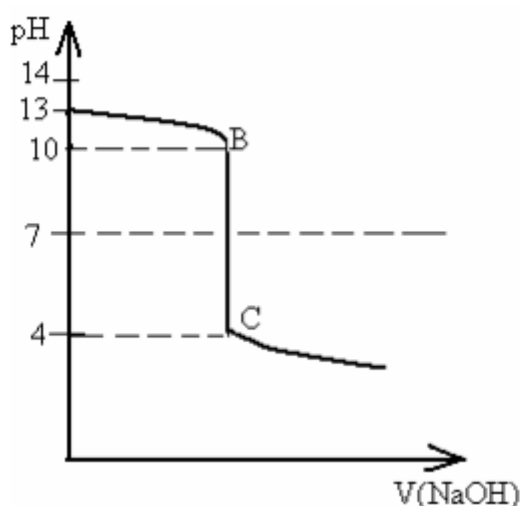
Хід титрування графічно виражають кривою титрування.

А) Сильна основа титрується сильною кислотою:

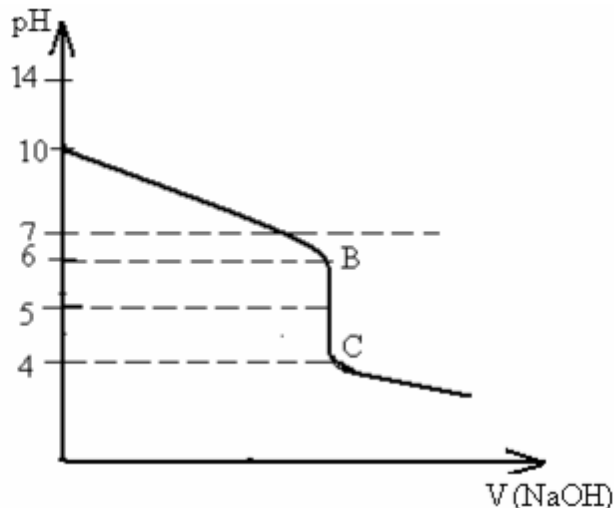


Розглянемо криву А:

початковий рН сильної основи може дорівнювати 13. На початку доливання до розчину основи титрованого розчину кислоти рН поступово зменшується – відрізок 13 – В. В точці В основи залишається дуже мало, і під час додавання однієї краплі титрованого розчину кислоти відбувається різка зміна рН – відрізок В – С. В результаті змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчують.



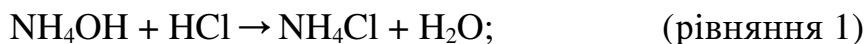
А



Б

Стрибок титрування рН = 10 - 4, точка еквівалентності рН = 7. Індикатор вибираємо метилоранж, тому що його інтервал переходу рН = 3,1 - 4,4 співпадає зі стрибком титрування. В досліджуваному розчині основи метилоранж жовтий, а в кінці титрування змінює забарвлення на рожеве.

В) Слабка основа титрується сильною кислотою. Наприклад:



Розглянемо криву Б:

початковий рН слабкої основи може дорівнювати 10. На початку додавання до розчину основи титрованого розчину кислоти рН поступово зменшується – відрізок 10 – В. В точці В основи залишається дуже мало, і в результаті додавання однієї краплі титрованого розчину кислоти відбувається різка зміна рН – відрізок В – С. Змінюється забарвлення індикатора і титрування закінчують.

Стрибок титрування лежить в межах рН = 6 – 4, а точка еквівалентності рН = 5.

Індикатор беруть також метилоранж.

Під час титрування сильною кислотою краще взяти індикатор метилоранж.

Чому під час титрування слабкої основи сильною кислотою стрибок титрування та еквівалентна точка знаходяться в кислому середовищі? Це пояснюється тим, що продуктом взаємодії слабкої основи та сильної кислоти утворюється сіль (рівняння 1), яка гідролізується і створює кисле середовище (рівняння 2).

### *Застосування ацидіметрії в медицині*

Ацидіметрію також використовують для попереднього аналізу або в тих випадках, коли немає можливості застосувати інші методи.

Методом ацидіметрії можна визначати:

– NaOH, KOH – використовують в фармації для аналізу;

- $\text{NH}_4\text{OH}$  – визначають в питній воді, його надлишок негативно впливає на ЦНС; визначають концентрацію лікарського препарату (3%-ий розчин);
- $\text{NaHCO}_3$  – антацидний засіб, необхідно знати його чистоту;
- визначають тимчасову твердість води;
- визначають рН кишкового соку.