

4.ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Програмні вимоги до теми:

Поняття про електродні потенціали і методи їх визначення. Ряд стандартних електродних потенціалів. Водневий електрод і вимірювання електродних потенціалів металів. Залежність електродного потенціалу від концентрації і температури. Рівняння Нернста. Будова і принцип роботи гальванічних елементів.

Електроліз. Поняття “катод”, “анод”, “катіон”, “аніон”, “катодний процес”, “анодний процес”. Електроліз розплавів солей Електроліз водних розчинів солей на інертних та розчинних електродах. Фактори, що визначають характер катодного та анодного процесів при електролізі водних розчинів електролітів. Закони Фарадея.

Визначення і класифікація корозійних процесів. Хімічна корозія. Електрохімічна корозія. Захист металів від корозії.

Хімічні реакції та принципи їх класифікації. Ступінь окиснення, окисник, відновник, процес окиснення, процес відновлення. Окисно-відновні реакції. Класифікація окисно-відновних реакцій. Правила розстановки коефіцієнтів методом електронного та електронно-іонного балансу. Вплив середовища на протікання окисно-відновних реакцій. Визначення молярних мас еквіваленту окисника і відновника.

Теоретичний виклад матеріалу:

Електрохімія – розділ хімії, що вивчає процеси, які виникають на межі двох фаз за участю іонів та електронів.

Металевий стан умовно можна позначити як M^+e^- , де M^+ – іон металу, e^- – вільний електрон. При зануренні металевої пластини у воду іони, що знаходяться в поверхневому шарі металу, під дією полярних молекул води гідратуються. Як наслідок, їх зв'язок з іншими іонами послаблюється і певна кількість іонів металу переходить у розчин. Відповідно, пластинка металу набуває негативного заряду.

Між позитивно зарядженими іонами металу, що перейшли у розчин, та негативно зарядженою пластинкою виникає електростатичне притягання, що заважає подальшому протіканню процесу, і в системі встановлюється рівновага. На межі дотику металу з розчином утворюється *подвійний електричний шар* і виникає стрибок потенціалу. Цей потенціал, який виник на межі дотику металу з рідиною, називають **електродним потенціалом**.

Практично електродні потенціали визначають за допомогою гальванічних елементів – приладів з двох електродів, занурених у розчини електролітів.

Величина електродного потенціалу, що виникає на межі метал – розчин солі, визначається рівнянням Нернста:

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln C$$

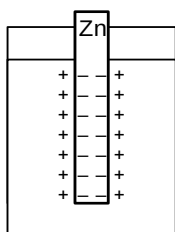


Рис.
Утворення
подвійного
електричного
шару

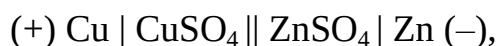
де z – валентність металу в даній сполуці (кількість електронів, яку втрачає атом, перетворюючись на іон); C – концентрація іонів металу в даному розчині; R – газова стала; F – число Фарадея; T – абсолютна температура; E^0 – стала, що входить до складу потенціалу для даного металу та розчину при даній температурі. Це рівняння виражає залежність потенціалу металу від концентрації його іонів у розчині і називається **рівнянням електродного потенціалу**.

Різницю потенціалів цих електродів називають електрорушійною силою (ЕРС) гальванічного елемента. При визначенні стандартного електродного потенціалу одним з електродів беруть водневий.

Розміщуючи метали у ряд за величиною їх нормальних електродних потенціалів, ми одержимо так званий ряд стандартних електродних потенціалів металів, який ще називають рядом напруг металів (Бекетов): Li, K, Ca, Na, Al, Zn, Cd, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

В електрохімічному ряді напруг кожний попередній метал активніший за наступний і може витіснити його з розчину солі; метали, що розміщені до водню, витісняють його з кислот-неокисників. Чим далі один від одного розміщуються метали, тим більше значення ЕРС гальванічного елемента, який з них побудований. Цей ряд справедливий для водного середовища.

Пристрій, у якому у хімічна енергія перетворюється в електричну, називається **гальванічним елементом**. Гальванічний елемент складається з одного, двох або декількох розчинів електролітів, у які занурені металеві пластинки (електроди), сполучені між собою зовнішнім провідником. Прикладом такого гальванічного елемента є мідно-цинковий елемент Якобі-Данієля, який складається з мідного та цинкового електродів, занурених відповідно у розчини CuSO_4 та ZnSO_4 . Схематично елемент Якобі зображають таким чином:



де вертикальні риси відповідають границі поділу двох фаз. У цьому елементі електрична енергія утворюється за рахунок хімічної реакції:

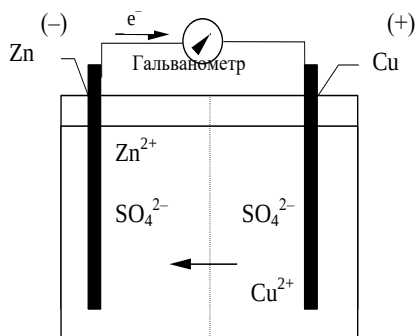
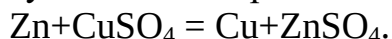


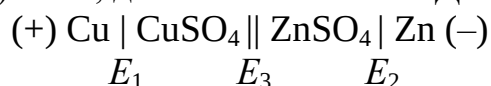
Рис. . Елемент Якобі-Данієля

При цьому негативно заряджені електрони рухаються від цинкового електрода до мідного (тобто створюють електричний струм), а позитивно заряджені іони переміщуються в розчині від мідного електрода до цинкового.

Пояснення виникнення е.р.с. в ланцюгу

метал | розчин || розчин | метал

дає теорія гальванічного елемента. Залежно від природи металів, занурених у електроліт, від концентрації та температури електроліту в гальванічному елементі виникає електрорушійна сила (е.р.с.). Так, для елемента Якобі-Данієля



буде спостерігатись три стрибки потенціалу: два з них (E_1 та E_2) будуть стрибками потенціалу на межі розділу фаз метал-розчин, і один (E_3) – на межі розділу двох рідких фаз.

Найбільша різниця потенціалів спостерігається на межі метал-розчин. Практично е.р.с. (E) елементу Якобі-Данієля буде дорівнювати різниці стрибків потенціалу E_1 та E_2 , оскільки стрибок потенціалу на межі двох рідин в даному випадку незначний:

$$E = E_1 - E_2 = E_{\text{Cu/Cu}^{2+}} - E_{\text{Zn/Zn}^{2+}}$$

У гальванічному елементі катодом є позитивно заряджений електрод, анодом – негативно заряджений (при електролізі – навпаки).

Електролізом називають сукупність хімічних процесів, що протікають на електродах, занурених у розчин або розплав електроліту, під дією електричного струму. Сутність електролізу полягає в тому, що при пропусканні електричного струму через розчин (або розплав) електроліту позитивно заряджені іони (катіони) переміщуються до катода, а негативно заряджені (аніони) – до анода. Досягши електродів, іони розряджаються, у результаті чого на електродах виділяються складові частини розчиненого електроліту або водень і кисень з води.

Для відновлення різних іонів у нейтральні атоми чи групи атомів необхідно прикласти різну напругу електричного струму.

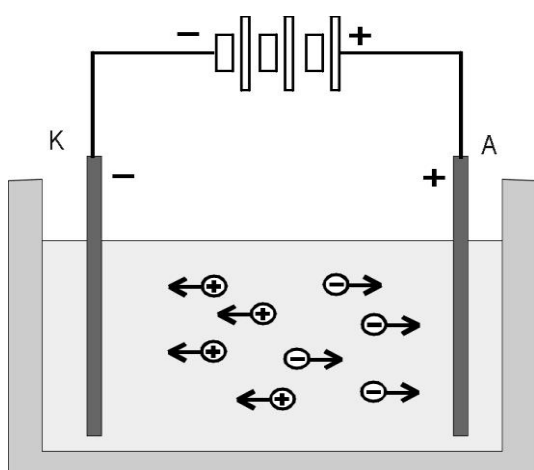


Рис. . Схема роботи електролізера

Ступінь легкості, з яким розряджаються (приєднують електрони) іони металів, визначається положенням металів у ряді напруг. Чим лівіше стоїть метал у ряді напруг, тобто чим більшим є його негативний потенціал (чи меншим позитивний потенціал), тим важче за інших рівних умов розряджаються його іони. Легше всього розряджаються іони Au^{3+} , Ag^+ ; важче всього Li^+ , Rb^+ , K^+). Якщо у розчині одночасно знаходяться іони декількох металів, то в першу чергу розряджаються іони того металу, у якого негативний потенціал є меншим (чи позитивний – більшим). Наприклад, з розчину, що містить іони Zn^{2+} і Cu^{2+} , в першу чергу

виділяється металева мідь.

Величина потенціалу металу залежить також і від концентрації його іонів у розчині, тому так само змінюється і легкість розряду іонів кожного металу в залежності від їхньої концентрації: збільшення концентрації полегшує розряд іонів, зменшення – утруднює. Тому при електролізі розчину, що містить іони декількох металів може статися, що виділення більш активного металу буде відбуватися раніше, ніж виділення менш активного (якщо концентрація іонів першого металу значна, а другого – дуже мала).

У водних розчинах солей, крім іонів солі, завжди існують ще й іони H^+ і OH^- (внаслідок незначної дисоціації H_2O). Іони H^+ будуть розряджатися легше, ніж іони всіх металів, що стоять в ряді напруг до Н. Однак через незначну

концентрацію іонів H^+ при електролізі всіх солей, крім солей найбільш активних металів, на катоді відбувається виділення металу, а не водню. Тільки при електролізі солей натрію, кальцію й інших металів до алюмінію включно розряджаються іони H^+ і виділяється водень.

На аноді можуть розряджатися іони кислотних залишків, а також гідроксильні іони OH^- . Якщо іони кислотних залишків не містять кисню (Cl^- , S^{2-} , CN^- і ін.), то звичайно розряджаються саме ці іони, і на аноді виділяються Cl_2 , S і т.д. Навпаки, якщо електролізу піддається сіль кисневмісної кислоти чи сама кислота, то розряджаються гідроксильні іони, а не іони кислотних залишків. Нейтральні групи, що утворюються при розряді гідроксильних іонів OH^- миттєво розкладаються по рівнянню:



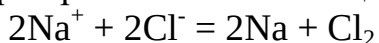
У результаті на аноді виділяється кисень.

Електролізу можна піддавати як водні розчини електролітів, так і їх неводні розчини, зокрема розплави.

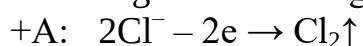
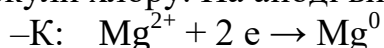
При проходженні електричного струму через розплав $NaCl$ катіони Na^+ рухаються до негативно зарядженого електрода, де відновлюються: $Na^+ + e = Na^0$.

Аніони хлору рухаються до позитивно зарядженого електрода, де окиснюються: $2Cl^- - 2e = Cl_2$

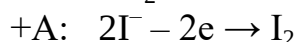
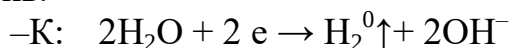
Сумарне рівняння окисно-відновної реакції під час електролізу розплаву $NaCl$:



Електроліз розплаву магній хлориду $MgCl_2$. Розплав містить іони Mg^{2+} і Cl^- . При протіканні струму іони Mg^{2+} переміщуються до катода, а іони Cl^- – до анода. Приймаючи від катода два електрони, іони Mg^{2+} перетворюються в нейтральні атоми. На катоді виділяється магній. Іони хлору, досягаючи анода, віддають йому електрони і перетворюються в атоми хлору, що, з'єднуючись попарно, утворюють молекули хлору. На аноді виділяється хлор.



Електроліз розчину калій йодиду KI . Йодид калію знаходиться в розчині у виді іонів K^+ і I^- . При пропусканні струму іони K^+ переміщуються до катода, іони I^- – до аноду. Але оскільки калій стоїть в ряді напруг набагато лівіше водню, то на катоді розряджаються не іони калію, а молекули води. Атоми водню, що утворюються при цьому, з'єднуються в молекули H_2 , і в такий спосіб на катоді виділяється водень.



В міру розряду іонів водню відбувається дисоціація нових молекул води, внаслідок чого біля катода накопичуються гідроксильні іони (що звільняються з молекули води), а також іони K^+ , що безупинно переміщуються до катода. Утвориться розчин KOH .

Кількісно електроліз виражають законами Фарадея:

1. Кількість речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь електроліт.

2. Під час електролізу однакова кількість електрики виділяє на електродах еквівалентну кількість різних речовин.

Для виділення з розчину електроліту одного еквівалента будь-якої речовини потрібно пропустити через розчин 96500 кулонів електрики. Масу речовини, що виділилася при електролізі, розраховують за формулою:

$$m_{(x)} = (I \cdot t) E_m / F$$

де $m_{(x)}$ - кількість відновленої чи окисленої речовини (г); I – сила струму, що пропускається, (А); t – час електролізу (с); F – стала Фарадея (96500 Кл/моль); E_m – еквівалентна маса речовини (г/моль) ($E_m = M_{(x)}/n$, де $M_{(x)}$ – молярна маса; n – число прийнятих чи відданих електронів).

Процес руйнування металів внаслідок хімічної або електрохімічної взаємодії їх з навколишнім середовищем **називають корозією**.

Хімічна або газова корозія зумовлюється взаємодією металів із сухими газами або рідинами, що не проводять електричний струм, і поділяється на атмосферну та виробничу. Оксидні плівки, що при цьому утворюються, часто захищають метал від подальшої корозії або сповільнюють її дію.

Існують різні способи захисту металів від корозії, які ґрунтуються на зниженні агресивності корозійного середовища (введення інгібіторів), нанесенні захисних покриттів, застосуванні електрохімічних методів. Захисні покриття створюють фарбуванням, оксидуванням, металізацією та пасивуванням.

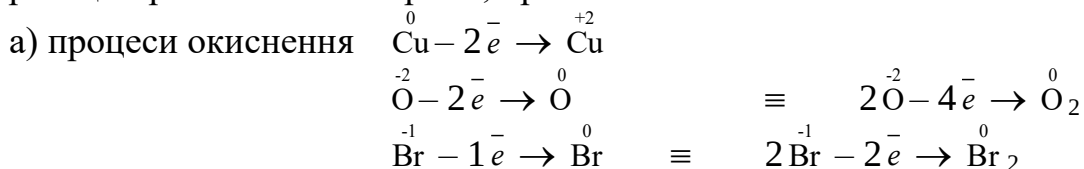
За характером захисної дії металів розрізняють **анодне** та **катодне** покриття.

У випадку анодного покриття на поверхню менш активного металу наносять активніший метал, який утворює стійку проти корозії захисту плівку (оцинковане залізо). При катодному покритті більш активний метал ізолюється менш активним.

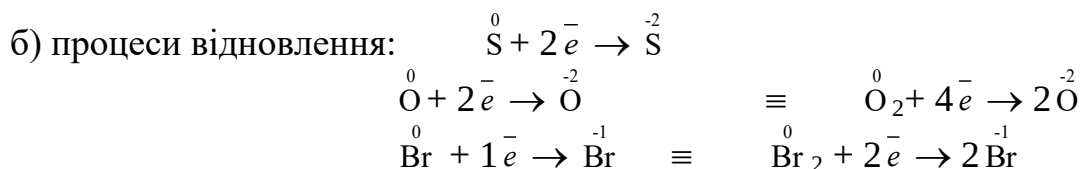
Електрохімічна корозія – це руйнування металів у розчинах електролітів з появою у системі електричного струму. Процес виникає внаслідок утворення на поверхні металу величезної кількості гальванічних мікроелементів (гальванічних пар), в яких електродами є метал і його домішки, а електролітом – розчини кислот і солей.

Реакції, що супроводжуються зміною ступенів окиснення елементів називають **окисно-відновними**.

У процесі окисно-відновної реакції частина електронів від атомів одного елементу переміщується до атомів іншого елементу. Це означає, що в процесі реакції одні атоми віддають електрони, а інші – їх приймають. У відповідності з хімічною термінологією процес віддачі електронів прийнято називати **процесом окиснення**, а процес приймання електронів – **процесом відновлення**. Речовини, що містять атоми, які в процесі реакції віддають електрони, прийнято називати **відновниками**, а речовини, що містять атоми, які в процесі реакції приймають електрони, прийнято називати **окисниками**.



таким чином, при окисненні ступінь окиснення атома-відновника підвищується;



таким чином, при відновленні ступінь окиснення атома-окисника понижується.

Типи окисно-відновних реакцій: міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціювання.

Міжмолекулярні окисно-відновні реакції: елемент-окисник і елемент-відновник знаходяться в різних речовинах; обмін електронами відбувається між різними атомами чи молекулами.

Приклади:

Рівняння реакції	Відновник	Окисник
$\overset{0}{\text{S}} + \overset{0}{\text{O}_2} \xrightarrow{+4 \ -2} \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}_2}$	S	O ₂
$\overset{+2}{\text{CuO}} + \overset{+2}{\text{CO}} \xrightarrow{0 \ +4} \overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+4}{\text{CO}_2}$	CO	Cu
$\overset{0}{\text{Zn}} + 2\overset{+1}{\text{HCl}} \xrightarrow{+2 \ 0} \overset{+2}{\text{ZnCl}_2} + \overset{0}{\text{H}_2} \uparrow$	Zn	HCl
$\overset{+4}{\text{MnO}_2} + 2\overset{-1}{\text{KI}} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{SO}_4} \xrightarrow{0 \ +2} \overset{0}{\text{I}_2} + \overset{+2}{\text{K}_2\text{SO}_4} + \overset{+2}{\text{MnSO}_4} + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$	KI	MnO ₂
$2\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} + \overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_3} \xrightarrow{0} 3\overset{0}{\text{S}} + 3\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} *$	H ₂ S	H ₂ SO ₃

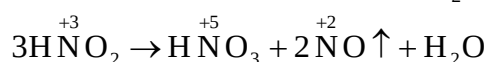
* Реакції між речовинами, що містять атоми одного й того ж самого елементу але в різних ступенях окиснення, теж є міжмолекулярними

Внутрішньомолекулярні окисно-відновні реакції: елемент-окисник і елемент-відновник знаходяться в одній і тій же молекулі. Приклади:

Рівняння реакції	Елемент-окисник	Елемент-відновник
$2\overset{+5}{\text{K}}\overset{-2}{\text{ClO}_3} \xrightarrow{t} 2\overset{-1}{\text{KCl}} + 3\overset{0}{\text{O}_2} \uparrow$	Cl	O
$\overset{-3}{\text{N}}\overset{+5}{\text{H}_4\text{NO}_3} \xrightarrow{t} \overset{+1}{\text{N}_2\text{O}} \uparrow + 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}}$	N	N
$2\overset{+5}{\text{Pb}}(\overset{-2}{\text{NO}_3})_2 \xrightarrow{t} 2\overset{0}{\text{Pb}} + 4\overset{+4}{\text{NO}_2} + \overset{0}{\text{O}_2} \uparrow$	N	O

* Внутрішньомолекулярні реакції протікають, як правило, при термічному розкладанні речовин, що містять окисник і відновник.

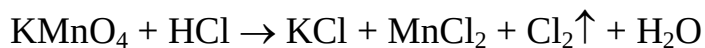
Реакція диспропорціювання: один і той же елемент в одній і тій же молекулі одночасно підвищує і знижує ступінь окиснення. Приклади:



Метод електронного балансу. В процесі окисно-відновної реакції атоми одного елементу (чи елементів) віддають електрони, а атоми іншого елементу (чи елементів) їх приймають; при цьому кількість відданих електронів обов'язково дорівнює кількості прийнятих електронів (баланс електронів). Такої рівності досягають шляхом підбору таких коефіцієнтів у рівнянні реакції для відновника і окислювача, при яких кількість електронів, відданих

відновником, дорівнювала би кількості електронів, прийнятих окисником. **Електронний баланс** – метод знаходження коефіцієнтів у рівняннях окисно-відновних реакцій, у якому розглядається обмін електронами між атомами елементів, що змінюють свій ступінь окиснення. Складання рівнянь здійснюється в декілька стадій:

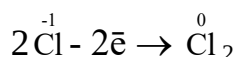
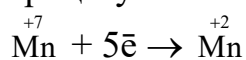
- 1) записують схему реакції (при цьому формули вихідних речовин поміщають зліва від стрілки – показчика напрямку процесу, формули речовин-продуктів реакції – справа):



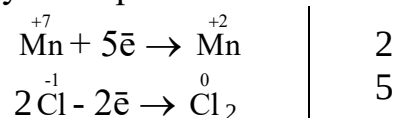
- 2) встановлюють ступені окиснення елементів і відмічають ті елементи, що змінюють свій ступінь окиснення в ході реакції:



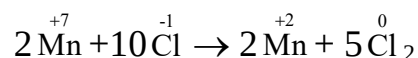
- 3) для кожного елемента, що змінює свій ступінь окиснення, складають рівняння напівпроцесу окиснення чи відновлення:



- 4) встановлюють коефіцієнти, необхідні для балансу електронів:



- 5) проставляють ці коефіцієнти перед формулами речовин, що містять відповідні елементи до і після реакції:

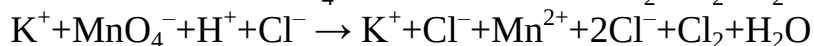


- 6) підбирають коефіцієнти для всіх інших молекул речовин з розрахунку, що кількості атомів різних елементів в правій і лівій частині рівняння повинні бути рівними; перевіряють правильність підбору коефіцієнтів:

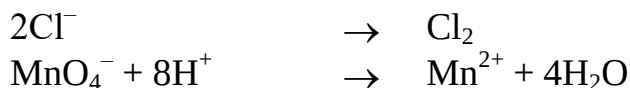


Метод електронно-іонного балансу (метод напівреакцій) – метод підбору коефіцієнтів, у якому розглядається обмін електронами між іонами в розчині з урахуванням характеру середовища. Складання рівнянь здійснюється в декілька стадій:

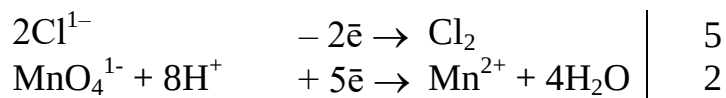
- 1) записують схему перебігу реакції в розчині в іонному вигляді та зазначають іони, які зазнають зміни в ході реакції:



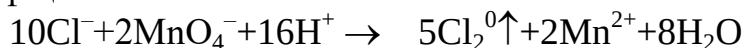
- 2) складають схеми іонних напівреакцій за участю реально існуючих в розчині іонів і молекул, урівнюючи при цьому кількість атомів кожного елементу в лівій і правій частині напівреакції (для зв'язування атомів О використовують H^+ (при цьому утворюється H_2O) або H_2O (при цьому утворюється OH^-); для введення атомів О використовують H_2O (при цьому утворюється H^+) та OH^- (при цьому утворюється H_2O):



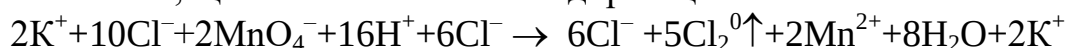
- 1) урівнюють загальне число зарядів в лівій і правій частині кожної напівреакції (додаючи або віднімаючи необхідну кількість електронів) та підбирають такі коефіцієнти для кожної напівреакції, щоб число електронів, відданих відновником дорівнювало числу електронів, прийнятих окисником (баланс електронів):



- 2) записують сумарне скорочене іонне рівняння, складаючи ліві і праві частини напівреакцій з врахуванням коефіцієнтів:



- 3) записують повне іонне рівняння, додаючи відповідно до лівої та правої частини рівняння іони, що не зазнали змін в ході реакції:

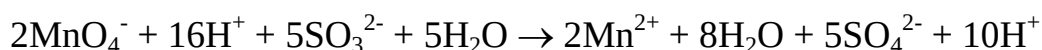
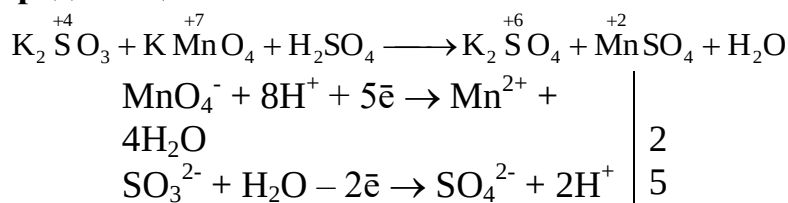


- 4) записують рівняння реакції в молекулярному вигляді:

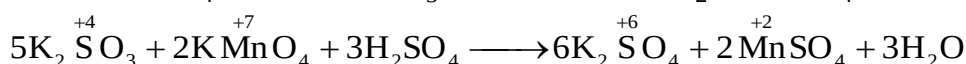
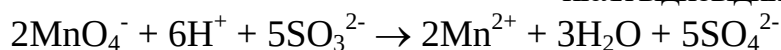


В залежності від середовища окисно-відновна реакція протікає з утворенням різних продуктів окиснення і відновлення. Так, при взаємодії перманганату калію KMnO_4 з відновником утворюються різні продукти відновлення в залежності від реакції середовища:

- **у кислому середовищі:**

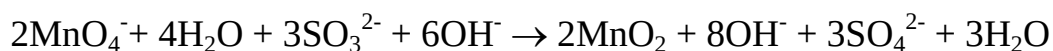
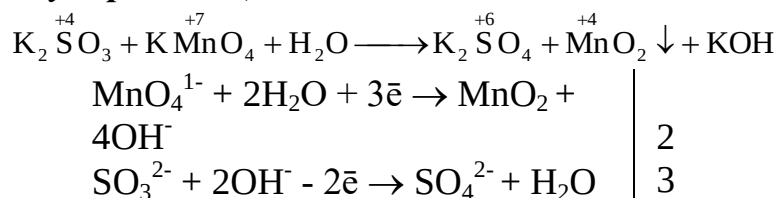


після відповідних скорочень маємо

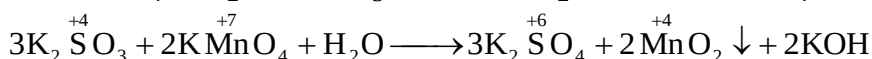
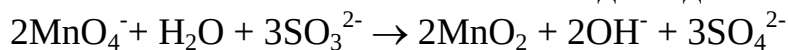


Фіолетовий розчин (KMnO_4) знебарвлюється.

- **у нейтральному середовищі:**

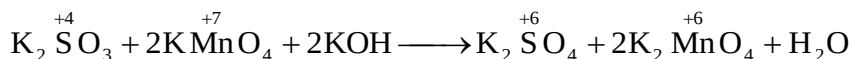
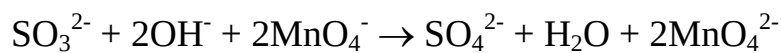
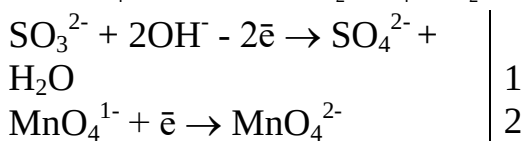
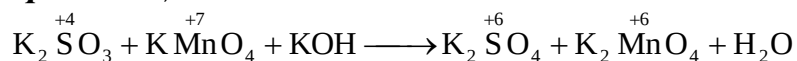


після відповідних скорочень маємо



Фіолетовий розчин (KMnO_4) знебарвлюється і спостерігається випадання бурого осаду.

• *в лужному середовищі:*

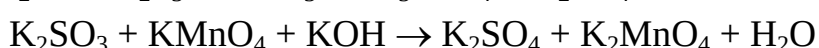
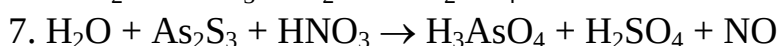
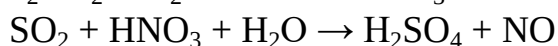
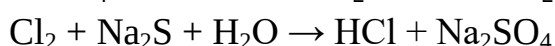
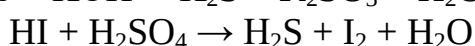
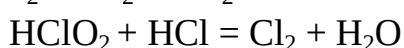
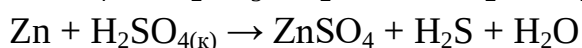
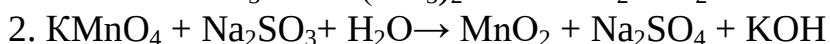
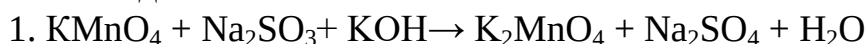


Фіолетовий розчин (KMnO_4) перетворюється в зеленуватий (K_2MnO_4).

Розрахункові задачі:

- 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.
- Складіть електродні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчинів AlCl_3 , NiSO_4 . В обох випадках анод вугільний.
- При електролізі розчину CuSO_4 на аноді виділилося 168 см³ кисню, виміряного при н.у. Скільки грам міді виділилося на катоді?
- Електроліз розчину аргентум нітрату проводили при силі струму 2 А, протягом 4 годин. Скільки грамів срібла виділилося на катоді?
- Скільки грамів води розклалося протягом 5 годин при електролізі розчину Na_2SO_4 при силі струму 7 А?
- 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.
- Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчину KOH , розплав KOH .
- Електроліз розчину цинк сульфату проводили протягом 5 годин, в результаті чого виділилося 6 л кисню, виміряного при н.у. Визначте силу струму.
- Складіть електронні рівняння процесів, що проходять на електродах при електролізі розчину $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ у випадку вугільного аноду; у випадку алюмінієвого аноду.
- Які речовини і в якій кількості виділяться на вугільних електродах при електролізі розчину NaI протягом 2,5 годин, якщо сила струму рівна 6 А.
- При електролізі розчину AgNO_3 маса срібного аноду зменшилася на 5,4 г. Скільки кулонів (1 Кл = 1 А·с) електрики витрачено на цей процес?
- Які речовини і в якій кількості виділяються на вугільних електродах при електролізі розчину KBr протягом 1 год.35 хв. При силі струму 15 А.
- Складіть електронні рівняння процесів, що проходять при електролізі CuCl_2 , якщо анод мідний; якщо анод вугільний.

14. На електроліз розчину CaCl_2 витрачено 10722,2 Кл електрики. Визначте масу речовини, яка виділяється на вугільних електродах.
15. Складіть електронні рівняння процесів, що проходять при електролізі розчину KCl ; розплаву KCl .
16. Скільки часу потрібно проводити електроліз розчину електроліту при силі струму 5 А, якщо на катоді виділяється 0,1 г-екв речовини? Скільки виділиться речовини на аноді?
17. При електролізі розчинів MgSO_4 і ZnCl_2 , з'єднаних послідовно з джерелом струму, на одному із катодів виділилося 0,25 г водню. Скільки грамів речовини виділиться на другому катоді; на анодах.
18. Чому буде рівна сила струму, якщо при електролізі розчину MgCl_2 протягом 30 хв. на катоді виділилося 8,4 л водню, виміряного при н.у. Визначте масу речовини, що виділяється на аноді.
19. Скільки грамів H_2SO_4 утворюється біля аноду при електролізі розчину Na_2SO_4 , якщо на аноді виділяється 1,12 л кисню, виміряного при н.у.? Визначте масу речовини, що виділяється на катоді.
20. Визначте силу струму, знаючи, що при електролізі розчину KOH протягом 1 год. 15 хв. 20 с на аноді виділилося 6,4 г кисню. Яка речовина і в якій кількості виділяється на катоді?
21. При силі струму 2 А протягом 40 хв. на катоді виділилося 4,542 г деякого металу. Визначте електрохімічний еквівалент цього металу.
22. Яку масу алюмінію можна одержати при електролізі розплаву Al_2O_3 , якщо протягом 1 год. пропускати струм силою 20000 А (при виході по струму 85%).
23. Запишіть схему електролізу водного розчину кальцій йодиду на вугільних електродах. Вкажіть молекулярну масу речовини, яка виділяється на аноді.
24. Визначте силу струму, яка необхідна для процесу електролізу розплаву магній хлориду протягом 10 год. (при виході по струму 85%), щоб одержати 0,5 кг металічного магнію?
25. Методом електронного балансу урівняйте окисно-відновні реакції, визначте окисник і відновник:



8. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
9. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{P} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{KH}_2\text{PO}_2$
 $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
12. $\text{Rb} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{RbOH} + \text{H}_2$
 $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4$
 $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$
14. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
16. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{KClO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{KBrO} + \text{MnCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$