

№ 5. КИСЛОТНО-ОСНОВНА РІВНОВАГА В БІОЛОГІЧНИХ РІДИНАХ.

1. Актуальність теми

Кислотно-основна рівновага в організмі підтримується завдяки електролітам. Всі біологічні рідини, такі як плазма крові, шлунковий сік, внутрішньоклітинна та позаклітинна рідина, спинномозкова рідина, секрети залоз є розчинами електролітів.

Компетентності

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

Здатність застосовувати знання в практичних ситуаціях.

Здатність оцінювати та забезпечувати якість виконуваних робіт.

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

2. Конкретні цілі

Характеризувати електроліти та протолітичні реакції.

3. Базові знання, вміння, навички, необхідні для вивчення теми (між-дисциплінарна інтеграція)

Назви попередніх дисциплін	Отримані навички
1. Анатомія 2. Іноземна мова	Володіти знаннями про утворення HCl у шлунку. Володіти базовими знаннями іноземної мови. Бути здатним спілкуватись іноземною мовою. Застосовувати іноземну мову в професійній діяльності.

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. Водневий показник (рН) як кількісна міра активної кислотності та основності.	Водневий показник рН – це від’ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену.
2.Електроліти: а) сильні;	Електроліти – це речовини, які проводять електричний струм як у розплавленому стані, так і в розчинах.

<p>б) слабкі.</p> <p>3. Реакція нейтралізації.</p> <p>4. Гідроліз солей.</p>	<p>- сильними є електроліти, ступінь дисоціації яких близький до 1 або 100 % (> 30 %): (HCl, H₂SO₄, NaOH та ін.);</p> <p>- слабкими є електроліти, ступінь дисоціації яких < 3 % (H₂S, HCN та ін.).</p> <p>Реакція нейтралізації – це реакція взаємодії між кислотою й основою з утворенням солі і води.</p> <p>Гідролізом називають реакцію обміну йонів солі з водою, що призводить до утворення слабких електролітів.</p>
--	---

4.2. Теоретичні питання до заняття:

1. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів.
2. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації.
3. Гідроліз солей.
4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури.
5. Константа гідролізу.

Зміст теми (тези):

1. Водневий показник рН. Значення рН для різних рідин людського організму в нормі та при патології

Водневий показник рН – це від’ємний десятковий логарифм концентрації йонів Гідрогену: $pH = -\lg [H^+]$.

У нормі рН сироватки крові становить $7,36 \pm 0,04$.

Зміна рН крові порушує структуру й функції ферментів і гормонів, що порушує регуляцію обміну речовин, викликає накопичення недоокиснених токсичних продуктів, отруєння і може призвести до смерті.

У нормі рН слини становить 5,6 – 7,9. Зміщення рН слини в кислу сторону призводить до розвитку карієсу, а зміщення рН слини в лужну сторону призводить до утворення каменів.

При виразках шлунку рН шлункового соку зміщується в кислу сторону.

2. Електроліти в організмі людини. Ступінь та константа дисоціації слабких електролітів. Властивості розчинів сильних електролітів

Електроліти – це речовини, які проводять електричний струм як у розплавленому стані, так і в розчинах.

До них належать деякі основи та солі, наприклад, KCl, NaCl, LiF, CaCl₂, KOH, NaOH а також аміак, органічні кислоти.

У плазмі крові вміст катіонів, в основному макроелементів – Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} становить 154 ммоль/л. На неорганічні аніони: Cl^- , HCO_3^- , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} та SO_4^{2-} припадає 133 ммоль/л, а решта 21 ммоль/л – це аніони органічних кислот та макроїони білків.

Електролітична дисоціація – це розщеплення сполуки на йони внаслідок її взаємодії з розчинником.

Ступінь дисоціації електроліту – це відношення числа молекул, що продисоціювали, до загального числа молекул електроліту

Сильні електроліти (HCl , H_2SO_4 , NaOH та ін.) – $\alpha > 0,3$ (30%);
слабкі електроліти (H_2S , HCN та ін.) – $\alpha < 0,03$ (3%).

Закон розбавлення Оствальда формулюється так:

Ступінь дисоціації слабого бінарного електроліту зростає при розбавленні розчину, оскільки це сприяє дисоціації електролітів.

Сильні електроліти

Для характеристики розчинів сильних електролітів замість концентрації йонів користуються їх активністю.

Активність йонів – це їх ефективна або умовна концентрація, яка виявляє

себе за конкретних фізико-хімічних умов.

3. Типи протолітичних реакцій. Реакції нейтралізації, гідролізу та іонізації

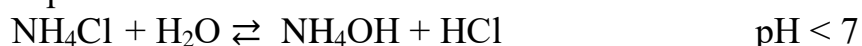
1. Реакція нейтралізації: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
2. Реакція гідролізу солі – це реакція взаємодії солі з водою.
3. Реакція іонізації: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

3. Гідроліз солей

1. Сіль утворена слабкою кислотою та лугом:



2. Сіль утворена слабкою основою та сильною кислотою:



3. Сіль утворена слабкою основою та слабкою кислотою:



4. Ступінь гідролізу, залежність його від концентрації та температури

Ступінь дисоціації Характеризує сильні електроліти і є відношенням числа молекул n , які розщеплюються на йони, до загального числа молекул N розчиненої речовини:

$$\alpha = n / N$$

Ступінь гідролізу зростає зі зменшенням концентрації солі в розчині. З підвищенням температури ступінь гідролізу зростає.

5. Константа гідролізу – це відношення йонного добутку води до константи дисоціації речовини.

Константа дисоціації є характеристикою слабких електролітів – це відношення добутку концентрацій утворених йонів до концентрації електроліту з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів.

Константа дисоціації для рівняння $XA \leftrightarrow X^+ + A^-$ можливо записати:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[X^+][A^-]}{[XA]}$$

Дисоціація слабких електролітів це процес рівноважний і характеризується *константою рівноваги (константа дисоціації)*.

4.3. Практичні роботи (завдання), що виконуються студентами на занятті:

Дослід 1. Визначення водневого показника середовища індикаторами

У кожную пробірку налити розчин, що вказаний в таблиці і додати відповідний індикатор.

Таблиця

№	Пробірка	Індикатор	Забарвлення	pH	Вид середовища
1	1 мл HCl	2 кр. метилоранжу			
2	1 мл NaOH	2 кр. метилоранжу			
3	1 мл HCl	2 кр. фенолфталеїну			
4	1 мл NaOH	2 кр. фенолфталеїну			

У кожній пробірці відмітити забарвлення, визначити значення pH і зробити висновок про вид середовища. Дані спостережень занести

Дослід 2. Реакції гідролізу солей

У 4 пробірки налити по 2 – 3 мл розчинів Na_2CO_3 , $ZnSO_4$, $NaCl$ і CH_3COONH_4 . Дослідити реакцію середовища даних розчинів за допомогою універсального індикаторного папірця, індикаторів метилового оранжевого і фенолфталеїну. Результати досліджень записати в таблицю.

Таблиця

Розчин солі	Забарвлення індикатора			Вид середовища	Величина pH розчину
	Універсальний індикаторний папірець	метиловий оранжевий	фенолфталеїн		
Na_2CO_3					
$ZnSO_4$					
$NaCl$					
CH_3COONH_4					

Чи всі солі піддаються гідролізу? Обґрунтуйте.

Складіть рівняння гідролізу солей в молекулярній та йонній формах. Вкажіть pH середовища, обґрунтуйте, порівняйте з отриманими результатами в таблиці.

Дослід 3. Вплив температури на ступінь гідролізу

У дві пробірки налити по 2 – 3 мл розчину натрій ацетату і додати 2 – 3 краплі фенолфталеїну. Одну із пробірок з розчином нагріти до кипіння. Порівняти забарвлення холодного та гарячого розчинів. Охолодити пробірку під струменем води і спостерігати зміну забарвлення розчину. Пояснити спостереження та написати рівняння реакції.

Матеріали для самоконтролю:

А. Завдання для самоконтролю:

1. Вибрати групу солей, що піддаються гідролізу при розчиненні у воді:
а) натрій хлорид, амоній сульфат; в) калій нітрат, кальцій ацетат;
б) калій ціанід, натрій карбонат; г) амоній ацетат, натрій сульфат.
2. Вказати вид середовища, що створюється при розчиненні цинк сульфату в воді:
а) кисле; в) нейтральне;
б) лужне; г) у залежності від концентрації солі.
3. Пояснити залежність ступеня гідролізу від температури і концентрації солі:
а) ступінь гідролізу не залежить від температури і концентрації;
б) ступінь гідролізу збільшується при збільшенні концентрації і температури;
в) ступінь гідролізу зменшується при збільшенні концентрації і температури;
г) ступінь гідролізу зменшується при збільшенні концентрації і збільшується зі зростанням температури.

Б. Задачі для самоконтролю:

1. Вибрати правильне коротке йонне рівняння реакції гідролізу натрій карбонату:
а) $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}^+$; в) $\text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{NaOH}$;
б) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{CO}_3$; г) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$.

Література

Основна:

1. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.

Додаткова:

1. Миронович Л. М. Медична хімія: Навчальний посібник. – Київ: Каравела, 2008. – 159 с. (С. 42 – 45).
2. Миронович Л. М. Медична хімія: навч. посібник / Л. М. Миронович, О. О. Мардашко. – К.: Каравела, 2007. – 168 с.
3. Мороз А.С. Медична хімія: підручник, Д.Д. Луцевич, Л.П. Яворська. – Вінниця: Нова книга, 2006. – 776 с. (С. 129 – 138, 143 – 161).
4. Музиченко В.П. Медична хімія. Медицина (Київ). – 2010. – 496 с.
5. Порецький А.В., Баннікова-Безродна О.В., Філіппова Л.В. Медична хімія: Підручник. – К.: ВСВ “Медицина”, 2012 – 384 с.

Інформаційні ресурси:

1. https://vk.com/topic-99110031_32698780

2. www.umsa.edu.ua

(веб-сторінка Української медичної стоматологічної академії).