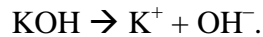


ПРИКЛАДИ РОЗВ'ЯЗАННЯ ТИПОВИХ ЗАДАЧ з теми 6 ЕЛЕКТРОЛІТИЧНА ДИСОЦІАЦІЯ РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІВІВ

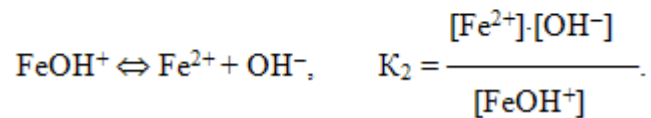
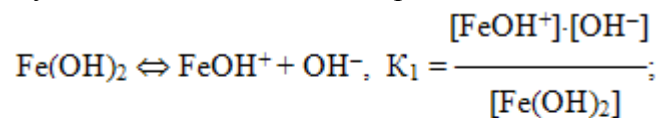
Приклад 6.1. Написати рівняння дисоціації основ: калій гідроксиду і ферум (II) гідроксиду, скласти вираз константи дисоціації.

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, належить до слабких електролітів, тому дисоціює по двом ступеням, кожному з яких відповідає свій вираз константи дисоціації:

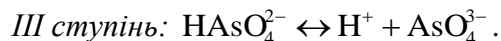
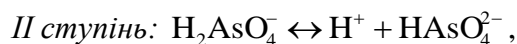
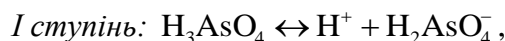


Приклад 6.2. Скласти рівняння електролітичної дисоціації для таких речовин: а) хлоридна кислота; б) ортоарсенатна кислота; в) купрум (II) гідроксид; г) ферум (III) сульфат; д) кальцій дигідрогенортофосфат; е) гідроксокупрум (II) хлорид.

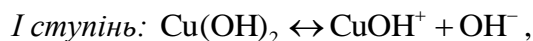
Розв'язок. а) Хлоридна (соляна) кислота – сильний електроліт, тому в водних розчинах дисоціює повністю:



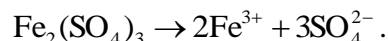
б) Ортоарсенатна кислота – слабкий електроліт, триосновна кислота, тому дисоціація відбувається частково, у три стадії, причому ступені дисоціації для окремих стадій перебувають в залежності $\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$. Рівняння дисоціації:



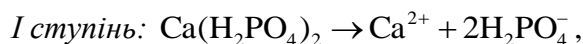
в) Купрум (II) гідроксид – слабкий електроліт, піддається частковій дисоціації по двом ступеням:



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 другому і третьому – тільки частково, як слабкий електроліт:



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



Приклад 6.3. Обчислити ступінь дисоціації і концентрацію іонів гідрогену в розчині оцтової кислоти концентрації 0,1М, якщо $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

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



тому для неї концентрація іонів 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 іонів гідрогену:

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

Приклад 6.4. Скільки грамів KNO_3 розпалося на іони в 500 мл розчину концентрації 0,8М, якщо $\alpha = 70\%$?

Розв'язок. Калій нітрат належить до сильних електролітів, тому практично повністю розкладається на іони:



Як видно із завдання, об'єм розчину і концентрація дорівнюють:

$$V_{\text{розч}} = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л,}$$

$$C_{\text{М}} = 0,8\text{М} = 0,8 \text{ моль/л.}$$

Знайдемо загальну кількість речовини калій нітрату

$$v(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = C_{\text{М}} \cdot V_{\text{розч}} = 0,8 \cdot 0,5 = 0,4 \text{ моль.}$$

Ступінь дисоціації ($\alpha = 70\%$) показує, скільки відсотків загальної кількості піддається дисоціації, або в частках одиниці: $\alpha = 0,7$.

Обчислимо кількість речовини і масу солі KNO_3 , що розпалося на іони, які позначимо відповідно $v(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$ і $m(\text{KNO}_3)_{\text{дис}}$:

$$v(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} = \alpha \cdot v(\text{KNO}_3)_{\text{заг}} = 0,7 \cdot 0,4 = 0,28 \text{ моль.}$$

$$m(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} = v(\text{KNO}_3)_{\text{дис}} \cdot M(\text{KNO}_3) = 0,28 \cdot 101 = 28,3 \text{ г.}$$

Приклад 6.5. У скільки разів збільшиться ступінь дисоціації амоній гідроксиду, якщо до 200 мл 0,1М розчину NH_4OH додати 800 мл води?

Розв'язок. Амоній гідроксид – слабка основа, тому піддається лише частковій дисоціації:



Об'єм і концентрація вихідного розчину дорівнюють:

$$V_{\text{вих.розч}} = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л,}$$

$$C_{\text{М}} = 0,1\text{М} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Тоді кількість речовини у вихідному розчині:

$$v(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} = C_{\text{М}} \cdot V_{\text{розч}} = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ моль.}$$

Величина константи дисоціації основи NH_4OH :

$$K = 1,8 \cdot 10^{-5}.$$

Ступінь дисоціації обчислимо за законом розведення Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,013 \text{ (або 1,3\%).}$$

Після додавання до вихідного розчину 800 мл води, об'єм одержаного розчину складає:

$V_{\text{розч1}} = V_{\text{вих.розч}} + V(\text{H}_2\text{O}) = 200 + 800 = 1000 \text{ мл} = 1 \text{ л}$,
а концентрація основи в одержаному розчині:

$$C_{\text{M(1)}} = v(\text{NH}_4\text{OH})_{\text{вих}} / V_{\text{розч}} = 0,02 / 1 = 0,02 \text{ моль/л.}$$

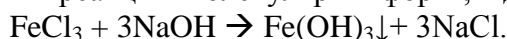
Після розведення розчину ступінь дисоціації становить:

$$\alpha_1 = \sqrt{\frac{K}{C}} = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,02}} = 0,09 \quad (\text{або } 9,0\%).$$

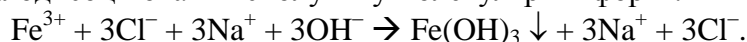
Внаслідок додавання до вихідного розчину води ступінь дисоціації збільшився у
 $\alpha_1/\alpha = 9,0/1,3 \approx 7$ разів.

Приклад 6.6. Написати рівняння реакцій між розчинами ферум (III) хлориду і натрій гідроксиду в молекулярній та іонній формах.

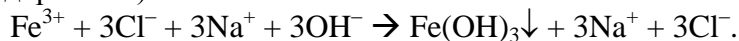
Розв'язок. Запишемо рівняння реакції в молекулярній формі, відмітивши випадіння осаду:



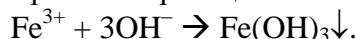
Складемо розгорнуте іонне рівняння, записуючи формули сильних електролітів у вигляді іонів, а малодисоційованих сполук – у молекулярній формі:



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



Запишемо скорочене іонне рівняння реакції в остаточному вигляді:



Як видно з скороченого іонного рівняння, суть реакції зводиться до взаємодії між іонами 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 іони до їх взаємодії.

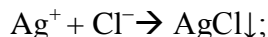
Приклад 6.7. Які з вказаних пар іонів можуть одночасно знаходитися в розчині: а) Na^+ і PO_4^{3-} ; б) Na^+ і OH^- ; в) Ag^+ і Cl^- ; г) Cu^{2+} і S^{2-} ?

Розв'язок. Одночасно знаходитися в розчині можуть лише такі іони, що не вступають у взаємодію один з одним, тобто разом утворюють сильні електроліти: сильні основи та кислоти, розчинні у воді солі.

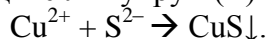
а) пара іонів Na^+ і PO_4^{3-} є складовими розчинної у воді солі (Na_3PO_4), яка є сильним електролітом і повністю розпадається на іони; отже, задані іони можуть одночасно знаходитися в розчині, не вступаючи у взаємодію;

б) іони Na^+ і OH^- відповідають сильній основі (лугу NaOH), тому вони також можуть одночасно існувати в розчині;

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



г) іони 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 6.8. Написати молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій (для тих випадків, коли вони відбуваються) при зливанні розчинів таких речовин:

а) калій сульфіді 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 дотримуватися наступного алгоритму.

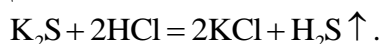
1. Спрогнозувати склад очікуваних продуктів реакції обміну з урахуванням перебігу необоротної взаємодії між вихідними реагентами (випадіння осаду, виділення газу чи утворення малодисоційованої сполуки) і зробити висновок про можливість або неможливість протікання хімічної реакції.

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

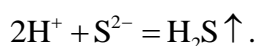
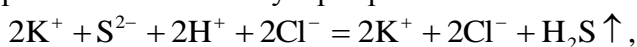
3. На основі молекулярного рівняння скласти повне іонно-молекулярне рівняння реакції, в якому формули сильних електролітів записувати у вигляді іонів, а неелектролітів, осаду і газу – в молекулярному.

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

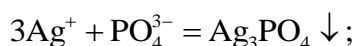
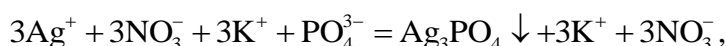
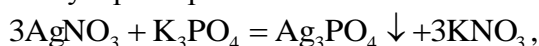
а) Молекулярне рівняння, що відображає взаємодію між калій сульфідом і хлоридною (соляною) кислотою, має вигляд:



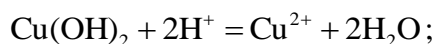
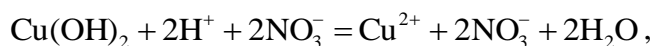
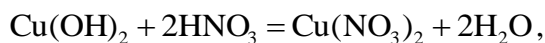
Складаємо повне і скорочене іонно-молекулярні рівняння:



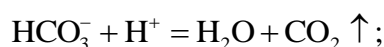
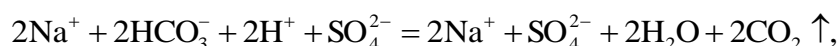
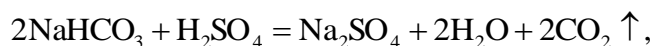
б) Реакція у розчині між аргентум нітратом і калій ортофосфатом проходить відповідно до молекулярного та іонно-молекулярних рівнянь:



в) Взаємодія при зливанні розчинів купрум (II) гідроксиду і нітратної кислоти проходить згідно з такими рівняннями:

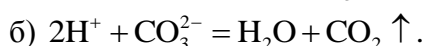
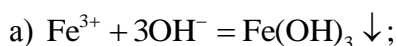


г) Реакція при змішуванні розчинів натрій гідрогенкарбонату і сульфатної кислоти проходить за рівняннями:



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 іонів. Отже, не виконується умова необоротності, тому взаємодія між BaCl_2 і NaOH не відбувається.

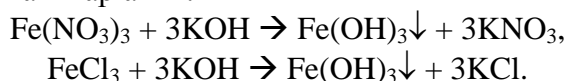
Приклад 6.9. Скласти молекулярні рівняння реакцій для запропонованих скорочених схем:



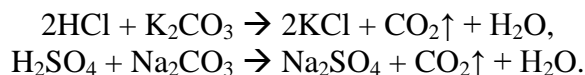
Розв'язок. Для складання молекулярного рівняння реакції відповідно до заданого іонного рівняння необхідно підібрати сильні електроліти, при дисоціації яких у водних розчинах утворюються зазначені іони.

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:



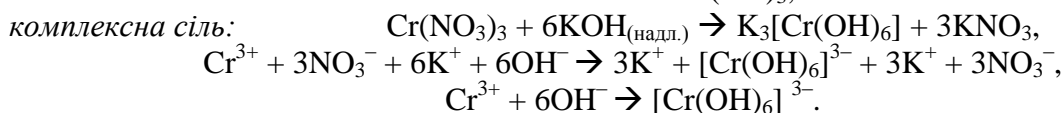
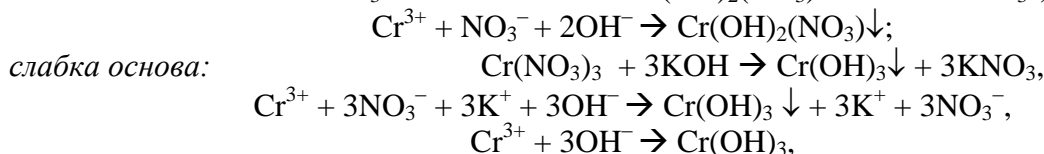
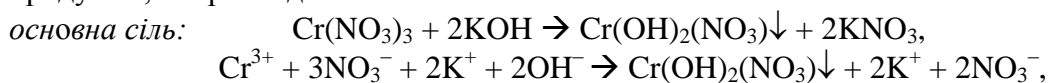
б) За скороченим іонним рівнянням можна припустити, що катіони H^+ утворюються у результаті дисоціації сильної кислоти, а аніони CO_3^{2-} – при дисоціації розчинної карбонатної солі. Тому заданому іонному рівнянню можуть відповідати такі молекулярні рівняння:



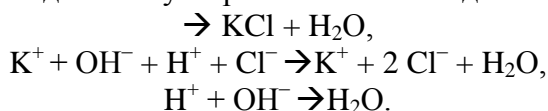
Приклад 6.10. Скласти молекулярні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що протікають при змішуванні розведених розчинів:

а) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і KOH ; б) KOH і HCl ; в) K_2S і HCl ; г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і HCl .

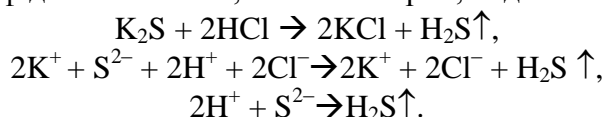
Розв'язок. а) При змішуванні розчинів $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і KOH залежно від стехіометричного співвідношення вихідних реагентів можуть відбуватися реакції з утворенням різних продуктів, наприклад:



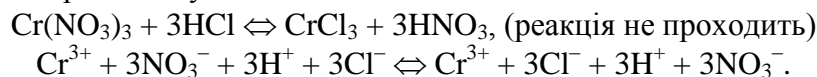
б) При змішуванні розчинів лугу KOH і сильної кислоти HCl проходить необоротна реакція нейтралізації, внаслідок якої утворюються сіль і вода:



в) При додаванні до розчину K_2S розчину хлоридної кислоти HCl утворюється слабка і до того ж дуже летка сульфідна кислота чи, більш імовірно, виділяється газ сірководень:



г) Між сполуками $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і HCl при змішуванні їх розчинів взаємодії не відбувається, оскільки обидві речовини належать до сильних електролітів, як і ті сполуки, що могли б утворитися, якщо б реакція була можливою:



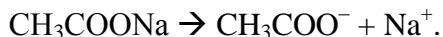
З наведеної схеми видно, що взаємодія між розчинами $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ та HCl не відбувається, тому що у розчині містяться тільки іони (Cr^{3+} , NO_3^- , H^+ , Cl^-), протікання реакції між якими неможливе, оскільки не забезпечується умова необоротності.

Приклад 6.11. Як буде зміщуватися рівновага у розчині оцтової кислоти при додаванні до нього солі CH_3COONa ?

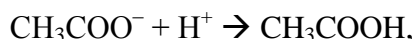
Розв'язок. Оцтова кислота, яка є слабким електролітом, частково дисоціює на йони за рівнянням:



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



Ацетат-аніони будуть утворювати з катіонами H^+ недисоційовані молекули слабкої ацетатної (оцтової) кислоти:



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 6.12. Розрахувати рН розчину натрій гідроксиду NaOH концентрації 0,001 моль/л.

Розв'язок. Натрій гідроксид – це луг, сильний електроліт, тому в розведених розчинах дисоціює повністю (необоротно):



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

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{M}}(\text{NaOH}) = 0,001 \text{ моль/л} = 10^{-3} \text{ моль/л}.$$

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

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

звідки

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

Однак, $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 10^{-3} = 3$, тому

$$\text{pH} = 14 - 3 = 11.$$

Величина водневого показнику ($\text{pH} = 11$) вказує на сильнолужне середовище.

Приклад 6.13. Обчислити ступінь дисоціації і рН розчину ацетатної (оцтової) кислоти концентрації 0,1 М, якщо константа дисоціації $K_{\text{дис}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

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



тому для неї концентрація іонів 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 іонів гідрогену:

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

Відповідно до рівняння (13.6) водневий показник pH визначається від'ємним логарифмом концентрації іонів H^+ :

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(1,34 \cdot 10^{-3}) = 3 - \lg 1,34 = 3 - 0,13 = 2,87.$$

Приклад 6.14. Чому дорівнює рН розчину, у 500 мл якого міститься 1 г NaOH ?

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



Тому концентрація іонів OH^- дорівнює молярній концентрації NaOH :

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = m/M \cdot V = 1 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 0,05 \text{ моль/л}.$$

Тоді значення гідроксильного показника pOH :

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,05 = 1,3,$$

а водневий показник:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,3 = 12,7.$$

Приклад 6.15. Визначте pH в 10^{-3} М розчині $Zn(OH)_2$, константа дисоціації якого дорівнює $K_{д1}(Zn(OH)_2) = 1,3 \cdot 10^{-5}$.

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

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{д1}}{C_M}} = \sqrt{\frac{1,3 \cdot 10^{-5}}{10^{-3}}} = 0,114.$$

Розраховуємо концентрацію гідроксид-іонів:

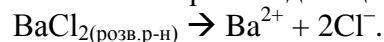
$$[OH^-] = \alpha \cdot c = 0,114 \cdot 10^{-3} = 1,14 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л};$$

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

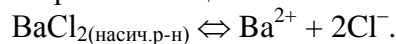
$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,94 = 10,06.$$

Приклад 6.16. Як буде зміщуватися рівновага у насиченому розчині $BaCl_2$ при додаванні хлоридної (соляної) кислоти?

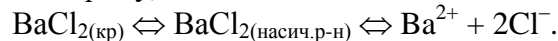
Розв'язок. Барій хлорид – добре розчинна сіль, сильний електроліт, тому у розведених розчинах піддається практично повній необоротній дисоціації:



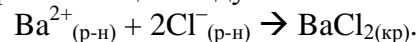
Але насичений розчин є концентрованим, тому поряд з процесом дисоціації відбувається і зворотний процес – рекомбінація:



В насиченому розчині розчинена сіль перебуває у стані динамічної рівноваги з осадом – кристалами барій хлориду, тобто:

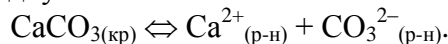


При додаванні в цю систему сильного електроліту – соляної кислоти, яка дисоціює повністю ($HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$) концентрація іонів Cl^- різко зростає. Згідно з принципом Ле Шательє збільшення концентрації іонів Cl^- зміщує рівновагу дисоціації солі $BaCl_2$ вліво, внаслідок чого починається кристалізація осаду:



Приклад 6.17. Визначити розчинність $CaCO_3$, якщо добуток розчинності для цієї солі дорівнює $DP_{CaCO_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

Розв'язок. Розчинення солі відбувається за схемою:



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

$$[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = [CaCO_{3(р-н)}].$$

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

$$DP_{CaCO_3} = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 4,8 \cdot 10^{-9},$$

звідки розчинність $CaCO_3$:

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

Приклад 6.18. Аналізом встановлено, що у 100 мл насиченого розчину $PbBr_2$ міститься 0,1856 г іонів Br^- . Яку величину має добуток розчинності солі $PbBr_2$?

Розв'язок. Виходячи з того, що 100 мл = 0,1 л, визначимо молярну концентрацію іонів броміду:

$$[\text{Br}^-] = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{0,1856}{80 \cdot 0,1} = 0,0232 \text{ моль/л.}$$

Дисоціація PbBr_2 протікає за рівнянням:



Із співставлення стехіометричних коефіцієнтів видно, що концентрація йонів плумбуму (II) вдвічі менша, ніж концентрація йонів бромиду :

$$[\text{Pb}^{2+}] = 1/2 [\text{Br}^-] = 1/2 \cdot 0,0232 = 0,0116 \text{ моль/л.}$$

Тоді добуток розчинності:

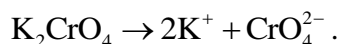
$$\text{ДР}_{\text{PbBr}_2} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Br}^-]^2 = 0,0116 \cdot 0,0232^2 = 6,2 \cdot 10^{-6}.$$

Приклад 6.19. 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 іонів перебільшує величину добутку розчинності:

$$\text{ДК} > \text{ДР}.$$

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



З рівняння дисоціації солі BaCl_2 видно, що початкова концентрація катіонів барію у вихідному розчині (позначимо її через $[\text{Ba}^{2+}]_0$) дорівнює концентрації солі:

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

У свою чергу, з рівняння дисоціації K_2CrO_4 впливає, що початкова концентрація хромат-аніонів ($[\text{CrO}_4^{2-}]_0$) 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 іона, навпаки, зменшиться удвічі:

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л;}$$

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

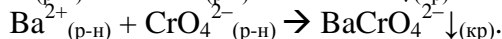
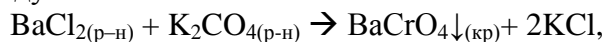
Обчислимо добуток концентрацій іонів (ДК), що містяться в одержаному розчині:

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

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 іонів є достатніми для перебігу реакції та утворення осаду:

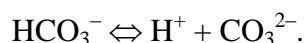


Приклад 6.20. Як буде поводити себе карбонатний буферний розчин при додаванні до нього невеликої кількості лугу NaOH або розчину кислоти HCl ?

Розв'язок. Карбонатний буферний розчин містить суміш двох солей – натрій карбонату Na_2CO_3 і натрій гідрокарбонату NaHCO_3 . Обидві солі є сильними електролітами, тому дисоціюють повністю:

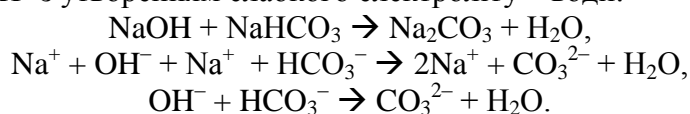


Але аніон HCO_3^- з позицій теорії електролітичної дисоціації можна розглядати як слабку кислоту ($K_{\text{дис.к-ти}} \text{HCO}_3^- = 4,7 \cdot 10^{-11}$), що дисоціює з утворенням невеликої кількості йонів гідрогену:

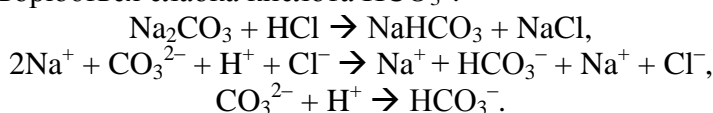


Отже, буферний розчин містить слабку кислоту HCO_3^- та її сіль CO_3^{2-} .

При додаванні до карбонатного буферу невеликої кількості лугу NaOH рН розчину майже не змінюється, тому що в реакцію вступає слабка кислота буферу і зв'язує гідроксильні іони OH^- з утворенням слабого електроліту – води:



При додаванні до буферного розчину сильної кислоти HCl відбувається її взаємодія з сіллю буферу і утворюється слабка кислота HCO_3^- :

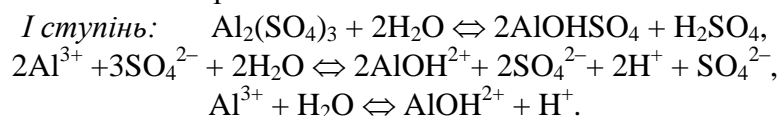


Внаслідок цього сильна кислота HCl заміщується еквівалентною кількістю слабкої кислоти HCO_3^- , тому концентрація іонів H^+ майже не збільшується і рН практично не змінюється.

Приклад 6.21. Скласти рівняння реакцій гідролізу солей а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; б) Na_2SO_3 ; в) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ у молекулярній та іонно-молекулярній формах, вказати реакцію середовища у розчині та зазначити способи посилення гідролізу для солей Na_2SO_3 і $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

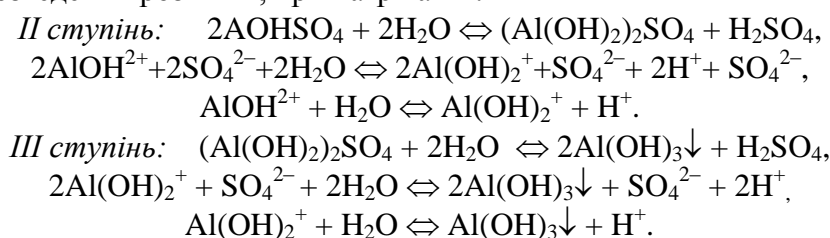
Розв'язок. Для складання рівнянь гідролізу необхідно спочатку встановити складові частини кожної солі і залежно від їх природи визначити тип гідролізу.

а) Алюміній сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сіль, утворена слабкою основою та сильною кислотою, гідролізується у три стадії за катіоном (Al^{3+}), який належить слабкій основі. Слід підкреслити, що за звичайних умов гідроліз обмежується тільки першою стадією, а друга, тим паче третя, майже не спостерігається.



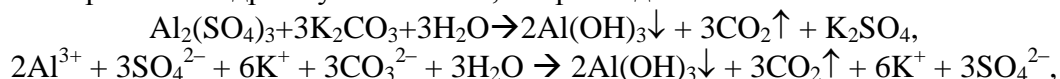
Як видно зі скороченого іонного рівняння, внаслідок гідролізу в розчині з'являється надлишок іонів H^+ , що зумовлює кислу реакцію середовища $\text{pH} < 7$.

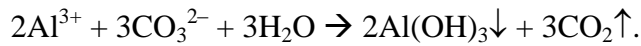
Друга і третя ступені гідролізу алюміній сульфату можуть проходити тільки у надзвичайно розведених розчинах, при нагріванні:



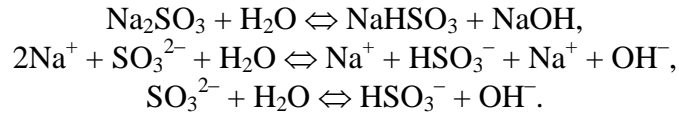
Для посилення гідролізу $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ застосовують такі заходи:

- розведення розчину шляхом додавання води, що призводить до зміщення гідролітичної рівноваги вправо;
- додавання лугів, які будуть зв'язувати іони H^+ , утворені внаслідок гідролізу, що теж спричиняє зміщення гідролітичної рівноваги;
- підвищення температури – згідно з принципом Ле Шательє гідроліз, який належить до ендотермічних реакцій, буде посилюватися;
- додавання розчину іншої солі, яка гідролізується за протилежним типом (Na_2CO_3 , Na_2S , NaCN , CH_3COONa тощо) і дає лужну реакцію середовища, це призводить до необоротності гідролізу обох солей, наприклад:



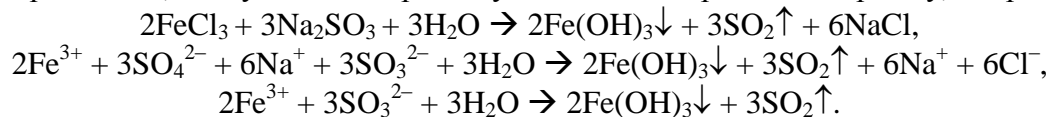


б) Na_2SO_3 – сіль, утворена катіоном сильної основи (NaOH) та аніоном слабкої кислоти (H_2SO_3), гідроліз відбувається за аніоном – переважно за першим ступенем. Внаслідок цього утворюється слабка кислота (гідросульфїт-аніон HSO_3^-) і накопичуються іони OH^- , які забезпечують лужну реакцію середовища, $\text{pH} > 7$.



Посилити гідроліз Na_2SO_3 можна за допомогою таких заходів:

- розведення розчину при додаванні води, що призводить до зміщення гідролітичної рівноваги вправо;
- підвищення температури;
- додавання невеликої кількості сильної кислоти, яка буде зв'язувати іони OH^- , зміщуючи гідролітичну рівновагу вправо;
- додавання розчину іншої солі, яка гідролізується за протилежним типом (тобто за катіоном: NH_4Cl , ZnSO_4 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ і т.і.) і дає кислотну реакцію середовища, що зумовлює перебіг сумісного необоротного гідролізу, наприклад:



в) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ – сіль, утворена катіоном слабкої основи $\text{Al}(\text{OH})_3$ та аніоном слабкої кислоти H_2CO_3 , тому гідролізується одночасно як за катіоном, так і за аніоном, причому одразу за всіма ступенями, повністю. Завдяки зв'язуванню іонів H^+ і OH^- у недисоційовану сполуку H_2O , а також утворенню осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$ і газу CO_2 , гідроліз солі $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ відбувається необоротно. Реакція середовища нейтральна, $\text{pH} \approx 7$.

