

Тема 12: ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ. РОЛЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ В ЖИТТЄДІЯЛЬНОСТІ ЖИВИХ ОРГАНІЗМІВ

Теоретичні питання

Електронна теорія окисно-відновних реакцій (ОВР). Окисно-відновні властивості елементів і їх сполук в залежності від положення в періодичній системі елементів. Ступінь окиснення атомів елементів в сполуках і правила їх розрахунків. Зміна ступеня окиснення в окисно-відновних реакціях. Спряжені пари окиснювач-відновник. Окисно-відновна двоїстість. Поняття про вплив середовища (рН) на характер продуктів та направленість ОВР. Окисно-відновні потенціали, стандартна зміна енергії Гіббса. Роль ОВР в метаболізмі.

Кількісні характеристики окисно-відновних реакцій. Зміна енергії Гіббса і стандартні окисно-відновні потенціали.

Визначення направленості ОВР за різницею стандартних потенціалів. Поняття про вплив середовища (рН) на напрямок ОВР та характер утворених продуктів. Роль ОВ процесів в метаболізмі.

Дати письмові відповіді на контрольні запитання

1. Які реакції називаються окисно-відновними?
2. Що таке ступінь окиснення? Визначити його величину в елементах слідуючих сполук: KCl , KClO_3 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, FeS_2 , Fe_2O_3 , CaH_2 , AsH_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_3PO_3 , H_3PO_4 , KH_2PO_4 , KNO_3 , KNO_2 , NH_4NO_3 , H_2O_2 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$.
3. Які з вказаних нижче речовин та іонів можуть проявляти:
 - а) тільки функцію окиснювача;
 - б) тільки функцію відновника;
 - в) подвійну функцію: KMnO_4 , MnO_2 , KI , PbO_2 , NH_3 , HNO_3 , Na_2SO_3 , HNO_2 , Na_2S , NaAsO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PH_3 , Cu^{2+} , Sn^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , O_2^{2-} ?
4. Що таке нормальний або стандартний окисно-відновний потенціал? Від яких факторів залежить його величина?
5. Користуючись величинами окисно-відновних потенціалів, навести приклади найважливіших окиснювачів та відновників.
6. Охарактеризувати суть рівняння.
7. Зв'язок окисно-відновних потенціалів з електрорушійною силою (ЕРС) і енергією Гіббса.
8. Чи можливе окиснення йодом хлориду олова (II) б перманганатом калію - хлоридів.

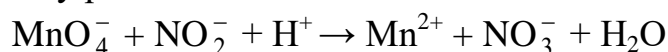
Алгоритм розв'язання типових задач.

Приклад 1. Скласти рівняння окислення натрій нітриту калій перманганатом в кислому середовищі.

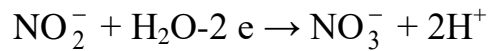
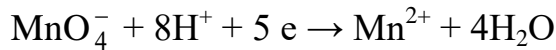
1. Написати схему реакції:



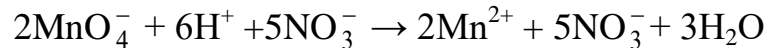
2. Скласти іонну схему реакції:



3. Записати рівняння напівреакцій та урівняти їх у лівій і правій частині число атомів кожного елементу, додаючи для балансу атомів необхідної речовини:



4. Просумувати рівняння обох напівреакцій:



5. Одержані коефіцієнти перенести в основне рівняння перед відповідними сполуками:



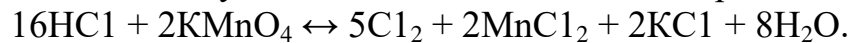
Приклад 2. Визначте можливість окиснення хлорид-іонів калієм перманганатом у кислому та нейтральному середовищі, якщо

$$E^0 \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ / \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} = 1,51 \text{ В},$$

$$E^0 \text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} / \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^- = 0,60 \text{ В}.$$

$$E^0 \text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^- = 1,36 \text{ В}.$$

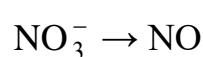
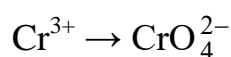
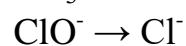
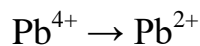
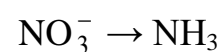
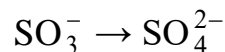
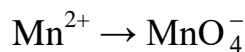
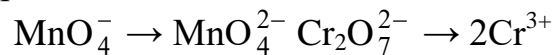
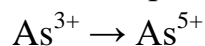
Розв'язування. Обчислюють ЕРС для реакції



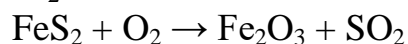
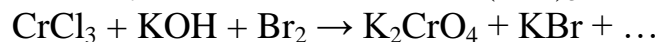
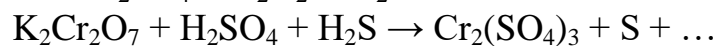
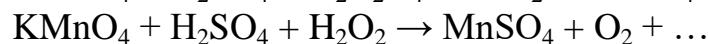
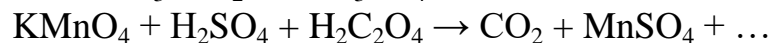
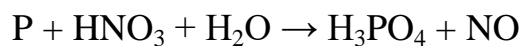
ЕРС = 1,51 – 1,36 = 0,15 В. ЕРС > 0, що свідчить про можливість перебігу реакції в кислому середовищі. В нейтральному середовищі ЕРС = $E^0 \text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} / \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^- - E^0 \text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^- = 0,60 + 1,36 = -0,76 \text{ В}$. Оскільки ЕРС < 0, реакція не перебігає в прямому напрямку.

Задачі для самостійного розв'язання

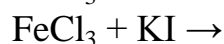
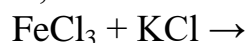
1. Розрахувати еквівалент KMnO_4 в кислому, лужному та нейтральному середовищі.
2. Які відбуваються процеси (окиснення чи відновлення) та вказати кількість приєднаних та втрачених електронів:

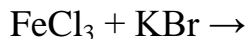


3. Закінчити складання рівнянь наступних окисно-відновних реакцій. Підібрати коефіцієнти, вказати процес окиснення і відновлення, окиснювач і відновник:



4. Використовуючи значення нормальних окисно-відновних потенціалів, визначити, чи можливе проходження таких реакцій:





5. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій і розрахувати еквівалент калій перманганату в наведених реакціях:



6. Закінчити рівняння окисно-відновних реакцій, написати електронну схему, іонні і молекулярні рівняння і знайти коефіцієнти в реакціях:



7. Вичислити масу іонів феруму (II), що міститься в одній таблетці "Фероплексу", якщо для його окислення затрачено 12,5 мл 0,025 н розчину KMnO_4 .

Відповідь: 0,0175

Методика експерименту і порядок виконання лабораторної роботи № 14: Експериментальне вивчення окисно-відновних реакцій.

Дослід 1. Відновлення іонів міді (II) залізом.

У розчин купрум(II) сульфату вносять на 3-5 хвилин залізний цвях або залізну дротину, поверхня яких очищена наждачним папером. Що при цьому відбувається? Скласти рівняння реакції.

Дослід 2. Відновні властивості сірководню.

До 1-3 крапель сірководневої води додають краплями бромну воду. Спостерігають забарвлення і помутніння розчину. Скласти рівняння реакцій.

Дослід 3. Окиснювальні властивості калій дихромату.

До 2-3 крапель розчину калій дихромату додають 1 краплю сульфатної кислоти і потім сірководневу воду. Спостерігають зміну забарвлення розчину і появу каламуті. Скласти рівняння реакції.

Дослід 4. Відновні властивості сполук хрому (III).

До 2-3 крапель солі хрому (III) додають надлишок розчину лугу і краплями бромну воду. Як змінюється колір розчину. Скласти рівняння реакції.

Дослід 5. Окиснювальні властивості калій перманганату у кислому, нейтральному та лужному середовищах.

У три пробірки вносять по 1-2 краплі розведеного розчину калій перманганату, додають таку ж саму кількість: в першу пробірку - сульфатної кислоти, у другу - води, у третю - лугу, а потім до кожної пробірки краплями доливають розчин натрій сульфіту. Спостерігають зміну кольору розчинів. Написати рівняння реакцій.

Дослід 6. Окиснювальні властивості гідроген пероксиду.

До 2-3 краплі калій йодиду додають 2-3 краплі сульфатної кислоти і краплями розчин гідроген пероксиду. Спостерігають зміну забарвлення розчину. Скласти рівняння реакції.

Дослід 7. Відновні властивості гідроген пероксиду.

До 1-2 краплі калій перманганату додають 1 краплю сульфатної кислоти і краплями розчин гідроген пероксиду. Спостерігають зміну забарвлення розчину. Скласти рівняння реакції.

Тема 13. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ЕЛЕКТРОЛІЗ

Теоретичні питання

Поняття про електродні потенціали металів. Фактори, які впливають на значення електродного потенціалу. Стандартні електродні потенціали. Рівняння Нернста. Електрохімічний ряд напруг металів. Стандартний водневий електрод. Гальванічні елементи.

Електроліз як окиснювально-відновний процес. Електроліз розплавів та розчинів електролітів. Катодне відновлення та анодне окиснення. Закони Фарадея. Послідовність розряду іонів на електродах. Електроліз з нерозчинними та розчинними анодами. Електролітичне одержання та рафінування металів. Електросинтез та електроаналіз. Використання електролізу у фармацевтичному виробництві.

Корозія металів. Основні види корозії. Хімічна та електрохімічна корозія. Фактори, які впливають на швидкість корозії. Методи захисту металів від корозії.

Контрольні запитання та задачі

1. Дайте визначення електродного потенціалу металу та назвіть фактори, від яких залежить його величина.
2. Користуючись електрохімічним рядом напруг металів, доведіть можливість перебігу реакцій:
$$\text{Zn} + \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{Mn} + \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{Ni} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{розв.})} \rightarrow$$
3. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких кадмій виконує роль анода, а в іншому – катода. Напишіть електродні рівняння катодного та анодного процесів. Обчисліть ЕРС цих елементів, якщо концентрації іонів металів у розчинах дорівнюють 1 моль/л.
4. Напишіть електродні рівняння реакцій, які перебігають при електролізі розчину феруму (II) сульфату: а) з нерозчинним, б) з розчинним анодом.
5. Обчисліть масу двовалентного металу, який виділяється на катоді при електролізі розчину його солі протягом 40 хвилин, при силі струму 4А, якщо еквівалентна маса металу дорівнює 100,36г/моль. Укажіть, який це метал.
6. Обчисліть об'єм водню (н.у.), який виділяється на катоді при пропусканні струму силою 5А протягом 20 хвилин через розчин сульфатної кислоти.
7. Укажіть, при електролізі розчину якої з наведених солей значення рН розчину в прикатодному просторі зростає: Na_2SO_4 , CuSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
8. Маса цинкової пластинки після занурення її на певний час у розчину купруму (II) ацетату зменшилася на 2г. Визначте масу міді, яка виділилася на цинковій пластинці.

9. Дайте визначення корозії металів. Назвіть типи корозії за механізмом її перебігу.
10. Напишіть електродні рівняння анодного та катодного процесів, які перебігають при корозії заліза, покритого нікелем, у вологому повітрі, що містить SO₂, CO₂, NO₂. Назвіть тип покриття.
11. Наведіть приклади активаторів та інгібіторів корозії.
12. Назвіть найважливіші засоби захисту металів від корозії. Наведіть приклад протекторного захисту.

Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. Цинкову пластинку занурили у розчин цинку сульфату. Електродний потенціал цинку при цьому виявився рівним -0,847 В. Обчисліть концентрацію іонів цинку, моль/л.

Розв'язування. Електродний потенціал металу залежить від концентрації його іонів в розчині. Ця залежність доводиться рівнянням Нернста (T=298K):

$$E_{Me^{n+}/Me} = E^0_{Me^{n+}/Me} + \frac{0,059 \cdot \lg[Me^{n+}]}{n}$$

де E^0 – стандартний потенціал металу, В;
 n – число електронів, які беруть участь в електродному процесі;
 $[Me^{n+}]$ – рівноважна концентрація гідратованих іонів металу в розчині, моль/л.

Для цинку $E^0_{Zn^{2+}/Zn} = -0,760$ В, тоді електродний потенціал цинку за даних умов дорівнює:

$$-0,847 = -0,760 + \frac{0,059 \cdot \lg[Zn^{2+}]}{2}$$

$$0,087 = 0,0295 \cdot \lg[Zn^{2+}]$$

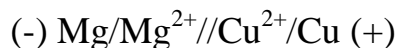
$$\lg[Zn^{2+}] = \frac{-0,087}{0,0295} = -3,0 \quad [Zn^{2+}] = 1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Приклад 2. Складіть схему гальванічного елемента, в якому електродами є магнієва та мідна пластинка, занурені у розчини їх солей з концентраціями $[Mg^{2+}] = [Cu^{2+}] = 1$ моль/л. Напишіть відповідні рівняння електродних процесів та обчисліть електрорушійну силу елемента.

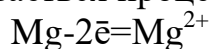
Розв'язування. Стандартні електродні потенціали даних металів дорівнюють:

$$E^0_{Mg^{2+}/Mg} = -2,363 \quad \text{та} \quad E^0_{Cu^{2+}/Cu} = 0,337$$

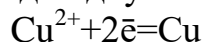
Схема даного гальванічного елемента



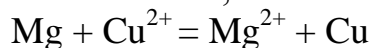
Магній є анодом, на ньому відбувається процес окиснення:



Мідь виконує роль катода. На катоді відбувається процес відновлення:



Таким чином, іонне рівняння окиснювально-відновної реакції, яка перебігає при роботі даного гальванічного елемента, має вигляд:



ЕРС гальванічного елемента є різниця між потенціалами катода та анода:

$$E_{PC} = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}$$

Оскільки концентрації іонів Cu^{2+} і Mg^{2+} дорівнюють 1 моль/л, то ЕРС дорівнює різниці стандартних потенціалів відповідно:

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = 0,337 - (-2,363) = 2,70 \text{ В.}$$

Приклад 3. Водний розчин містить суміш катіонів Ca^{2+} , Ag^+ , Fe^{2+} , Cr^{3+} . Укажіть, в якій послідовності будуть відновлюватися наведені іони на катоді в разі електролізу.

Розв'язування. На катоді в першу чергу відновлюватимуться іони того металу, якому відповідає більш додатне значення електродного потенціалу. Катіони лужних, лужноземельних металів та алюмінію не відновлюються на катоді з водних розчинів. У цьому випадку на катоді відновлюватимуться молекули води до вільного водню. Катіони лужноземельного металу кальцію з водного розчину не відновлюються.

З розчину наведеної суміші при достатній напрузі першими будуть відновлюватися іони Ag^+ ($E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,799\text{В}$), потім Fe^{2+} ($E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,440\text{В}$) та останнім Cr^{3+} ($E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,744\text{В}$).

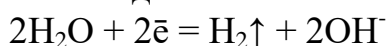
Приклад 4. Наведіть послідовність, в якій будуть окислюватися на аноді аніони в разі електролізу їх суміші такого складу: Cl^- , I^- , S^{2-} , SO_4^{2-} .

Розв'язування. Окиснення аніонів на аноді відбувається в порядку збільшення алгебраїчного значення електродного потенціалу. Аніони оксигеновмісних кислот не окислюються на аноді. Анодний процес у такому разі зводиться до окиснення молекул води з утворенням кисню. Іони SO_4^{2-} не окиснюються на аноді. З наведеної суміші першими окиснюються на аноді сульфід-іони ($E^0_{\text{S}/\text{S}^{2-}} = -0,48\text{В}$), другими – йодид-іони ($E^0_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = +0,536\text{В}$), третіми – хлорид-іони ($E^0_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = +1,359\text{В}$).

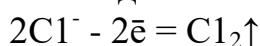
Приклад 5. Електроліз розчину кальцію хлориду (анод нерозчинний).

Розв'язування. У розчині кальцію хлориду містяться іони Ca^{2+} , Cl^- та молекули води. оскільки катіонів Кальцію не можуть відновлюватися на катоді з водного розчину, то електродні процеси можна записати таким чином:

На катоді:



На аноді:



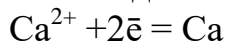
Отже, при електролізі розчину кальцію хлориду на катоді утворюється водень, а в при катодному просторі накопичуються гідроксид-іони. На аноді відбувається виділення хлору.

Приклад 6. Електроліз розплаву кальцію хлориду (анод нерозчинний).

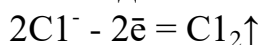
Розв'язування. У розплаві кальцію хлориду містяться катіони кальцію та хлорид-іони: $\text{CaCl}_2(\text{розплав}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

У розплавах:

На катоді:

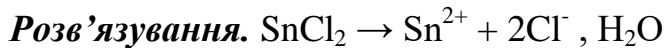


На аноді:



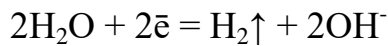
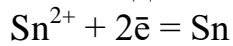
Електролізом розплаву кальцію хлориду одержують на катоді металічний кальцій, а на аноді – газоподібний хлор.

Приклад 7. Електроліз розчину стануму (II) хлориду з нерозчинним анодом.

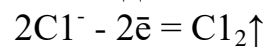


При електролізі розчинів, що містять катіони металів, які знаходяться в електрохімічному ряді напруг від мангану до водню, на катоді одночасно відбуваються два процеси: процес розряду катіонів металу та процес відновлення водню з води.

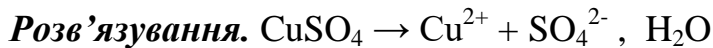
На катоді:



На аноді:

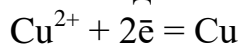


Приклад 8. Електроліз розчину купрум (II) сульфату з нерозчинним анодом.

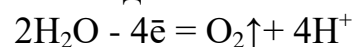


Катіони металів, які розміщені в ряді напруг після Гідрогену, відновлюються на катоді.

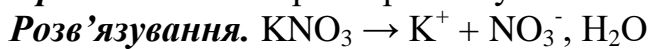
На катоді:



На аноді:

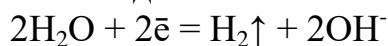


Приклад 9. Електроліз розчину калію нітрату (анод нерозчинний).

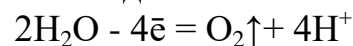


Іони даної солі не можуть відновлюватися на катоді та окислюватися на аноді. Електродні процеси в такому випадку обумовлюються розрядом молекул води.

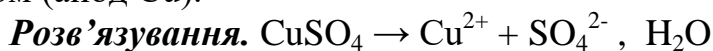
На катоді:



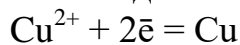
На аноді:



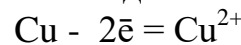
Приклад 10. Електроліз розчину купрум (II) сульфату з розчинним анодом (анод Cu).



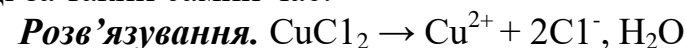
На катоді:



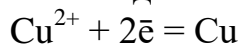
На аноді:



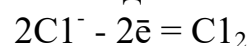
Приклад 11. При електролізі розчину купрум (II) хлориду на аноді виділилося 448мл газу (за н. у.). Визначте масу речовини, яка виділилася на катоді за такий самий час.



На катоді:



На аноді:



Обчислюють еквівалентний об'єм хлору. $\bar{V}_{\text{Cl}_2} = 71\bar{a} / \bar{u}\bar{e}\bar{u}$, тоді

71г хлору займає об'єм 22,4л

35,5г хлору займає об'єм x л

$$\bar{v} = \frac{35,5 \cdot 22,4}{71} = 11,2\bar{e}$$

$$\bar{A}_{\text{VCl}} = 11,2\bar{e} / \bar{u}\bar{e}\bar{u} , \bar{d}\bar{a}\bar{t}\bar{a}^3 \frac{m_{\text{Cl}}}{V_{\text{Cl}}} = \frac{E_{\text{mCu}}}{E_{\text{VCl}}} , m_{\text{Cu}} = \frac{V_{\text{Cl}} \cdot E_{\text{mCu}}}{E_{\text{VCl}}} = \frac{0,448 \cdot 32}{11,2} = 1,28\bar{a}$$

Приклад 12. Обчисліть масу срібла, яка виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6А через розчин аргентуму нітрату протягом 30 хвилин.

Розв'язування. Масу твореного срібла обчислюють за рівнянням Фарадея:

$$m = \frac{E_m \cdot I \cdot \tau}{F},$$

де m – маса відновленої або окисненої на електроді речовини, г;
 E_m – еквівалентна маса речовини, г/моль;
 F – число Фарадея, 96500 Кл/моль;
 I – сила струму, А;
 τ – час електролізу, с.

Відновлення срібла на катоді : $\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$

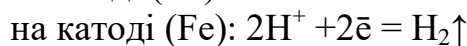
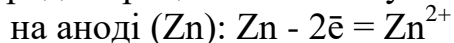
$$E_{m_{\text{Ag}}} = M_{\text{Ag}} = 108 \text{ г/моль} \quad m_{\text{Ag}} = \frac{108 \cdot (6 \cdot 1800)}{96500} = 12,09(\bar{a})$$

Приклад 13. Залізний виріб покрили цинком (оцинкували). Укажіть, яке це покриття: анодне чи катодне. Складіть рівняння анодного та катодного процесів корозії цього виробу в разі порушення цілісності покриття в хлоридній кислоті та вологому повітрі. Назвіть продукти корозії в першому та другому випадках.

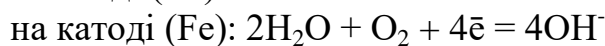
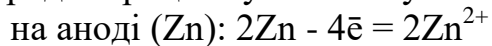
Розв'язування. В електрохімічному ряді напруг цинк розміщується ліворуч відносно заліза ($E^0 \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,760\text{В}$, $E^0 \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,440\text{В}$), тому таке покриття називається анодним. При безпосередньому контакті цинку та заліза в розчині електроліту виникає гальванопара, в якій цинк виконує роль анода, а залізо – катода. Схема гальванопари в кислому середовищі:

(-) $\text{Zn} | \text{H}^+ | \text{Fe} (+)$, а у вологому повітрі (-) $\text{Zn} | \text{H}_2\text{O}, \text{O}_2 | \text{Fe} (+)$.

Електродні процеси в кислому середовищі:



Електродні процеси у вологому повітрі:



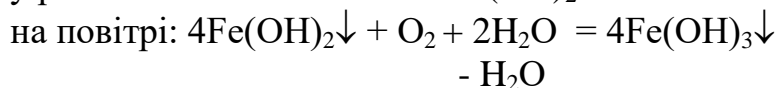
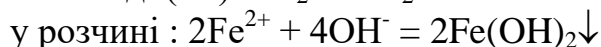
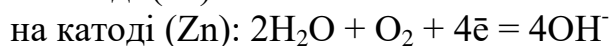
у розчині: $2\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- = 2\text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow$

Таким чином, продуктами корозії в кислому середовищі є солі, а в нейтральному - основи.

Приклад 14. Залізний виріб покрили станумом. Укажіть, яке це покриття: катодне чи анодне. Складіть електронні рівняння анодного та катодного процесів у вологому повітрі та вкажіть склад продуктів корозії.

Розв'язування. $E^0 \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,440\text{В}$, $E^0 \text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = -0,140\text{В}$. У даному прикладі покриття (станум) – менш активний метал, ніж виріб (залізо). Тому покриття називається катодним.

Схема гальванопари: (-) $\text{Fe} | \text{H}_2\text{O}, \text{O}_2 | \text{Zn} (+)$.



при вивітрюванні: $\text{Fe}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{FeOOH}$ (іржа)

Задачі для самостійного розв'язання

1. Електроліз розчину K_2SO_4 проводили при силі струму 5 А протягом 3 годин. Складіть електронні рівняння процесів, які проходять на електродах, визначте об'єм речовин, які виділяються на електродах.
2. Складіть електродні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчинів $AlCl_3$, $NiSO_4$. В обох випадках анод вугільний.
3. При електролізі розчину $CuSO_4$ на аноді виділилося 168 см^3 кисню, виміряного при н.у. Скільки грам міді виділилося на катоді?
4. Електроліз розчину аргентум нітрату проводили при силі струму 2 А, протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилося на катоді?
5. Скільки грамів води розклатося протягом 5 годин при електролізі розчину Na_2SO_4 при силі струму 7 А?
6. Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6 А протягом 45 хвилин, в результаті чого на катоді виділилося 5,49 г металу. Визначте молярну масу еквіваленту металу.
7. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчину KOH , розплав KOH .
8. Електроліз розчину цинк сульфату проводили протягом 5 годин, в результаті чого виділилося 6 л кисню, виміряного при н.у. Визначте силу струму.
9. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчину $Al_2(SO_4)_3$ у випадку вугільного аноду; у випадку алюмінієвого аноду.
10. Які речовини і в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі розчину NaI протягом 2,5 годин, якщо сила струму рівна 6 А.

Методика експерименту і порядок виконання лабораторної роботи № 15: Електрохімічні процеси.Електроліз.

Дослід 1. Визначення полюсів електродів

В електролізер з 1н розчином натрій сульфату занурте графітові електроди. У приелектродні простори обережно, не змішуючи рідину, додайте по декілька крапель фенолфталеїну. Приєднайте електроди до джерела постійного струму (замкніть ланцюг). Поясніть появу малинового забарвлення біля одного з електродів. Позначте «катод» та «анод». Напишіть електронні рівняння реакцій, які перебігають на електродах при електролізі розчину натрію сульфату.

Дослід 2. Електроліз розчину калію йодиду

У електролізер внесіть 1 н розчин калію йодиду. Занурте в нього графітові електроди. У прикатодний простір додайте декілька крапель фенолфталеїну, а в прианодний – розчин крохмалю. Розчин не змішуйте підключіть електроди до джерела постійного струму. Поясніть зміну забарвлення розчину біля катода та анода. Напишіть рівняння реакцій. Після закінчення дослідів змийте залишки йоду з електрода 0,1 н розчином натрію тіосульфату, а потім очищеною водою. Залишки йоду вилийте у спеціальну склянку.

Дослід 3. Електроліз розчину станум(II) хлориду

В електролізер з 0,1 н розчином станум(II) хлориду занурте графітові електроди та замкніть ланцюг. Відзначте зміну на поверхні катода. Напишіть електродні рівняння реакції.

Дослід 4. Електроліз розчину купрум(II) сульфату з нерозчинним анодом

В електролізер з 1 н розчином купрум(II) сульфату занурте графітові електроди та замкніть ланцюг. Відмітьте зміну поверхні катода під час електролізу. Поясніть механізм катодного та анодного процесів.

Дослід 4. Електроліз розчину купрум(II) сульфату з розчинним анодом

У досліді 4 відключіть джерело струму, поміняйте полюси електродів та замкніть ланцюг. Поясніть зникнення осаду металічної міді з поверхні анода. Укажіть з якою метою використовується електроліз із розчинним анодом.

Обговорення результатів та зарахування