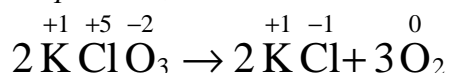


## ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Окисно-відновні реакції відіграють значну роль у процесі життєдіяльності людини, у природі та техніці: процеси дихання та обміну речовин, гниття та бродіння, горіння палива, процеси корозії металів, електроліз, металургія, одержання неорганічних та органічних речовин, перетворення хімічної енергії в електричну тощо.

*Реакції, під час яких змінюються ступені окиснення елементів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються окисно-відновними.*

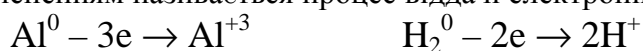


*Ступінь окиснення* – це умовний заряд атома в молекулі, який виник би на атомі за умови, що спільні електронні пари повністю змістилися б до більш електронегативного атома (зв'язок між атомами в молекулі виникає за рахунок переходу електрона від менш електронегативного до більш електронегативного атома).

У простих речовинах ступінь окиснення завжди дорівнює нулю, оскільки всі атоми мають однакову електронегативність. У складних сполуках негативний ступінь окиснення мають елементи, електронегативність яких більша, а позитивний – ті елементи, електронегативність яких менша.

### ОСНОВНІ ПОЛОЖЕННЯ ТЕОРІЇ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ ПРОЦЕСІВ

1. Окисненням називається процес віддачі електронів атомами, молекулами, йонами:



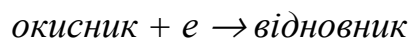
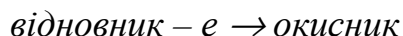
2. Відновленням називається процес прийому електронів атомами, молекулами, йонами:



3. Атоми, молекули або йони, які віддають електрони називаються відновниками, які приймають електрони – окисниками.

Відновна властивість елемента — це здатність віддавати електрони, окисна властивість — приєднувати їх.

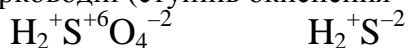
4. Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. Відновники, віддаючи електрони, окиснюються, а окисники, приєднуючи їх, відновлюються. Окисно-відновні реакції — це єдність двох протилежних процесів — окиснення та відновлення.



Окисно-відновні властивості елементів залежать від їх електронегативності: чим більша електронегативність елемента, тим сильніші його окисні властивості, і навпаки, чим менша електронегативність елемента, тим сильніші його відновні властивості.

Один і той же елемент може виявляти різні властивості: окисні (у високих ступенях окиснення) і відновні (у нижчих ступенях окиснення).

Так, Сульфур в сульфатній кислоті, маючи ступінь окиснення +6, виявляє окисні властивості, а в сірководні (ступінь окиснення -2) – відновні.



Один і той же елемент в одному і тому ж ступені окиснення залежно від умов реакції може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Так, молекулярний водень у реакціях з металами – окисник, а в реакціях з неметалами або оксидами металів – відновник.

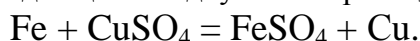
## НАЙВАЖЛИВІШІ ОКИСНИКИ ТА ВІДНОВНИКИ

**Окисники.** Окисниками є атоми в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні приєднувати електрони, тобто у високих. Це нейтральні атоми та молекули, позитивні йони металів і водню, складні йони та молекули, що містять елементи у високих ступенях окиснення.

*Нейтральні атоми.* Окисниками є молекули або атоми елементів, які мають близькі до завершення зовнішні рівні:  $s2p2$ ;  $s2p3$   $s2p4$ ;  $s2p5$ , тобто атоми неметалів. Їх електронегативність, а значить, і окисні властивості зменшуються в такій послідовності:

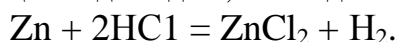
F, O, Cl, N, Br, S, I, At, Se, P, Te, C, H, As, Si, B.

*Позитивні йони металів.* Усі позитивні йони металів виявляють різні окисні властивості. У водних розчинах окисні властивості цих йонів збільшуються зліва направо в ряду стандартних електродних потенціалів: найсильніші окисники – йони металів, що знаходяться праворуч. Так, йони  $Cu^{+2}$  мають достатні окисні властивості, щоб окиснити атоми Феруму. Внаслідок цього відбувається реакція:



Якщо метал утворює йони різних зарядів ( $Fe^{+2}$ ,  $Fe^{+3}$ ), сильніші окисні властивості виявляють йони з більшим зарядом ( $Fe^{+3}$ ), тобто ферум(III) – йон.

*Позитивні йони гідрогену.* Йони водню  $H^+$ , що містяться в розчинах кислот, крім  $HNO_3$ , можуть окиснити атоми металів, які знаходяться в ряду стандартних електродних потенціалів до водню, внаслідок чого ці метали реагують з кислотами з виділенням водню:



*Молекули та складні йони.* Окисні властивості виявляють молекули та йони, до складу яких входять елементи у найвищих або проміжних ступенях окиснення. Наприклад, можливі ступені окиснення хлору  $-1, 0, +1, +3, +4, +5, +6, +7$ . Окисні властивості виявляють сполуки, які містять хлор у ступенях окиснення, більших за  $-1$ , тобто від  $0$  до  $+7$ . Можливі ступені окиснення мангану  $+2, +4, +6, +7$ . Окисні властивості виявляють сполуки, до складу яких входить манган у ступенях окиснення, більших за  $+2$ , тобто від  $+4$  до  $+7$ . Найсильніші окисні властивості мають сполуки мангану в ступені окиснення  $+7$ , наприклад  $KMnO_4$ . Сильні окисні властивості виявляють концентрована сульфатна кислота  $H_2SO_4$  (сульфур в ступені окиснення  $+6$ ), концентрована та розведена нітратна кислота  $HNO_3$  (нітроген у ступені окиснення  $+5$ ), калій хромат ( $K_2CrO_4$ ) або дихромат ( $K_2Cr_2O_7$ ) (хром у ступені окиснення  $+6$ ).

Окисні властивості молекул і складних йонів, що містять елементи у високих ступенях окиснення, залежать від кислотності середовища. Звичайно до складу цих йонів входить кисень ( $MnO_4^-$ ,  $CrO_4^{2-}$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$  тощо). Приєднуючи електрони, центральний елемент (манган, хром, сульфур, нітроген) знижує свій ступінь окиснення і оксигенемісний йон руйнується. У цьому процесі беруть участь йони гідрогену середовища, які зв'язують атоми кисню, утворюючи молекули води. В результаті звільняються йони центрального елемента в нижчих ступенях окиснення.



*Анод при електролізі.*

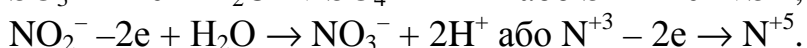
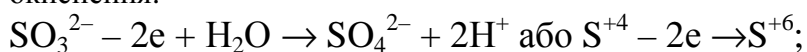
**Відновники.** Відновниками є атоми або йони в таких ступенях окиснення, в яких вони здатні віддавати електрони, тобто в нижчих ступенях окиснення. Це нейтральні атоми або молекули, негативні йони неметалів, позитивні йони металів у нижчих ступенях окиснення, складні молекули та йони, які містять елементи в проміжних ступенях окиснення, електрони (наприклад, на катоді).

*Нейтральні атоми.* Відновниками є атоми елементів, що мають на зовнішньому енергетичному рівні не більше чотирьох електронів, тобто атоми усіх металів та деяких неметалів – вуглецю, водню. Найсильніші відновники – лужні та лужноземельні метали, лантаніди та актиноїди. Під час реакцій з речовинами у водних розчинах відновні властивості металів зменшуються зліва направо в ряду стандартних електродних потенціалів

*Негативні йони неметалів.* Ці йони ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{N}^{3-}$ ) – сильні відновники. Вони можуть віддавати не лише ті електрони, внаслідок приєднання яких вони утворилися, але й електрони із свого зовнішнього рівня:  $\text{S}^{2-} - 8e = \text{S}^{+6}$ . Чим сильнішим окисником є неметал, тим слабкіші відновні властивості його негативного йона. В ряду  $\text{Cl}^- \text{---} \text{Br}^- \text{---} \text{I}^-$  відновні властивості галогенід-йонів зростають.

*Позитивні йони металів.* У нижчих ступенях окиснення такі йони поряд з окисними виявляють відновні властивості, якщо метали можуть утворювати йони з вищими ступенями окиснення:  $\text{Sn}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Mn}^{+2}$ ,  $\text{Cr}^{+2}$ ,  $\text{Cr}^{+3}$ .

*Молекули та складні йони.* Елементи у проміжних ступенях окиснення можуть поряд з окисними властивостями виявляти також відновні, окислюючись до вищих ступенів окиснення:



*Катод при електролізі.*

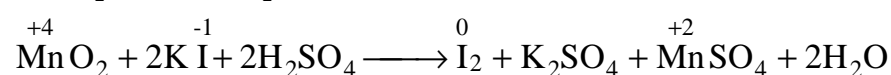
Приклади окисників і відновників та їх перетворень наведені в таблиці.

Клас речовин	Відновники	Окисники
Прості речовини:	метали, водень, вугілля	Галогени ( $\text{F}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{I}_2$ ), кисень $\text{O}_2$
Водневі сполуки:	сірководень ( $\text{H}_2\text{S}$ ), галогеноводні ( $\text{HCl}$ , $\text{HBr}$ ), аміак $\text{NH}_3$ , гідразин $\text{N}_2\text{H}_4$	пероксид водню ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )
Оксиди:	карбон(II) оксид ( $\text{CO}$ ), нітроген(II) оксид ( $\text{NO}$ ), сульфур(IV)оксид ( $\text{SO}_2$ )	манган(IV) оксид ( $\text{MnO}_2$ ), плюмбум(IV) оксид ( $\text{PbO}_2$ ), аргентум оксид ( $\text{Ag}_2\text{O}$ )
Кислоти:	сульфітна кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; нітритна кислота $\text{HNO}_2$	конц. сульфатна к-та ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), конц. та роз. нітратна к-та ( $\text{HNO}_3$ )
Солі:	солі безоксигенових кислот ( $\text{K}_2\text{S}$ ); солі сульфїтної та нітритної кислот; солі, в яких катіони металів не мають найвищого ступеня окиснення: $\text{SnCl}_2$ , $\text{FeCl}_2$ , $\text{MnSO}_4$ , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	калій перманганат ( $\text{KMnO}_4$ ), калій манганат ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ), калій дихромат ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), калій хромат ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ), бертолетова сіль ( $\text{KClO}_3$ ), ферум(III) хлорид ( $\text{FeCl}_3$ )
	Катод при електролізі	Анод при електролізі

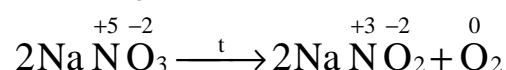
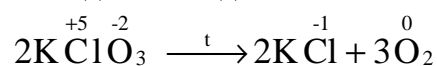
## КЛАСИФІКАЦІЯ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Окисно-відновних реакцій поділяються на міжмолекулярні, внутрішньомолекулярні та реакції диспропорціювання.

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



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



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



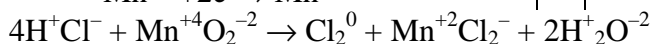
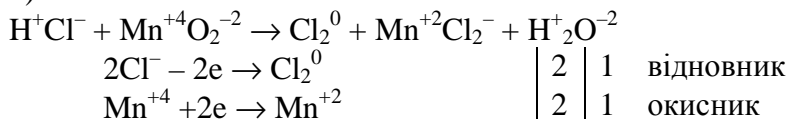
### СКЛАДАННЯ РІВНЯНЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ

Застосовують два методи складання рівнянь цих реакцій: електронного балансу та електронно-йонних напівреакцій. Загальний хід складання рівнянь за обома методами однаковий.

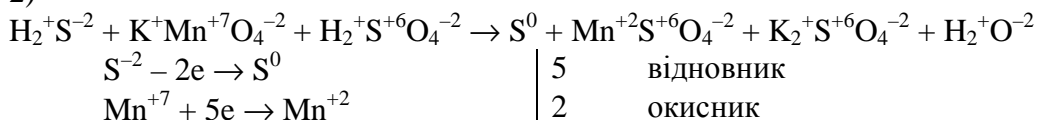
1. Записати формули речовин, що вступають у реакцію.
2. Визначити, яка з них у цій реакції виявляє окисні, а яка – відновні властивості. Для цього знайти за формулами речовин ступені окиснення всіх елементів і згідно з їх положенням у періодичній системі визначити, які з них мають вищі ступені окиснення, які – нижчі.
3. Записати формули речовин, на які перетворюються окисники внаслідок відновлення та відновники внаслідок окиснення.
4. Скласти електронні (метод електронного балансу) або електронно-йонні схеми (метод електронно-йонних напівреакцій) процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.
5. Розставити коефіцієнти в молекулярному рівнянні реакції, щоб загальне число атомів кожного елемента було однаковим у лівій та правій частинах рівняння.

*Метод електронного балансу:*

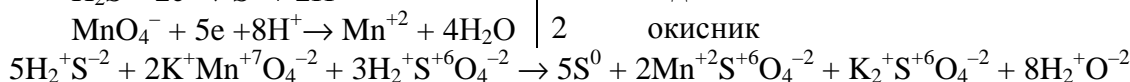
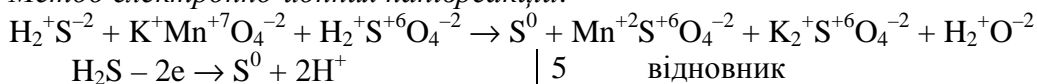
1)



2)

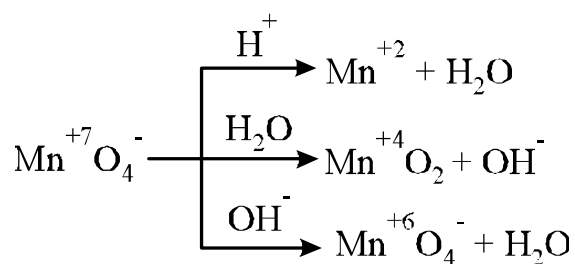


*Метод електронно-йонних напівреакцій:*

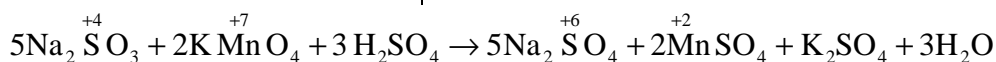
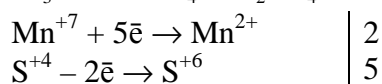
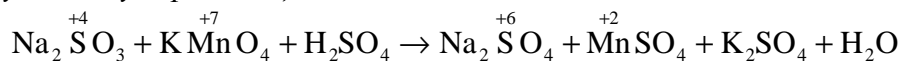


### ВПЛИВ СЕРЕДОВИЩА НА ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

В залежності від середовища окисно-відновна реакція протікає з утворенням різних продуктів окиснення і відновлення. Так, при взаємодії калій перманганату  $\text{KMnO}_4$  з відновником утворюються різні продукти відновлення в залежності від реакції середовища.

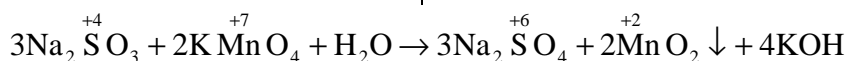
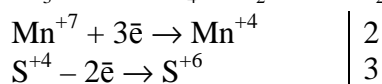
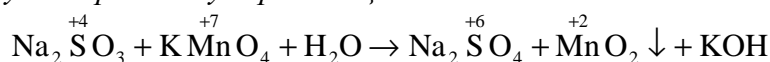


у кислому середовищі:



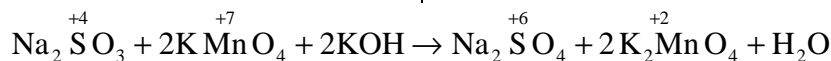
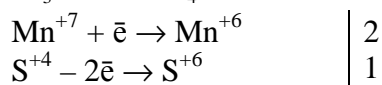
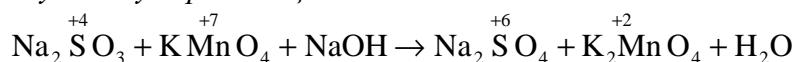
Фіолетовий розчин ( $\text{KMnO}_4$ ) знебарвлюється.

у нейтральному середовищі:



Фіолетовий розчин ( $\text{KMnO}_4$ ) знебарвлюється і спостерігається випадання бурого осаду.

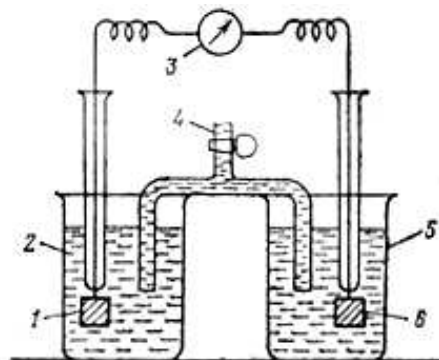
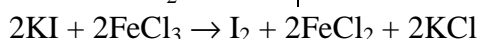
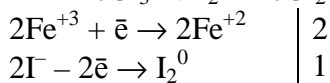
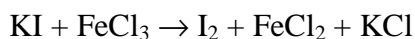
в лужному середовищі:



Фіолетовий розчин ( $\text{KMnO}_4$ ) перетворюється в зеленуватий ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ).

## ГАЛЬВАНІЧНИЙ ЕЛЕМЕНТ

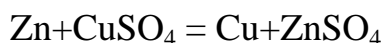
Процеси окиснення та відновлення можливо фізично відокремити один від одного і здійснити перенос електронів по зовнішній електричній мережі. Такий прилад називається гальванічним елементом (елементом Якобі-Даніеля).



Гальванічний елемент (елемент Якобі-Даніеля)

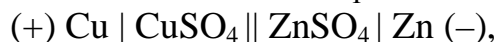
1,6 – платиновий електрод; 2 – посудина з розчином KI; 3 – гальванометр; 4 – трубка з розчином калій хлориду; 5 – посудина з розчином  $\text{FeCl}_3$

У гальванічному елементі хімічна енергія системи перетворюється на електричну. За рахунок хімічної реакції утворюється електричний струм.



Процес взаємодії цинку з купрум (II) сульфатом складається з двох процесів, що відбуваються одночасно – окиснення цинку і відновлення йонів  $\text{Cu}^{+2}$ :

Схематично елемент Якобі зображають таким чином:



де вертикальні риси відповідають границі поділу двох фаз. Негативно заряджені електрони рухаються від цинкового електрода до мідного (тобто створюють електричний струм), а позитивно заряджені йони переміщуються в розчині від мідного електрода до цинкового.

## НОРМАЛЬНИЙ ВОДНЕВИЙ ЕЛЕКТРОД. ЕЛЕКТРОДНИЙ ПОТЕНЦІАЛ

У замкненому гальванічному елементі відбувається взаємодія між двома компонентами, які не торкаються один одного – металом і розчином солі іншого металу. Як відомо, кожен метал має вільні електрони. Концентрація їх у різних металах неоднакова. У разі занурювання металу у воду або в розчин його солі встановлюється рівновага на межі між металом і розчином його солі  $\text{M}^0 \rightleftharpoons \text{M}^{+n} + n\text{e}$ .

Позитивні йони знаходяться в розчині, електрони – на пластині, утворюючи подвійний електричний шар. Пластина металу одержує негативний заряд щодо розчину, розчин – позитивний заряд щодо металу. Між металом і розчином його солі виникає різниця потенціалів, яку називають *електродним потенціалом металу*.

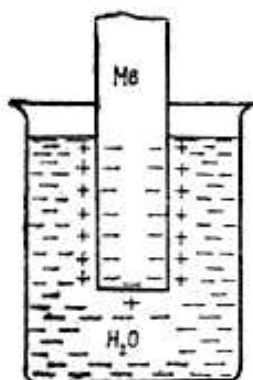


Рис. Утворення подвійного електронного шару

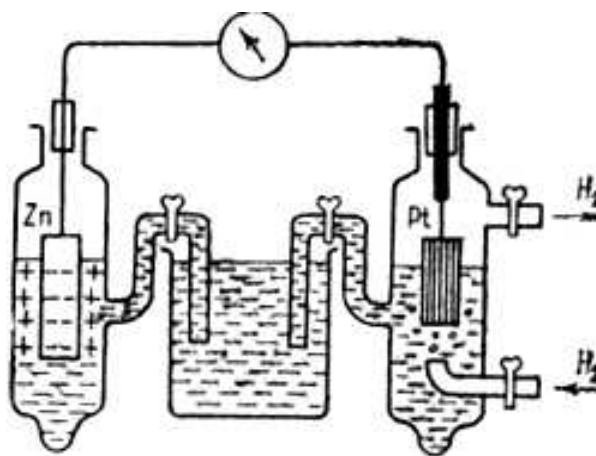


Рис. Приклад для визначення електродного потенціалу металу щодо водневого електрода

Значення електродного потенціалу металу визначають щодо нормального водневого електрода, потенціал якого вважають рівним нулю.

*Нормальний водневий електрод* – це платинова пластинка, занурена в розчин сульфатної кислоти, молярна концентрація якого становить 0,5 моль/л, з молярною концентрацією гідроген-йонів, що дорівнює 1 моль/л. Через цей розчин пропускають газоподібний водень під тиском 101,3 кПа.

Для збільшення поверхні дотику металу з воднем платинову пластинку покривають шаром губчастої платини. Таку платиновану пластинку занурюють до половини в розчин сульфатної кислоти, через який пропускають струмінь газоподібного водню. Платинова пластинка відіграє роль адсорбенту (розчинника) водню, а насичена газом платина поводить себе як сплав водень/платина. Розчинений у платині молекулярний водень частково дисоціює на атоми:  $\text{H}_2 = 2\text{H}$ , які переходять в йонний стан:  $2\text{H} = 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ , і на межі  $\text{H}_2 \mid 2\text{H}^+$

виникає стрибок потенціалу, який має певну величину. Величина потенціалу водневого електроду за даної температури визначається, з одного боку, концентрацією йонів в розчині, а з другого – кількістю адсорбованого платиною газоподібного водню. Величина адсорбції водню пропорційна його тиску.

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

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

де  $z$  – ступінь окиснення металу в даній сполуці (кількість електронів, яку втрачає атом, перетворюючись на йон);  $C$  – концентрація йонів металу в даному розчині;  $R$  – газова стала;  $F$  – число Фарадея, 96500 кулон;  $T$  – 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 йонів у розчині і називається *рівнянням електродного потенціалу*.

Підставивши в рівняння Нернста числові значення постійних та перейшовши від натурального логарифма до десяткового, для 25°C одержуємо наступне рівняння:

$$E = E^0 + \frac{0.059}{z} \lg C$$

*Різниця потенціалів між металом, зануреним у розчин його солі з молярною концентрацією солі 1 моль/л, і водневим електродом називається нормальним, або стандартним електродним потенціалом.*

## РЯД СТАНДАРТНИХ ЕЛЕКТРОДНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ

Вимірюючи електродні потенціали металів, одержали ряд стандартних електродних потенціалів – електрохімічний ряд напруг, або ряд витіснення металів.

Ряд стандартних електродних потенціалів металів характеризує їх окисно-відновні властивості лише у водних розчинах. За допомогою цього ряду можна визначити напрямок окисно-відновних реакцій між окремими металами та їх йонами.

У цьому ряді найбільш поширені метали розташовуються в такому порядку:

K, Na, Ba, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, **H**, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

У гальванічному елементі окисником є електрохімічна система з вищим електродним потенціалом. Метал з нижчим електродним потенціалом розчиняється. Електрони рухаються від металу з меншим електродним потенціалом до металу з більшим.

Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів його електродів. Чим далі знаходяться метали один від одного у ряду стандартних електродних потенціалів, тим більша електрорушійна сила гальванічного елемента, який з них складається.

Наприклад, у мідно-цинковому гальванічному елементі цинк розчиняється, електрони рухаються від цинку до міді, (ЕРС) гальванічного елемента дорівнює:

$$E_0 = E_{0\text{Cu}} - E_{0\text{Zn}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ eV}$$

## ЕЛЕКТРОЛІЗ

*Електроліз – це окисно-відновний процес, який відбувається на електродах під час пропускання електричного струму через розплав або розчин електроліту.*

Сутність електролізу полягає в тому, що при пропусканні електричного струму через розчин (або розплав) електроліту позитивно заряджені йони (катіони) переміщуються до катода, а негативно заряджені (аніони) – до анода. Досягши електродів, йони розряджаються, у

результаті чого на електродах виділяються складові частини розчиненого електроліту або водень і кисень з води

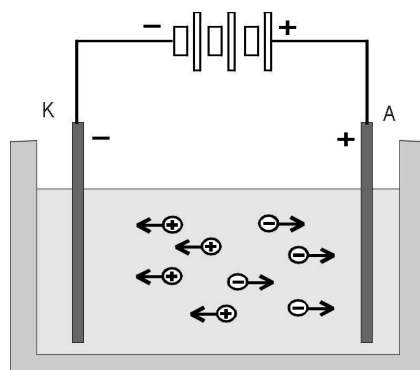


Рис. Схема роботи електролізера

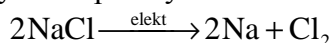
Слід відрізнити процеси, які відбуваються під час електролізу розплавів та розчинів.

**Електроліз розплавів.** Розглянемо процес електролізу розплаву NaCl. Натрій хлорид, як сильний електроліт в розплаві дисоціює:  $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ .

Розплав містить йони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Cl}^-$ . При протіканні струму йони  $\text{Na}^+$  переміщуються до катода (негативно заряджений електрод), а йони  $\text{Cl}^-$  – до анода (позитивно заряджений електрод). Приймаючи від катода один електрон, йони  $\text{Na}^+$  перетворюються в нейтральні атоми, на катоді виділяється натрій. Йони хлору, досягаючи анода, віддають йому електрони і перетворюються в атоми хлору, що, з'єднуючись попарно, утворюють молекули хлору. На аноді виділяється хлор.



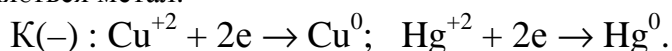
Схему електролізу можна записати:



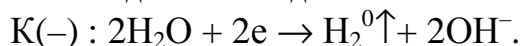
**Електроліз розчинів.** Розглянемо процеси, що відбуваються в розчинах електролітів під час пропускання через них електричного струму.

Багато факторів (густина струму на електродах, матеріал електродів, природа розчинника, концентрація йонів у розчині та ін.) впливають на процес і кінцеві продукти електролізу.

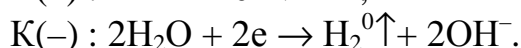
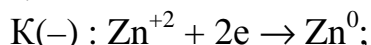
**Процеси, які відбуваються на катоді.** Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться після Гідрогену, на катоді виділяється метал:



Електроліз водних розчинів солей металів, що в ряду стандартних електродних потенціалів розташовані перед марганцем (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba, Mg, Al), супроводжується виділенням водню на катоді:



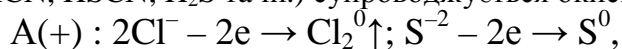
Під час електролізу водних розчинів солей металів, які в ряду стандартних електродних потенціалів знаходяться між алюмінієм і воднем, на катоді одночасно виділяються метал і водень:



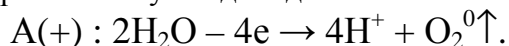
Якщо в розчині знаходяться катіони кількох металів, під час електролізу першими відновлюються катіони металу, який має більші значення електродного потенціалу. Наприклад, під час електролізу розчину, що містить катіони  $\text{Cu}^{+2}$ ,  $\text{Hg}^{+2}$  та  $\text{Zn}^{+2}$  першою буде виділятися ртуть, другим – мідь і останнім – цинк.

**Процеси, що відбуваються на аноді.** Аноди бувають нерозчинні та розчинні. Нерозчинні аноди виготовляють здебільшого з вугілля або платини, розчинні – з цинку, міді, нікелю та інших металів.

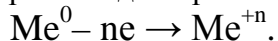
Під час електролізу на нерозчинному аноді відбувається окиснення аніонів кислот або гідроксид-йонів. Так, електроліз водних розчинів солей безоксигенових кислот (HCl, HBr, HI, HCN, HSCN, H<sub>2</sub>S та ін.) супроводжується окисненням аніонів цих кислот:



Під час електролізу водних розчинів солей кисневмісних кислот (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> та ін.) на нерозчинному аноді виділяється кисень:



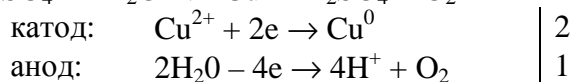
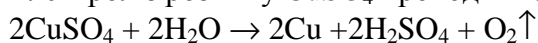
Електроліз водних розчинів солей на розчинному аноді супроводжується його окисненням:



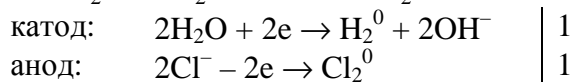
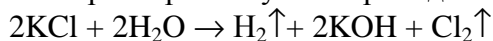
Йони металу Me<sup>+n</sup> переходять у розчин, анод розчиняється.

**Приклад.**

Електроліз розчину CuSO<sub>4</sub> проходить за схемою:



Електроліз розчину KCl проходить за схемою:



## ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ (М.ФАРАДЕЯ)

*1. Маса речовини, що виділилася при електролізі, пропорційна кількості електрики, що пройшла через розчин і практично не залежить від інших факторів.*

Масу речовини, що виділилася при електролізі, розраховують за формулою:

$$m_{(x)} = \frac{E_m \times I \times t}{F}$$

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).

*2. Рівні кількості електрики виділяють при електролізі з різних хімічних сполук еквівалентні кількості речовин.*

Для виділення з розчину електроліту одного еквівалента будь-якої речовини потрібно пропустити через розчин 96500 кулонів електрики.

**Використання.** Електроліз використовують для одержання найбільш активних металів – натрію, калію, кальцію, магнію, а також алюмінію та найактивніших неметалів – водню, фтору, хлору, кисню; лугів – KOH та NaOH.

За допомогою електролізу очищають одержані метали (рафінування), вкривають метал шаром іншого металу (нікелювання, хромування, золочення). Покриття виробів нікелем, хромом, золотом не лише надає їм гарного вигляду, але й запобігає хімічному руйнуванню (корозії).

Електроліз використовують для зняття точних копій з рельєфних виробів. Копіювання рельєфних виробів за допомогою електролізу називають гальванопластикою. Гальванопластику відкрив російський вчений Б. Якобі у 1837 р.