

Міністерство освіти і науки України
Сумський державний університет

4224 Методичні вказівки з дисципліни
«Медична хімія»
(в таблицях і схемах)
для студентів за спеціальністю 1201 «Медицина»
денної форми навчання



Суми
Сумський державний університет
2017

Методичні вказівки з дисципліни «Медична хімія» (в таблицях і схемах) / укладач Ю. В. Ліцман. – Суми : Сумський державний університет, 2017. – 67 с.

Кафедра загальної хімії

ЗМІСТ

С.

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

ВСТУП

Медична хімія – одна із 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 можна 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 цих 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'ятдесяти таблиць і схем, які у наочній компактній формі містять навчальний матеріал і згруповані за усіма темами курсу згідно 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 як 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 із 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

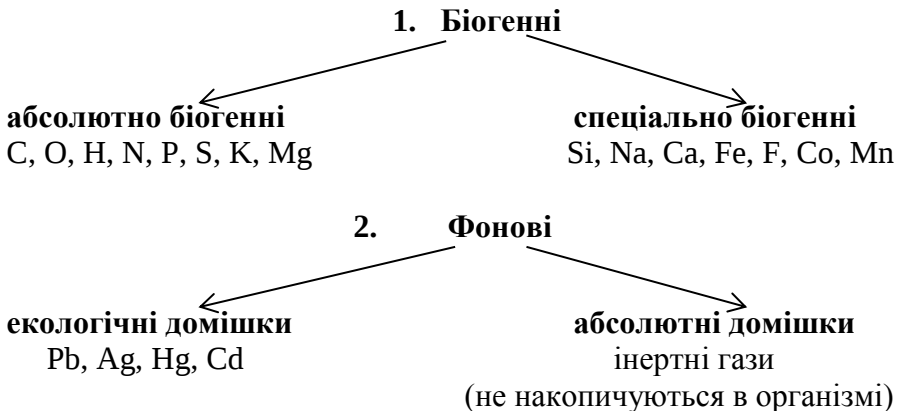
I. Запропоновано В. І. Вернадським:

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 концентру- вання
1	2	3	4
Карбоангідраза каталізує оборотну гідратацію вуглекислого газу: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	Zn(II)	Амінокислотні залишки	Еритроцити
Карбоксипептидаза каталізує перетравлювання білків, бере участь у гідролізі пептидного зв'язку: $\text{R}_1 - \text{CO} - \text{NH} - \text{R}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{R}_1\text{COOH} + \text{R}_2\text{NH}_2$	Zn(II)	Амінокислотні залишки	Підшлункова залоза, печінка, кишківник

Продовження табл. 2

1	2	3	4
Каталаза каталізує реакцію розкладу гідроген пероксиду: $2\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	Fe(III)	Амінокислотні залишки, гістидин, тирозин	Кров
Пероксидаза каталізує окиснення субстратів (RH_2) гідроген пероксидом: $\text{RH}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{R} + 2\text{H}_2\text{O}$	Fe(III)	Білки	Тканина, кров
Оксиредуктаза каталізує окиснення за допомогою молекулярного кисню: $2\text{H}_2\text{R} + \text{O}_2 = 2\text{R} + 2\text{H}_2\text{O}$	Cu(II)	Амінокислотні залишки	Серце, печінка, нирки
Піруваткарбоксилаза посилює дію гормонів, каталізує процес карбоксилування піровиноградної кислоти	Mn(II)	Білки тканин	Печінка, щитоподібна залоза
Альдегідоксидаза бере участь в окисненні альдегідів	Mo(VI)	Білки тканин	Печінка

Таблиця 3 – Застосування сполук біогенних елементів
у медичній практиці

Формула, назва сполуки	Застосування
1	2
H₂O₂ – гідроген пероксид	3 % розчин – дезінфікуючий засіб для проми- вання при запальовальних захворюваннях сли- зових оболонок (стоматити, ангіни), для ліку- вання гнійних ран, зупинки носових кровотеч
Li₂CO₃ – літій карбонат	Використовується для лікування маніакального збудження при різних психічних захворюваннях
NaCl – натрій хлорид	0,9 % розчин–ізотонічний використовується як плазма замінника при зневодненні організму, для розчинення лікарських препаратів; 3-, 5-, 10 % гіпертонічні розчини застосовують зовнішньо для лікування гнійних ран
NaHCO₃ – натрій гідро- генокарбонат (питна сода)	При підвищеній кислотності шлункового соку для нейтралізації хлоридної кислоти: $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
Na₂B₂O₇ – натрій гідро- генокарбонат (бура)	Антисептичний засіб для спринцювань, полос- кання. У водних розчинах легко підлягає гідро- лізу, продукт якого – борна кислота має антисе- птичну дію: $\text{Na}_4\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH}$
NaI – натрій йодид KI – калій йодид	Препарати, що містять йод при захворюваннях щитоподібної залози
NaBr – натрій бромід KBr – калій бромід	Застосовують як седативні (заспокійливі) засо- би.

Продовження табл. 3

1	2
NaF – натрій флуорид	2 % розчин застосовують у стоматології для профілактики зубного карієсу у дітей
NaNO₂ – натрій нітрит	Призначають внутрішньо, у вигляді ін'єкцій підшкірно, внутрішньовенно(1 % розчин) як судинорозширювальний засіб при стенокардії
Na₂S₂O₃ – натрій тіосульфат	Застосовують як протитоксичний та десенсибілізуючий засіб. При отруєннях ціанідами після внутрішнього прийому натрій тіосульфату утворюються менш токсичні тіоціанати: $\text{KCN} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KNCS} + \text{Na}_2\text{SO}_3$
Na₃C₆H₅O₇ – натрій цитрат	Застосовують у вигляді розчину для консервації крові
KCl – калій хлорид	Застосовують при станах, що супроводжуються порушенням електролітного обміну в організмі (блювота, діарея), також для купіювання серцевих аритмій
KMnO₄ – 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
MgO – магній оксид	Є основним представником антацидних засобів, що використовуються для зниження кислотності шлункового соку, при введенні у шлунок нейтралізує хлоридну кислоту: $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
MgSO₄·7H₂O – магній сульфат гептагідрат (гірка сіль, англійська сіль)	Застосовується як проносний, жовчогінний та знеболюючий засіб при спазмах жовчного міхура. Розчин солі вводять як протисудомний засіб при епілепсії, як антиспастичний засіб при бронхіальній астмі, гіпертонічній хворобі

Продовження табл. 3

1	2
MgCO₃ – магній карбонат	Антацидний засіб
CaCl₂ · 6H₂O – кальцій хлорид гептагідрат	Використовується при алергічних захворюваннях та ускладненнях, пов'язаних з прийомом ліків; як антидот при отруєнні солями магнію та солями флуоридної кислоти
2CaSO₄ · H₂O – 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
CaCO₃ – кальцій карбонат	Виявляє антацидну активність, підсилює секрецію шлункового соку, входить до складу зубних порошків
Al(OH)₃ – алюміній гідроксид	Виявляє адсорбуючу та обволікаючу дію, знижує кислотність шлункового соку, входить до складу комбінованого препарату «Альмагель»
C – вуглець	Активоване вугілля(карболен) має велику площу поверхні із значною поверхневою активністю, тому використовується як адсорбент алкалоїдів, солей важких металів, різних токсинів, застосовується у лімфо- та гемосорбції
SiC – силіцій карбід (карборунд)	Застосовується у стоматологічній практиці для шліфування пломб та пластмасових протезів
SiO₂ – силіцій оксид	Застосовується у стоматологічній практиці у силікатному цементі
S – сірка	Зовнішньо у вигляді мазей та присипок для лі-

	кування псоріазу, себореї, корости
--	------------------------------------

Продовження табл. 3

1	2
N₂O – нітроген(I) оксид (газ, що звеселяє)	У суміші з киснем використовується у хірургічній практиці, оперативній гінекології, хірургічній стоматології, знеболювання пологів
NH₄OH (NH ₃ · H ₂ O) – амоній гідроксид (нашатирий спирт)	Сприяє рефлекторному збудженню дихального та судинорухового центрів головного мозку, що дозволяє застосовувати його для виведення людини із стану запаморочення
O₂ – кисень	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.
HCl – хлоридна кислота	8 % розчин у суміші з пепсином застосовують при недостатній кислотності шлункового соку
CaOCl₂ – кальцій гіпохлорит хлорид (хлорне вапно)	Дезінфікуючий засіб
I₂ – йод	5 % спиртовий розчин як антисептичний засіб зовнішньо. Розчин йоду у калій йодиді – розчин люголя для змазування слизової оболонки глотки та гортані
FeSO₄ · 7H₂O – ферум (II) сульфат гептагідрат (залізний купорос)	Застосовується для лікування залізодефіцитної анемії, входить до складу лікарських препаратів фероплекс, ферум-лек тощо

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

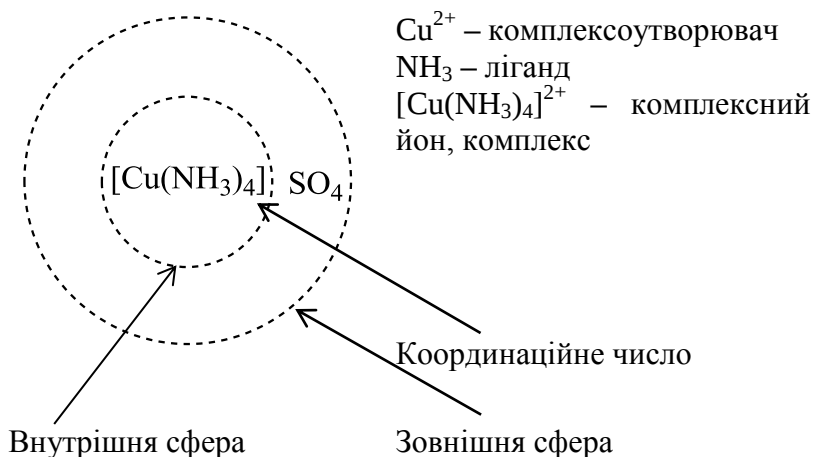
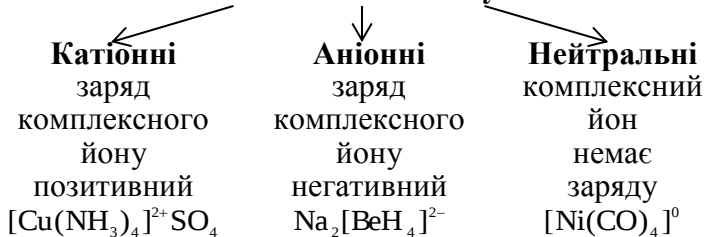


Рисунок 1 – Схема будови комплексної сполуки

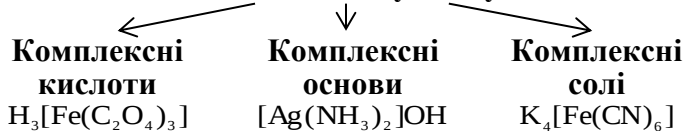
Таблиця 4 – Визначення зарядів складових комплексної сполуки

Комплексоутворювач (центральный атом)	+	Ліганди	=	Комплексний йон
Cu^{2+}	+	4NH_3	=	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
Заряд комплексоутворювача	+	Сума зарядів лігандів	=	Заряд комплексного йону
$2+$	+	0	=	$2+$
Комплексний йон	+	Йони зовнішньої сфери	=	Комплексна сполука
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	+	SO_4^{2-}	=	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
Заряд комплексного йону	+	Заряд йонів зовнішньої сфери	=	0
$2+$	+	$2-$	=	0

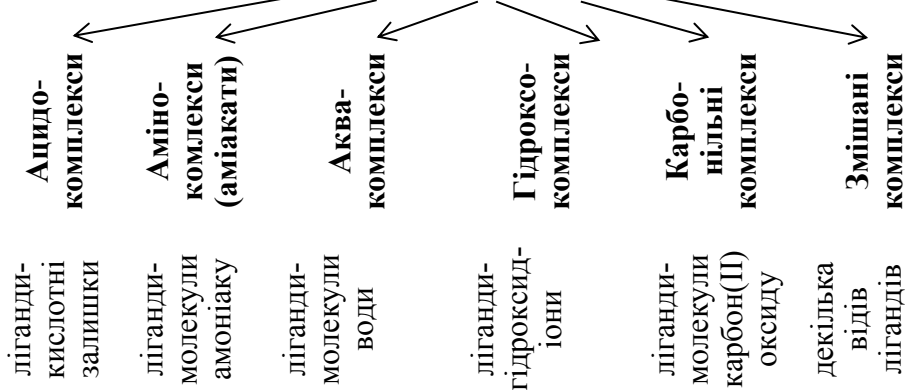
Класифікації комплексних сполук за зарядом комплексного йону



За належністю до певного класу сполук



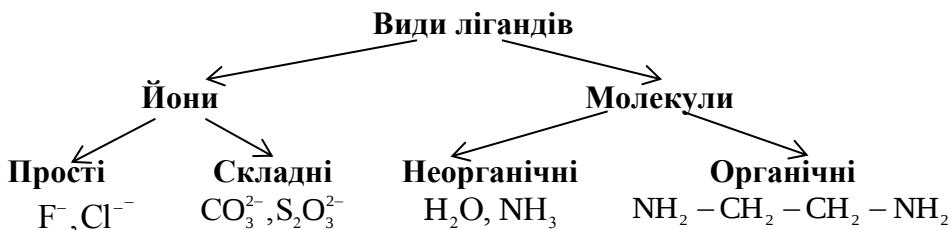
За природою лігандів





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^-	Флуоро-	-	1
Cl^-	Хлоро-	-	1

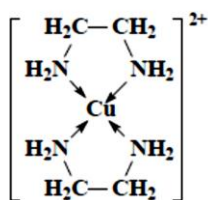
H_2O	Аква-	-	1
NH_3	Аміно-	-	1
OH^-	Гідроксо-	-	
$^-:\text{OOC}-\text{COO}:^-$	Оксалато-	ox	2
$\ddot{\text{N}}\text{H}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$	Етилен-діаміно-	en	2

Продовження табл.6

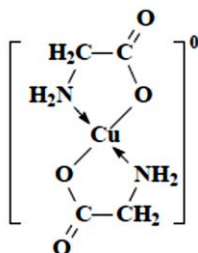
1	2	3	4
$\ddot{\text{N}}\text{H}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\ddot{\text{N}}\text{H}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\ddot{\text{N}}\text{H}_2$	Діетилен-триаміно-	dien	3
$ \begin{array}{c} ^-:\text{OOCCH}_2\text{C} \quad \quad \quad \text{CH}_2\text{COO}:^- \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \quad \quad \diagup \\ \quad \quad \quad \text{N} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{N} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \quad \quad \diagdown \\ ^-:\text{OOCCH}_2\text{C} \quad \quad \quad \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.

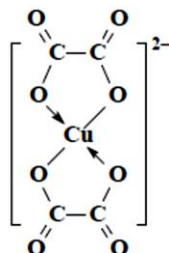
Приклади хелатних комплексів Купруму (II)



З етилендіаміном
(катіонний)

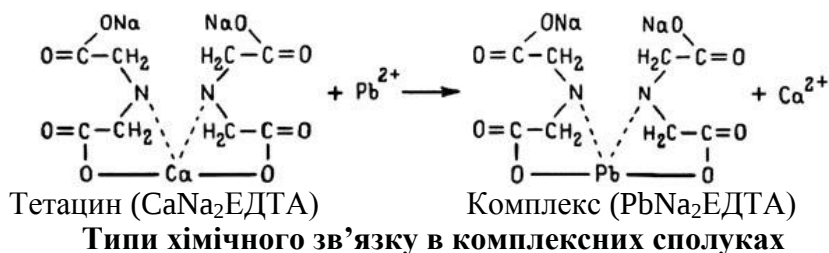


З гліцином
(нейтральний)



З оксалатною
кислотою
(аніонний)

Схема взаємодії тетацину з йонами Плюмбуму 2+



Йонний

між комплексним йоном
та йонами зовнішньої сфери

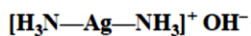
Донорно-акцепторний

між комплексоутворювачем та
лігандами

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

Коорди- наційне число	Конфігурація координа- ційної сфери. М- атом або йон-комплексоутворювач	Тип гібри- дизації	Приклади
2	Лінійна	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 коор-
динаційного числа та просторової будови комплексу**



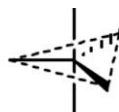
Лінійна будова



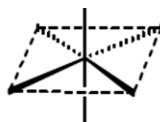
Тетраедр



Плоский квадрат



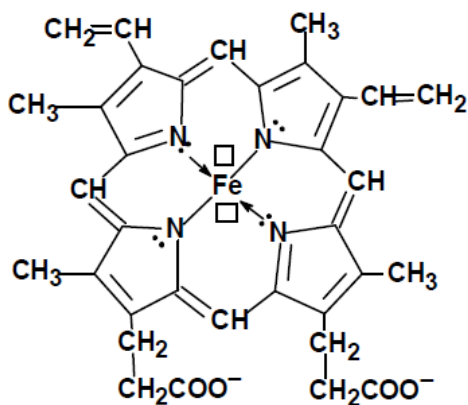
Тригональна біпіраміда



Октаедр

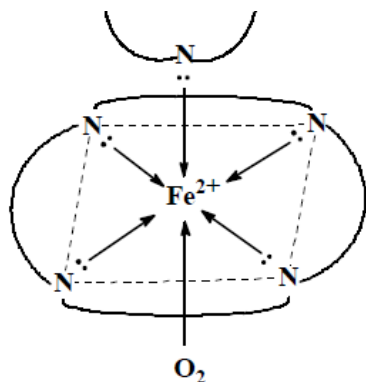
Біологічно важливі комплекси Феруму:

Гем



Ступінь окиснення комплексоутворювача Феруму - +2;
 Координаційне число - 4;
 Тип гібридизації - dsp^2 ;
 Ліганд полідентатний (утворює 4 зв'язки) - порфірин;
 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

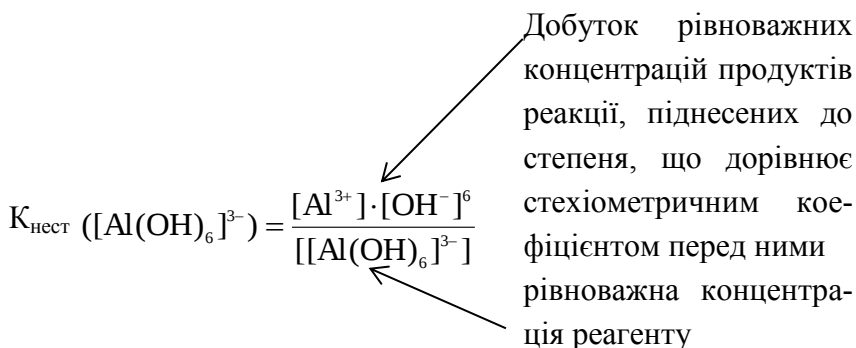


Вторинна

Розпад комплексного йону з утворенням комплексоутворювача та лігандів

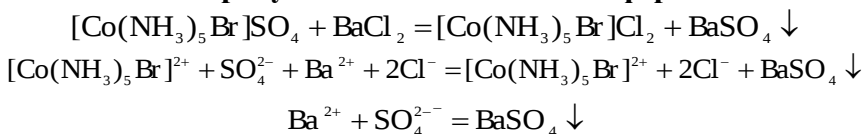


Константа нестійкості комплексного йону

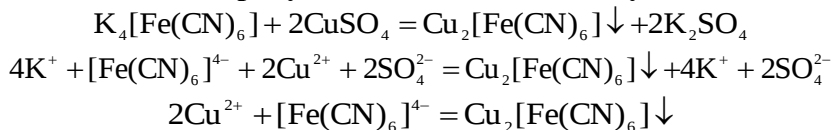


Обмінні реакції за участю комплексних сполук

За рахунок йонів зовнішньої сфери



За рахунок комплексного йону



Таблиця 8 – Найпоширеніші ліганди

Формула ліганду	Назва ліганду
H^- ,	гідридо-
OH^-	гідроксо-
Br^-	бromo-
I^-	йодо-

Cl^-	хлоро-
F^-	флуоро-
NO_3^-	ніtrato-
NO_2^-	нітрито-
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	оксалато-
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	тіосульфато-
CN^-	ціано-
H_2O	аква-
NH_3	аміно-
CO	карбоніл-

Номенклатура комплексних сполук

У якій послідовності зазначаються 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 зазначенням його ступеня окиснення

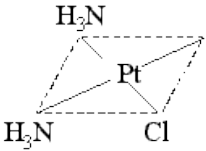
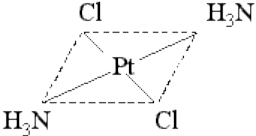
Таблиця 9 – Приклади назв комплексних сполук

Катіонний комплекс (назва комплексоутворювача у називному відмінку)	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2-$ тетрааміно меркурій (II) хлорид $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3-$ гекса ферум (III) сульфат
---	---

Аніонний комплекс (назва комплексо- утворювача у назив- ному відмінку з дода- ванням суфікса ат)	$\text{Na}_2[\text{HgI}_4]^-$ натрій тетраїодо меркура т(II) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$ калій гексаціано фера т(III)
Нейтральний комплекс (назва складається з одного слова)	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_3]^-$ триаміно три хлорокобальт(III) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^-$ діаміно ди хлороплатина(II)

Таблиця 10 – Види ізомерії комплексних сполук

Характеристика виду ізомерії	Приклади сполук
Координаційна ізомерія ха- рактерна для комплексних сполук, в яких катіон та аніон є комплексними частинками з різними центральними атома- ми. У таких ізомерів спостері- гається різне розміщення центрального атомів у катіоні або аніоні	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{CN})_6]$ та $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$
Йонна ізомерія зумовлена ро- зміщенням аніонних лігандів як у внутрішній, так і зовніш- ній координаційних сферах	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$ та $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$
Гідратна ізомерія зумовлена різним розміщенням молекул води та лігандів у внутрішній і зовнішній координаційних	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ та $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та

сферах	$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Просторова ізомерія, до якої відноситься <i>цис-транс</i>-ізомерія, характерна для плоскоквадратних комплексів. У такому випадку комплекс містить різні ліганди і може існувати у двох різних формах залежно від просторового розміщення лігандів у внутрішній координаційній сфері комплексу	 Цис-ізомер та  Транс-ізомер

ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Таблиця 11 – Способи вираження кількісного складу розчинів

Назва концентрації	Умове позначення	Розрахункова формула	Розмірність	Що показує
1	2	3	4	5
Масова частка	w	$w = \frac{m(\text{розч. реч.})}{m(\text{розчину})}$ $w = \frac{m(\text{розч. реч.})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%$	Частки одиниці % масові	Яка маса розчиненої речовини міститься у 100 г розчину
Молярна концентрація (молярність)	C _м	$C_{\text{м}} = \frac{n(\text{розч. реч.})}{V(\text{розчину})}$	Моль/л	Яка кількість розчиненої речовини міститься

				в 1 л розчину
Молярна концентрація еквівалента (нормальність)	C_N	$C_N = \frac{n_{\text{екв.}}(\text{розч.реч.})}{V(\text{розчину})}$	Моль-екв/л	Яка кількість розчиненої речовини міститься в 1 л розчину
Моляльна концентрація (моляльність)	C_m	$C_m = \frac{n(\text{розч.реч.})}{m(\text{розчинника})}$	Моль/кг	Яка кількість розчиненої речовини міститься в 1 кг розчинника

Продовження табл. 11

1	2	3	4	5
Молярна частка	χ	$\chi = \frac{n_1(\text{розч.реч.})}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots}$ $\chi = \frac{n_1(\text{розч.реч.})}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots} \cdot 100\%,$ де n_1, n_2, n_3 - кількості компонентів розчину	Частки одиниці % молярні	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 еквівалента, 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 еквівалента	$w = \frac{C_N \cdot m_{\text{екв}}}{\rho \cdot 1000}$

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

Формула для розрахунку молярної маси еквівалента	Приклад розрахунку молярної маси еквівалента
Кислоти	
$m_{\text{екв}}(H_x An) = \frac{M(H_x An)}{x},$ де $m_{\text{екв}}(H_x An)$ – молярна маса еквівалента кислоти; $M(H_x An)$ – молярна маса кислоти; x – основність кислоти, яка для неорганічних кислот часто збігається з кількістю атомів Гідрогену в молекулі	$m_{\text{екв}}(H_3PO_4) = \frac{M(H_3PO_4)}{3} =$ $= \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,7 \text{ г/моль} - \text{екв.}$
Основи	

$m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{OH})_x) = \frac{M(\text{Me}(\text{OH})_x)}{x},$ де $m_{\text{екв}}(\text{Me}(\text{OH})_x)$ – молярна маса еквіваленту основи; $M(\text{Me}(\text{OH})_x)$ – молярна маса основи; x – кислотність основи, яка для неорганічних основ збігається з кількістю гідроксогруп	$m_{\text{екв}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} =$ $= \frac{74\text{г / моль}}{2} = 37\text{г / моль} - \text{екв.}$
Солі	
$m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{An}_y) = \frac{M(\text{Me}_x\text{An}_y)}{x \cdot z},$ де $m_{\text{екв}}(\text{Me}_x\text{An}_y)$ – молярна маса еквіваленту солі; $M(\text{Me}_x\text{An}_y)$ – молярна маса солі; x – індекс біля катіону металічного елемента; z – заряд катіону металічного елемента	$m_{\text{екв}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{2 \cdot 3} =$ $= \frac{342\text{г / моль}}{6} = 57\text{г / моль} - \text{екв.}$

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 χ	$\Delta p_A = p_A^0 \cdot \chi_B,$ де Δp_A – зниження тиску насиченої пари розчинника; p_A^0 – тиск насиченої пари розчинника над розчинником; χ_B – мольна частка розчиненої речовини.
Зниження темпера-	Моляльна	$\Delta T_{\text{зам}} = K_k \cdot C_m,$

тури замерзання розчину порівняно з температурою замерзання чистого розчинника	концентрація C_m , моль/кг	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 – Криоскопічні 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 криоскопічному 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 у 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 із 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 °С.

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

ску насиченої пари розчинника над розчином, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння відповідно;

а $P_{\text{осм.}}$, ΔP , $\Delta T_{\text{зам.}}$, $\Delta T_{\text{кип.}}$ – 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 α та i :
$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}.$$

Кількісні характеристики дисоціації

Ступінь α

Константа K_d

Закон розбавлення Оствальда:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha};$$

$$K \approx \alpha^2 \cdot C;$$

$$\alpha = \sqrt{K/C}$$

Таблиця 16 – Сила кислот і основ

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

Таблиця 17 – Формули сильних електролітів

Назва групи сполук	Приклади
Основи	LiOH, NaOH, KOH, CsOH, RbOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
Кислоти	HMnO ₄ , HClO ₄ , HNO ₃ , HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ (за першим ступенем)
Солі	Практично всі середні солі, за винятком (ZnCl₂, ZnI₂, CdCl₂, CdI₂, HgCl₂, Hg(CN)₂, Fe(NCS)₃)
Багато комплексних солей	K ₄ [Fe(CN) ₆], [Ni(NH ₃) ₆]Cl ₂

Типи слабких електролітів

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

Таблиця 18 – Константи дисоціації електролітів у водних розчинах.

Формула сполуки	Константа дисоціації	Формула сполуки	Константа дисоціації
HNO_2	$K = 4,8 \cdot 10^{-4}$	HNO_3	$K = 43,6$
H_2CO_3	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$	H_2SiO_3	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
H_2SO_4	$K_1 = 10^3$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$	H_2SO_3	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
H_2S	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K_1 = 1 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-9}$
H_3PO_4	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 3,2 \cdot 10^{-12}$	H_3BO_3	$K_1 = 5,3 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
H_2SeO_3	$K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 5 \cdot 10^{-8}$	H_2Se	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$
H_2TeO_3	$K_1 = 3 \cdot 10^{-3}$ $K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$	H_2Te	$K_1 = 1 \cdot 10^{-3}$ $K_1 = 1 \cdot 10^{-11}$
HCN	$K = 7,9 \cdot 10^{-10}$	HI	$K = 1 \cdot 10^{11}$
HBr	$K = 1 \cdot 10^9$	HBrO	$K = 2,1 \cdot 10^{-9}$
HF	$K = 6,6 \cdot 10^{-4}$	HCl	$K = 1 \cdot 10$
HClO	$K = 5 \cdot 10^{-8}$	HClO_4	$K_1 = 10^8$
H_2CrO_4	$K_2 = 3,16 \cdot 10^{-7}$	HMnO_4	$K = 2 \cdot 10^2$
CH_3COOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	HCOOH	$K = 1,8 \cdot 10^{-4}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,4 \cdot 10^{-11}$	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5 \cdot 10^{-4}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$	NH_4OH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$
NaOH	$K = 5,9$	$\text{Ga}(\text{OH})_3$	$K_3 = 4 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,02 \cdot 10^{-10}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_2 = 4 \cdot 10^{-5}$

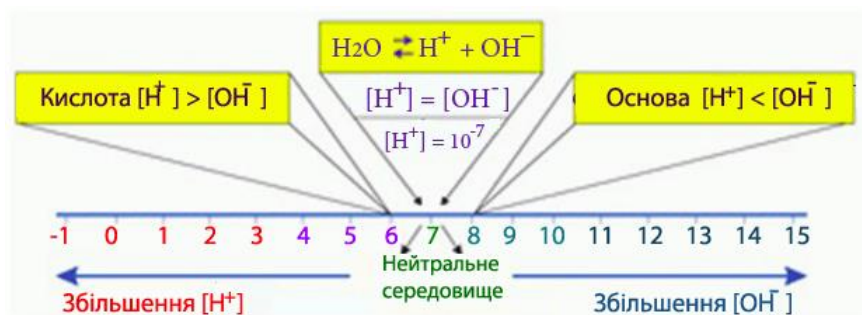


Рисунок 1 – Зв'язок між кислотністю середовища и величиною рН

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	$\text{pH} = 7$	NaCl , K_2SO_4 , LiNO_3
Сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти	Гідроліз відбувається за катіоном	$\text{pH} < 7$	$\text{Cu}^{2+}/\text{CuCl}_2$, $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}^{3+}/\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти	Гідроліз відбувається за аніоном	$\text{pH} > 7$	F^-/NaF , $\text{SO}_3^{2-}/\text{K}_2\text{SO}_3$, $\text{PO}_4^{3-}/\text{Na}_3\text{PO}_4$
Сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти	Гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном	$\text{pH} \approx 7$	$\text{CH}_3\text{COO}^-/\text{NH}_4^+$ $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{NH}_4^+/\text{F}^-/\text{NH}_4\text{F}$, $\text{Pb}^{2+}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти, продукти гідролізу у формі осаду і газу	Гідроліз відбувається за катіоном і за аніоном необоротно		Al_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$, Cr_2S_3

Таблиця 22 – Алгоритм складання рівняння гідролізу

Назва етапу	Приклад
1	2
Аналіз складу солі	$\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ Сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами сильної кислоти
Висновок про можливість перебігу гідролізу	Гідроліз відбувається за катіоном Cu^{2+}
Складання рівнянь реакцій гідролізу	За першим ступенем скорочене йонне рівняння: I $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{pH} < 7$; повне йонне рівняння $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{CuOH}^+ + \text{H}^+ + 2\text{Cl}^-$; молекулярне рівняння $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CuOHCl} + \text{HCl}$; за другим ступенем скорочене йонне рівняння: II $\text{CuOH}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{H}^+$
Аналіз складу солі	$\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ Сіль, утворена катіонами сильної основи та аніонами слабкої кислоти

Продовження табл. 22

1	2
Висновок про можливість перебігу гідролізу	Гідроліз відбувається за аніоном CO_3^{2-}
Складання рівнянь реакцій гідролізу	За першим ступенем скорочене йонне рівняння: $\text{I } \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \text{ pH} > 7;$ повне йонне рівняння $2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow 2\text{K}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-;$ молекулярне рівняння $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \leftrightarrow \text{KHCO}_3 + \text{KOH};$ за другим ступенем скорочене йонне рівняння: $\text{II } \text{HCO}_3^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$
Аналіз складу солі	$\text{CH}_3\text{COONH}_4 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ $\swarrow \quad \searrow$ HON $\swarrow \quad \searrow$ $\text{NH}_4\text{OH} \quad \text{CH}_3\text{COOH}$ Слабка Слабка основа кислота Сіль, утворена катіонами слабкої основи та аніонами слабкої кислоти
Висновок про можливість перебігу гідролізу	Гідроліз відбувається за катіоном NH_4^+ та аніоном CH_3COO^-
Складання рівнянь реакцій гідролізу	Повне йонне рівняння: $\text{NH}_4^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} \leftrightarrow$ $\leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \text{ pH} \approx 7;$ молекулярне рівняння $\text{CH}_3\text{COONH}_4 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$

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 катіо-
ном та аніоном

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

Таблиця 23 – Залежність йонного добутку води від температури

t ⁰ C	0	20	25	40	60
K _w	0,11 · 10 ⁻¹⁴	0,69 · 10 ⁻¹⁴	1,00 · 10 ⁻¹⁴	2,95 · 10 ⁻¹⁴	9,55 · 10 ⁻¹⁴
[H ⁺]=[OH ⁻]	0,33 · 10 ⁻⁷	0,83 · 10 ⁻⁷	1,00 · 10 ⁻⁷	1,70 · 10 ⁻⁷	3,09 · 10 ⁻⁷

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 ₃ COOH	CH ₃ COONa
Основа та її сіль	Амонійний	NH ₄ OH	NH ₄ Cl
Солі багатоосновних кислот	Фосфатний	NaH ₂ PO ₄ виконує функцію кислоти	Na ₂ HPO ₄

Буферні системи крові

Гідроенокарбонатна

Фосфатна

Гемоглобінова

Білкова

Таблиця 25 – Відносна ефективність буферних систем крові

Плазма крові	%	Еритроцити	%
Гідроенокарбонатна	35	Гемоглобінова	35
Білкова	7	Гідроенокарбонатна	18
Фосфатна	1	Фосфатна	4
Загальна:	43 %	Загальна:	57 %

Формули для розрахунку буферної ємності

↙ ↘

За кислотою **За лугом**

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

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

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	$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$	$\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{солі}}}$ $\text{pH} = \text{pK}_a + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл}}}$
Слабка основа та її сіль	$[\text{OH}^-] = K_b \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}}$	$\text{pOH} = \text{pK}_b - \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{солі}}}$ $\text{pOH} = \text{pK}_b + \lg \frac{C_{\text{солі}}}{C_{\text{осн}}}$
Гідрокарбонатний	$\text{pH} = \text{pK}_{a1} + \lg \frac{[\text{NaHCO}_3]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} =$ $= \text{pK}_{a1} + \lg \frac{[\text{CO}_2]_{\text{зв.}}}{[\text{H}_2\text{CO}_3]_{\text{вільн.}}};$ $[\text{CO}_2] = k_s \cdot p(\text{CO}_2)$; K_s – коефіцієнт розчинності вуглекислого газу у рідких середовищах організму; $\text{pK}_{a1} = 6,1$	

Продовження табл. 26

1	2
Фосфатний	$\text{pH} = \text{pK}_{a2} + \lg \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}; \text{pK}_{a2} = 6,86$

Таблиця 27 – Механізм буферної дії

Амонійний	Ацетатний
Рівноваги буферного розчину	
$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$ $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
Додавання сильної кислоти, наприклад HCl $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	
$\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$ $\text{HCl} + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaCl}$
Додавання сильного луку, наприклад NaOH $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	
$\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$

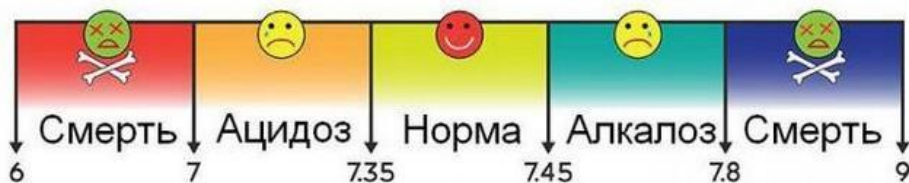


Рисунок 2 – Межі зміни рН крові

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
1	2
U 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

Продовження табл. 29

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

Характеристика термохімічного рівняння реакції

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

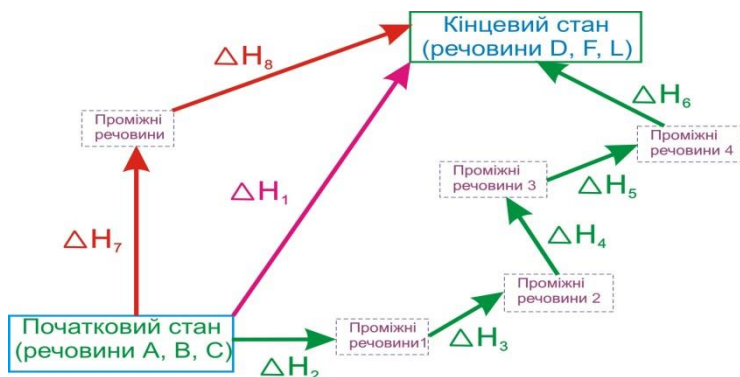


Рисунок 3 – Схема способів (шляхів) переходу системи з початкового стану до кінцевого

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	$\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(r)},$ $\Delta H_{298}^0 = -241,8 \text{ кДж},$ $\text{H}_2\text{O}_{(r)} = \text{H}_2 + 1/2\text{O}_2,$ $\Delta H_{298}^0 = +241,8 \text{ кДж}$
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 ($\Delta_{\text{згор.}} H$) вихідних речовин і продуктів реакції	$aA + bB = cC + dD$ $\Delta H_{298, \text{ x.p.}}^0 = (b \cdot \Delta_{\text{згор.}} H(B) +$ $+ a \cdot \Delta_{\text{згор.}} H(A)) -$ $- (d \cdot \Delta_{\text{згор.}} H(D) + c \cdot \Delta_{\text{згор.}} H(C))$

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

Продовження 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
$\text{HCl}_{(\text{p})}$	-166,9	56,5	-131,2
$\text{HBr}_{(\text{p})}$	-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
$\text{H}_2\text{SO}_{3(\text{p})}$	-635,5	-29,3	-485,2
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})}$	-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
$\text{NH}_4\text{OH}_{(\text{p})}$	-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
$\text{NaOH}_{(\text{p})}$	-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

Продовження табл. 32

2	3	4	
$O_{2(r)}$	0	205,5	0
$O_{3(r)}$	142,3	238,8	162,8
$S_{(r)}$	0	31,9	0
$SO_{2(r)}$	-296,9	248,1	-300,2
$PCl_{5(r)}$	-374,9	364,5	-305,4
$PCl_{3(r)}$	-287,0	311,7	-268,0
$PbO_{(кр)}$	-219,3	66,2	-189,1
$PbO_{2(кр)}$	-276,6	74,9	-218,3
$Ti_{(кр)}$	0	30,6	0
$TiO_{2(кр)}$	-943,9	50,3	-888,6
$ZnO_{(кр)}$	-350,6	43,6	-320,7
$ZnS_{(кр)}$	-205,4	57,7	-200,7
$ZnCl_{2(кр)}$	-415,1	111,5	-369,4

Таблиця 33 – Калорійність деяких харчових продуктів

Найменування	Ккал / 100 г
1	2
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

Продовження табл. 33

1	2
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

Продовження табл. 33

1	2
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

ΔH	ΔS	ΔG	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 нездійсненний 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 енергією активації (E_a) цієї 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

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

1	2
	Для більшості реакцій γ змінюється у межах $2 \div 4$. Проте, для біохімічних процесів γ змінюється у межах $7 - 10$. Більш точно залежність швидкості хімічної реакції від температури описує рівняння Арреніуса (1889 р.), яке показує зв'язок між константою швидкості хімічної реакції та температурою: $k = k_0 \cdot e^{-E_A/RT}$, де k – константа швидкості реакції; E_A – енергія активації; k_0 – передекспоненційний множник Арреніуса, пропорційний кількості зіткнень між молекулами. 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: $\vartheta = k_0 \cdot e^{-E_A/RT}$
Каталізатор	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
Площа поверхні зіткнення реагентів	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

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 →

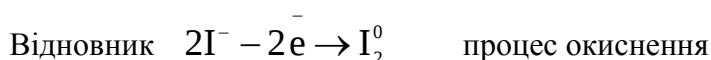
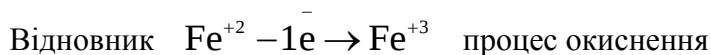
↓T, ↑P, - реагенти, +продукти ←

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	$\text{H}_2\overset{-2}{\text{O}}, \text{HN}\overset{-2}{\text{O}}_3$
Ступінь окиснення Оксигену у пероксидах, озонідах, надпероксидах, флуоридах	$\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \text{Na}_2\overset{-1}{\text{O}}_2,$ $\text{K}\overset{-1/3}{\text{O}}_3, \text{K}_2\overset{-1/2}{\text{O}}_4,$ $\text{O}\overset{+2}{\text{F}}_2, \text{O}_2\overset{+2}{\text{F}}_2$
Ступінь окиснення Гідрогену у складних речовинах дорівнює $+1$	$\overset{+1}{\text{H}}\text{NO}_3, \text{Cu}(\text{OH})_2^{\overset{+1}}{}$
Ступінь окиснення Гідрогену у гідридах активних металів	$\text{Na}\overset{-1}{\text{H}}, \text{Ca}\overset{-1}{\text{H}}_2$
Флуор, як найбільш електронегативний елемент, у складних сполуках завжди виявляє ступінь окиснення -1	$\text{S}\overset{-1}{\text{F}}_6, \text{O}\overset{-1}{\text{F}}_2$
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	$\overset{+1}{\text{K}}\overset{+7}{\text{Mn}}\overset{-2}{\text{O}}_4, \overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2^{\overset{2-}}{}$ $+1 +7 -8 = 0 \qquad +6 -8 = -2$

Схеми процесів окиснення та відновлення



Окисник $\text{Mn}^{+7} + 5\text{e}^{-} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ процес відновлення

Окисник $\text{O}_2^0 - 4\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{O}^{-2}$ процес відновлення

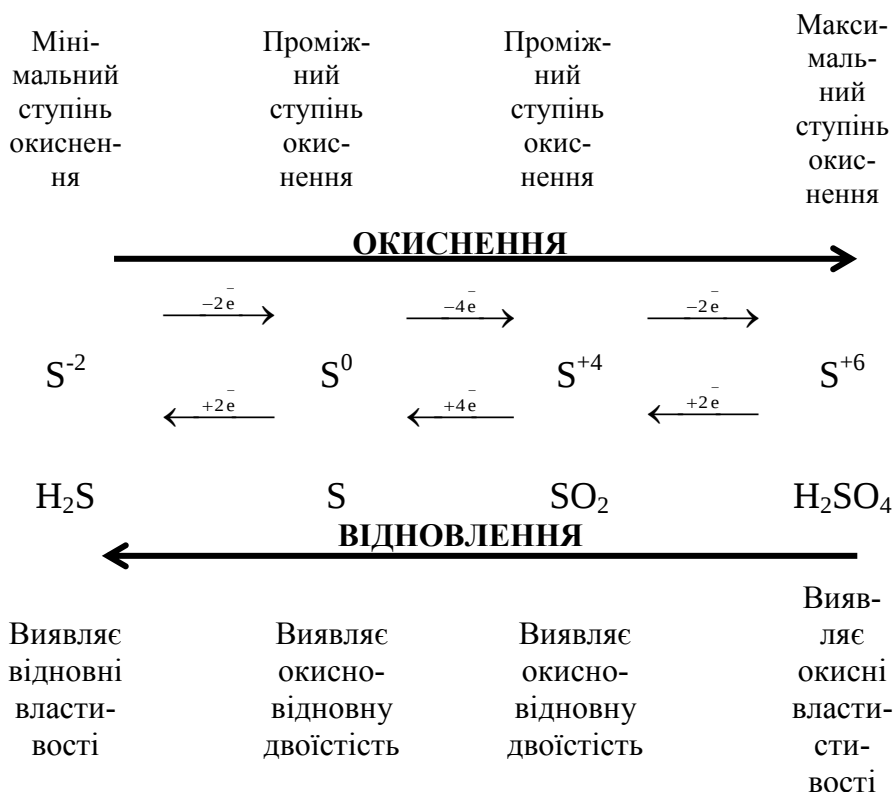
Таблиця 38 – Типові окисники та відновники

Окисники	Відновники
– неметали (галогени, O_2, S), які в результаті реакцій перетворюються на одноатомні аніони; – оксигеновмісні йони та молекули, в яких центральний атом виявляє високе або максимальне значення ступеня окиснення (MnO_4^{-}, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, CrO_4^{2-}, NO_3^{-}, ClO_3^{-}); – одноатомні катіони, в яких елементи виявляють максимальні значення окиснення (Ce^{4+}, Fe^{3+}, Ag^{+}, H^{+})	– метали, неметали C, H_2; – багатоатомні йони та молекули, в яких центральний атом виявляє невисоке або мінімальне значення ступеня окиснення (H_2S^{-2}, NH_3^{-3}, SO_3^{+4}, NO_2^{+3}); – одноатомні йони, в яких елементи виявляють невисоке значення ступеня окиснення (I^{-}, S^{2-}, Sn^{2+}, Fe^{2+})

Таблиця 39 – Типи окисно-відновних реакцій

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

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

Загальна схема гальванічного елемента

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

Схема гальванічного елемента Данієля-Якобі

$$\varphi^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}$$

<

$$\varphi^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ В}$$



Анод



Катод

A(-) Zn | ZnSO₄ || CuSO₄ | Cu (+)К

A(-) анодний процес $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$ | – процес окиснення;

K(-) катодний процес $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$ | – процес відновлення.

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

$E_{\text{PC}} = \varphi(\text{катоду}) - \varphi(\text{аноду})$

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

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: $1/2\text{H}_2/\text{H}^+$, $1/2\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$	Метал, покритий шаром своєї важкорозчинної солі в присутності електроліту з одноіменним 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 електрода	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	$E_{\text{хс}} = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg a(\text{Ag}^+)$, у насиченому розчині AgCl у присутності насиченого розчину KCl $a(\text{Ag}^+)$ визначається добутком розчинності AgCl . $DP_{\text{AgCl}} = a(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{Cl}^-)$, отже формула для розрахунку потенціалу набирає вигляду: $E_{\text{хс}} = E^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{DP(\text{AgCl})}{a(\text{Cl}^-)}$
Іонообмінний електрод – скляний	$E = E^0 - 0,059\text{pH}$
Окисно-відновний електрод	$E_{\text{о/в}} = E^0_{\text{о/в}} + \frac{2,3RT}{nF} \lg \frac{a(\text{окисн.})}{a(\text{відн.})}$, де $a(\text{окисн.})$ та $a(\text{відн.})$ – активності окисненої та відновленої форм

Класифікація ОВР в організмі людини

Безпосередній перенос електронів без участі атомів О та Н, наприклад, перенос електрона в цитохромах:
цит.(Fe^{3+}) ↔ цит.(Fe^{2+})

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

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 H^+

ОСНОВИ ФІЗИКО-ХІМІЇ ПОВЕРХНЕВИХ ЯВИЩ. КОЛОЇДНІ СИСТЕМИ

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

$$G_s = \sigma \cdot S$$

Поверхнева енергія Гіббса, Дж
Поверхневий натяг, Дж/м²
Площа поверхні поділу фаз, м²

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 ²
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

ППР – поверхнево інактивні речовини збільшують поверхневий натяг

ПНР – поверхнево неактивні речовини не впливають на поверхневий натяг

Таблиця 46 – Приклади ПАР, ППР, ПНР

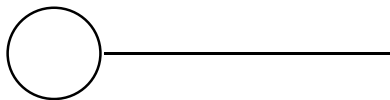
Назва групи речовин	Приклади речовин	Характеристика групи речовин
ПАР	Спирти, карбонові кислоти, естери, аміни	Дифільність – наявність в одній молекулі полярної групи та неполярного вуглеводневого або ароматичного замісників
ППР	Неорганічні: кислоти, солі, основи, органічні: гліцин	Відсутність дифільності,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

Схема будови ПАР

Дифільні речовини

Гідрофільна «голова»

Гідрофобний «хвіст»



Полярна група, наприклад:
-ОН, -COOH, -NH₂, -SO₃H

Вуглеводневий замісник

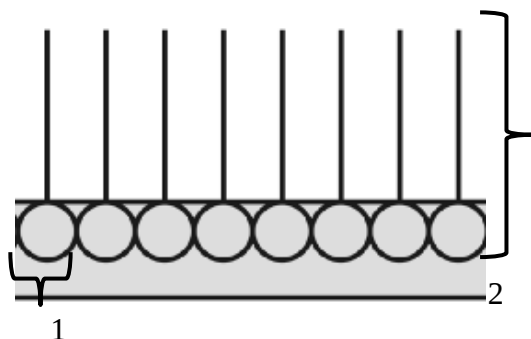


Рисунок 4 – Орієнтація молекул ПАР у поверхневому шарі:

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

2 – товщина шару ПАР (частоколу Ленгмюра), який утворюють молекули ПАР, залежить від розміру неполярного (гідрофобного) «хвоста»

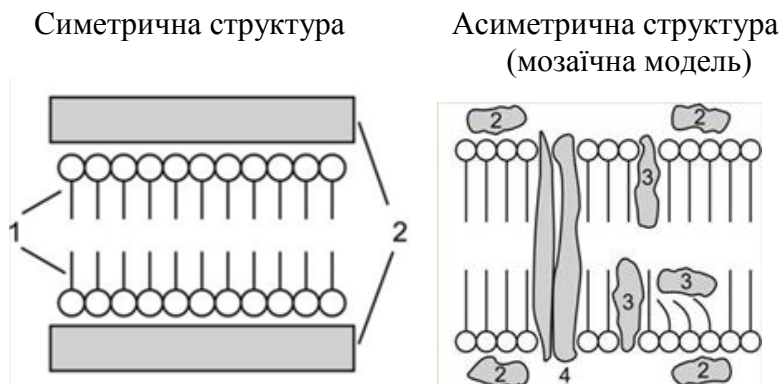


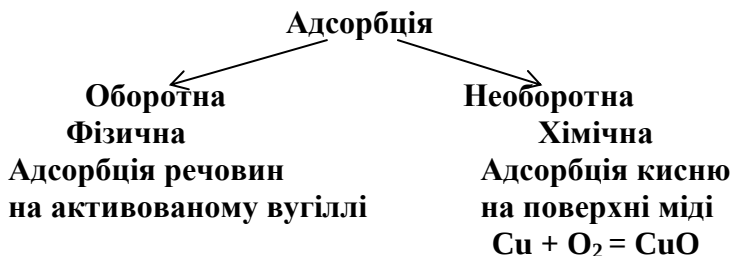
Рисунок 5 – Моделі будови біологічних мембран:

1 – ліпідний бішар; 2 – поверхневі білки;

3 – інтегральні білки; 4 – йонний канал

Адсорбція – самочинне концентрування речовини на поверхні поділу фаз (Γ моль/м² або ммоль/см²).

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

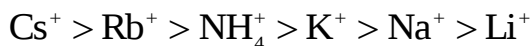
↙

Адсорбційна здатність йонів зростає при збільшенні їх заряду

↘

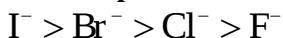
При однаковому заряді краще адсорбується йон, з більшим радіусом

Ліотропні ряди



Зменшення йонного радіуса →

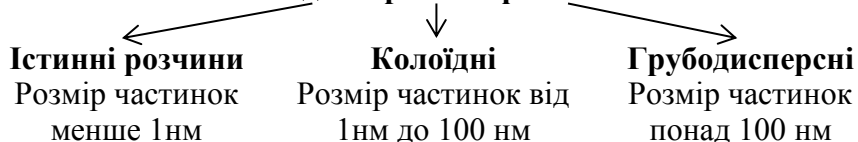
Зменшення адсорбційної здатності



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/Г	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**.

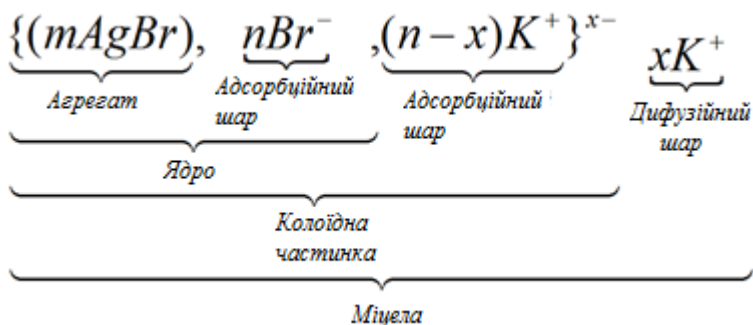
Таблиця 48 – Порівняльна характеристика колоїдних розчинів з іншими видами дисперсних систем

Грубодисперсні системи	Колоїдні системи	Істинні розчини
Непрозорі	Прозорі, мають опалесценцію і конус Тіндаля	Прозорі, не мають опалесценції
Мають поверхню поділу фаз	Мають поверхню поділу фаз	Не мають поверхні поділу фаз
Частинки не проходять через паперовий фільтр	Частинки проходять через паперовий фільтр, але затримуються целофаном	Частинки проходять через паперовий фільтр і целофан
Нестійкі кінетично і термодинамічно	Відносно стійкі кінетично	Стійкі кінетично та термодинамічно
Старіють упродовж часу	Старіють упродовж часу	Не старіють упродовж часу
Частинки можна побачити в оптичному мікроскопі	Частинки можна побачити в електронному мікроскопі	Частинки не можна побачити в сучасних мікроскопах

Таблиця 49 – Молекулярно-кінетичні властивості колоїдних розчинів

Назва властивості	Характеристика властивості
Броунівський рух	Хаотичний рух дисперсної фази зростає при зменшенні розміру частинки, підвищенні температури і зменшенні в'язкості середовища
Дифузія	Процес зрівнювання концентрацій йонів
Осмотичний тиск	Малий порівняно з істинними розчинами і змінний
Седиментація	Самостійне зсідання частинок під дією сили тяжіння. Встановлюється рівновага між силами дифузії та силами тяжіння → концентрація від нижніх шарів до верхніх зменшується

Схема будови колоїдної частинки



Таблиця 50 – Умови одержання колоїдних

№	Характеристика умови
1	Розміри частинок повинні 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 повинна мати низьку розчинність у воді

Таблиця 51 – Приклади хімічних реакцій внаслідок яких можна одержати колоїдні розчини

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

Таблиця 52 – Методи одержання колоїдних розчинів

Дисперсійні Спрямовані на подрібнення речовини до маленьких частинок	Конденсаційні Спрямовані на збільшення розмірів частинок завдяки агрегації молекул або йонів
1) механічним способом (кульові млини, гомогенізатори, ультразвукові дезінтегратори)	1) випаровування розчинника, внаслідок чого відбувається конденсація твердої фази
2) фізико-хімічним способом – метод пептизації, коли осад речовини переводиться в колоїдний стан додаванням поверхнево-активних сполук – мила, білків	2) заміна розчинника, наприклад, коли спиртовий розчин холестерину вилити у воду
	З використання реакцій, в яких осад формується з маленьких частинок. Так, одержання колоїдного розчину аргентум йодиду відбувається за реакцією заміщення: $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$

Таблиця 53 – Варіанти утворення міцели за реакцією обміну

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$ осад-агрегат	
У надлишку: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$	
$\{m[\text{PbI}_2] \cdot n\text{Pb}^{2+} \cdot 2(n-x)\text{NO}_3^-\}^{2x+} \cdot 2x\text{NO}_3^-$	Гранула позитивно заряджена і буде рухатися до катоду
У надлишку: $\text{KI} \rightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$	
$\{m[\text{PbI}_2] \cdot n\text{I}^- \cdot (n-x)\text{K}^+\}^{x-} \cdot x\text{K}^+$	Гранула негативно заряджена і буде рухатися до аноду

Таблиця 54 – Методи очищення колоїдних розчинів

Назва методу	Характеристика методу
1	2
Діаліз	Полягає у вилученні низькомолекулярних домішок шляхом дифузії крізь напівпроникну мембрану. Для цього колоїдний розчин вводять мішечок із такої мембрани (наприклад з целофану) і занурюють у дистильовану воду. Молекули або йони за розміром меншим, ніж пори мембрани, будуть переходити з розчину у воду. Недолік – тривалість процесу до кількох діб. Постійнодіючий діалізатор in vivo-нирки
Електродіаліз	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 у першій камері електродіалізера. Розчин зі зменшеною концентрацією іонів (розчинений) називається діалізатом, а концентрований – солерозчинником
Компенсаційний діаліз, або вивіддіаліз	Метод заснований на принципі дифузії та конвекції речовин із малою та середньою молекулярною масою через напівпроникну мембрану, що дозволяє видалити з крові токсичні речовини та продукти метаболізму

1	2
Компенсаційний діаліз, або вивідіаліз	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. За цим принципом працює апарат «штучна нирка» , 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 $\sim 1,5 \text{ м}^2$ при об'ємі заповнення кров'ю 150–200 мл, очищення крові (гемодіаліз) від продуктів розпаду – 3–4 години.
Ультрафільтрація	Проводять фільтрування колоїдного розчину через напівпроникну мембрану при підвищеному тиску. При цьому колоїдні частки затримуються мембраною, а домішки покидають колоїдний розчин
Ультрацентрифугування	Процес сепарації частинок залежно 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 – 8 000 – 12 000 g.

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