

Тема «Хімічна рівновага. Добуток розчинності»

1.Актуальність теми

Хімічна рівновага робить значний внесок у гомеостаз живого організму. Вплив різних факторів (концентрації речовин, тиску, температури) може зміщувати стан рівноваги. Знання закономірностей рівноваги в гомогенних та гетерогенних системах дозволяє аналізувати умови утворення і розчинення осадів, наприклад, утворення каменів у нирках (нефрокальциноз) або в жовчному міхурі (жовчнокам'яна хвороба). Це дає змогу обґрунтовано призначати профілактичні та лікувальні заходи.

Компетентності навчання, формуванню яких сприяє дисципліна.

Здатність до абстрактного мислення, аналізу та синтезу, здатність вчитися і бути сучасно навченим

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях

Здатність спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово

Здатність до вибору стратегії спілкування; здатність працювати в команді; навички міжособистісної взаємодії

Здатність до здійснення саморегуляції та ведення здорового способу життя, здатність до адаптації та дії в новій ситуації

Визначеність і наполегливість щодо поставлених завдань

Навички використання інформаційних і комунікаційних технологій

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт

Прагнення до збереження навколишнього середовища

Здатність до оцінювання результатів лабораторних та практичних досліджень

Здатність розв'язувати типові задачі та вирішувати практичні проблеми у процесі навчання.

2. Конкретні цілі

1. Знати умови утворення та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму

2. Пояснювати вплив зовнішніх факторів на хімічну рівновагу.

3. Аналізувати умови випадання та розчинення осадів, пояснювати роль гетерогенних рівноваг за участю солей в загальному гомеостазі організму

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (міждисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
----------------------------	------------------

1. Українська мова за професійним спрямуванням	Володіти досконалими знаннями рідної мови. Бути здатним спілкуватися рідною мовою як усно, так і письмово. Застосовувати при фаховому та діловому спілкуванні та при підготовці документів рідну мову
2. Іноземна мова за професійним спрямуванням	Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову у професійній діяльності.
3. Латинська мова та медична термінологія	Володіти медичною термінологією на латинській мові
4. Медична біологія	Володіти знаннями про структурні компоненти цитоплазми і ядра.
5. Безпека життєдіяльності, основи біоетики та біобезпеки	Бути здатними до здійснення саморегуляції, ведення здорового способу життя, бути здатним до адаптації та дії в новій ситуації. Прагнути до збереження навколишнього середовища.

4. Завдання для самостійної роботи під час підготовки до заняття та на занятті.

4.1. Перелік основних термінів, параметрів, характеристик, які повинен засвоїти студент при підготовці до заняття:

Термін	Визначення
1. Хімічна рівновага	Це стан системи, за якого швидкість прямої реакції дорівнює швидкості зворотної реакції.
2. Добуток розчинності (ДР)	У насиченому розчині малорозчинного електроліту за певної температури добуток молярних концентрацій йонів є величиною сталою. Цю константу називають добутком розчинності і позначають ДР.
3. Константа хімічної рівноваги	Відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин у ступенях їх коефіцієнтів у стані хімічної рівноваги є величиною сталою.

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу.
2. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації

речовин. Принцип Ле-Шательє.

3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови випадання та розчинення осадів.

4. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Ситуаційні та розрахункові задачі, які виконуються на занятті:

1. При нагріванні суміші газоподібних водню та йоду до 420°C встановились слідувачі рівноважні концентрації реагентів:

$$\text{H}_2 - 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\text{I}_2 - 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

$$\text{HI} - 5 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Визначити напрямок зміщення хімічної рівноваги в даній реакції $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при підвищенні температури, якщо пряма реакція є ендотермічною.

2. Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів розчинів BaCl_2 та Na_2SO_4 , молярна концентрація яких $0,05 \text{ моль/л}$?

$$D_P(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ моль}^2/\text{л}^2$$

Зміст теми:

1. **Хімічна рівновага. Константа хімічної рівноваги та способи її виразу.**

Хімічні реакції можуть одночасно проходити у двох напрямках: утворення продуктів реакції (вправо-пряма реакція) і перетворення продуктів у вихідні речовини (вліво-зворотна реакція). Такі реакції називають оборотними. Наприклад, $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Якщо швидкості прямої і зворотної реакції однакові, то це стан **хімічної рівноваги**.



пряма реакція відбувається зі швидкістю v_1 (їй відповідає константа швидкості k_1), а зворотна реакція відбувається зі швидкістю v_2 (їй відповідає константа швидкості k_2):

$$v_1 = k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2]; \quad v_2 = k_2 [\text{HI}]^2$$

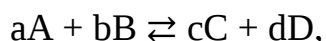
У стані хімічної рівноваги швидкості прямої і зворотної реакцій однакові:

$$v_1 = v_2 \\ k_1 [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_2 [\text{HI}]^2$$

Відношення констант прямої і зворотної реакцій називається константою хімічної рівноваги даної реакції:

$$K_{\text{рівн}} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

У загальному вигляді для гомогенної оборотної реакції:



$$K_{\text{рівн}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Це математичний запис **закону діючих мас** К. Гульдберга і П. Вааге для оборотних реакцій, який формулюється так:

У стані хімічної рівноваги відношення добутку концентрацій продуктів реакції до добутку концентрацій вихідних речовин у ступенях їх коефіцієнтів є величиною сталою і називається константою хімічної рівноваги.

Константу рівноваги, що виражена через концентрації речовин, позначають K_c :

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Де $[C]$, $[D]$, $[A]$, $[B]$ – концентрації речовин.

2. Зміщення хімічної рівноваги при зміні температури, тиску, концентрації речовин. Принцип Ле Шательє.

При зміні концентрації, тиску, температури хімічна рівновага зміщується, згідно з принципом Ле Шательє.

Якщо змінюється хоч одна з умов, за яких система знаходиться у стані хімічної рівноваги, то рівновага зміщується у напрямку реакції, що зменшує цю зміну.

Вплив зміни концентрації речовин на стан рівноваги

Підвищення концентрації реагентів зміщує рівновагу у напрямку зменшення концентрації реагентів з утворенням продуктів реакції.

Підвищення концентрації продуктів реакції зміщує рівновагу у напрямку утворення реагентів.

Вплив зміни тиску на стан рівноваги

Для газових систем на стан хімічної рівноваги впливає зміна тиску.

Підвищення тиску зміщує рівновагу у напрямку зменшення тиску, тобто зменшення кількості молекул газу.

Зниження тиску зміщує рівновагу у напрямку збільшення кількості молекул газу.

Вплив температури на стан рівноваги

Підвищення температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку ендотермічної реакції.

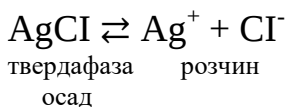
Зниження температури зміщує хімічну рівновагу у напрямку екзотермічної реакції.

3. Реакції осадження та розчинення. Добуток розчинності. Умови

випадання та розчинення осадів.

При розчиненні малорозчинних солей у воді встановлюється рівновага гетерогенної системи. Ця рівновага між твердою фазою і розчином солі підлягає закону діючих мас.

Наприклад, у розчині аргентум хлориду цю рівновагу можна зобразити так:



Якщо врахувати вираз константи хімічної рівноваги даної реакції і те, що тверда фаза не входить у вираз, то можна записати:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

У насиченому розчині малорозчинного електроліту за певної температури добуток концентрації йонів є величиною сталою. Цю величину називають константою розчинності малорозчинного електроліту і позначають K_s , або добутком розчинності ДР. Для насиченого розчину аргентум хлориду ДР має такий вигляд:

$$\text{ДР} = K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-].$$

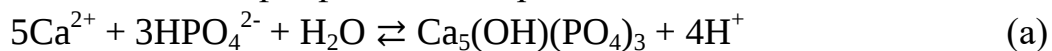
Умовою випадання осаду є перевищення йонного добутку (ЙД) над добутком розчинності (ДР), тобто осад випадає, якщо $\text{ЙД} > \text{ДР}$. Якщо йонний добуток менший, ніж ДР, то розчин ненасичений, і осад не утворюється, відбувається розчинення осаду.

Хімічні реакції відбуваються у напрямку утворення стійкіших хімічних сполук.

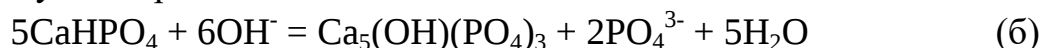
Для того, щоб розчинити осад, необхідно зв'язати один з йонів, що входить до складу осаду, діючи таким реагентом, який утворює з цим йоном малодисоційовану сполуку чи газ. Для досягнення повноти осадження малорозчинного електроліту треба збільшувати концентрацію будь якого з йонів, що входить до складу цього електроліту.

4. Роль гетерогенної рівноваги за участю солей в загальному гомеостазі організму.

Гетерогенні процеси за участю неорганічних йонів відіграють вирішальну роль в утворенні і формуванні кісток. Основним компонентом кісткової тканини є гідроксоапатит $\text{Ca}_5(\text{OH})(\text{PO}_4)_3$, що утворюється за наявності в організмі достатньої концентрації йонів Кальцію та фосфат-йонів за рівнянням:



Слабколужне середовище плазми, а також збільшення концентрації фосфат-йонів у клітинах кісткової тканини сприяють процесу перетворення кальцій гідрофосфату на гідроксиапатит:



Підвищення кислотності середовища сприяє розчиненню гідроксиапатиту, оскільки рівновага реакції (а) зміщується вліво. Під впливом каріогенних бактерій у ротовій порожнині утворюються органічні кислоти, що призводить до розчинення гідроксиапатиту і виникнення карієсу зубів. Цей процес особливо прискорюється при пошкодженні зубної емалі.

Недостатня концентрація в організмі йонів Кальцію та фосфат-йонів призводить до розм'якшення кісток, що спостерігають при рахітах, вагітності у жінок та у космонавтів під час їх тривалого перебування за умов невагомості.

Патологічні стани виникають і за надлишку цих йонів, внаслідок відкладання малорозчинних солей у нирках, печінці або на стінках кровоносних судин. Найчастіше в нирках спостерігають утворення каменів у вигляді солей Кальцію – фосфатів, уратів та оксалатів, а в печінці – карбонатів та білірубінату (продукту розкладання гемоглобіну).

Матеріали для самоконтролю

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати фактори, зміна яких призведе до зміни величини константи рівноваги:

а) тиск; б) температура; в) концентрація; г) природа реагуючих речовин.

2. Вказати, в якому напрямку зміститься рівновага при збільшенні загального тиску в системі: $4\text{Fe}_{(т)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_{3(т)}$.

а) вліво; б) вправо; в) не зміститься.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. У системі $\text{CaCO}_{3(т)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$, $\Delta H^0 > 0$, встановилася рівновага.

Зміною яких параметрів можна досягти зміщення рівноваги у бік утворення CaO ?

2. Кісткова тканина починає формуватися в плазмі крові, чи достатньою є концентрація катіону Кальцію у вільному стані $c(\text{Ca}^{2+}) = 1,0 \cdot 10^{-3}$ моль/л для утворення осаду CaHPO_4 ; щодо концентрації гідрофосфат-йонів, то вона становить в плазмі крові $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 2,9 \cdot 10^{-4}$ моль/л? $\text{ДР}(\text{CaHPO}_4) = 2,7 \cdot 10^{-4}$ моль²/л²?

Література

Основна:

1. Медична хімія: підручник для ВНЗ / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук – К. ВСВ «Медицина», 2013 – 328с. (С. 76-80, 139-149)
2. Медична хімія / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська, С.М. Гождзінський, Т.О. Овсянікова, В.А. Самарський. – К. «Інтермед», 2006, – 460с. (С. 169-179)
3. Харченко С. В. Медична хімія. – Полтава:Полтавський літератор, 2014. – 212 с. (С. 110-119)

Додаткова:

1. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
2. Миронович Л.М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 88-92)
3. Миронович Л. М. Медична хімія : навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. - К. : Каравела, 2007. - 168 с.
4. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. — К.: ВСВ “Медицина”, 2012. — 384 с.
5. Мороз А.С. Медична хімія : підручник / , Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. - Вінниця : Нова книга, 2006. - 776 с. (С. 176-184)

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780
(1. Медична хімія: Підр. для вузів / В.О. Калібабчук, Л.І. Грищенко, В.І. Галинська та ін.; Під ред. В.О. Калібабчук. – К.: Інтермед, 2006, – 460 с. (С. 169-179)
2. Мороз А.С. Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія/ Видання друге, стереотипне/– Вінниця: НОВА КНИГА, 2008. – 776 с.). (С. 176-184)
2. www.umsa.edu.ua
(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).

Методичну вказівку підготувала

підпис

науковий ступінь, вчене звання
прізвище, ім'я, по батькові