

Міністерство освіти і науки України  
Сумський державний університет

Методичні вказівки  
до практичних робіт  
з курсу «Медична хімія»  
для студентів 1-го курсу спеціальності  
«Медицина»  
денної форми навчання  
«Медична хімія (в схемах і таблицях)»

Суми  
Вид-во СумДУ  
2017

Методичні вказівки до практичних робіт з курсу «Медична хімія». «Медична хімія (в схемах і таблицях)» /Укладач Ю.В. Ліцман.- Суми: Вид-во СумДУ, 2017.- 66 с.

Кафедра загальної хімії

## ЗМІСТ

1. Вступ	4
2. Біогенні елементи	5
3. Комплексні сполуки	12
4. Загальні властивості розчинів	22
5. Розчини електролітів	27
6. Хімічна термодинаміка. Кінетика та хімічна рівновага	37
7. Окисно-відновні та електрохімічні процеси	49
8. Основи фізико-хімії поверхневих явищ. Колоїдні системи.	55
9. Список використаної літератури	66

## ВСТУП

Медична хімія – одна з фундаментальних дисциплін, що вивчається студентами медичних ВНЗ. У ній розглядаються певні питання загальної хімії, фізичної та колоїдної хімії, неорганічної хімії тощо. Успішне опанування студентами-медиками зазначеного курсу є запорукою формування теоретичних основ для подальшого вивчення таких дисциплін як: фізіологія, фармакологія, анестезіологія, санітарія та гігієна.

Запропоновані методичні рекомендації ні в якому разі не варто вважати заміною підручника, посібника, конспекту лекцій, а необхідно сприймати як інший, допоміжний навчальний засіб з медичної хімії, особливо у процесі здійснення самостійної роботи студентами. Метою даних методичних рекомендацій є надання значного обсягу і складності навчальної інформації у стислій та зручній для сприйняття – у формі таблиць та схем.

«Медична хімія в схемах і таблицях» містить понад п'ятидесяти таблиць і схем, які у наочній компактній формі містять навчальний матеріал і згруповані за усіма темами курсу згідно до робочої програми.

Загальновідомо, що таблиці й схеми є ефективними засобами для сприйняття, засвоєння, узагальнення, систематизації та повторення навчального матеріалу. Саме тому пропонуємо, поперше, застосовувати ці рекомендації в якості основи для засвоєння інформації з медичної хімії у більш повному обсязі при вивченні нового матеріалу. По-друге, застосовувати їх у процесі повторення, узагальнення й систематизації.

Також рекомендуємо намагатися відтворювати запропоновані таблиці і схеми, доповнювати та розширювати їх у процесі самостійної підготовки до занять з медичної хімії.

Вважаємо, що систематичне використання запропонованих методичних рекомендацій студентами допоможе їм у формуванні важливих предметних понять, встановленні зв'язків між та закономірностей у навчальному матеріалі, що розглядається у курсі «Медична хімія».

# БІОГЕННІ ЕЛЕМЕНТИ

## Класифікації біогенних елементів

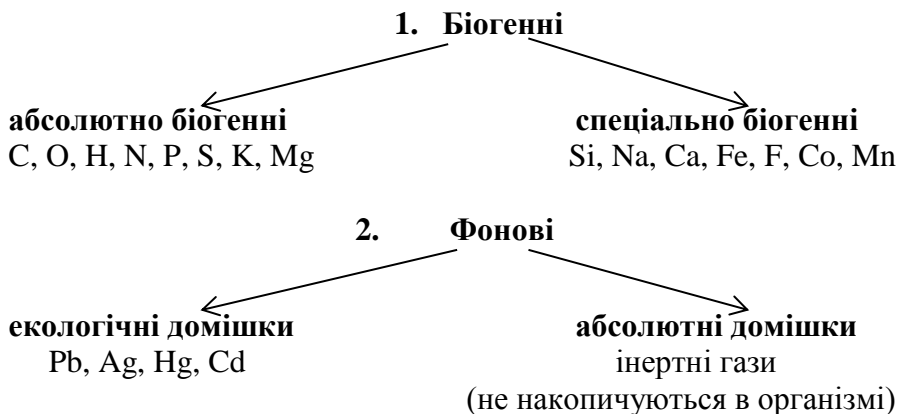
### I Запропоновано В.І. Вернадським:

1. **Макроелементи**  $> 10^{-2} \%$  (O, C, H, N, P, S, Ca, Mg, Na, Cl).
2. **Мікроелементи**  $> 10^{-3} - 10^{-5} \%$  (I, Cu, Ag, F, Br, Sr, Ba, Co).
3. **Ультрамікроелементи**  $< 10^{-5} \%$  (Hg, Au, U, Ra та ін.).

### II Запропоновано В.В. Ковальським:

1. **Життєво необхідні** (незамінні) – входять до складу гормонів, ферментів, вітамінів та ін. (H, O, C, N, Ca, P, Mg, K, S, Cl, Na, Mg, Zn, Fe, Cu, S, Mn, V, Mo, Co, Se).
2. **Домішкові елементи** (постійно знаходяться в організмі) (Ga, Sb, Sr, Br, B, Be, Li, Si, Sn, Cs, Al, Ba, Ge, As, Rb, Ra, Bi, Cd, Cr, Ti, Ag, Th, Hg, U, Se).
3. **Домішкові елементи** (роль мало вивчена) (Sc, Tl, In, La, Sm, W, Re, Tb).

### III За біологічним значенням:



### IV За кількісним вмістом

1. **Макро** - 0,1-1 % (O, N, C, H, Ca, P).
2. **Мікро** -  $10^{-2} - 10^{-4} \%$  (K, Na, Mg, Cl, Fe, S).
3. **Ультрамікро** -  $10^{-4} - 10^{-6} \%$  (B, Si, Al, Sn).

## V За функціями

1. **Органогени** – р-елементи
2. **Елементи, які створюють електролітне середовище** – s-елементи.
3. **Мікроелементи, які входять до складу ферментів** – d-елементи.

**Таблиця 1 Приклади ендемічних захворювань**

підвищення вмісту Sr	стронцієвий рахіт
зниження вмісту I	ендемічний зоб
підвищення вмісту Mo	молібденова подагра
підвищення вмісту F	флюороз

**Таблиця 2 Характеристика деяких металоферментів – біонеорганічних комплексів**

Металофермент та його дія	Центральний атом	Лігандне оточення	Об'єкт концентрування
1	2	3	4
<b>Карбоангідраза</b> каталізує оборотну гідратацію вуглекислого газу: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	<b>Zn(II)</b>	амінокислотні залишки	еритроцити
<b>Карбоксипептидаза</b> каталізує перетравлювання білків, бере участь у гідролізі пептидного зв'язку: $\text{R}_1\text{-CO-NH-R}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{R}_1\text{COOH} + \text{R}_2\text{NH}_2$	<b>Zn(II)</b>	амінокислотні залишки	підшлункова залоза, печінка, кишківник

Продовж. табл. 2

1	2	3	4
<p><b>Каталаза</b> каталізує реакцію розкладу гідроген пероксиду:  <math>2\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2</math></p>	<p><b>Fe(III)</b></p>	<p>амінокислотні залишки, гістидин, тирозин</p>	<p>кров</p>
<p><b>Пероксидаза</b> каталізує окиснення субстратів (<math>\text{RH}_2</math>) гідроген пероксидом:  <math>\text{RH}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{R} + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>	<p><b>Fe(III)</b></p>	<p>білки</p>	<p>тканина, кров</p>
<p><b>Оксиредуктаза</b> каталізує окиснення за допомогою молекулярного кисню:  <math>2\text{H}_2\text{R} + \text{O}_2 = 2\text{R} + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>	<p><b>Cu(II)</b></p>	<p>амінокислотні залишки</p>	<p>серце, печінка, нирки</p>
<p><b>Піруваткарбоксилаза</b> посилює дію гормонів, каталізує процес карбоксилування пірвіноградної кислоти</p>	<p><b>Mn(II)</b></p>	<p>білки тканин</p>	<p>печінка, щитовидна залоза</p>
<p><b>Альдегідоксидаза</b> бере участь в окисненні альдегідів</p>	<p><b>Mo(VI)</b></p>	<p>білки тканин</p>	<p>печінка</p>

**Таблиця 3 Застосування сполук біогенних елементів  
у медичній практиці**

Формула, назва сполуки	Застосування
<b>1</b>	<b>2</b>
<b>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b> -гідроген пероксид	3% розчин – дезінфікуючий засіб для промивання при запалювальних захворюваннях слизових оболонок (стоматити, ангіни), для лікування гнійних ран, зупинки носових кровотеч.
<b>Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b> -літій карбонат	використовується для лікування маніакального збудження при різних психічних захворюваннях
<b>NaCl</b> -натрій хлорид	0,9% розчин-ізотонічний використовується в якості плазмо замінника при зневодненні організму, для розчинення лікарських препаратів; 3-,5-,10% гіпертонічні розчини застосовують зовнішньо для лікування гнійних ран.
<b>NaHCO<sub>3</sub></b> -натрій гідрогенокарбонат (питна сода)	при підвищеній кислотності шлункового соку для нейтралізації хлоридної кислоти: $NaHCO_3 + HCl = NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$ .
<b>Na<sub>2</sub>B<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> -натрій гідрогенокарбонат (бура)	антисептичний засіб для спринцювань, полоскання. У водних розчинах легко підлягає гідролізу, продукт якого –борна кислота має антисептичну дію: $Na_4B_4O_7 + 7H_2O \leftrightarrow 4H_3BO_3 + 2NaOH$
<b>NaI</b> -натрій йодид <b>KI</b> -калій йодид	препарати, що містять Йод при захворюваннях щитовидної залози.
<b>NaBr</b> -натрій бромід <b>KBr</b> -калій бромід	застосовують в якості седативних (заспокоюючих) засобів.



Продовж. табл. 3

1	2
<b>NaF</b> -натрій флуорид	2% розчин застосовують у стоматології для профілактики зубного карієсу у дітей.
<b>NaNO<sub>2</sub></b> -натрій нітрит	призначають внутрішньо, у вигляді ін'єкцій підшкірно, внутрішньовенно(1% розчин) як судинорозширювальний засіб при стенокардії.
<b>Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> -натрій тіосульфат	застосовують в якості протитоксичного та десенсибілізуючого засобу. При отруєннях ціанідами після внутрішнього прийому натрій тіосульфату утворюються менш токсичні тіоціонати: $KCN+Na_2S_2O_3 \rightarrow KNCS+Na_2SO_3$ .
<b>Na<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub></b> -натрій цитрат	застосовують у вигляді розчину для консервації крові.
<b>KCl</b> -калій хлорид	застосовують при станах, що супроводжуються порушенням електролітного обміну в організмі (блювота, діарея), також для купіювання серцевих аритмій.
<b>KMnO<sub>4</sub></b> -калій перманганат	застосовують як антисептичний засіб для промивання ран, полоскання ротової порожнини та горла, для змазування виразкових та опікових поверхонь, для спринцювання та промивання у гінекологічній та урологічній практиці.
<b>MgO</b> -магній оксид	є основним представником антацидних засобів, що використовуються для зниження кислотності шлункового соку, при введенні у шлунок нейтралізує хлоридну кислоту: $MgO+2HCl=MgCl_2+H_2O$
<b>MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O</b> - магній сульфат гептагідрат( гірка сіль, англійська сіль)	Застосовується в якості проносного, жовчогінного та знеболювального засобу при спазмах жовчного міхура. Розчин солі вводять в якості протисудомного засобу при епілепсії, в якості анти спастичного засобу при бронхіальній астмі, гіпертонічній хворобі.

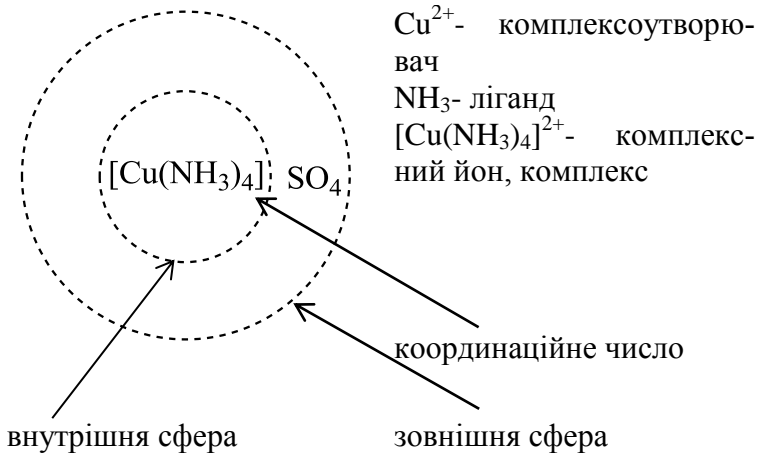
Продовж. табл. 3

1	2
<b>MgCO<sub>3</sub></b> -магній карбонат	антацидний засіб.
<b>CaCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O</b> кальцій хлорид гептагідрат	використовується при алергічних захворюваннях та ускладненнях, пов'язаних з прийомом ліків; як антидот при отруєнні солями магнію та солями флуоридної кислоти.
<b>2CaSO<sub>4</sub> · H<sub>2</sub>O</b> кальцій сульфат напівгідрат (палений гіпс, напівводний гіпс)	утворюється при прожарюванні природного гіпсу: $2CaSO_4 \cdot 2H_2O \leftrightarrow 2CaSO_4 \cdot H_2O + H_2O$ . При замочуванні у воді він швидко твердне, що зумовлює його використання при виготовленні гіпсових пов'язок. У стоматології застосовується для виготовлення зліпків зубів.
<b>CaCO<sub>3</sub></b> – кальцій карбонат	виявляє антацидну активність, підсилює секрецію шлункового соку, входить до складу зубних порошків.
<b>Al(OH)<sub>3</sub></b> -алюміній гідроксид	виявляє адсорбуючу та обволікаючу дію, знижує кислотність шлункового соку, входить до складу комбінованого препарату «Альмагель».
<b>C</b> -вуглець	активоване вугілля(карбонен) має велику площу поверхні із значною поверхневою активністю, тому використовується в якості адсорбенту алкалоїдів, солей важких металів, різних токсинів, застосовується у лімфо- та гемосорбції.
<b>SiC</b> -силіцій карбід (карборунд)	застосовується у стоматологічній практиці для шліфування пломб та пластмасових протезів.
<b>SiO<sub>2</sub></b> -силіцій оксид	застосовується у стоматологічній практиці у силікатному цементі.
<b>S</b> –сірка	зовнішньо у вигляді мазей та присипок для лікування псоріазу, себореї, корости.

**Продовж. табл. 3**

1	2
<p><b>N<sub>2</sub>O-</b> нітроген(I) оксид (газ, що звеселяє)</p>	<p>у суміші з киснем використовується у хірургічній практиці, оперативній гінекології, хірургічній стоматології, знеболювання пологів.</p>
<p><b>NH<sub>4</sub>OH</b> (NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O) – амоній гідроксид (нашати- рний спирт)</p>	<p>сприяє рефлекторному збудження дихального та судинорухового центрів головного мозку, що дозволяє застосовувати його для виведення людини із стану запаморочення.</p>
<p><b>O<sub>2</sub>-кисень</b></p>	<p>застосовують для вдихання при захворюваннях, що супроводжуються кисневою недостатністю, при отруєннях карбон(II) оксидом (чадним газом), ціанідною (синильною) кислотою. В анестезії кисень використовується у суміші з інгаляційними наркотичними засобами.</p>
<p><b>HCl</b> –хлорид на кислота</p>	<p>8% розчин у суміші з пепсином застосовують при недостатній кислотності шлункового соку.</p>
<p><b>CaOCl<sub>2</sub>-</b> кальцій гіпо- хлорит хлорид (хлорне вапно)</p>	<p>дезінфікуючий засіб.</p>
<p><b>I<sub>2</sub>-йод</b></p>	<p>5% спиртовий розчин як антисептичний засіб зовнішньо. Розчин йоду у калій йодиді – розчин Люголя для змазування слизової оболонки глотки та гортані.</p>
<p><b>FeSO<sub>4</sub> · 7H<sub>2</sub>O</b> -ферум (II) сульфат гептагідрат (залі- зний купорос)</p>	<p>застосовується для лікування залізодефіцитної анемії, входить до складу лікарських препаратів фероплекс, ферум-лек тощо.</p>

## КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

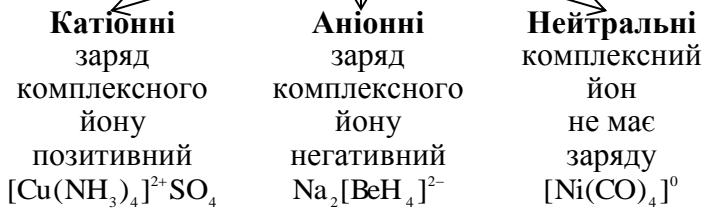


**Рис.1** Схема будови комплексної сполуки

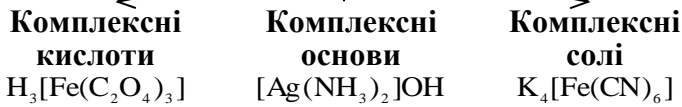
**Таблиця 4** Визначення зарядів складових комплексної сполуки

<b>комплексоутворювач (центральний атом)</b>	+	<b>ліганди</b>	=	<b>комплексний йон</b>
$\text{Cu}^{2+}$	+	$4\text{NH}_3$	=	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
<b>заряд комплексоутворювача</b>	+	<b>сума зарядів лігандів</b>	=	<b>заряд комплексного йону</b>
$2+$	+	$0$	=	$2+$
<b>комплексний йон</b>	+	<b>йони зовнішньої сфери</b>	=	<b>комплексна сполука</b>
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	+	$\text{SO}_4^{2-}$	=	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
<b>заряд комплексного йону</b>	+	<b>заряд йонів зовнішньої сфери</b>	=	$0$
$2+$	+	$2-$	=	$0$

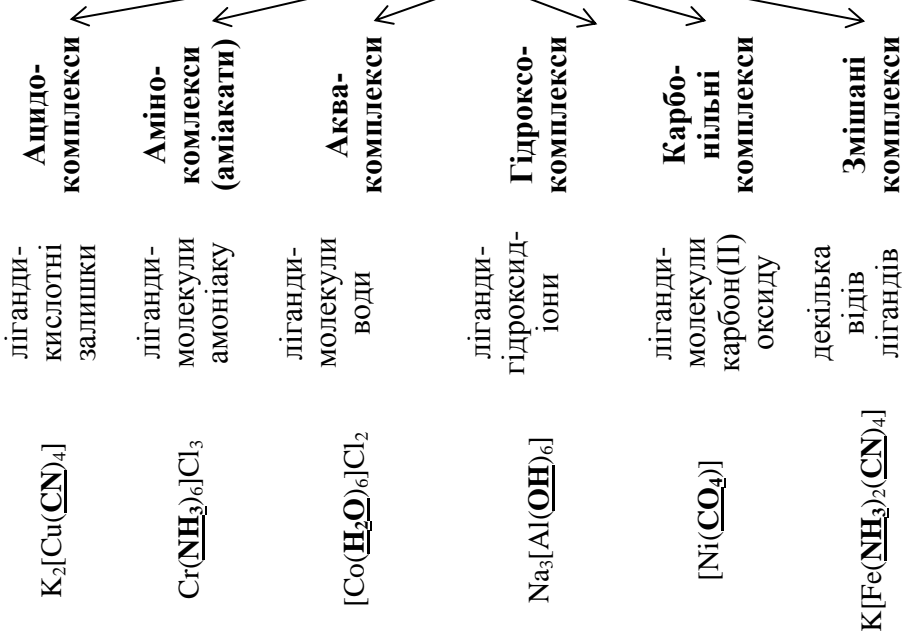
**Класифікації комплексних сполук  
За зарядом  
комплексного йону**



**За належністю  
до певного класу сполук**



**За природою лігандів**



**Таблиця 5** Зв'язок між ступенем окиснення комплексоутворювача та значенням його координаційного числа

Заряд комплексоутворювача	1+	2+	3+	4+
Координаційне число	2	4	6,4	8



**Таблиця 6** Приклади лігандів з різною дентатністю

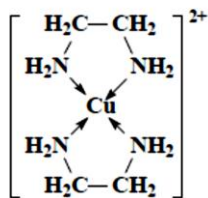
Формула	Назва	Скорочене позначення	Дентатність
1	2	3	4
F <sup>-</sup>	флуоро-	-	1
Cl <sup>-</sup>	хлоро-	-	1
H <sub>2</sub> O	аква-	-	1
NH <sub>3</sub>	аміно-	-	1
OH <sup>-</sup>	гідроксо-	-	
<sup>-</sup> :OOC – COO: <sup>-</sup>	оксалато-	ох	2
$\ddot{\text{N}}\text{H}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	етилендіаміно-	en	2

Продовж. табл.6

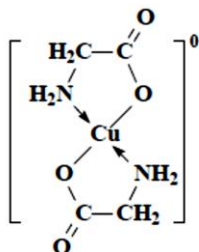
1	2	3	4
$\ddot{\text{N}}\text{H}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \ddot{\text{N}}\text{H}_2$	діетилен-триаміно-	dien	3
$\begin{array}{c} \text{:OOCCH}_2\text{C} \\ \diagdown \\ \text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N} \\ \diagup \\ \text{:OOCCH}_2\text{C} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{COO:}^- \\ \diagdown \\ \text{N} \\ \diagup \\ \text{CH}_2\text{COO:}^- \end{array}$	етилен-діамінотетраацетато-	ЕДТА	6

**Хелатні комплекси** (chelate – клішня) комплекси з полідентатними лігандами, що містять цикли у складі яких є центральний атом.

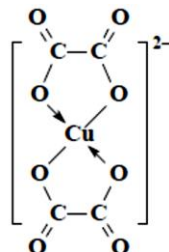
### Приклади хелатних комплексів Купруму (II)



З етилендіаміном  
(катіонний)

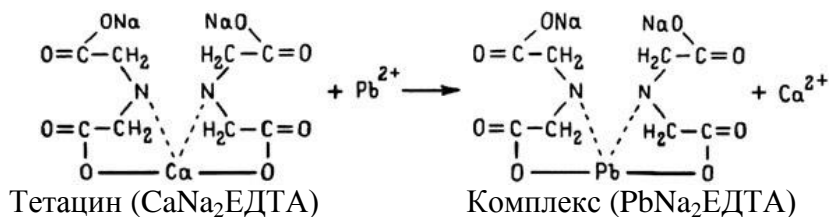


З гліцином  
(нейтральний)




З оксалатною  
кислотою  
(аніонний)

### Схема взаємодії тетрацину з йонами Плюмбуму 2+



## Типи хімічного зв'язку в комплексних сполуках

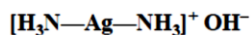
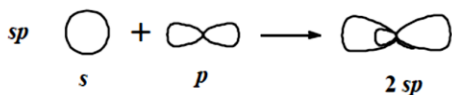

  
**Йонний**  
 між комплексним іоном  
 та іонами зовнішньої сфери

**Донорно-акцепторний**  
 між комплексоутворювачем та  
 лігандами

**Таблиця 7** Координаційні числа, конфігурації координаційних сфер та відповідні їм типи гібридизації

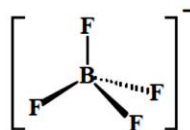
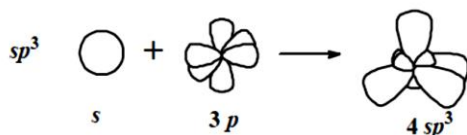
Координаційне число	Конфігурація координаційної сфери. М- атом або йон-комплексоутворювач	Тип гібридизації	Приклади
2	лінійна <sup>o</sup>	$sp$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
3	плоска трикутна	$sp^2, sd^2$	$[\text{HgI}_3]^-$
4	тетраедрична	$sp^3, sd^3$	$[\text{FeCl}_4]^-$
4	плоска квадратна	$sp^2d$	$[\text{PtCl}_4]^{2-}$
5	тригонально біпірамідальна	$sp^3d$	$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
6	правильна октаедрична	$sp^3d^2$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
6	викривлена октаедрична	$sp^3d^2$	$[\text{CuEDTA}]^{2+}$

### Схема зв'язку гібридизації центрального атому, його координаційного числа та просторової будови комплексу



**Координаційне число 2**

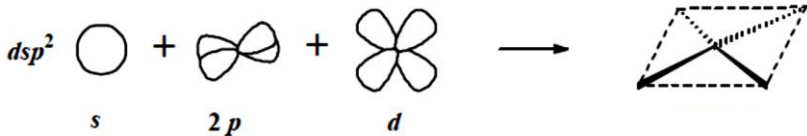
**лінійна будова**



**Координаційне число 4**

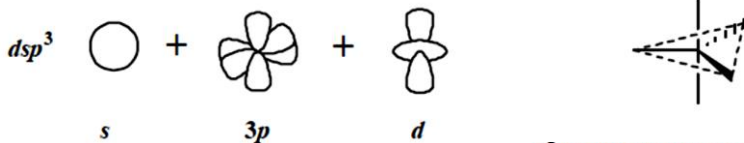
**тетраedr**





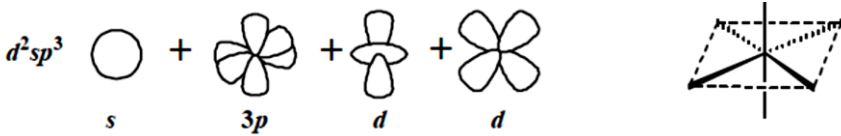
Координаційне число 4

плоский квадрат



Координаційне число 4

тригональна біпіраміда

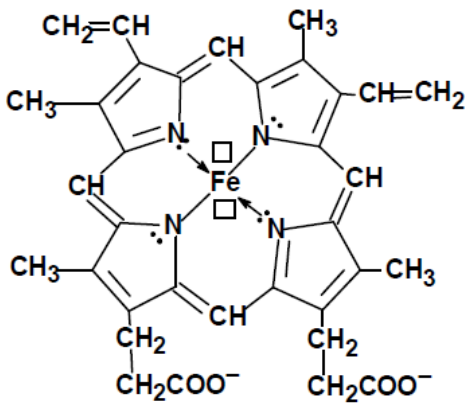


Координаційне число 6

октаедр

### Біологічно важливі комплекси Феруму:

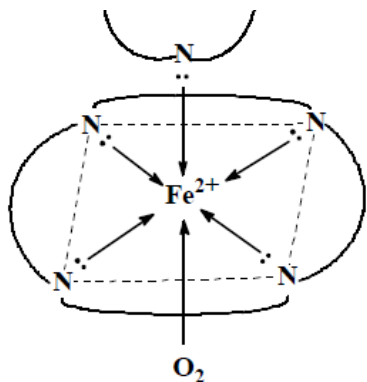
#### Гем



Ступінь окиснення комплексоутворювача Феруму - +2;  
 Координаційне число - 4;  
 Тип гібридизації -  $dsp^2$ ;  
 Ліганд полідентатний -

Просторова будова - плоский квадрат

## Оксигемоглобін



Ступінь окиснення комплексоутворювача Феруму - +2;

Координаційне число – 6;

Тип гібридизації –  $d^2sp^3$ ;

Ліганди: полідентатний (утворює 4 зв'язки) – порфірин

монодентатні – кисень та білок глобін

Просторова будова – октаедр

### Дисоціація комплексних сполук

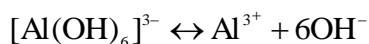
← Первинна

розпад комплексної сполуки з утворенням комплексного йону та йонів зовнішньої сфери



→ Вторинна

розпад комплексного йону з утворенням комплексоутворювача та лігандів



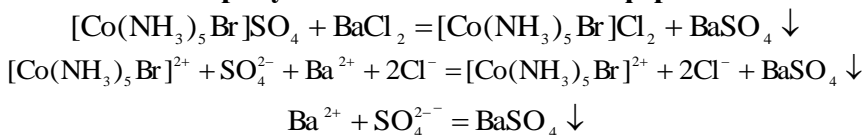
### Константа нестійкості комплексного йону

$$K_{\text{нест}} ([Al(OH)_6]^{3-}) = \frac{[Al^{3+}] \cdot [OH^-]^6}{[[Al(OH)_6]^{3-}]}$$

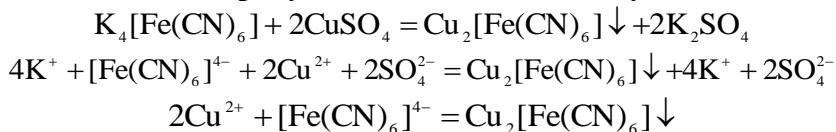
добуток рівноважних концентрацій продуктів реакції, піднесених до степеня, що дорівнює стехіометричним коефіцієнтам перед ними  
рівноважна концентрація реагенту

## Обмінні реакції за участю комплексних сполук

### За рахунок йонів зовнішньої сфери



### За рахунок комплексного йону



Таблиця 9 Найпоширеніші ліганди

Формула ліганду	Назва ліганду
H <sup>-</sup> ,	гідридо-
OH <sup>-</sup>	гідроксо-
Br <sup>-</sup>	бromo-
I <sup>-</sup>	йодо-
Cl <sup>-</sup>	хлоро-
F <sup>-</sup>	флуоро-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ніtrato-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	нітрито-
C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	оксалато-
S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	тіосульфато-
CN <sup>-</sup>	ціано-
H <sub>2</sub> O	аква-
NH <sub>3</sub>	аміно-
CO	карбоніл-

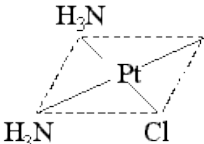
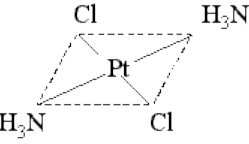
## Номенклатура комплексних сполук

У якій послідовності вказуються йони	1. катіон, 2. аніон
Як складається назва комплексного йону	спочатку в алфавітному порядку перелічуються ліганди із зазначенням їхньої кількості за допомогою множинних префіксів (ди-, три-, тетра-, пента-, гекса-, гепта-, окта- тощо), потім називається комплексоутворювач із вказуванням його ступеня окиснення

**Таблиця 10** Приклади назв комплексних сполук

<b>Катіонний комплекс</b> (назва комплексоутворювача в називному відмінку)	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2^-$ тетрааміно <b>меркурій</b> (II) хлорид $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3^-$ гекса <b>ферум</b> (III) сульфат
<b>Аніонний комплекс</b> (назва комплексоутворювача в називному відмінку з додаванням суфіксу <i>ат</i> )	$\text{Na}_2[\text{HgI}_4]^-$ натрій тетраіодо <b>меркура</b> т(II) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$ калій гексаціано <b>фера</b> т(III)
<b>Нейтральний комплекс</b> (назва складається з одного слова)	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_3]$ - триамінотрихлорокобальт(III) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ - діамінодихлороплатина(II)

**Таблиця 8** Види ізомерії комплексних сполук.

Характеристика виду ізомерії	Приклади сполук
<p><b>Координаційна ізомерія</b> характерна для комплексних сполук, в яких катіон та аніон є комплексними частинками з різними центральними атомами. У таких ізомерів спостерігається різне розміщення центральних атомів в катіоні або аніоні.</p>	<p><math>[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]</math> та <math>[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]</math></p>
<p><b>Йонна ізомерія</b> зумовлена розміщенням аніонних лігандів як у внутрішній, так і зовнішній координаційних сферах.</p>	<p><math>[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}</math> та <math>[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4</math></p>
<p><b>Гідратна ізомерія</b> зумовлена різним розміщенням молекул води та лігандів у внутрішній і зовнішній координаційних сферах.</p>	<p><math>[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3</math> та <math>[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}</math> та <math>[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}</math></p>
<p><b>Просторова ізомерія</b> до якої відноситься <i>цис-транс</i>-ізомерія, характерна для плоскоквадратних комплексів. В такому випадку комплекс містить різні ліганди і може існувати у двох різних формах в залежності від просторового розміщення лігандів у внутрішній координаційній сфері комплексу.</p>	<div style="text-align: center;">  <p>цис-ізомер</p> <p>та</p>  <p>транс-ізомер</p> </div>

## ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

**Таблиця 11** Способи вираження кількісного складу розчинів

Назва концентрації	УМОВНЕ позначення	Розрахункова формула	Розмірність	Що показує
1	2	3	4	5
Масова частка	w	$w = \frac{m(\text{розч.реч.})}{m(\text{розчину})}$ $w = \frac{m(\text{розч.реч.})}{m(\text{розчину})} \times 100\%$	частки одиниці  % масові	яка маса розчиненої речовини міститься у 100 г розчину
Молярна концентрація (молярність)	C <sub>M</sub>	$C_M = \frac{n(\text{розч.реч.})}{V(\text{розчину})}$	моль/л	яка кількість розчиненої речовини міститься в 1 л розчину
Молярна концентрація еквіваленту (нормальність)	C <sub>N</sub>	$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(\text{розч.реч.})}{V(\text{розчину})}$	моль-екв/л	яка кількість розчиненої речовини міститься в 1 л розчину
Моляльна концентрація (моляльність)	C <sub>m</sub>	$C_m = \frac{n(\text{розч.реч.})}{m(\text{розчинника})}$	моль/кг	яка кількість розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника

**Продовж. табл.11**

1	2	3	4	5
Мольна частка	$\chi$	$\chi = \frac{n_1(\text{розч.реч.})}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots}$ $\chi = \frac{n_1(\text{розч.реч.})}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots} \times 100\%$ де $n_1, n_2, n_3$ - кількості компонентів розчину	частки одиниці  % мольні	яка кількість розчиненої речовини міститься в «1 молі» розчину
Титр	T	$T = \frac{m(\text{розч.реч.}) \cdot 1000}{V(\text{розчину})}$	г/мл	яка маса розчиненої речовини міститься в 1 мл розчину

**Таблиця 12** Формули переходу між різними видами концентрацій розчинів

Розрахункове завдання	Розрахункова формула
Як розрахувати молярну концентрацію, якщо відома масова частка	$C_M = \frac{w \cdot \rho \cdot 1000}{M}$
Як розрахувати молярну концентрацію еквіваленту, якщо відома масова частка	$C_N = \frac{w \cdot \rho \cdot 1000}{m_{\text{екв}}}$
Як розрахувати масову частку, якщо відома молярна концентрація	$w = \frac{C_M \cdot M}{\rho \cdot 1000}$
Як розрахувати масову частку, якщо відома молярна концентрація еквіваленту	$w = \frac{C_N \cdot m_{\text{екв}}}{\rho \cdot 1000}$

**Таблиця 13** Приклади розрахунку молярної маси еквіваленту (еквівалентної маси) кислоти, основи, солі

Формула для розрахунку молярної маси еквіваленту	Приклад розрахунку молярної маси еквіваленту
<b>Кислоти</b>	
$m_{\text{екв}}(\text{H}_x\text{An}) = \frac{M(\text{H}_x\text{An})}{x},$ <p>де <math>m_{\text{екв}}(\text{H}_x\text{An})</math> - молярна маса еквіваленту кислоти;  <math>M(\text{H}_x\text{An})</math> – молярна маса кислоти;  <math>x</math> – основність кислоти, яка для неорганічних кислот часто збігається з кількістю атомів Гідрогену у молекулі.</p>	$m_{\text{екв}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} =$ $= \frac{98\text{Г/МОЛЬ}}{3} = 32,7\text{Г/МОЛЬ} - \text{екв.}$
<b>Основи</b>	
$m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{OH})_x) = \frac{M(\text{Me}(\text{OH})_x)}{x},$ <p>де <math>m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{OH})_x)</math> - молярна маса еквіваленту основи;  <math>M(\text{Me}(\text{OH})_x)</math> – молярна маса основи;  <math>x</math> – кислотність основи, яка для неорганічних основ збігається з кількістю гідроксогруп.</p>	$m_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} =$ $= \frac{74\text{Г/МОЛЬ}}{2} = 37\text{Г/МОЛЬ} - \text{екв.}$
<b>Солі</b>	
$m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{An}_y) = \frac{M(\text{Me}_x\text{An}_y)}{x \cdot z},$ <p>де <math>m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{An}_y)</math> - молярна маса еквіваленту солі;  <math>M(\text{Me}_x\text{An}_y)</math> – молярна маса солі;  <math>x</math> – індекс біля катіону металічного елементу, <math>z</math> – заряд катіону металічного елементу.</p>	$m_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} =$ $= \frac{342\text{Г/МОЛЬ}}{6} = 57\text{Г/МОЛЬ} - \text{екв.}$



**Таблиця 14** Залежність колігативних властивостей від кількісного складу розчину

Назва колігативної властивості	Вид концентрації	Розрахункова формула
зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином порівняно з тиском насиченої пар над розчинником	мольна частка $\chi$	$\Delta p_A = p_A^0 \cdot \chi_B,$ де $\Delta p_A$ – зниження тиску насиченої пари розчинника, $p_A^0$ – тиск насиченої пари розчинника над розчинником, $\chi_B$ – мольна частка розчиненої речовини.
зниження температури замерзання розчину порівняно з температурою замерзання чистого розчинника	моляльна концентрація $C_m$ , моль/кг	$\Delta T_{\text{зам}} = K_k \cdot C_m,$ де $\Delta T_{\text{зам}}$ – зниження температури замерзання розчину, $K_k$ – криоскопічна стала.
підвищення температури кипіння розчину порівняно з температурою кипіння чистого розчинника	моляльна концентрація $C_m$ , моль/кг	$\Delta T_{\text{кип}} = K_e \cdot C_m,$ де $\Delta T_{\text{кип}}$ – підвищення температури кипіння розчину, $K_e$ – ебуліоскопічна стала.
осмотичний тиск	молярна концентрація $C_M$ , моль/л	$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T,$ де $P_{\text{осм}}$ – осмотичний тиск, кПа, $R$ – універсальна газова стала 8,314 Дж/моль · К $T$ – температура, К

**Таблиця 15** Кріоскопічні та ебуліоскопічні сталі деяких розчинників

Розчинник	$K_k$ , кг · град/моль, кг · К/ моль,	$K_e$ , кг · град/моль, кг · К/ моль,
Вода	1,86	0,53
Бензен	5,12	2,57
Оцтова кислота	3,9	3,1
Нітробензен	6,9	5,27

**Таблиця 16** Формули розрахунку молярної маси речовини при кріоскопічному та ебуліоскопічному методах

Кріоскопія	Ебуліоскопія
$M_B = \frac{K_k \cdot m_B \cdot 1000}{\Delta T_{\text{зам.}} \cdot m_A};$	$M_B = \frac{K_e \cdot m_B \cdot 1000}{\Delta T_{\text{кип.}} \cdot m_A};$
де $M_B$ – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; $m_A$ та $m_B$ – маси розчинника та розчиненої речовини, г; $\Delta T_{\text{зам.}}$ та $\Delta T_{\text{кип.}}$ – зниження температури замерзання розчину та підвищення температури кипіння розчину.	

**Поділ розчинів за співвідношенням в них осмотичного тиску та їх вплив на еритроцити**

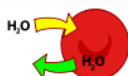
**Гіпотонічний**  
нижчий осмотичний тиск, ніж у розчині порівняння

↓  
гемоліз еритроцитів, які помістили в гіпотонічний розчин



**Ізотонічний**  
однаковий осмотичний тиск з розчином порівняння

↓  
фізіологічний розчин і плазма крові



**Гіпертонічний**  
вищий осмотичний тиск, ніж у розчині порівняння

↓  
стискання, еритроцитів, які помістили в гіпертонічний розчин



Осмотичний тиск крові = 780-800 кПа при 37<sup>0</sup>С.

Ізотонічними крові є такі розчини: натрій хлориду з  $w(\text{NaCl}) = 0,85-0,90\%$  ( $C_M = 0,15$  моль/л); глюкози з  $w(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 4,5-5,5\%$  ( $C_M = 0,3$  моль/л).

## РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Колігативні властивості розбавлених розчинів електролітів

$$i = \frac{P_{\text{осм(експ.)}}}{P_{\text{осм}}} = \frac{\Delta P_{\text{(експ.)}}}{\Delta P} = \frac{\Delta T_{\text{зам(експ.)}}}{\Delta T_{\text{зам}}} = \frac{\Delta T_{\text{кип(експ.)}}}{\Delta T_{\text{кип}}}$$

де  $P_{\text{осм(експ.)}}$ ,  $\Delta P_{\text{(експ.)}}$ ,  $\Delta T_{\text{зам(експ.)}}$ ,  $\Delta T_{\text{кип(експ.)}}$  – експериментально отримані значення величин осмотичного тиску, зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння відповідно;

а  $P_{\text{осм.}}$ ,  $\Delta P$ ,  $\Delta T_{\text{зам.}}$ ,  $\Delta T_{\text{кип.}}$  – теоретично розраховані значення величин осмотичного тиску, зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння відповідно;

$i$  – ізотонічний коефіцієнт Вант-Гоффа.

$$P_{\text{осм(експ.)}} = iCRT;$$

$$\Delta P_{\text{(експ.)}} = iP_0\chi_B;$$

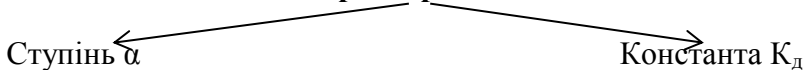
$$\Delta T_{\text{зам(експ.)}} = iK_{\kappa}C_m;$$

$$\Delta T_{\text{кип(експ.)}} = iK_eC_m.$$

Для розчинів електролітів значення  $i > 1$ .

Залежність між  $\alpha$  та  $i$ :  $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$ .

### Кількісні характеристики дисоціації



Закон розбавляння Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}; \quad K \approx \alpha^2 \cdot C; \quad \alpha = \sqrt{K/C}$$

**Таблиця 16** Сила кислот і основ

Сила основ або кислот	Константа дисоціації	Ступінь дисоціації	Приклад
Сильні	1,0	1,0 – 0,3	HNO <sub>3</sub> , KOH
Середньої сили	1,0 – 10 <sup>-4</sup>	0,3 – 0,03	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>
Слабкі	10 <sup>-4</sup> – 10 <sup>-10</sup>	0,03 – 0,001	HClO, NH <sub>4</sub> OH
Дуже слабкі	< 10 <sup>-10</sup>	< 0,001	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , HAlO <sub>2</sub>

**Таблиця 17** Формули сильних електролітів

Назва групи сполук	Приклади
основи	LiOH, NaOH, KOH, CsOH, RbOH, Ca(OH) <sub>2</sub> , Sr(OH) <sub>2</sub> , Ba(OH) <sub>2</sub>
кислоти	HMnO <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HCl, HBr, HI, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (за першим ступенем)
солі	Практично всі середні солі, <b>за винятком</b> (ZnCl <sub>2</sub> , ZnI <sub>2</sub> , CdCl <sub>2</sub> , CdI <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , Hg(CN) <sub>2</sub> , Fe(NCS) <sub>3</sub> )
багато комплексних солей	K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ], [Ni(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>2</sub>

**Типи слабких електролітів**

Слабкі кислоти	Слабкі основи	Амфоліти	Деякі середні солі
HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> , CH <sub>3</sub> COOH	NH <sub>4</sub> OH, Mg(OH) <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	Be(OH) <sub>2</sub> , Zn(OH) <sub>2</sub> , Al(OH) <sub>3</sub>	ZnI <sub>2</sub> , HgCl <sub>2</sub> , Hg(CN) <sub>2</sub> , Fe(NCS) <sub>3</sub>

**Таблиця 18** Константи дисоціації електролітів у водних розчинах.

Формула сполуки	Константа дисоціації	Формула сполуки	Константа дисоціації
$\text{HNO}_2$	$K=4,8 \cdot 10^{-4}$	$\text{HNO}_3$	$K=43,6$
$\text{H}_2\text{CO}_3$	$K_1=4,4 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$
$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_1=10^3$ $K_2=1,2 \cdot 10^{-2}$	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$K_1=1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$
$\text{H}_2\text{S}$	$K_1=6 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1 \cdot 10^{-14}$	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K_1=1 \cdot 10^{-4}$ $K_2=1 \cdot 10^{-9}$
$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1=7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3=3,2 \cdot 10^{-12}$	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$K_1=5,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$
$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$K_1=3,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2=5 \cdot 10^{-8}$	$\text{H}_2\text{Se}$	$K_1=1,7 \cdot 10^{-4}$ $K_2=1 \cdot 10^{-11}$
$\text{H}_2\text{TeO}_3$	$K_1=3 \cdot 10^{-3}$ $K_1=2 \cdot 10^{-8}$	$\text{H}_2\text{Te}$	$K_1=1 \cdot 10^{-3}$ $K_1=1 \cdot 10^{-11}$
$\text{HCN}$	$K=7,9 \cdot 10^{-10}$	$\text{HI}$	$K=1 \cdot 10^{11}$
$\text{HBr}$	$K=1 \cdot 10^9$	$\text{HBrO}$	$K=2,1 \cdot 10^{-9}$
$\text{HF}$	$K=6,6 \cdot 10^{-4}$	$\text{HCl}$	$K=1 \cdot 10$
$\text{HClO}$	$K=5 \cdot 10^{-8}$	$\text{HClO}_4$	$K_1=10^8$
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	$K_2=3,16 \cdot 10^{-7}$	$\text{HMnO}_4$	$K=2 \cdot 10^2$
$\text{CH}_3\text{COOH}$	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$	$\text{HCOOH}$	$K=1,8 \cdot 10^{-4}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3=1,4 \cdot 10^{-11}$	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$K_2=5 \cdot 10^{-3}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_3=1,35 \cdot 10^{-12}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$K_2=5 \cdot 10^{-4}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$	$\text{NH}_4\text{OH}$	$K=1,8 \cdot 10^{-5}$
$\text{NaOH}$	$K=5,9$	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	$K_3=4 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$K_3=1,02 \cdot 10^{-10}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_2=4 \cdot 10^{-5}$



Рис. 1 - Зв'язок між кислотністю середовища и величиною рН

**Таблиця 19** Кислотно-основні індикатори

Назва	Інтервал переходу рН	Забарвлення індикатора	
		у кислому середовищі	у лужному середовищі
фенолфталеїн	8,2-10,0	безбарвний	малиновий
метилловий оранжевий	3,1-4,4	рожевий	жовтий
метилловий червоний	4,2-6,3	червоний	жовтий
лакмус	6,0-8,0	червоний	синій

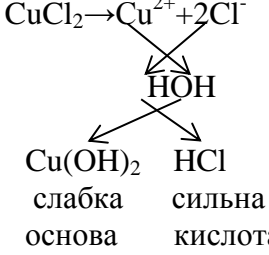
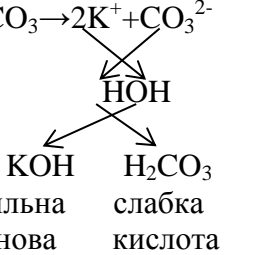
**Таблиця 20** Формули для розрахунку рН, рОН,  $H^+$ ,  $OH^-$ .

Вид розрахунку	Розрахункова формула
рН	$pH = -\lg[H^+]$ ; $pH = 14 - pOH$
рОН	$pOH = -\lg[OH^-]$ ; $pOH = 14 - pH$
$H^+$	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$ ; $[H^+] = \sqrt{K_d \cdot C}$
$OH^-$	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$ ; $[OH^-] = \sqrt{K_d \cdot C}$

**Таблиця 21** Види гідролізу солей.

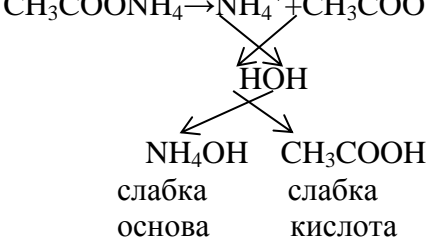
Характеристика складу солі	Висновок про можливість перебігу гідролізу	Реакція середовища	Приклад формул йонів та солей
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз не відбувається	pH=7	NaCl, K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , LiNO <sub>3</sub>
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти	гідроліз відбувається за катіоном	pH<7	<b>Cu<sup>2+</sup>/CuCl<sub>2</sub>,</b> <b>Fe<sup>3+</sup>/Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>,</b> <b>Al<sup>3+</sup>/Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>
сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за аніоном	pH>7	<b>F<sup>-</sup>/NaF,</b> <b>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>/K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>,</b> <b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>/Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти	гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном	pH≈7	<b>CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup></b> <b>/NH<sub>4</sub><sup>+</sup></b> CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , <b>NH<sub>4</sub><sup>+</sup>/F<sup>-</sup>/NH<sub>4</sub>F,</b> <b>Pb<sup>2+</sup>/CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup></b> Pb(CH <sub>3</sub> COO) <sub>2</sub>
сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, <b>продукти гідролізу у формі осаду і газу</b>	гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном <b>необоротно</b>		Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub> , Fe <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> , Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>

**Таблиця 22** Алгоритм складання рівняння гідролізу.

Назва етапу	Приклад
<b>1</b>	<b>2</b>
аналіз складу солі	$\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$  <p style="text-align: center;"> <math>\text{Cu}(\text{OH})_2</math>    <math>\text{HCl}</math>                  слабка        сильна                  основа        кислота             </p> <p>сіль утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти</p>
висновок про можливість перебігу гідролізу	гідроліз відбувається за катіоном $\text{Cu}^{2+}$
складання рівнянь реакцій гідролізу	<p style="text-align: center;"><b>за першим ступенем</b></p> <p style="text-align: center;">скорочене йонне рівняння:  <math>\text{I } \text{Cu}^{2+} + \text{HON} \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{H}^+ \quad \text{pH} &lt; 7</math></p> <p style="text-align: center;">повне йонне рівняння  <math>\text{Cu}^{2+} + \text{HON} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{Cl}^-</math></p> <p style="text-align: center;">молекулярне рівняння  <math>\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CuOHCl} + \text{HCl}</math></p> <p style="text-align: center;"><b>за другим ступенем</b></p> <p style="text-align: center;">скорочене йонне рівняння:  <math>\text{II } \text{CuOH}^+ + \text{HON} \leftrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}^+</math></p>
аналіз складу солі	$\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$  <p style="text-align: center;"> <math>\text{KOH}</math>        <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>                  сильна        слабка                  основа        кислота             </p> <p>сіль утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти</p>



Продовж. табл. 22

1	2
висновок про можливість перебігу гідролізу	гідроліз відбувається за аніоном $\text{CO}_3^{2-}$
складання рівнянь реакцій гідролізу	<p><b>за першим ступенем</b>                      скорочене йонне рівняння:  <math>\text{I } \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \quad \text{pH} &gt; 7</math>                      повне йонне рівняння  <math>2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-</math>                      молекулярне рівняння  <math>\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KOH}^-</math></p> <p><b>за другим ступенем</b>                      скорочене йонне рівняння:  <math>\text{II } \text{HCO}_3^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-</math></p>
аналіз складу солі	$\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$  <p>сіль утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти</p>
висновок про можливість перебігу гідролізу	гідроліз відбувається за катіоном $\text{NH}_4^+$ та аніоном $\text{CH}_3\text{COO}^-$
складання рівнянь реакцій гідролізу	<p>повне йонне рівняння:  <math>\text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} \leftrightarrow \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \quad \text{pH} \approx 7</math>                      молекулярне рівняння  <math>\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}</math></p>

### Формули для розрахунку константи гідролізу

Гідроліз  
за катіоном

$$K_r = \frac{K_w}{K_b}$$

Гідроліз  
за аніоном

$$K_r = \frac{K_w}{K_a}$$

Гідроліз за катіоном та аніоном

$$K_r = \frac{K_w}{K_b \cdot K_a}$$

**Таблиця 23** Залежність йонного добутку води від температури

t <sup>0</sup> C	0	20	25	40	60
K <sub>w</sub>	0,11 · 10 <sup>-14</sup>	0,69 · 10 <sup>-14</sup>	1,00 · 10 <sup>-14</sup>	2,95 · 10 <sup>-14</sup>	9,55 · 10 <sup>-14</sup>
[H <sup>+</sup> ]=[OH <sup>-</sup> ]	0,33 · 10 <sup>-7</sup>	0,83 · 10 <sup>-7</sup>	1,00 · 10 <sup>-7</sup>	1,70 · 10 <sup>-7</sup>	3,09 · 10 <sup>-7</sup>

**Таблиця 24** Буферні розчини.

Тип буферного розчину за складом	Приклад буферного розчину	Слабка кислота або основа	Сіль слабкої кислоти або основи
Кислота та її сіль	ацетатний	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COONa
Основа та її сіль	амонійний	NH <sub>4</sub> OH	NH <sub>4</sub> Cl
Солі багатоосновних кислот	фосфатний	NaH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> виконує функцію кислоти	Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>

### Буферні системи крові

Гідрогенокарбонатна    Фосфатна    Гемоглобінова    Білкова

**Таблиця 25** Відносна ефективність буферних систем крові.

Плазма крові	%	Еритроцити	%
Гідрогенокарбонатна	35	Гемоглобінова	35
Білкова	7	Гідрогенокарбонатна	18
Фосфатна	1	Фосфатна	4

Загальна:	43%	Загальна:	57%
-----------	-----	-----------	-----

### Формули для розрахунку буферної ємності

За кислотою

$$V_{\text{кисл}} = \frac{C_{\text{кисл}} \cdot V_{\text{кисл}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф.розчину}}}$$

За лугом

$$V_{\text{лугу}} = \frac{C_{\text{осн}} \cdot V_{\text{осн}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф.розчину}}}$$

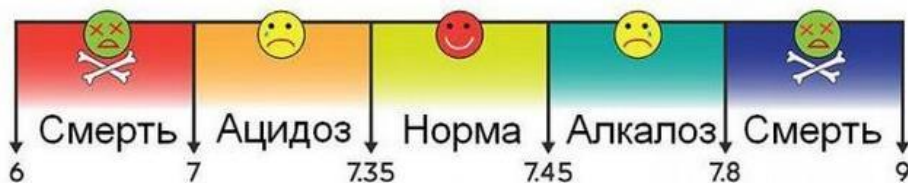
**Таблиця 26** Формули для розрахунку характеристик буферних розчинів.

Тип буферного розчину	Розрахунок $[\text{H}^+]$ або $[\text{OH}^-]$	Розрахунок pH або pOH за рівнянням Гендерсона-Гассельбаха
1	2	
Слабка кислота та її сіль	$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$	$\text{pH} = \text{p}K_a - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$ $\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл}}}$
Слабка основа та її сіль	$[\text{OH}^-] = K_b \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}}$	$\text{pOH} = \text{p}K_b - \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}}$ $\text{pOH} = \text{p}K_b + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{осн}}}$
Гідрокарбонатний	$\text{pH} = \text{p}K_{a1} + \lg \frac{[\text{NaHCO}_3]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} =$ $= \text{p}K_{a1} + \lg \frac{[\text{CO}_2]_{\text{зв.}}}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_{\text{вільн.}}};$ $[\text{CO}_2] = k_s \cdot p(\text{CO}_2);$ $K_s$ -коефіцієнт розчинності вуглекислого газу у рідких се-	

	редовищах організму; $pK_{a1} = 6,1$
Продовж. табл. 26	
1	2
Фосфатний	$pH = pK_{a2} + \lg \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$ ; $pK_{a2} = 6,86$

**Таблиця 27** Механізм буферної дії

Амонійний	Ацетатний
<b>Рівноваги буферного розчину</b>	
$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$	$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$
<b>Додавання сильної кислоти, наприклад HCl</b> $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	
$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ $HCl + NH_4OH \rightarrow NH_4Cl + H_2O$	$H^+ + CH_3COO^- \rightarrow CH_3COOH$ $HCl + CH_3COONa \rightarrow CH_3COOH + NaCl$
<b>Додавання сильного луку, наприклад NaOH</b> $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	
$OH^- + NH_4^+ \rightarrow NH_4OH$ $NaOH + NH_4Cl \rightarrow NaCl + NH_4OH$	$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$ $NaOH + CH_3COOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$



**Рис. 2** - Межі зміни pH крові

**Таблиця 28** Середні значення рН біологічних рідин.

Об'єкт	рН
Дистильована вода в контактi з повітрям	5,6
Морська вода	8,0
Сироватка крові	7,35-7,45
Артеріальна кров	7,36-7,42
Венозна кров	7,26-7,36
Спинномозкова рідина	7,35-7,45
Сльози	7,4
Слина	6,35-6,85
Шлунковий сік	0,9
Шлунковий сік після сніданку	1,5-2,0
Сік підшлункової залози	7,5-8,0
Шкіра (внутрішньоклітинна рідина)	6,6-6,9
Жовч у протоках	7,4-8,5
Жовч у жовчному міхурі	5,4-6,9
Сеча	4,8-7,5

**ХІМІЧНА ТЕРМОДИНАМІКА. КІНЕТИКА.  
ХІМІЧНА РІВНОВАГА.**

**Таблиця 29** Термодинамічні функції.

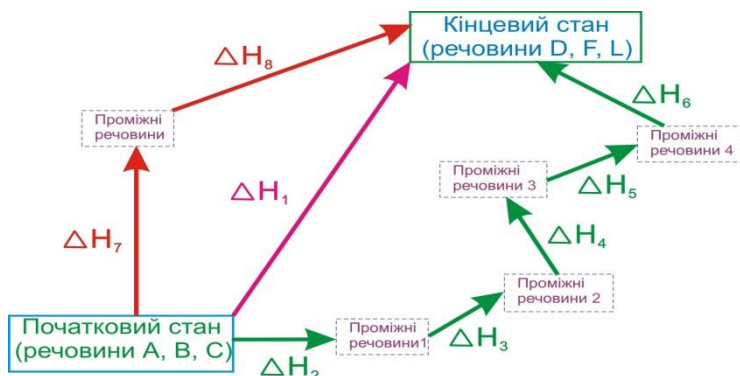
Термодинамічна функція	Характеристика термодинамічної функції
<b>1</b>	<b>2</b>
<b>U</b> внутрішня енергія, кДж/моль	Повна енергія системи, що складається з кінетичної енергії (енергія поступального, коливального, обертального руху) та потенційної енергії (енергія притягання та відштовхування) усіх частинок системи, за винятком потенційної та кінетичної енергії системи як цілого.

**Продовж. табл. 29**

1	2
<p><b>H</b> ентальпія, кДж/моль</p>	<p>Теплова функція, тепловміст – функція стану термодинамічної системи при незалежних параметрах ентропії, тиску, яка пов’язана з внутрішньою енергією співвідношенням <math>H=U+PV</math>. В хімії найчастіше розглядають ізобаричні процеси (<math>P=\text{const}</math>, і тепловий ефект в такому випадку називають зміненням ентальпії системи або ентальпією процесу <math>\Delta H=\Delta U+P\Delta V</math>.</p>
<p><b>S</b> ентропія, Дж/моль К</p>	<p>Міра неупорядкованості (безладу) системи. Ентропія пов’язана з термодинамічною імовірністю реалізації даного стану речовини співвідношенням <math>S = k \cdot \lg W</math>, де <math>k</math> – стала Больцмана; <math>W</math> – термодинамічна імовірність.</p>
<p><b>ΔG</b> ізобарно-ізотермічний потенціал, кДж/моль</p>	<p>Енергія Гіббса (вільна енергія) - величина, яка показує змінення енергії під час перебігу хімічної реакції, тобто дає на питання щодо принципової можливості перебігу хімічної реакції.</p>

**Характеристика термохімічного рівняння реакції**

$\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} = \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(p)}; \Delta H = -2610 \text{ кДж}$		
<p>Зазначається агрегатний стан або алотропна модифікація речовини</p>	<p>Коефіцієнти в рівнянні показують кількості речовин</p>	<p>Вказується тепловий ефект в розрахунку на кількості речовин, зазначених у рівнянні.</p>
<p><math>1/2\text{CH}_{4(g)} + \text{O}_{2(g)} = 1/2\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(p)}; \Delta H = -1305 \text{ кДж}</math> можна використовувати дробові значення для коефіцієнтів</p>		



**Рис. 3** – Схема способів (шляхів) переходу системи з початкового стану до кінцевого.

**Таблиця 30** Закон Гесса та його наслідки

Формулювання	Приклад застосування
Тепловий ефект хімічної реакції при постійному об'ємі або тиску не залежить від шляху реакції, а залежить лише від початкового й кінцевого станів системи.	$\Delta H_1 =$ $= \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6 =$ $= \Delta H_7 + \Delta H_8$
Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, взятому з протилежним знаком.	$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(г)},$ $\Delta H_{298}^0 = -241,8 \text{ кДж},$ $\text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{H}_2 + 1/2\text{O}_2,$ $\Delta H_{298}^0 = +241,8 \text{ кДж}$
Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот утворення ( $\Delta_f H$ ) продуктів реакції та вихідних речовин.	$aA + bB = cC + dD$ $\Delta H_{298, \text{x.p.}}^0 = (d \cdot \Delta_f H_{298}^0(D) +$ $+ c \cdot \Delta_f H_{298}^0(C)) - (b \cdot \Delta_f H_{298}^0(B) +$ $+ a \cdot \Delta_f H_{298}^0(A))$
Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці сум теплот згоряння ( $\Delta H_{\text{згор.}}$ ) вихідних речовин і продуктів реакції.	$aA + bB = cC + dD$ $\Delta H_{298, \text{x.p.}}^0 = (b \cdot \Delta H_{\text{згор.}}(B) +$ $+ a \cdot \Delta H_{\text{згор.}}(A)) -$ $- (d \cdot \Delta H_{\text{згор.}}(D) + c \cdot \Delta H_{\text{згор.}}(C))$

**Таблиця 31** – Стандартний стан речовини

Стан речовини	Характеристика стандартного стану речовини
Тверда речовина	Кристалічний стан
Рідка речовина	Хімічно чиста рідина
Газоподібна речовина	Парціальний тиск $10^5$ Па
Розчинена речовина	Концентрація 1 моль/л

**Таблиця 32** – Термодинамічні функції речовин

Сполука	$\Delta_f H^\circ_{298}$ , кДж/моль	$S^\circ_{298}$ , Дж/моль·К	$\Delta_f G^\circ_{298}$ , кДж/моль
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>
C <sub>(графіт)</sub>	0	5,7	0
C <sub>(алмаз)</sub>	1,8	2,4	2,8
CH <sub>4(г)</sub>	-74,6	186,2	-50,8
C <sub>2</sub> H <sub>2(г)</sub>	226,7	200,8	209,2
C <sub>2</sub> H <sub>4(г)</sub>	52,3	219,4	68,1
C <sub>2</sub> H <sub>6(г)</sub>	-84,7	229,5	-32,9
C <sub>6</sub> H <sub>6(г)</sub>	82,9	269,2	129,7
CH <sub>3</sub> OH <sub>(р)</sub>	-238,6	126,8	-166,2
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH <sub>(р)</sub>	-277,0	160,7	-174,8
CS <sub>2(р)</sub>	88,7	151,0	64,4
CS <sub>2(г)</sub>	116,7	237,8	66,6
CO <sub>(г)</sub>	-110,5	197,4	-137,3
CO <sub>2(г)</sub>	-393,5	213,6	-394,4
CCl <sub>4(г)</sub>	-100,4	310,2	-58,2
CaC <sub>2(кр)</sub>	-62,8	70,3	-67,8
CaCl <sub>2(кр)</sub>	-796,3	113,8	-750,2
CaCO <sub>3(кр)</sub>	-1206,9	92,9	-1128,7
CaO <sub>(кр)</sub>	-635,5	39,7	-603,5
Ca(OH) <sub>2(кр)</sub>	-986,6	83,4	-897,5
Cl <sub>2(г)</sub>	0	223,0	0
ClO <sub>2F(г)</sub>	-49,9	217,8	-51,4



Продовж. табл. 32

1	2	3	4
$\text{CuCO}_{3(\text{кр})}$	-595,4	88,0	-518,3
$\text{Fe}_{(\text{кр})}$	0	27,3	0
$\text{FeO}_{(\text{кр})}$	-263,7	60,8	-244,2
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{кр})}$	-821,3	90,0	-741,0
$\text{FeBr}_{2(\text{кр})}$	-251,4	140,0	-239,6
$\text{FeBr}_{3(\text{кр})}$	-269,0	184,1	-246,2
$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр})$	-1117,1	146,2	-1014,2
$\text{H}_{2(\text{r})}$	0	130,6	0
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$	-241,8	188,7	-228,6
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-285,8	70,1	-237,2
$\text{HCl}_{(\text{r})}$	-91,8	186,8	-94,8
$\text{HCl}_{(\text{п})}$	-166,9	56,5	-131,2
$\text{HBr}_{(\text{п})}$	-131,3	83,3	-107,1
$\text{HF}_{(\text{r})}$	-270,9	173,7	-272,8
$\text{I}_{2(\text{r})}$	62,4	260,6	19,4
$\text{I}_2\text{O}_{5(\text{r})}$	-761,5	-	-
$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})}$	-21,0	205,1	-33,8
$\text{H}_2\text{SO}_{3(\text{п})}$	-635,5	-29,3	-485,2
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{п})}$	-811,3	156,9	-690,1
$\text{N}_{2(\text{r})}$	0	191,5	0
$\text{NH}_{3(\text{r})}$	-46,2	192,6	-16,7
$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кр})}$	-314,2	95,8	-203,2
$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{п})}$	-98,3	167,4	-23,4
$\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})}$	82,0	220,0	104,2
$\text{NO}_{(\text{r})}$	90,2	210,6	86,6
$\text{NO}_{2(\text{r})}$	33,5	240,2	51,8
$\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})}$	11,1	304,4	99,7
$\text{NaOH}_{(\text{п})}$	-470,0	48,1	-419,2
$\text{NaOH}_{(\text{кр})}$	-425,6	64,2	-380,4
$\text{NaCl}_{(\text{кр})}$	-410,9	70,4	-384,3
$\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{кр})}$	-1131,0	136,4	-1047,5
$\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{кр})}$	-1384,6	149,4	-1266,8

**Продовж. табл. 32**

<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	
O <sub>2(r)</sub>	0	205,5	0
O <sub>3(r)</sub>	142,3	238,8	162,8
S <sub>(r)</sub>	0	31,9	0
SO <sub>2(r)</sub>	-296,9	248,1	-300,2
PCl <sub>5(r)</sub>	-374,9	364,5	-305,4
PCl <sub>3(r)</sub>	-287,0	311,7	-268,0
PbO <sub>(кр)</sub>	-219,3	66,2	-189,1
PbO <sub>2(кр)</sub>	-276,6	74,9	-218,3
Ti <sub>(кр)</sub>	0	30,6	0
TiO <sub>2(кр)</sub>	-943,9	50,3	-888,6
ZnO <sub>(кр)</sub>	-350,6	43,6	-320,7
ZnS <sub>(кр)</sub>	-205,4	57,7	-200,7
ZnCl <sub>2(кр)</sub>	-415,1	111,5	-369,4

**Таблиця 33– Калорійність деяких харчових продуктів**

<b>Найменування</b>	<b>Ккал / 100 г</b>
<b>1</b>	<b>2</b>
Вершкове масло	776
Маргарин столовий	720
Топлений свинячий жир	871
Майонез	600
Морозиво молочне	160
Варення	294
Цукор	390
Шоколад	568
Бісквітний торт	385
Волоський горіх	612
Хліб білий	226
Хліб житній	214
Крупа гречана	329
Крупа манна	333

**Продовж. табл. 33**

<b>1</b>	<b>2</b>
Крупа вівсяна	356
Макаронні вироби в середньому	310
Незбиране молоко	63
Кефір	62
Йогурт	84-116
Вершки 20%	199
Сир 20%	233
Сир знежирений	75
Плавлений сир	108
Сир голландський	360
Яйце куряче 1 шт.	87
Свинина відварена	245
Свинина смажена	275
Гов'ядина відварена	154
Сосиски	204
Ковбаса копчена	507
Сервелат	484
Паштет з печінки	314
Сало	248
Короп	87
Оселедець слабосолений	261
Ікра червона	230
Кавун	38
Абрикос	49
Апельсин	38
Ананас	57
Банан	91
Яблука	46
Грейпфрут	35
Мандарин	38
Виноград	70
Груша	44

**Продовж. табл. 33**

<b>1</b>	<b>2</b>
Вишня	52
Лимон	19
Слива	47
Курага	297
Ізюм	289
Чорнослив	227
Диня	33
Картопля відварена	83
Картопля смажена	215
Морква	33
Буряк	48
Помідори	10
Огірки	15
Капуста білокачанна	28
Зелений горошок	93
Цибуля ріпчаста	48
Баклажани	24
Кабачки	27
Гарбуз	29
Солодкий перець	17
Редис	20
Селера	21
Спаржа	20
Кукурудза	103
Печериці	24
Білі гриби	34
Яблучний сік	118
Грейпфрутовий сік	75
Апельсиновий сік	123
Морквяний сік	68
Мінеральна вода	0
Лимонад	123

**Таблиця 34**– Прогнозування напрямку перебігу реакції

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Напрямок перебігу реакції
$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$	$\Delta G < 0$	Перебіг прямої реакції можливий за будь-якої температури
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta G < 0$ при $T < T_{\text{рівн}}$ $\Delta G > 0$ при $T > T_{\text{рівн}}$	Перебіг прямої реакції можливий при низьких температурах, а при високих – зворотної
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta G > 0$	Перебіг прямої реакції нездійснений за будь-якої температури
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	$\Delta G > 0$ при $T < T_{\text{рівн}}$ $\Delta G < 0$ при $T > T_{\text{рівн}}$	Перебіг прямої реакції можливий при високих температурах, а при низьких – зворотної

**Таблиця 35**– Чинники, що впливають на швидкість хімічної реакції

Назва чинника	Характеристика його впливу на швидкість хімічної реакції
1	2
Природа реагентів	Надлишкова енергія, яку повинні мати молекули для здійснення ефективного зіткнення називається <b>енергією активації (<math>E_a</math>)</b> даної реакції. Величина енергії активації ( $E_a$ ) є чинником за рахунок якого відбувається вплив природи реагентів на швидкість хімічної реакції. Якщо $E_a$ дуже мала, то значна кількість зіткнень між частинками реагентів призведе до реакції. Прикладами таких реакцій є реакції йонного обміну. Якщо $E_a$ дуже велика, то лише незначна кількість зіткнень призводить до реакції, прикладом такої реакції є синтез амоніаку.

## Продовж. табл.. 35

1	2
Концентрація	<p>Закон діючих мас (справедливий тільки для простих реакцій): Швидкість хімічної реакції пропорційна добутку концентрацій реагентів.</p> $v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$ <p>де <math>k</math> – константа швидкості хімічної реакції, <math>C_A</math> і <math>C_B</math> – концентрації реагентів, а <math>a</math> і <math>b</math> – показники степенів, до яких піднесені концентрації (табл. 4.6 та 4.7) і вони дорівнюють стехіометричним коефіцієнтам у рівнянні хімічної реакції.</p> <p>Для складних реакцій показники степеня, до якого слід піднести концентрації реагентів, визначаються експериментально і називаються <b>порядком реакції</b> за певним реагентом, тому, якщо рівняння складної гомогенної реакції має такий загальний вигляд: <math>cC + dD = fF</math>, то її кінетичне рівняння:</p> $v = k \cdot C_C^n \cdot C_D^m,$ <p>де <math>n</math> – порядок реакції за речовиною <math>C</math>, а <math>m</math> – порядок реакції за речовиною <math>D</math>. <math>n+m</math> – загальний порядок реакції. Порядок реакції може бути нульовим, цілочисельним чи дробовим.</p> <p><b>К залежить від:</b> природи реагентів, температури, каталізатора і <b>не залежить</b> від концентрації реагентів. <math>k</math> дорівнює швидкості хімічної реакції за умови, що концентрації реагентів становлять 1 моль/л.</p>
Температура	<p>правило Вант-Гоффа: При підвищенні температури на кожні 10 градусів швидкість реакції зростає у 2-4 рази.</p> $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{T_2 - T_1 / 10},$ <p>де <math>v_2</math> та <math>v_1</math> – швидкості хімічної реакції при температурах <math>T_2</math> та <math>T_1</math> відповідно. <math>T_2 &gt; T_1</math>, <math>\gamma</math> – температурний коефіцієнт.</p>

Продовж. табл.. 35

1	2
	<p>Для більшості реакцій <math>\gamma</math> змінюється у межах <math>2 \div 4</math>. Проте. Для біохімічних процесів <math>\gamma</math> змінюється у межах <math>7 \div 10</math>. Більш точно залежність швидкості хімічної реакції від температури описує <b>рівняння Арреніуса</b> (1889 р.), яке показує зв'язок між константою швидкості хімічної реакції та температурою: <math>k = k_0 \cdot e^{-E_A/RT}</math></p> <p>де <math>k</math> – константа швидкості реакції, <math>E_A</math> – енергія активації, <math>k_0</math> – передекспоненційний множник Арреніуса, пропорційний кількості зіткнень між молекулами.</p> <p>Якщо концентрації реагентів дорівнюють 1 моль (за цих умов швидкість реакції дорівнює її константі), то рівняння Арреніуса дає змогу виразити залежність швидкості реакції від температури:</p> $\vartheta = k_0 \cdot e^{-E_A/RT}$
Каталізатор	<p>Каталізатор – це речовина, що збільшує швидкість реакції, кількісно і якісно при цьому не змінюючись. Каталізатор зменшує енергію активації реакції, не витрачається під час хімічної реакції, не впливає на стан хімічної рівноваги. У біохімічних процесах беруть участь біокаталізатори – ферменти (ензими), тому часто такі процеси називають ферментативними.</p>
Площа поверхні зіткнення реагентів	<p>Особливістю кінетики гетерогенних реакцій є вплив площі реакційної поверхні на швидкість реакції. Залежність швидкості реакції від площі поверхні зіткнення фаз реагентів має дуже складний характер, але її якісна оцінка є очевидною: при збільшенні площі дотику реагентів швидкість гетерогенної реакції зростає.</p>

**Таблиця 36**– Вплив зовнішніх чинників на стан хімічної рівноваги згідно з принципом Ле-Шател'є

Чинник	Характер зміщення рівноваги
Підвищення температури	Рівновага зміщується у бік ендотермічної реакції.
Зниження температури	Рівновага зміщується у бік екзотермічної реакції.
Підвищення тиску	Рівновага зміщується у бік меншої кількості газоподібних продуктів реакції.
Зниження тиску	Рівновага зміщується у бік більшої кількості газоподібних продуктів реакції.
Додавання в реакційну суміш реагентів	Рівновага зміщується у бік прямої реакції (у бік утворення продуктів).
Додавання в реакційну суміш продуктів	Рівновага зміщується у бік зворотної реакції (у бік утворення реагентів).
Вилучення з реакційної суміші реагентів	Рівновага зміщується у бік зворотної реакції (у бік утворення реагентів).
Вилучення з реакційної суміші продуктів	Рівновага зміщується у бік прямої реакції (у бік утворення продуктів).

Схема дії принципу Ле-Шател'є



Дія чинника

Напрямок зміщення рівноваги

↑T, ↓P, + реагенти, -продукти →

↓T, ↑P, - реагенти, +продукти ←

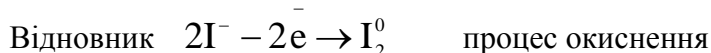
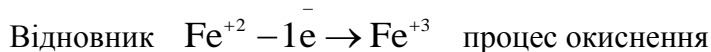


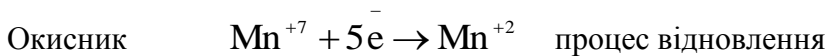
## ОКИСНО-ВІДНОВНІ ТА ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

**Таблиця 37**– Правила визначення ступенів окиснення

Правило	Приклад
Ступені окиснення атомів елементів у простій речовині дорівнюють нулю	$\overset{0}{\text{N}}_2, \overset{0}{\text{O}}_2, \overset{0}{\text{Mg}}$
Ступінь окиснення Оксигену у складних сполуках дорівнює $-2$	$\overset{-2}{\text{H}}_2\overset{-2}{\text{O}}, \text{HN}\overset{-2}{\text{O}}_3$
Ступінь окиснення Оксигену у пероксидах, озонідах, надпероксидах, флуоридах	$\overset{-1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \text{Na}\overset{-1}{\text{O}}_2,$ $\overset{-1/3}{\text{K}}\text{O}_3, \text{K}\overset{-1/2}{\text{O}}_4,$ $\overset{+2}{\text{O}}\text{F}_2, \text{O}\overset{+2}{\text{F}}_2$
Ступінь окиснення Гідрогену у складних речовинах дорівнює $+1$	$\overset{+1}{\text{H}}\text{NO}_3, \text{Cu}(\overset{+1}{\text{O}}\text{H})_2$
Ступінь окиснення Гідрогену у гідридах активних металів	$\overset{-1}{\text{Na}}\text{H}, \text{Ca}\overset{-1}{\text{H}}_2$
Флуор, як найбільш електронегативний елемент, у складних сполуках завжди виявляє ступінь окиснення $-1$	$\overset{-1}{\text{S}}\text{F}_6, \text{O}\overset{-1}{\text{F}}_2$
Ступені окиснення лужних металів у складних сполуках $+1$ , лужноземельних $+2$ , алюмінію $+3$	$\overset{+1}{\text{Na}}\text{Cl}, \overset{+2}{\text{Ca}}\text{Cl}_2, \overset{+3}{\text{Al}}\text{Cl}_3$
Сума ступенів окиснення всіх атомів, які є у складі електронейтральної сполуки або молекули, дорівнюють нулю, а у складі йону – заряду йону	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4, \overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ $\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-8}{\text{O}}=0, \overset{+6}{\text{S}}\overset{-8}{\text{O}}=-2$

Схеми процесів окиснення та відновлення





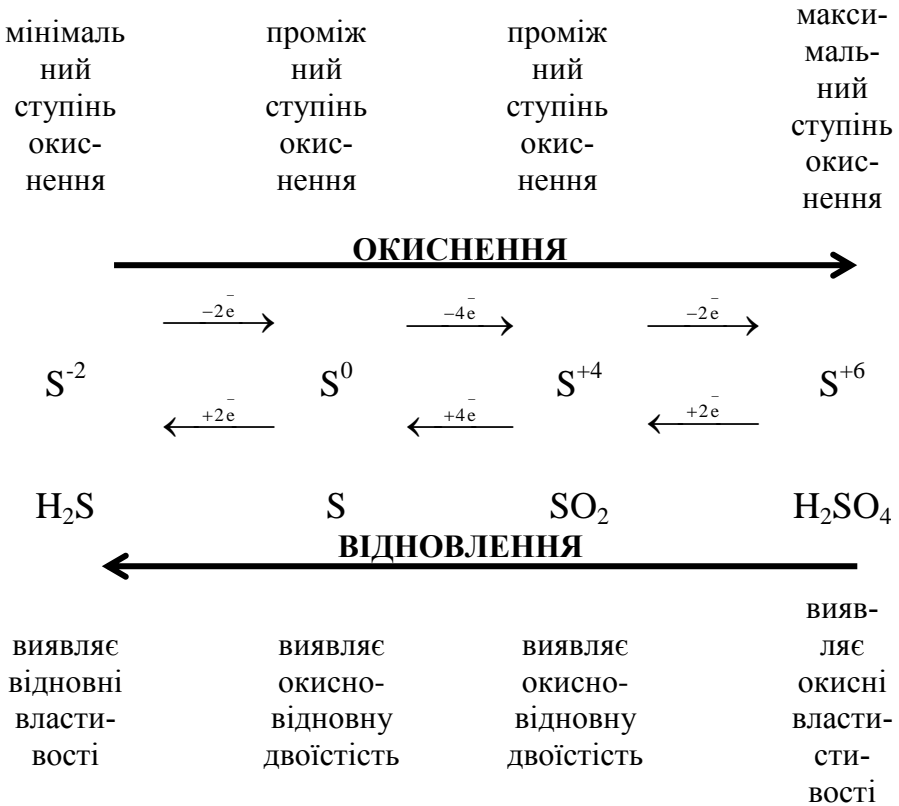
**Таблиця 38**– Типові окисники та відновники

Окисники	Відновники
<p>- неметали (галогени, <math>\text{O}_2</math>, <math>\text{S}</math>), які в результаті реакцій перетворюються на одноатомні аніони;</p> <p>- оксигеновмісні йони та молекули, в яких центральний атом виявляє високе або максимальне значення ступеня окиснення</p> <p>(<math>\text{MnO}_4^{-}</math>, <math>\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}</math>, <math>\text{CrO}_4^{2-}</math>, <math>\text{NO}_3^{-}</math>, <math>\text{ClO}_3^{-}</math>);</p> <p>- одноатомні катіони, в яких елементи виявляють максимальні значення окиснення (<math>\text{Ce}^{4+}</math>, <math>\text{Fe}^{3+}</math>, <math>\text{Ag}^{+}</math>, <math>\text{H}^{+}</math>).</p>	<p>- метали, неметали <math>\text{C}</math>, <math>\text{H}_2</math>;</p> <p>- багатоатомні йони та молекули, в яких центральний атом виявляє невисоке або мінімальне значення ступеня окиснення</p> <p>(<math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{NH}_3</math>, <math>\text{SO}_3^{2-}</math>, <math>\text{NO}_2^{-}</math>);</p> <p>- одноатомні йони, в яких елементи виявляють невисоке значення ступеня окиснення (<math>\text{I}^{-}</math>, <math>\text{S}^{2-}</math>, <math>\text{Sn}^{2+}</math>, <math>\text{Fe}^{2+}</math>).</p>

**Таблиця 39**– Типи окисно-відновних реакцій

Тип ОВР	Приклад рівняння хімічної реакції
Міжмолекулярна	$4\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 + 5\overset{0}{\text{O}}_2 = 4\overset{+2}{\text{N}}\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$
Внутрішньо-молекулярна	$2\overset{+5-2}{\text{KClO}}_3 = 2\overset{-1}{\text{KCl}} + 3\overset{0}{\text{O}}_2$
Диспропорціонування (самоокиснення-самовідновлення)	$4\overset{+3}{\text{H}}_3\text{PO}_3 = 3\overset{+5}{\text{H}}_3\text{PO}_4 + \overset{-3}{\text{P}}\text{H}_3$

## Схема окисно-відновних властивостей сполук Сульфуру



**Таблиця 40**– Вплив середовища на перебіг ОВР

Окисник	Середовище	Схема процесу відновлення	Відновлена форма
$KMnO_4^{+7}$	$pH < 7$	$Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$	$MnSO_4^{+2}$
	$pH = 7$	$Mn^{+7} + 3e^- \rightarrow Mn^{+4}$	$MnO_2^{+4}$
	$pH > 7$	$Mn^{+7} + 1e^- \rightarrow Mn^{+1}$	$K_2MnO_4^{+6}$

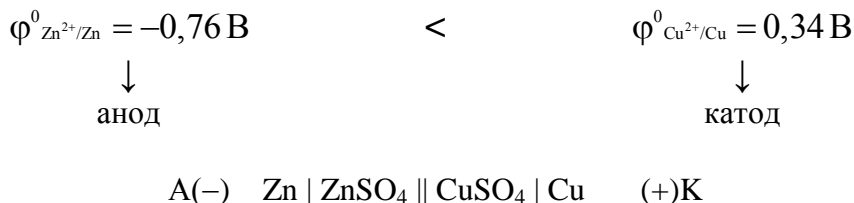
**Таблиця 41**– Стандартні електродні потенціали

Електрод		E°, В	Електрод		E°, В
Окиснена форма	Відновлена форма		Окиснена форма	Відновлена форма	
Li <sup>+</sup>	Li	-3,05	Fe <sup>2+</sup>	Fe	-0,44
K <sup>+</sup>	K	-2,93	Cd <sup>2+</sup>	Cd	-0,40
Rb <sup>+</sup>	Rb	-2,93	Co <sup>2+</sup>	Co	-0,28
Cs <sup>+</sup>	Cs	-2,92	Ni <sup>2+</sup>	Ni	-0,25
Ba <sup>2+</sup>	Ba	-2,91	Sn <sup>2+</sup>	Sn	-0,14
Ca <sup>2+</sup>	Ca	-2,87	Pb <sup>2+</sup>	Pb	-0,13
Na <sup>+</sup>	Na	-2,71	2H <sup>+</sup>	H <sub>2</sub>	0
Mg <sup>2+</sup>	Mg	-2,36	Cu <sup>2+</sup>	Cu	0,34
Al <sup>3+</sup>	Al	-1,66	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	2Hg	0,79
Mn <sup>2+</sup>	Mn	-1,18	Ag <sup>+</sup>	Ag	0,80
Zn <sup>2+</sup>	Zn	-0,76	Pt <sup>2+</sup>	Pt	1,20
Cr <sup>3+</sup>	Cr	-0,74	Au <sup>3+</sup>	Au	1,50

**Загальна схема гальванічного елемента**

A(-) метал | анодний розчин || катодний розчин | метал (+)К  
аноду                      катоду

**Схема гальванічного елемента Даніеля-Якобі**



A(-) анодний процес  $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$  | I - процес окиснення

K(-) катодний процес  $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$  | I - процес відновлення

Сумарне рівняння процесу  $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

$EPC = \varphi(\text{катоду}) - \varphi(\text{анода})$

$EPC^0 = \varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} - \varphi^0_{Zn^{2+}/Zn} = 0,34 \text{ В} - (-0,76 \text{ В}) = 1,1 \text{ В}$ .

**Таблиця 42** – Класифікація електродів

Назви електродів та їх характеристика			
Електроди першого роду, оборотні відносно катіону чи аніону	Електроди другого роду, оборотні відносно катіону та відносно аніону	Іонообмінні електроди	Окисно-відновні електроди
Будь-який метал у розчині своєї солі: $Cu/Cu^{2+}$ , $Zn/Zn^{2+}$ , $Ag/Ag^+$ ; газові електроди: $1/2H_2/H^+$ , $1/2Cl_2/Cl^-$ .	Метал, покритий шаром своєї важкорозчинної солі в присутності електроліту з одно-іменним аніоном. Наприклад, хлорсрібний електрод: $Ag/AgCl$ , $KCl$ -срібний дріт, покритий аргентум хлоридом і занурений у розчин калій хлориду.	Складається з іоніту та розчину. Потенціал на межі поділу фаз виникає за рахунок іонообмінних процесів між іонітом і розчином. Наприклад, скляний електрод.	Електрод з інертного металу - платини, іридію, занурений у розчин, що містить окиснену і відновлену форми речовини. ОВР відбуваються в розчині без участі речовини електроду.

**Таблиця 43**– Формули для розрахунку потенціалу різних видів електродів

Назва електроду	Формула для розрахунку його потенціалу
Електрод першого роду	$E = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg a$ , де $a$ - активність катіону або аніону, моль/л.
Електрод другого роду - хлорсрібний	$E_{xc} = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg a(\text{Ag}^+)$ , у насиченому розчині $\text{AgCl}$ у присутності насиченого розчину $\text{KCl}$ $a(\text{Ag}^+)$ визначається добутком розчинності $\text{AgCl}$ . $DP_{\text{AgCl}} = a(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{Cl}^-)$ , отже формула для розрахунку потенціалу набуває виду: $E_{xc} = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{DP(\text{AgCl})}{a(\text{Cl}^-)}$
Йонообмінний електрод - скляний	$E = E^0 - 0,059\text{pH}$
Окисно-відновний електрод	$E_{o/v} = E^0_{o/v} + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{a(\text{окисн.})}{a(\text{відн.})}$ , де $a(\text{окисн.})$ та $a(\text{відн.})$ - активності окисненої та відновленої форм.

### Класифікація ОВР в організмі людини

Безпосередній перенос електронів без участі атомів  $\text{O}$  та  $\text{H}$ , наприклад, перенос електрона в цитохромах:  
цит.  $(\text{Fe}^{3+}) \leftrightarrow$  цит.  $(\text{Fe}^{2+})$

Окисний, зумовлений участю атомів  $\text{O}$  та ферментів оксидаз, наприклад, окиснення альдегідної групи субстрату в кислоту:  
 $\text{RCOH} + \text{O} \leftrightarrow \text{RCOOH}$

$\text{H}^+$ - залежний, який відбувається у присутності ферментів дегідрогеназ та коферментів, які утворюють активований комплекс фермент-кофермент-субстрат. Кофермент окиснює субстрат: віднімає у субстрату електрони та катіони  $\text{H}^+$ .

## ОСНОВИ ФІЗИКО-ХІМІЇ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

Поверхнева енергія - енергія, зосереджена на межі поділу фаз, надлишкова в порівнянні з енергією в об'ємі.

$$G_s = \sigma \cdot S$$

→
←

Поверхнева енергія Гіббса, Дж
Поверхневий натяг, Дж/м<sup>2</sup>
Площа поверхні поділу фаз, м<sup>2</sup>

**Таблиця 44** – Чинники, що впливають на поверхневий натяг

Назва чинника	Характеристика впливу на поверхневий натяг
Природа рідини-розчинника	При збільшенні полярності молекул рідини спостерігається зростання поверхневого натягу.
Температура	При підвищенні температури спостерігається зменшення поверхневого натягу.
Тиск	При підвищенні тиску спостерігається зменшення поверхневого натягу.
Природа і концентрація розчиненої речовини	При збільшенні концентрації ПАР спостерігається зменшення поверхневого натягу, при збільшенні концентрації ПІР спостерігається збільшення поверхневого натягу, ПНР не впливають на поверхневий натяг.

**Таблиця 45** – Значення поверхневого натягу для деяких речовин і розчинів

Назва речовини, розчину	Значення поверхневого натягу, мДж/м <sup>2</sup>
Вода	72,8
Гліцерин	64,7
Етанол	25,7
Бензен	29,4
Плазма крові	45,4

## Класифікація речовин за поверхневою активністю

ПАР – поверхнево активні речовини зменшують поверхневий натяг

ПІР – поверхнево інактивні речовини збільшують поверхневий натяг

ПНР – поверхнево неактивні речовини не впливають на поверхневий натяг

**Таблиця 46** – Приклади ПАР, ПІР, ПНР

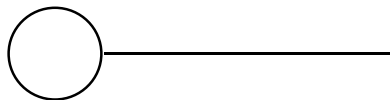
Назва групи речовин	Приклади речовин	Характеристика групи речовин
ПАР	Спирти; карбонові кислоти; естери; аміни	Дифільність – наявність в одній молекулі полярної групи та неполярного вуглеводневого або ароматичного замісників
ПІР	Неорганічні: кислоти, солі; основи; органічні: гліцин.	Відсутність дифільності, добра розчинність у воді
ПНР	Сахароза та інші вуглеводи	

### Схема будови ПАР

#### Дифільні речовини

Гідрофільна «голова»

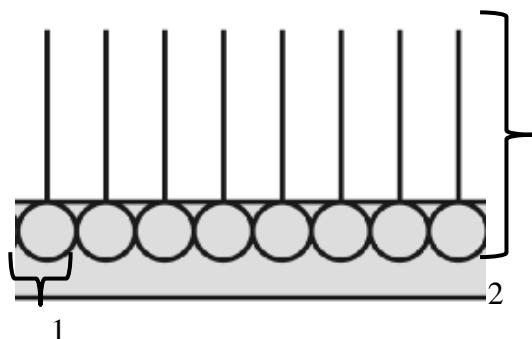
Гідрофобний «хвіст»



Полярна група, наприклад:  
-ОН, -COOH, -NH<sub>2</sub>, -SO<sub>3</sub>H

Вуглеводневий замісник

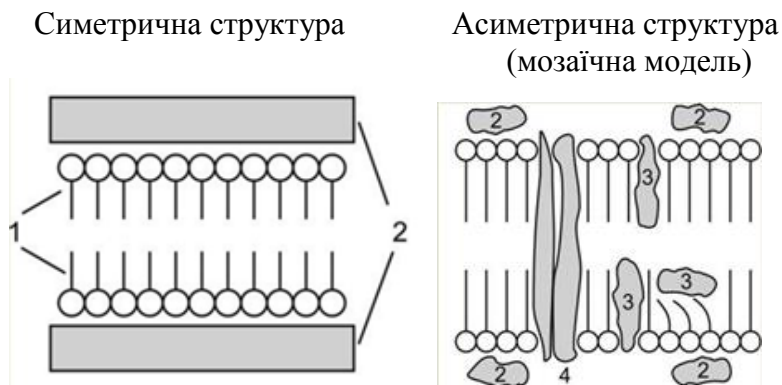




**Рис. 4** – Орієнтація молекул ПАР у поверхневому шарі

1 - площа, яку в поверхневому шарі займає одна молекула ПАР залежить лише від розміру полярної (гідрофільної) «голови»;

2 - товщина шару ПАР (частокоту Ленгмюра), який утворюють молекули ПАР залежить від розміру неполярного (гідрофобного) «хвоста».



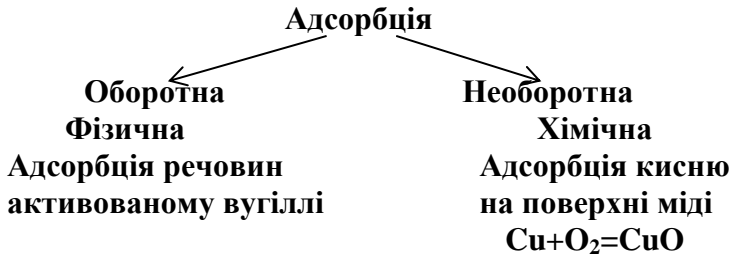
**Рис. 5** – Моделі будови біологічних мембран

1 – ліпідний бішар; 2-поверхневі білки;

3 – інтегральні білки; 4 – йонний канал.

Адсорбція – самочинне концентрування речовини на поверхні поділу фаз. (Г моль/м<sup>2</sup> або ммоль/см<sup>2</sup>)

## Класифікація адсорбційних процесів на твердій поверхні



**Таблиця 46** – Чинники, що впливають на адсорбцію.

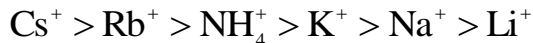
Назва чинника	Характеристика впливу на адсорбцію
Природа адсорбенту та природи адсорбату	На неполярних адсорбентах краще адсорбуються неполярні речовини з полярного розчинника, на полярних адсорбентах краще адсорбуються полярні речовини з малополярного розчинника.
Температура	При підвищенні температури спостерігається зменшення фізичної адсорбції.
Тиск	При підвищенні тиску спостерігається підвищення адсорбції

### Закономірності адсорбції електролітів

адсорбційна здатність йонів зростає при збільшенні їх заряду

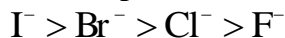
при однаковому заряді краще адсорбується йон, з більшим радіусом

#### Ліотропні ряди



Зменшення йонного радіусу →

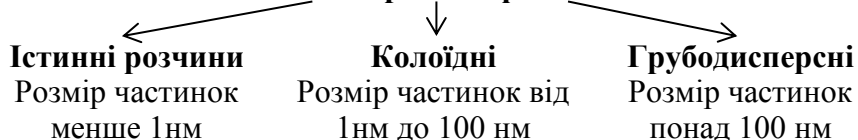
Зменшення адсорбційної здатності



**Таблиця 47** – Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом.

Дисперсійна фаза	Дисперсійне середовище	Позначення системи	Приклади
Газ	Газ	Г/Г	
Рідина	Газ	Р/Г	Туман, хмари, аерозолі рідких ліків
Тверде тіло	Газ	Т/Г	Дим, пил, порошки, аерозолі твердих ліків
Газ	Рідина	Р/Р	Піни, газові емульсії
Рідина	Рідина	Р/Р	Емульсії (молоко, лікарські емульсії)
Тверде тіло	Рідина	Т/Р	Суспензії, ліозолі
Газ	Тверде тіло	Г/Т	Тверді піни, пемза, силікагель, пористі тіла
Рідина	Тверде тіло	Р/Т	Перли, капілярні системи, гел, тверді емульсії,
Тверде тіло	Тверде тіло	Т/Т	Тверді золі: мінерали, кольорове скло, сплави

**Класифікація дисперсних систем за розміром частинок дисперсійної фази**



Колоїдні розчини зазвичай називають **золями**, або часто **ліозолями**, щоб підкреслити, що дисперсійним середовищем є рідина (*ліос* – рідкий). Якщо дисперсійним середовищем є вода, такі золі називають **гідрозолями**, а якщо органічна рідина — **органозолями**.

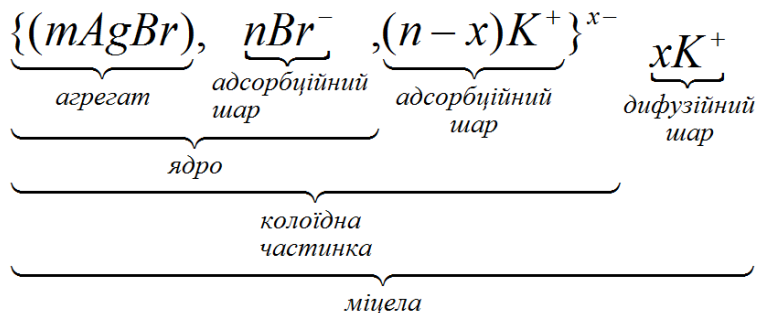
**Таблиця 48** – Порівняльна характеристика колоїдних розчинів з іншими видами дисперсних систем.

Грубодисперсні системи	Колоїдні системи	Істинні розчини
Непрозорі	Прозорі, мають опалесценцію і ко- нус Тіндаля	Прозорі, не мають опалесценції
Мають поверхню поділу фаз	Мають поверхню поділу фаз	Не мають поверхні поділу фаз
Частинки не проходять через паперо- вий фільтр	Частинки прохо- дять через паперо- вий фільтр, але за- тримуються цело- фаном	Частинки прохо- дять через паперо- вий фільтр і цело- фан
Нестійкі кінетично і термодинамічно	Відносно стійкі кінетично	Стійкі кінетично та термодинамічно
Старіють протягом часу	Старіють протягом часу	Не старіють протя- гом часу
Частинки можна побачити в оптич- ному мікроскопі	Частинки можна побачити в елект- ронному мікроскопі	Частинки не можна побачити в сучас- них мікроскопах

**Таблиця 49** – Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних розчинів.

Назва властивості	Характеристика властивості
Броунівський рух	хаотичний рух дисперсної фази зростає при зменшенні розміру частинки, підвищенні тем- ператури і зменшенні в'язкості середовища.
Дифузія	процес зрівнювання концентрацій йонів.
Осмотичний тиск	малий порівняно з істинними розчинами і змін- ний.
Седиментація	самостійне зсідання частинок під дією сили тя- жіння. Встановлюється рівновага між силами дифузії та силами тяжіння → концентрація від нижніх шарів до верхніх зменшується.

### Схема будови колоїдної частинки



**Таблиця 50** – Умови отримання колоїдних.

№	Характеристика умови
1	Розміри частинок мають бути в межах $10^{-7} - 10^{-9}$ м.
2	Необхідні йони електролітів, які утворюють йонний шар навколо колоїдної частинки, надаючи їй стабільності.
3	Дисперсна фаза гідрофобних колоїдних розчинів має мати низьку розчинність у воді.

**Таблиця 51** – Приклади хімічних реакцій внаслідок яких можна отримати колоїдні розчини.

Тип хімічної реакції	Приклади рівнянь хімічних реакцій
Окисно-відновні реакції	$Ag_2O + H_2 \rightarrow 2Ag\downarrow + H_2O$ (отримання колоїдного розчину срібла) $2HAuCl_4 + 3H_2O_2 \rightarrow 2Au\downarrow + 8HCl + 3O_2$ (отримання колоїдного розчину золота) $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S\downarrow + 2H_2O$ (отримання колоїдного розчину сірки)
Реакції обміну	$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$ (отримання колоїдного розчину ферум (III) хлориду)
Реакція гідролізу	$FeCl_3 + 3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3HCl$ (отримання колоїдного розчину ферум (III) хлориду)

**Таблиця 52** – Методи отримання колоїдних розчинів.

<p><b>Дисперсійні</b> спрямовані на подрібнення речовини до маленьких частинок</p>	<p><b>Конденсаційні</b> спрямовані на збільшення розмірів частинок завдяки агрегації молекул або йонів</p>
<p>1 механічним способом (кульові млини, гомогенізатори, ультразвукові дезінтегратори);</p>	<p>1 випаровування розчинника, внаслідок чого відбувається конденсація твердої фази;</p>
<p>2 фізико-хімічним способом – метод пептизації, коли осад речовини переводиться в колоїдний стан додаванням поверхнево-активних сполук - мила, білків.</p>	<p>2 заміна розчинника, наприклад, коли спиртовий розчин холестерину вилити у воду;</p>
	<p>3 використання реакцій, в яких осад формуються з маленьких частинок. Так, отримання колоїдного розчину аргентум йодиду відбувається за реакцією заміщення:  <math>KI + AgNO_3 \rightarrow AgI \downarrow + KNO_3</math></p>

**Таблиця 53** – Варіанти утворення міцели за реакцією обміну.

<p><math>Pb(NO_3)_2 + 2KI = \underline{PbI_2} \downarrow + 2KNO_3</math> осад -агрегат</p>	
<p>У надлишку: <math>Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2NO_3^-</math></p>	
<p><math>\{m[PbI_2] \cdot nPb^{2+} \cdot 2(n-x)NO_3^-\}^{2x+} \cdot 2xNO_3^-</math></p>	<p>гранула позитивно заряджена і буде рухатися до катоду</p>
<p>У надлишку: <math>KI \rightarrow K^+ + I^-</math></p>	
<p><math>\{m[PbI_2] \cdot nI^- \cdot (n-x)K^+\}^{x-} \cdot xK^+</math></p>	<p>гранула негативно заряджена і буде рухатися до аноду</p>

**Таблиця 54** – Методи очистки колоїдних розчинів.

Назва методу	Характеристика методу
1	2
Діаліз	<p>полягає в вилученні низькомолекулярних домішок шляхом дифузії крізь напівпроникну мембрану. Для цього колоїдний розчин вводять в мішечок з такої мембрани (наприклад з целофану) і занурюють у дистильовану воду. Молекули або йони з розміром меншим, ніж пори мембрани, будуть переходити з розчину у воду. Недолік – тривалість процесу до кількох діб. <b>Постійнодіючий діалізатор in vivo- нирки.</b></p>
Електродіаліз	<p>у процесі електродіалізу приводною силою є різниця електричного потенціалу з різних сторін мембрани, через яку проходять йони з розчину меншої концентрації в розчин більшої концентрації. Метод очищення води можна застосовувати для знесолення солоних і підсолених вод. Мембрани виготовлені з катіоно- й аніонообмінної смоли. Мембрани катіонообмінні (негативно заряджені) пропускають катіони, а мембрани аніонообмінні (позитивно заряджені) пропускають аніони. Електричний потенціал притягує катіони до катода, а аніони до анода. У результаті селективної міграції іонів через мембрану збільшується концентрація іонів у протилежній камері і зменшується в першій камері електродіалізера. Розчин зі зменшеною концентрацією іонів (розчинений) називається діалізатом, а концентрований – солерозчинником.</p>
Компенсаційний діаліз, або вивідіаліз	<p>Метод заснований на принципі дифузії та конвекції речовин з малою та середньою молекулярною масою через напівпроникну мембрану, що дозволяє видалити з крові токсичні речовини та продукти метаболізму.</p>

Продовж. табл. 54

1	2
Компенсаційний діаліз, або вівідіаліз	<p>Необхідність у гемодіалізі виникає при важких захворюваннях нирок, або при надходженні у кров великої кількості токсинів. Метод застосовують коли швидкість клубочкової фільтрації нирок знижується до 15— 10 мл/хв, концентрація сечовини у крові перевищує 30 ммоль/л, креатиніну— більше 700 мкмоль/л, також коли у хворих спостерігаються гіперкаліємія, метаболічний ацидоз, тощо. Колоїдний розчин у діалізаторі обмивається не чистим розчинником, а розчинами з різноманітними концентраціями речовин, які знаходяться в колоїдному розчині. <b>За цим принципом працює апарат “штучна нирка”</b>, який застосовується при гострій нирковій недостатності – отруєннях, тяжких опіках, токсикозі вагітних тощо. Апарат підключається до системи кровообігу хворого, кров під тиском, який утворюється пульсуючим насосом, прокачується між мембранами, які омиваються зовні фізіологічним розчином. Загальна площа мембран ~ 1,5 м<sup>2</sup> при об’ємі заповнення кров’ю 150-200 мл, очищення крові (гемодіаліз) від продуктів розпаду – 3-4 години.</p>
Ультрафільтрація	<p>Проводять фільтрування колоїдного розчину через напівпроникну мембрану при підвищеному тиску. При цьому колоїдні частки затримуються мембраною, а домішки покидають колоїдний розчин.</p>
Ультрацентрифугування	<p>процес сепарації частинок в залежності від їх розмірів та маси під дією прискорення, яке створюється центрифугами, що дають до 100 тисяч обертів на хв. Таким способом вдається не лише виділити частинки з певним розміром, але розділити субклітинні фракції. Наприклад, для осадження ядер клітин потрібно створювати прискорення 600g, мітохондрій – 8000 - 12000 g.</p>



**Таблиця 55** – Електрокінетичні явища колоїдних розчинів.

Назва явища	Суть явища	Причина явища
Електроосмос	Рух часточок твердого тіла, диспергованого в рідині	Додавання електричної напруги
Електрофорез	Рух рідинного середовища відносно твердого тіла	Додавання електричної напруги

## СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

- 1 1 Биогенные элементы. Разделы физической химии. Лабораторные работы. Учебно-методическое пособие. Ставрополь. – Изд. : СГМА. 2010, 114 с. Составители В.И. Гончаров, Л.П. Андрусенко, К.С. Эльбекьян, Т.А. Милащенко, В.Н. Игнатова.
- 2 Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006 – 460с.
- 3 Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія Каравела К. 2007-160 с.
- 4 Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія: підручник для студентів вищих навч. мед. закл.: - Вінниця, 2011 – 776 с.
- 5 Физико-химия дисперсных систем: Методические указания/Составители: Марьяновский В.М., Марьяновская А.А. – Сумы: СумГУ, 1999.
- 6 Манжос О.П., Ліцман Ю. В. Збірник індивідуальних завдань з медичної хімії. - Суми : СумДУ, 2013. -66с.