

## Практичне заняття. 1.

### Тема. ЗАГАЛЬНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ.

**Мета.** Ознайомитися із основними фізичними та хімічними властивостями і способами отримання металів, їх класифікацією; використовувати електрохімічний ряд напруг металів для визначення окисно-відновних властивостей іонів і атомів металів; скласти рівняння хімічних реакцій металів з водою, водними розчинами лугів, кислот, солей на основі теорії ОВР і з урахуванням гетерогенного характеру взаємодії; визначати можливість і послідовність перебігу процесів електролізу; скласти рівняння катодних і анодних процесів, а також загальну схему електролізу розплавів і водних розчинів електролітів з нерозчинним і розчинним анодами; виконувати розрахунки кількості, маси і об'єму речовин, які отримують при електролізі.

#### Вступ.

У наш час для виготовлення машин і приладів застосовують переважно металеві матеріали, до яких належать метали, стопи металів з іншими металами та металів з неметалами. Хіміку необхідно бути обізнаним у властивостях металів. Дуже важливого значення набувають знання таких загальних закономірностей, як періодичність змінювання властивостей металічних елементів та їх сполук, залежність властивостей металів від типів і особливостей хімічного зв'язку в металах і сплавах на їх основі. Згадані закономірності є предметом вивчення теми «Загальний огляд металів».

#### План.

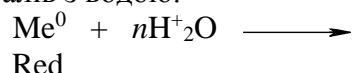
1. Метали в природі та способи їх добування
2. Будова металів та їхні фізичні властивості
3. Стопи металів.
4. Хімічні властивості металів.
5. Електроліз.

#### Зміст практичного заняття.

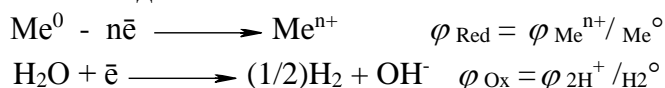
#### Приклади розв'язування типових завдань

##### Приклад 1. Які метали і як можуть взаємодіяти з водою?

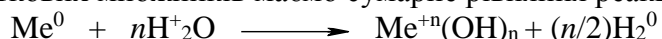
**Розв'язання.** При взаємодії металів з водою:



у ролі потенційного окисника можуть виступати тільки іони  $\text{H}^+$  води. Покажіть, що інших окисників у розглянутій системі просто немає. Складаємо рівняння можливих напівреакцій окиснення і відновлення:



і з урахуванням додаткових множників маємо сумарне рівняння реакції:



Перевіряємо виконання термодинамічної умови перебігу ОВР:  $\varphi_{\text{Me}} < \varphi_{\text{Ox}}$ . Оскільки у воді не виконуються стандартні умови для водневого електрода ( $[\text{H}^+] = 10^{-7}$  моль/л), обчислимо його потенціал за рівнянням Нернста:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + (0,059/2) \lg[\text{H}^{+}]^2 = 0 + (0,059/2) \cdot 2(-7) \approx -0,41\text{В.}$$

Таким чином, взаємодія з водою термодинамічно можлива для металів з ОВ-потенціалами меншими за -0,41В. Цій умові у нейтральному середовищі (рН = 7) задовольняє Fe і більш активні метали (табл.1).

У табл.1 наведені величини електродних потенціалів деяких металів у нейтральному середовищі. Значення потенціалів в табл.1 не являються стандартними. Окиснена форма металів відповідає їх існуванню у водних розчинах у формі нерозчинних гідроксидів або оксидів. Варто пам'ятати, що відновна активність лужних і лужноземельних металів у всіх середовищах може бути охарактеризована стандартними значеннями їх ОВ потенціалів (додаток).

Врахуємо *фактор гетерогенності*. Щоб реакція не гальмувалася щільним шаром продукту, гідроксиди, що утворюються, повинні бути розчинними.

Отже, *взаємодіяти з водою можуть тільки метали, що мають величину електродного потенціалу меншу за -0,41В та утворюють розчинні у воді гідроксиди (луги)*.

Обом цим умовам задовольняють тільки лужні (підгрупа ІА) та лужноземельні (ІІА) метали. Помітно реагує з водою з утворенням ТіОН також талій – найбільш активний з металів підгрупи ІІА.

Таблиця 1

Електродні потенціали металів у нейтральному середовищі (рН=7)

Напівреакція окиснення	$\varphi$ , В
$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} - \bar{e} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-2,28
$\text{Be} + 2\text{H}_2\text{O} - \bar{e} \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-2,23
$\text{Al} + 3\text{H}_2\text{O} - 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$	-1,89
$\text{Ti} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{TiO} + 2\text{H}^+$	-1,72
$\text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-1,14
$\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O} - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+$	-1,07
$\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,81
$\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,51
$\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,46
$\text{H}_2 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+$	-0,41
$\text{Cd} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,41
$\text{Co} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,32
$\text{Ni} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,30
$\text{Pb} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	-0,14
$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+$	+0,20
$\text{Hg} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{HgO} + 2\text{H}^+$	+0,51
$2\text{Ag} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	+0,76
$2\text{Au} + 3\text{H}_2\text{O} - 6\bar{e} \rightarrow \text{Au}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+$	+1,04

Розглянемо взаємодію металів з водними розчинами лугів:  $\text{Me} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = ?$

Легко помітити, що в даній системі потенційні окисники – катіони металу  $\text{Na}^+$  і водню  $\text{H}^+$ . Потенціал водню у лужному середовищі залишається значно вищим ніж у лужних і лужноземельних металів. Наприклад, при рН=14

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ рН} = -0,83\text{В}$$

Тому у ролі окисника виступають іони  $\text{H}^+$ , і перша стадія реакції така ж як при взаємодії металу з водою.

*Яка ж роль луку?* Він взагалі не бере участі у реакції, якщо Me – лужний або лужноземельний метал. Однак луг відіграє важливу роль у тому випадку, коли метал, що реагує, утворює нерозчинний амфотерний гідроксид. Останній розчиняється у лузі, контакт

металу з водою поновлюється, і реакція йде до кінця. Зверніть увагу, що у лужному середовищі такі метали існують у вигляді аніонів, що змінює величини їх потенціалів (табл.2).

Таблиця 2

Електродні потенціали деяких металів у лужному середовищі (pH = 14)

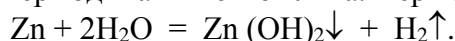
Напівреакція окиснення	$\varphi^0$ , В
$\text{Be} + 4\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	-2,62
$\text{Al} + 4\text{OH}^- - 3\bar{e} \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	-2,35
$\text{Zn} + 4\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	-1,22
$\text{Sn} + 4\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow [\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$	-0,91
$\text{H}_2 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}^+$	-0,83
$\text{Pb} + 4\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow [\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$	-0,54

### Приклад 2. Як взаємодіє цинк із водним розчином лугу?

**Розв'язання.** ОВ-потенціал цинку (табл.2) менший за потенціал води:

$$\varphi_{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}/\text{Zn}} = -1,22\text{В} < \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,83\text{В}$$

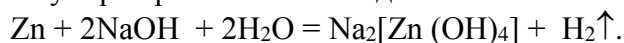
Отже, взаємодія Zn з водою термодинамічно можлива. Перша стадія:



Але утворення нерозчинного гідроксиду швидко гальмує процес, тому у воді реакція практично не йде. На другій стадії амфотерний гідроксид цинку розчиняється у розчині лугу з утворенням цинкату:



і реакція йде до кінця. Сумарне рівняння взаємодії:



Отже, метали, що розчиняються у водних розчинах лугів, повинні задовільняти наступним умовам:

- електродний потенціал металу в лужному середовищі повинен бути нижчим за потенціал водневого електроду:  $-0,059\text{pH}$ ;
- гідроксид металу має бути амфотерним (або розчинним).

До числа металів, що розчиняються у лузі, але не у воді, відносяться Zn, Al, Be, Pb, Sn та ін. (табл.2).

Розглянемо взаємодію металів з розчинами кислот. Відношення металів до водних розчинів кислот визначається як активністю металу, так і природою кислоти, і її концентрацією.

### Приклад 3. Які метали і як взаємодіють із соляною кислотою?

**Розв'язання.** У хлоридній кислоті HCl окисником є тільки іони  $\text{H}^+$  (доведіть, чому у цьому випадку можна не брати до уваги окисні властивості води). У розчинах кислот  $[\text{H}^+] \approx 1\text{ моль/л}$  і  $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} \approx 0\text{В}$ .

Отже, взаємодія з HCl термодинамічно можлива тільки для металів з негативним електродним потенціалом:  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} < 0$ , тобто, для тих, що розташовані в електрохімічному ряду до водню. Як визначити продукти реакції? Іони водню з кислоти відновлюються до молекулярного водню, а продукт окиснення – катіони металу зв'язуються аніонами  $\text{Cl}^-$  у сіль. Звідси одержуємо молекулярне рівняння реакції:



Оскільки хлориди більшості активних металів добре розчинні, фактор гетерогенності, як правило, не накладає обмежень на протікання цієї реакції. Аналогічно взаємодіють з металами й інші кислоти, аніони яких не містять більш активних окисників, ніж "кислотний" водень  $H^+$ .

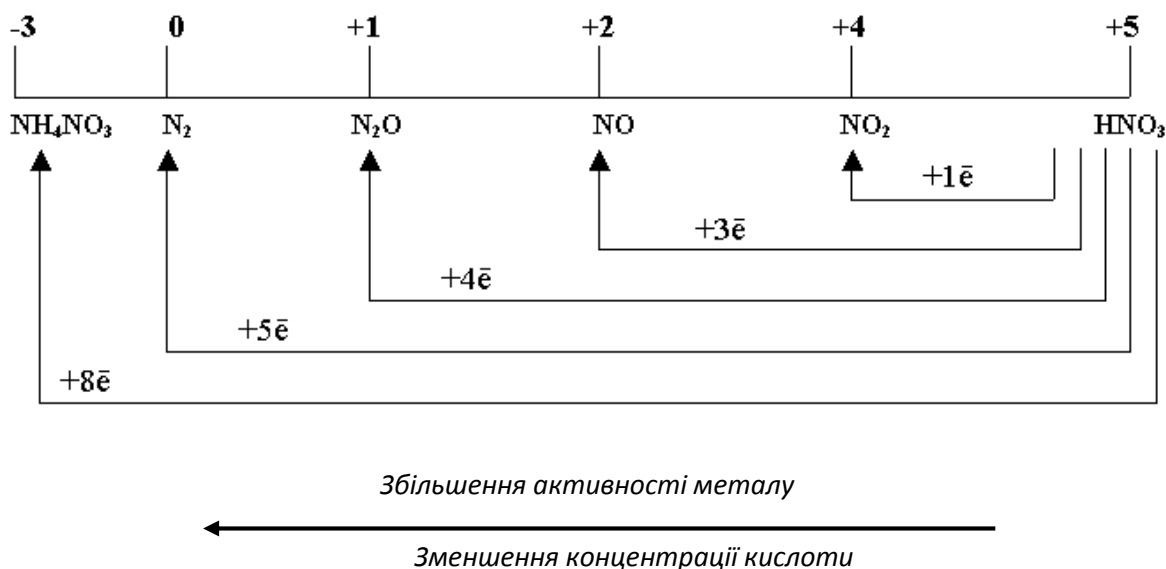
#### Приклад 4. Як метали взаємодіють з нітратною кислотою?

**Розв'язання.** Окисно-відновні реакції за участю нітратної кислоти відбуваються за досить складними механізмами. Водень при цьому не виділяється. Це пояснюється тим, що із двох потенційних окисників  $H^+$  (як у будь-якій кислоті) та  $N^{+5}$  (в нітрат-іоні  $NO_3^-$ ), сильнішим є  $NO_3^-$ .

$$\varphi^0(NO_3^-/\dots) = + (0,8 \div 1,2) \text{ В} \gg \varphi^0_{2H^+/H_2} = 0 \text{ (В)}$$

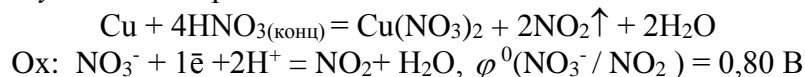
Тому нітратна кислота окиснює метал за рахунок  $NO_3^-$ , а не  $H^+$ .

Можливі шляхи відновлення азотної кислоти можна подати такою загальною схемою:



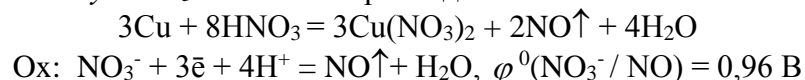
Природа продуктів відновлення азотної кислоти, їх вміст у суміші залежать від активності металу, концентрації  $HNO_3$  та температури. При цьому чим менша концентрація кислоти, тим вищий вміст у суміші продуктів більш глибокого відновлення. Запис рівнянь окисно-відновних реакцій за участю азотної кислоти здебільшого умовний, оскільки вказують лише один продукт відновлення, вихід якого за даних умов є максимальним.

У концентрованих розчинах  $HNO_3$  головним продуктом її відновлення незалежно від активності металу є  $NO_2$ . Наприклад:

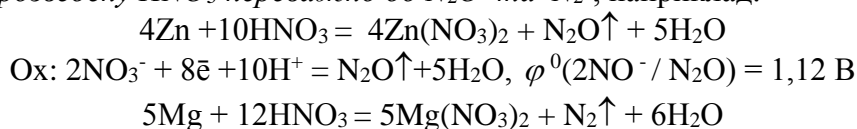


Глибина відновлення  $HNO_3$  у розведеному розчині зростає в міру підвищення активності металу.

Малоактивні метали (їм відповідають додатні стандартні електродні потенціали) відновлюють розведену  $HNO_3$  до  $NO$ . Наприклад:

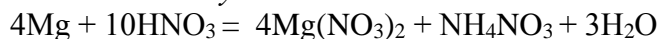


Активні метали (їм відповідають від'ємні стандартні електродні потенціали) відновлюють розведену  $HNO_3$  переважно до  $N_2O$  та  $N_2$ , наприклад:



Ох:  $2\text{NO}_3^- + 10\text{e}^- + 12\text{H}^+ = \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^0(2\text{NO}_3^- / \text{N}_2) = 1,25 \text{ В}$

Дуже розведена  $\text{HNO}_3$  найчастіше відновлюється активними металами до найнижчого ступеня окиснення азоту:



Ох:  $\text{NO}_3^- + 8\text{e}^- + 10\text{H}^+ = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\varphi^0(\text{NO}_3^- / \text{NH}_4^+) = 0,87 \text{ В}$

Концентрована  $\text{HNO}_3$  на холоді пасивує деякі відносно активні метали, зокрема – алюміній, залізо, кобальт, нікель, хром та їхні сплави внаслідок утворення на поверхні міцних оксидних плівок цих металів.

Слід також пам'ятати, що стійкими в нітратній кислоті є тільки золото, платина, осмій, іридій, ніобій, тантал, вольфрам.

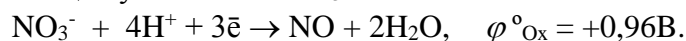
### Приклад 5. Чому золото не розчиняється в нітратній і хлоридній кислотах, але розчиняється в "царській воді"?

**Розв'язання.** "Царська вода" - це суміш концентрованих нітратної і хлоридної кислот у співвідношенні 1:3. У кожному з цих реагентів, узятих окремо, золото стійке: ОВ-потенціал азотної кислоти (+0,8÷1,2 В) і, тим більше, соляної (0 В) недостатній для окиснення золота (+1,50 В).

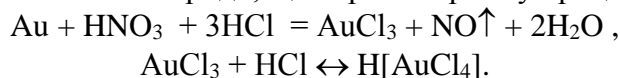
У присутності хлоридної кислоти катіони  $\text{Au}^{3+}$  утворюють комплексний аніон  $[\text{AuCl}_4]^-$ . За рахунок цього ОВ-потенціал золота різко знижується :



і стає близьким до потенціалу окисника  $\text{NO}_3^-$  :



Завдяки цьому "царська вода" легко розчиняє платину, золото та інші неактивні метали, перетворюючи їх на комплексні хлориди, що сприяє перебігу процесу окиснення металів:



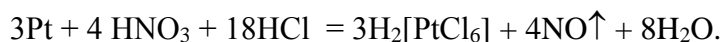
Хоча стандартна ЕРС сумарної реакції



трохи менша нуля:  $E^{\circ} = 0,96 - 1,00 = -0,04 \text{ В}$ , у реальних умовах (висока концентрація кислоти) ОВ-потенціал окисника підвищується, і розчинення золота протікає з достатньою швидкістю.

Як видно, у цьому випадку соляна кислота відіграє роль не окисника, а постачальника лігандів ( $\text{Cl}^-$ ), що утворюють з катіоном  $\text{Au}^{3+}$  міцний комплекс. У результаті цього відновна активність золота підвищується і стає достатньою для реакції із сильним окисником – азотною кислотою.

Аналогічно в "царській воді" розчиняються і деякі інші благородні метали, наприклад, платина:



### Приклад 6. У чому відмінність у дії на метали розведеної і концентрованої сульфатної кислоти?

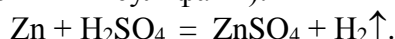
**Розв'язання.** У сульфатній кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , також як і в нітратній, два потенційних окисника:  $\text{H}^+$  і  $\text{S}^{+6}$  (сірка в  $\text{BCO}$ ) у сульфат-іоні  $\text{SO}_4^{2-}$ . Але, на відміну від  $\text{HNO}_3$ , у  $\text{H}_2\text{SO}_4$  окисно-відновні потенціали двох ймовірних окисників досить близькі:



Тому,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  може окиснювати або за рахунок  $\text{SO}_4^{2-}$ , або за рахунок іонів водню залежно від концентрації кислоти та активності металу.

У розведеній  $\text{H}_2\text{SO}_4$  окисником є катіони  $\text{H}^+$ , тому що їхня концентрація в цьому випадку досить велика завдяки високій ступені дисоціації кислоти. Тому розведена кислота

окиснює (розчиняє) тільки ті метали, що розміщені в ряду електрохімічних потенціалів до водню (за умови утворення розчинних сульфатів):



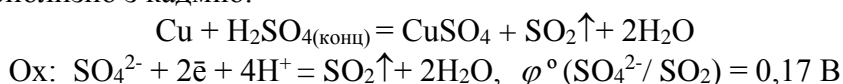
Запам'ятайте, що продуктом відновлення розведеного розчину сульфатної кислоти є водень  $\text{H}_2$ .

*Висновок.* Розведена  $\text{H}_2\text{SO}_4$  діє на метали аналогічно хлоридній кислоті (з виділенням водню) при  $\varphi^0(\text{Me}^{n+}/\text{Me}) < 0$ .

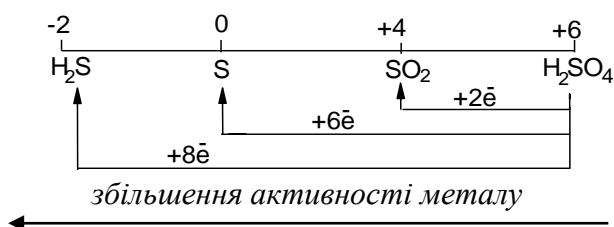
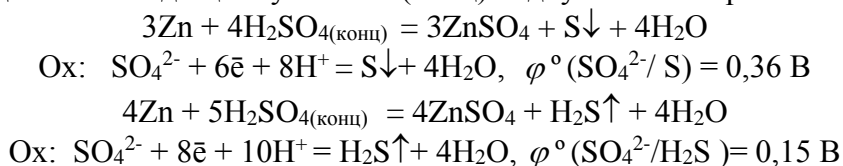
У концентрованій  $\text{H}_2\text{SO}_4$  окисником є аніони  $\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{S}^{+6}$ ), через високу концентрацію сульфат-іонів і малу концентрацію іонів  $\text{H}^+$ .

Продукти відновлення концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можуть бути різними залежно від активності металу та умов проведення процесу. Послідовне відновлення концентрованої сульфатної кислоти і основні форми продуктів реакції можна подати нижченаведеною загальною схемою.

В разі взаємодії з малоактивними металами концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відновлюється до  $\text{SO}_2$ . До малоактивних металів умовно можна віднести метали, що розташовані в ряду напруг починаючи приблизно з кадмію.



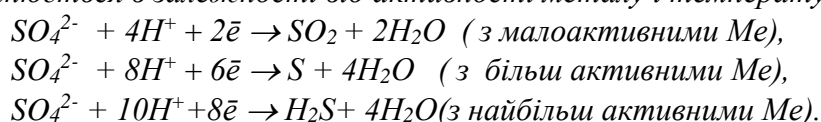
Більш активні метали відновлюють концентровану  $\text{H}_2\text{SO}_4$  до елементарної сірки, або навіть до  $\text{H}_2\text{S}$ . Найчастіше утворюється суміш продуктів відновлення сульфатної кислоти. Наприклад, під час взаємодії цинку з  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$  відбуваються переважно дві реакції:



Внаслідок пасивації значна частина металів (особливо  $d$ -елементів) практично не розчиняється у концентрованій  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . До них відносяться:  $\text{Al}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{Cr}$ , тощо.

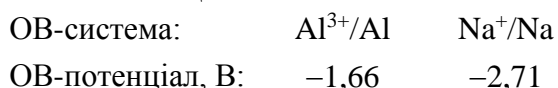
У концентрованій сульфатній кислоті не розчиняються також благородні метали ( $\text{Au}$ ,  $\text{Pt}$  тощо).

*Висновок.* Глибина відновлення  $\text{SO}_4^{2-}$  при розчиненні металів у концентрованій  $\text{H}_2\text{SO}_4$  змінюється в залежності від активності металу і температури:

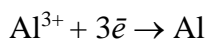


**Приклад 7.** В якій послідовності будуть виділятися на катоді метали при електролізі розплаву, що містить катіони  $\text{Na}^+$  і  $\text{Al}^{3+}$ ?

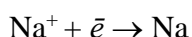
**Розв'язання.** Розташуємо ОВ-системи, що відповідають вказаним катіонам, у порядку зменшення їх ОВ-потенціалів:



Саме у такому порядку частинки будуть відновлюватися на катоді при підвищенні напруги від зовнішнього джерела і відповідному зменшенні катодного потенціалу. Спочатку відновлюється алюміній:

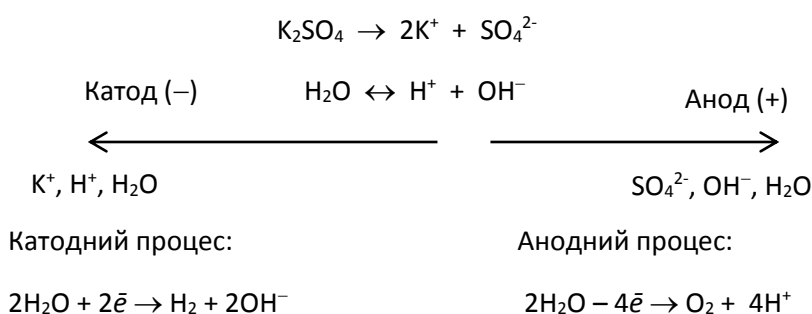


Лише після практично повного осадження алюмінію на катоді почнеться виділення натрію:



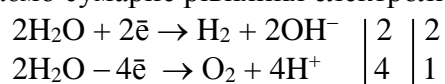
**Приклад 8. Складіть схему електролізу водного розчину сульфату калію з інертним анодом.**

**Розв'язання.** Складаємо рівняння процесів дисоціації у розчині, вказуємо стрілками напрямком міграції іонів і визначаємо частинки, що зосереджуються біля катода та анода:

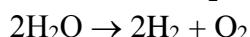


Калій - метал, умовно віднесений до першої групи, тому на катоді електрохімічно відновлюється вода. Умовно вважають, що у кислому середовищі при  $pH < 7$  відновлюються іони водню, а при  $pH \geq 7$  - молекули води. Біля аноду кисневмісний сульфат-іон не буде окиснюватись, замість цього окиснюється вода. Також умовно приймають, що при  $pH > 7$  окиснюються гідроксид-іони, а в нейтральному і кислому середовищі - молекули води.

Складаємо сумарне рівняння електролізу:



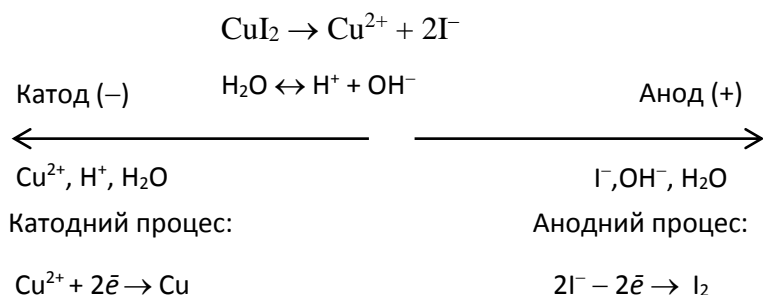
Для цього складемо алгебраїчно подвоєне рівняння катодного процесу з рівнянням анодного процесу і зважимо, що  $4\text{H}^+ + 4\text{OH}^- \rightarrow 4\text{H}_2\text{O}$ . Отримуємо:



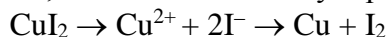
На початку процесу електролізу до виходу на його стаціонарний режим у просторі біля катода нагромаджуються іони  $\text{K}^+$  і  $\text{OH}^-$ . Це дає можливість із прикатодного простору одержувати гідроксид калію. Аналогічно визначаємо, що з прианодного простору можна одержувати розведену сірчану кислоту.

**Приклад 9. Схема електролізу водного розчину  $\text{CuI}_2$  з графітовим анодом.**

**Розв'язання.** Розглядаємо процес електролізу за такою ж схемою, як і в попередньому прикладі:



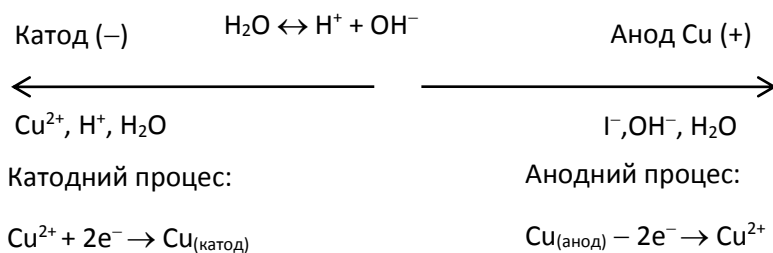
На катоді відновлюються катіони міді (третя група катіонів). Катод вкривається міддю. На аноді окиснюються йодид-іони, виділяється йод. Сумарне рівняння електролізу:



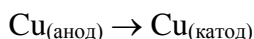
За рахунок міграції іонів в прикатодному просторі збільшується кислотність ( $pH$  зменшується), а біля анода зростає лужний характер розчину ( $pH$  зростає).

### Приклад 10. Як перебігає електроліз водного розчину $\text{CuI}_2$ з мідним анодом?

**Розв'язання.** Мідний електрод розчинний. Тому на аноді окиснюється мідь, а катодний процес такий же, як і в попередньому прикладі.



Сумарний процес полягає в переносі міді з анода на катод:



Маса анода зменшується, а катода – збільшується. Такий процес використовують для очищення (рафінування) міді та інших металів.

### Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Березан О.В. Збірник задач з хімії. – Тернопіль: Підручники і посібники, 2009. – 320 с.
3. Неділько С.А., Попель П.П. Загальна й неорганічна хімія: задачі та вправи. Навч. посібник. – К.: Либідь, 2001. – 400 с.
4. Лидин Р.А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Р.А.Лидин, В.А.Молочко, Л.Л.Андреева; Под ред. Р.А.Лидина. – М.: Химия, 2000. – 480 с.: ил. ISBN -724-1163-0
5. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.-техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639 с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
6. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.





10. При взаємодії 8 г порошкоподібної суміші заліза і магнію із соляною кислотою, виділилося 4,48 л водню (н.у.). Яка масова частка заліза в суміші? Відповідь: 70%.
11. Яка послідовність катодних процесів? В якій послідовності при поступовому підвищенні напруги будуть виділятися метали при електролізі розчину, який містить в однаковій концентрації катіони  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ?
12. Яка послідовність анодних процесів? В якій послідовності при поступовому підвищенні напруги будуть окиснюватися  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{OH}^-$ , якщо концентрація їх у розчині однакова?
13. Складіть рівняння електродних реакцій при електролізі водних розчинів фосфату калію і хлориду натрію з нерозчинними анодами.
14. Складіть рівняння електродних реакцій при електролізі водного розчину сульфату нікелю(II): а) з нерозчинним анодом, б) з нікелевим анодом.