

План підготовки до практичного заняття 12 з теми:

«Водневий показник біологічних рідин. Кислотно-основна рівновага»

1. Опрацювати тему по конспекту лекцій (сайт – лекція 3 « Розчини електролітів), підручникам(сайт).

2.-Опрацювати приклади типових задач і вправ.

Необхідно знати: поняття «водневий показник - рН», (нейтральне, кисле, лужне середовище), «йонний добуток води», «електроліт», «електролітична дисоціація», «неелектроліт», «ступінь дисоціації», «константа дисоціації», «добуток розчинності» класифікацію електролітів за ступенем дисоціації, закон розведення Оствальда, визначення кислот, основ, солей, амфотерних гідроксидів в світлі теорії електролітичної дисоціації, правила складання рівнянь реакцій йонного обміну.

Необхідно вміти: розрізняти електроліти та неелектроліти, сильні та слабкі електроліти, складати рівняння повної та ступінчастої дисоціації електролітів, рівняння реакцій йонного обміну в молекулярному та повному і скороченому йонному вигляді, проводити розрахунки з використання виразу йонного добутку води, добутку розчинності, рН, закону розведення Оствальда.

Приклади типових задач і вправ

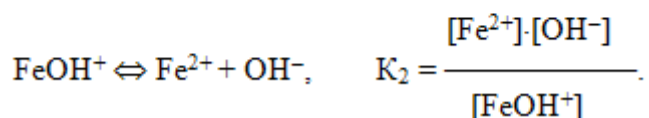
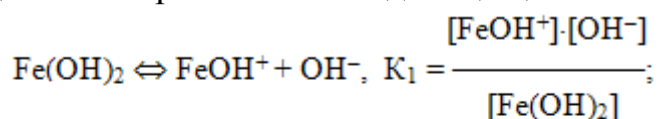
Приклад.1. Написати рівняння дисоціації основ: калій гідроксиду і ферум(II) гідроксиду, скласти вираз константи дисоціації.

Розв'язок. Калій гідроксид – луг, належить до сильних електролітів і піддається у розчинах повній дисоціації:



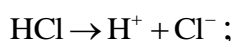
Оскільки KOH є сильним електролітом, він не підкоряється закону діючих мас і константа дисоціації для нього не записується.

Ферум(II) гідроксид, навпаки, є слабким електролітом, дисоціює по двом ступеням, кожному з яких відповідає свій вираз константи дисоціації:

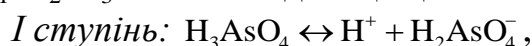


Приклад.2. Скласти рівняння електролітичної дисоціації для таких речовин: а) хлоридна кислота; б) ортоарсенатна кислота; в) купрум(II) гідроксид; г) ферум(III) сульфат; д) кальцій дигідрогенортофосфат; е) гідроксокупрум(II) хлорид.

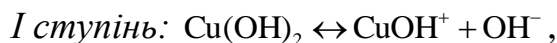
Розв'язок. а) хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах дисоціює повністю



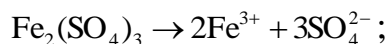
б) ортоарсенатна кислота – слабкий електроліт, трьохосновна кислота, тому дисоціація відбувається частково, у три стадії, причому ступені дисоціації для окремих стадій перебувають в залежності $h_1 > h_2 > h_3$. Рівняння дисоціації:



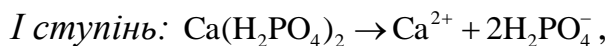
в) купрум (II) гідроксид – слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації по двом ступеням:



г) ферум(III) сульфат – сильний електроліт, добре розчинна сіль, тому дисоціює повністю, в одну стадію:



д) кальцій дигідрогенортофосфат – кисла сіль, яка по першому ступеню дисоціює повністю як сильний електроліт, а по другій і третій – тільки частково, як слабкий електроліт:



е) гідроксокупрум(II) хлорид – основна сіль, по першому ступеню дисоціює повністю, а по другому – частково:



Приклад 3. Як буде зміщуватися рівновага у розчині оцтової кислоти при додаванні до нього солі CH_3COONa ?

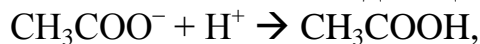
Розв'язок. Оцтова кислота, яка є слабким електролітом, частково дисоціює на йони за рівнянням:



Якщо до її розчину додати сильний електроліт – сіль CH_3COONa , то внаслідок майже повної дисоціації цієї солі зв'являється велика кількість йонів CH_3COO^- :



Ацетат-аніони будуть утворювати з катіонами H^+ недисоційовані молекули:



тобто концентрація оцтової кислоти буде зростати. А з підвищенням концентрації ступінь дисоціації зменшується, тому рівновага процесу дисоціації вихідної кислоти CH_3COOH зміститься у напрямку зворотної реакції.

Приклад 4. Розрахувати рН розчину калій гідроксиду КОН концентрації 0,01 моль/л.

Розв'язок. Калій гідроксид належить до сильних електролітів, тому в розведених розчинах дисоціює повністю:



Як впливає з рівняння дисоціації, концентрація гідроксильних йонів дорівнює концентрації КОН, тобто

$$[\text{OH}^-] = C_M(\text{KOH}) = 0,01 \text{ моль/л} = 10^{-2} \text{ моль/л} .$$

Гідроксильний показник, який визначається від'ємним логарифмом концентрації йонів OH^- , пов'язаний з водневим показником співвідношенням

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 ,$$

звідки

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} .$$

Однак, $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-2} = 2$, тому

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12 .$$

Це вказує на сильнолужне середовище.

Приклад 5 Чому дорівнює рН розчину, у 500 мл якого міститься 2 г NaOH?

Розв'язок. Натрій гідроксид є сильним електролітом, який у розведених розчинах піддається повній дисоціації:



Тому концентрація йонів OH^- дорівнює молярній концентрації NaOH :

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = m / M \cdot V = 2\text{г} / 40\text{г/моль} \cdot 0,5\text{л} = 0,1 \text{ моль/л}.$$

Тоді значення гідроксильного показника pOH :

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 0,1 = 1,$$

а водневий показник:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$

Приклад 6. Визначте pH в 10^{-3}M розчині $\text{Zn}(\text{OH})_2$, константа дисоціації якого дорівнює $K_{\text{дл}}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,3 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок. Оскільки $\text{Zn}(\text{OH})_2$ є слабким електролітом, то значенням константи дисоціації за другим ступенем можна знехтувати. За законом розбавлення Оствальда знаходимо ступінь дисоціації $\text{Zn}(\text{OH})_2$:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дл}}}{C_{\text{M}}}} = \sqrt{\frac{1,3 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}}} = 0,114.$$

Розраховуємо концентрацію гідроксид-іонів:

$$[\text{OH}^-] = \alpha \cdot c = 0,114 \cdot 10^{-3} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 1,14 \cdot 10^{-4} = 3,94;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,94 = 10,06.$$

Приклад 7 Обчислити ступінь дисоціації і концентрацію йонів Гідрогену в розчині оцтової кислоти концентрації $0,1\text{M}$, якщо $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок. Оцтова кислота належить до слабких електролітів, дисоціює частково:



тому для неї концентрація йонів Гідрогену визначається добутком ступеня дисоціації на загальну концентрацію кислоти

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot C_{\text{CH}_3\text{COOH}},$$

а ступінь дисоціації обчислюється згідно із законом розведення Оствальда:

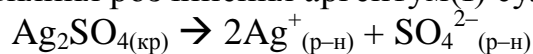
$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 1,34 \cdot 10^{-2}.$$

Тоді концентрація йонів Гідрогену:

$$[\text{H}^+] = 1,34 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

Приклад 8 Записати вираз добутку розчинності для малорозчинних солей Ag_2SO_4 і $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$.

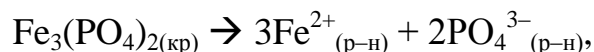
Розв'язок. Відповідно до рівняння розчинення аргентум(I) сульфату



добуток розчинності цієї солі має вигляд:

$$\text{ДР}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

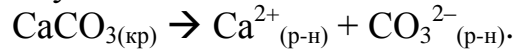
Для ферум(III) сульфату:



$$\text{ДР}_{\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2} = [\text{Fe}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

Приклад 9. Визначити розчинність CaCO_3 , якщо добуток розчинності для цієї солі дорівнює $\text{ДР}_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

Розв'язок. Розчинення солі відбувається за схемою:



Із рівняння випливає, що у насиченому розчині концентрації йонів дорівнюють молярній концентрації солі у насиченому розчині:

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{CaCO}_{3(\text{р-н})}]$$

А саме молярна концентрація солі у її насиченому розчині і уявляє собою розчинність цієї солі. Запишемо вираз добутку розчинності:

$$\text{ДР}_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-9}$$

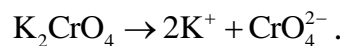
звідки розчинність CaCO_3 :

$$[\text{Ca}^{2+}] = \sqrt{\text{ДР}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Приклад 10. На основі розрахунків встановити можливість утворення осаду Барій хромату при зливанні 0,02М розчину BaCl_2 і 0,01М розчину K_2CrO_4 однакових об'ємів, якщо добуток розчинності BaCrO_4 дорівнює $2,4 \cdot 10^{-10}$.

Розв'язок. Осад випадає за умови, якщо добуток концентрації (ДК) відповідних йонів перебільшує величину добутку розчинності: $\text{ДК} > \text{ДР}$.

Дисоціація у водному розчині вихідних реагентів, обидва з яких є сильними електролітами, відбувається за схемою:



З рівняння дисоціації солі BaCl_2 видно, що початкова концентрація катіонів Барію у вихідному розчині дорівнює концентрації солі:

$$[\text{Ba}^{2+}]_0 = [\text{BaCl}_2] = 0,02 \text{ моль/л.}$$

У свою чергу, з рівняння дисоціації K_2CrO_4 випливає, що початкова концентрація хромат-аніонів дорівнює концентрації солі Калій хромату в вихідному розчині:

$$[\text{CrO}_4^{2-}]_0 = [\text{K}_2\text{CrO}_4] = 0,01 \text{ моль/л.}$$

Після зливання розчинів, що мають однакові об'єми, загальний об'єм збільшиться, а концентрація кожного йона, навпаки, зменшиться удвічі:

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л; } [\text{CrO}_4^{2-}] = 0,005 \text{ моль/л.}$$

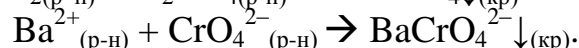
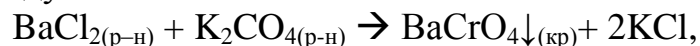
Обчислимо добуток концентрацій ДК йонів:

$$\text{ДК}(\text{BaCrO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = 0,01 \cdot 0,005 = 5 \cdot 10^{-5}$$

З співставлення значень добутку концентрацій ДК і добутку розчинності ДР

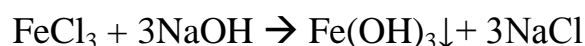
$$\text{ДК}(\text{BaCrO}_4) = 5 \cdot 10^{-5} > \text{ДР}(\text{BaCrO}_4) = 2,4 \cdot 10^{-10}$$

можна зробити висновок, що концентрації відповідних йонів є достатніми для перебігу реакції та утворення осаду:

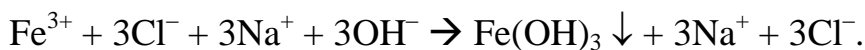


Приклад 11. Написати рівняння реакцій між розчинами ферум(III) хлориду і натрій гідроксиду в молекулярній та йонній формах.

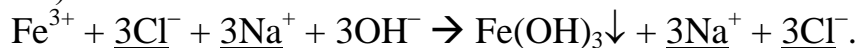
Розв'язок. Запишемо рівняння реакції в молекулярній формі, відмітивши випадіння осаду:



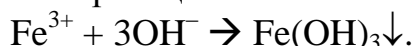
Складемо розгорнуте йонне рівняння, записуючи формули сильних електролітів у вигляді йонів, а малодисоційованих сполук – у молекулярній формі:



Скоротимо з обох частин йонного рівняння однакові йони, які не беруть участі в реакції (їх формули підкреслені):



Запишемо скорочене йонне рівняння реакції в остаточному вигляді:



Як видно з цього рівняння, суть реакції зводиться до взаємодії між йонами Fe^{3+} і OH^- , внаслідок чого утворюється осад $\text{Fe}(\text{OH})_3$. При цьому зовсім не має значення, до складу яких електролітів входили ці йони до їх взаємодії.

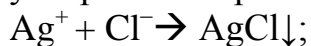
Приклад 12. Які з вказаних пар йонів можуть одночасно знаходитися в розчині: а) Na^+ і PO_4^{3-} ; б) Na^+ і OH^- ; в) Ag^+ і Cl^- ; г) Cu^{2+} і S^{2-} ?

Розв'язок. Одночасно знаходитися в розчині можуть лише такі йони, що разом утворюють сильні електроліти: сильні основи та кислоти, розчинні у воді солі.

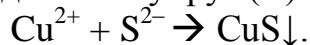
а) пара йонів Na^+ і PO_4^{3-} є складовими розчинної у воді солі (Na_3PO_4), яка є сильним електролітом і повністю розпадається на йони; отже ці йони можуть одночасно знаходитися в розчині;

б) йони Na^+ і OH^- відповідають сильній основі, отже вони також можуть одночасно існувати в розчині;

в) йони Ag^+ і Cl^- не можуть одночасно знаходитися у розчині, тому що разом вони утворюють нерозчинну сіль згідно із схемою:



г) йони Cu^{2+} і S^{2-} теж не можуть одночасно знаходитися у розчині, тому що разом вони утворюють нерозчинний у воді осад – сіль купрум(II) сульфід:



Приклад 13. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій (для тих випадків, коли вони відбуваються) при зливанні розчинів таких речовин: а) калій сульфід і хлоридної кислоти; б) аргентум нітрату і калій ортофосфату; в) купрум(II) гідроксиду і нітратної кислоти; г) натрій гідрогенкарбонату і сульфатної кислоти; д) барій гідроксиду і натрій гідроксиду.

Розв'язок. При виконанні подібних завдань необхідно підтримуватися наступного алгоритму.

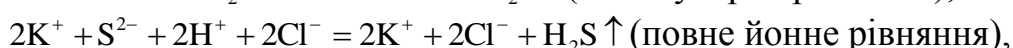
1. Спрогнозувати склад очікуваних продуктів реакції обміну з урахуванням перебігу необоротної взаємодії між вихідними реагентами (випадіння осаду, виділення газу чи утворення малодисоційованої сполуки) і зробити висновок про можливість або неможливість протікання хімічної реакції.

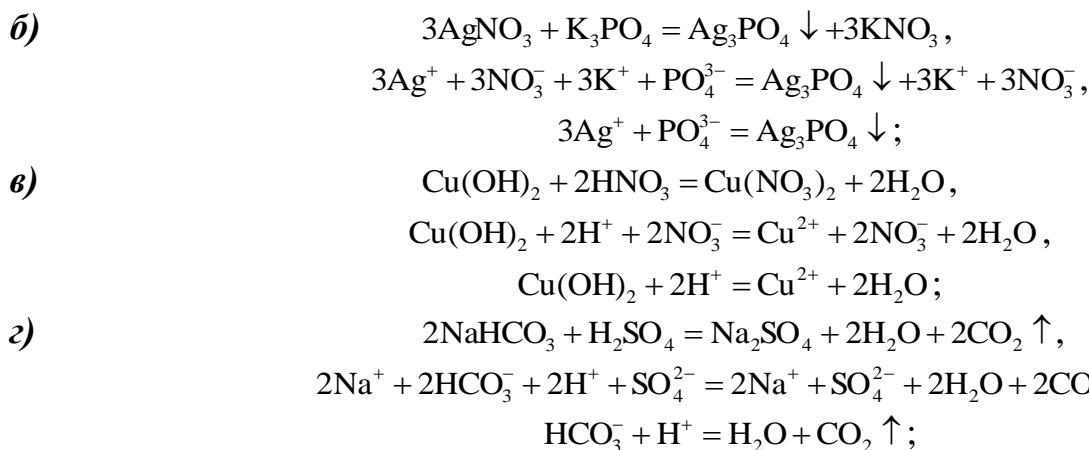
2. При принциповій можливості протікання реакції записати молекулярне рівняння, розставити необхідні коефіцієнти.

3. На основі молекулярного рівняння скласти повне йонне рівняння реакції, в якому формули сильних електролітів записувати у вигляді йонів, а неелектролітів, осаду і газу – в молекулярному.

4. Записати скорочене йонне рівняння, попередньо скоротивши зліва і справа формули одних і тих самих йонів і залишивши тільки формули тих йонів і молекул, які брали участь у хімічній взаємодії.

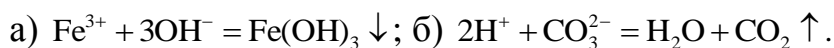
а) $\text{K}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ (молекулярне рівняння),





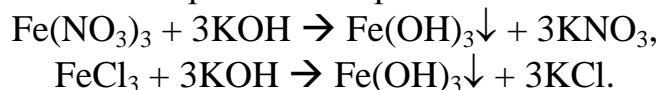
д) якщо уявити можливість перебігу реакції між двома сильними електролітами BaCl_2 і NaOH , то її продуктами були б речовини $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і NaCl . Але вони теж є сильними електролітами, тобто перебувають у розчині у вигляді йонів. Отже, не виконується умова необоротності, тому взаємодія між BaCl_2 і NaOH не відбувається.

Приклад 14. Скласти молекулярні рівняння реакцій для запропонованих скорочених схем:



Розв'язок. Для складання молекулярного рівняння реакції згідно із заданим йонним рівнянням необхідно підібрати відповідні сильні електроліти, при дисоціації яких у водних розчинах утворюються зазначені йони.

а) очевидно, що катіони Fe^{3+} утворюються внаслідок дисоціації сильних електролітів, до яких належить більшість добре розчинних солей феруму(III), а гідроксид-іони – внаслідок дисоціації лугів (за винятком слабого електроліту NH_4OH). Тому в якості молекулярного рівняння можна вибрати такі варіанти:



б) за скороченим йонним рівнянням можна припустити, що катіони H^+ утворюються у результаті дисоціації сильної кислоти, а аніони CO_3^{2-} – при дисоціації розчинної карбонатної солі. Тому заданому йонному рівнянню можуть відповідати такі молекулярні рівняння:

