

## Лекція. 12.

### Тема. ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ. КОРОЗІЯ МЕТАЛІВ ТА СПОСОБИ ЗАХИСТУ ВІД НЕЇ.

**Мета.** Навчитися користуватися рядом напруг металів для складання схем гальванічних елементів; складати електронні рівняння електродних процесів і рівняння хімічних реакцій, що лежать в основі роботи гальванічного елемента; обчислювати електрорушійну силу гальванічного елемента; складати схеми гальванопар, що виникають при контактній корозії металів, і рівняння хімічних реакцій, які перебігають при цьому; розуміти сутність основних методів захисту металів від корозії і складати електронні схеми процесів, що протікають при порушенні захисту.

#### Вступ.

Електрохімічні реакції є невід'ємною складовою практично всіх природних і виробничих процесів, зокрема, вони широко застосовуються для добування і синтезу речовин, що входять до складу сучасних матеріалів. Основною ознакою таких процесів є зміщення електронів до окисника (атома більш електронегативного елемента) або повне їх передавання. Причому на відміну від звичайних окисно-відновних реакцій, під час яких відбувається безпосередня передача електронів від відновника до окисника, особливістю електрохімічних процесів є просторове розділення процесів окиснення та відновлення. Слід зауважити, що окисно-відновною є будь-яка хімічна реакція за участю металів – основних компонентів металічних матеріалів.

Наприклад, електрохімічними процесами є добування металів за допомогою електролізу та їх руйнування внаслідок електрохімічної корозії. З огляду на поширення та важливість електрохімічних процесів вивчення особливостей їх перебігу дозволить хіміку краще зрозуміти сутність як методів добування речовин, так і способів поліпшення якостей металічних матеріалів за рахунок їх захисту від корозії.

#### План.

1. Електродні потенціали. Гальванічний елемент
2. Ряд стандартних електродних потенціалів
3. Електроліз.
4. Корозія металів та захист від корозії.

#### Зміст лекції.

### 1. Електродний потенціал. Гальванічні елементи

Якщо металевий стержень занурити у водний розчин його солі, тоді під дією полярних молекул води частина іонів металу із металічної решітки відривається і проникає у розчин, а електрони залишаються на поверхні металу, метал стає негативно зарядженим, а розчин поблизу поверхні металу – позитивно зарядженим. Збільшення негативного заряду металу при переході іонів у розчин приводить до зворотного процесу повернення іонів металу із розчину і з часом встановлюється динамічна рівновага за схемою:



Іони металу, що перейшли в розчин, не будуть від-далятися у глибину розчину, а під дією негативного заряду металу будуть триматись у безпосередньо біля його поверхні, а на “границі розділу” метал-розчин утвориться подвійний електричний шар (рис. 1).

Кожний метал має електродний потенціал, величина якого залежить від природи металу та концентрації розчину його солі. Для можливості порівняння елек-тродних потенціалів різних металів і як еталон вико-ристовують так званий **нормальний водневий елек-трод**. Він являє собою платинову пластинку, біля якої пропускається вільний водень, занурену у розчин сір-чаної кислоти. Цей електрод буде вести себе так, ніби у розчині кислоти занурено водневий стержень і між молекулами водню на його поверхні та іонами водню в розчині та розчині встановиться рівновага  $H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e^-$ .

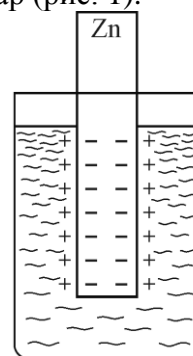


Рис. 1. Подвійний електричний шар

Електродний потенціал водневого електрода прийнято за  $\pm 0$  і він вико-ристовується для вимірювання нормальних потенціалів інших металів по від-ношенню до водневого електрода.

У таблиці 1 наведені нормальні потенціали найважливіших металів.

Таблиця 1. Нормальні потенціали металів

Метал	Іон	Потенціал, Вт	Метал	Іон	Потенціал, Вт
K	$K^+$	-2,92	Ni	$Ni^{2+}$	-0,23
Ca	$Ca^{2+}$	-2,84	Pb	$Pb^{2+}$	-0,14
Na	$Na^+$	-2,71	<b>H</b>	<b><math>H^+</math></b>	<b><math>\pm 0,00</math></b>
Mg	$Mg^{2+}$	-2,38	Cu	$Cu^{2+}$	+0,34
Al	$Al^{3+}$	-1,66	Hg	$Hg^{2+}$	+0,798
Zn	$Zn^{2+}$	-0,76	Ag	$Ag^+$	+0,799
F	$Fe^{2+}$	-0,44	Au	$Au^{3+}$	+1,42

Величина електродного потенціала буде залежати від концентрації солі металу і визначається згідно з рівнянням Нернста:

$$E = E_0 + \frac{0,059}{n} \lg c,$$

де E – потенціал металу при даній концентрації його іонів,  $E_0$  – нормальний потенціал, n – валентність іону металу, c – концентрація розчину іонів металу (в молях).

Якщо ж два метали різної активності, занурені у розчини своїх солей, з'єднати провідником, а розчини з'єднати міст-ком, що дає можливість іонам рухатись, тоді утвориться зам-кнуте електричне коло, у зов-нішньому колі якого буде спо-стерігатись проходження елек-тричного струму. Електрони у зовнішньому колі рухаються від більш активного металу до менш активного. Починає працювати **гальванічний елемент** – хімічне джерело електричного струму (рис. 2).

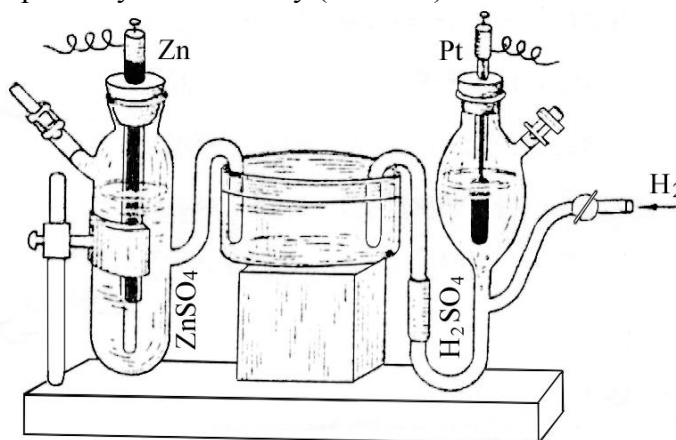
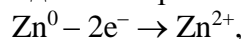
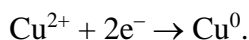


Рис. 2. Гальванічний елемент для вимірювання нормального потенціалу металів

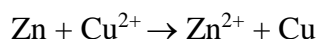
Наприклад, якщо взяти такі метали як Zn і Cu, тоді більш активний метал – цинк буде посылати іони у розчин, втрачаючи два електрони:



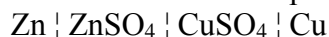
які по зовнішньому колу будуть рухатись до міді, перетворюючи мідний стержень у катод. На катоді відбувається електрохімічна реакція відновлення іонів міді з розчину до вільної міді:



Ці процеси будуть проходити до повного розчинення цинку або до повного відновлення іонів міді з розчину. Електродні процеси такого гальванічного елемента відповідають реакції:



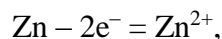
Електрохімічну схему гальванічного елемента зображають так:



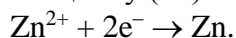
Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента тим більша, чим далі відстоять один від одного метали у ряду напруг. Електрорушійна сила гальванічного елемента складає різницю нормальних електродних потенціалів тих металів, із яких він складений. Якщо нормальний потенціал одного з металів позитивний, то менший потенціал віднімається від більшого. Так, для ЕРС мідно-цинкового елемента:

$$\text{ЕРС} = 0,34 - (-0,76) = 1,103 \text{ вольт.}$$

Гальванічні елементи утворюються і в системах, в яких один і той же метал занурено у розчини його солі різної концентрації. Це так звані концентраційні елементи. **Концентраційні елементи** працюють на принципі самодовільного вирівнювання концентрації розчинів: у частині елемента з меншою концентрацією солі, наприклад, цинку ( $C_1$ ) відбувається процес:



у частині з більшою концентрацією солі цинку ( $C_2$ ) на електроді виділяється цинк:

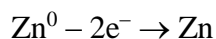


Електрохімічна схема такого елемента записується так:



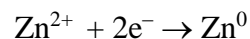
$$C_1 < C_2$$

електрод-відновник  
окислення металічного цинку



донор електронів

електрод-окисник  
відновлення катіонів  $\text{Zn}^{2+}$



акцептор електронів

Негативним полюсом зовнішнього кола (донором електронів) є електрод, який занурений у розчин солі цинку з меншою концентрацією. Позитивним полюсом гальванічного елемента (акцептором електронів) є електрод, який занурений у розчин з більшою концентрацією солі. Рух електронів у зовнішньому колі здійснюється у напрямку від негативного електрода до позитивного.

Цей елемент працює до повного вирівнювання концентрації іонів  $\text{Zn}^{2+}$  у обох його частинах. Коли  $C_1 = C_2$ , гальванічний елемент працювати не буде.

### Акумулятори

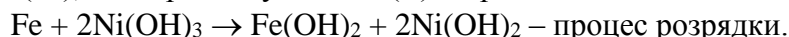
**Акумулятори** – це хімічні джерела електричного струму, в яких використовується хімічна реакція, що дає електричний струм. Для акумуляторів використовують такі хімічні реакції, які є оборотними: тобто хімічна реакція, яка дає електрони, може бути направлена у зворотному напрямку при пропусканні через розчин електричного струму. Таким чином, акумулятори після використання їх ресурсу можуть бути заряджені постійним електричним струмом і знову давати електричний струм.

Акумулятори, що використовуються на автомобілях та тракторах, можуть бути кислотними і лужними.

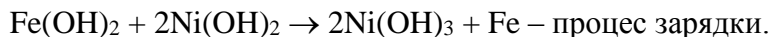
**Лужний акумулятор** складається із одного електрода, виготовленого із порошку металічного заліза Fe і другого електрода, виготовленого із гідро-ксиду нікелю. Обидва

електроди занурені у концентрований розчин КОН, до якого часто добавляють LiOH для підвищення ємкості.

**При розрядці** (тобто це реакція, що дає електричний струм) залізо відновлює гідроксид нікелю (III), то гідроксиду нікелю (II) по реакції:



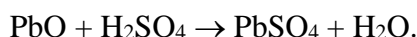
**При зарядці** при пропусканні постійного електричного струму через розчин може бути здійснена зворотна реакція:



Лужний акумулятор при розрядці на клеммах має ЕРС 1,3 вольт. При зарядці напруга на клеммах становить 1,8 вольт. Він добре витримує перенавантаження та тривале знаходження у розрядженому стані, не боїться тряски і має порівняно малу масу. Його використовують на механізмах, що мають велику масу.

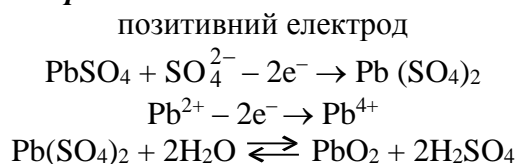
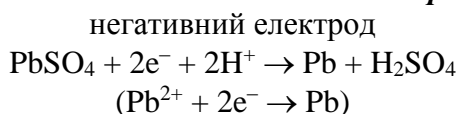
Проте недоліком є його менший, ніж у кислотного, коефіцієнт корисної дії та порівняно великі розміри.

**Кислотний акумулятор** має свинцеві електроди і тому є досить важкий. Електролітом у кислотних акумуляторах є розчин сірчаної кислоти з густиною 1,20 г/см<sup>3</sup> (30%-ний розчин H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Електродами є гратчасті свинцеві пластини, заповнені пастою оксиду свинцю (II) PbO і води, занурених у 30%-ний розчин сірчаної кислоти. Оксид свинцю (II) взаємодіє з сірчаною кислотою і на його поверхні утворюється шар сульфату свинцю по реакції:



Якщо через акумулятор пропускати постійний електричний струм, то на електродах будуть проходити такі процеси:

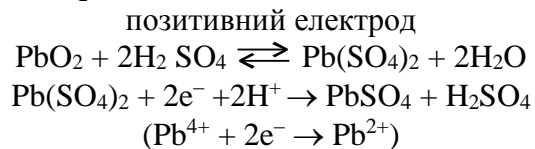
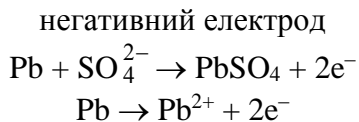
#### **Зарядка акумулятора**



Таким чином, при зарядці негативні пластини акумулятора перетворюються у губчасту масу металевого свинцю, а позитивні – у PbO<sub>2</sub>, концентрація сірчаної кислоти підвищується і доказом зарядки акумулятора є підвищення густини електроліту до величини 1,22-1,25 г/см<sup>3</sup>. У зарядженому стані акумулятор може існувати досить довго.

Якщо включити акумулятор у електричне коло, електричний струм починає проходити від негативного електрода до позитивного. Виникнення електричного струму є результатом електрохімічних процесів, що протікають на електродах:

#### **Розрядка акумулятора**



Як бачимо, ці процеси оборотні відносно процесів, що відбувається при зарядці. Один елемент такого акумулятора здатний дати струм напругою 2 В. Послідовне з'єднання елементів дає нам акумулятори різної потужності (6, 12 В). На автомобілях та тракторах використовують акумулятори напругою у 12 В. На окремих моделях автомобілів застосовують акумулятори напругою 14 В.

Оскільки потужність акумулятора не може бути безкінечно великою, у електричних схемах автомобілів та самохідних сільськогосподарських механізмів, акумулятори використовують для запуску двигунів за допомогою стартера та при роботі у низькооборотистих режимах, при досягненні певного числа обертів двигуна починає давати струм генератор, який не тільки забезпечує електричну систему, але і здійснює

зарядку акумулятора. У та-кому режимі акумулятор при уважному слідкуванні за його станом (рівень електроліту та його густина) може працювати декілька років.

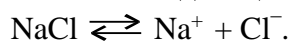
Недоліками кислотного акумулятора є його велика вага та псування пластинок осипаються і виходять із ладу при значній трясці.

### 3. Електроліз

**Електроліз** – це хімічна реакція, яка здійснюється за участю електричного струму.

Якщо в розчин або розплав електроліту занурити два електроди і про-пускати електричний струм, іони набудуть напрямленого руху: катіони бу-дуть рухатися до негативного електрода – **катода**, аніони – до позитивного електрода – **анода**. Так як катодом є електрод, на якому внаслідок роботи джерела струму є надлишок електронів, то катіони будуть їх приєднувати, перетворюючись на нейтральні атоми. На катоді відбувається процес віднов-лення. На аноді аніони віддають електрони, також перетворюючись у ней-тральні атоми або групи атомів. На аноді відбувається процес окислення.

Електроліз розплавлених солей проводять у спеціальних печах, які дозво-ляють досягнути таку температуру, при якій сіль розплавляється і на елек-тродах виділяються катіони та аніони солі. Так, розплавлений NaCl дисоціює по схемі:



На катоді буде виділятися натрій  $\text{Na}^+ + e^- \rightarrow \text{Na}$ , на аноді – хлор  $\text{Cl}^- - e^- \rightarrow \text{Cl}^0$ ,  $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$ .

Різні катіони перетворюються у нейтральні атоми при різних потенціалах на електродах. В загальному випадку існує таке положення: **чим активні-шим є метал (чим лівіше він знаходиться у ряду напруг), тим важче його відновити із розчину під час електролізу.**

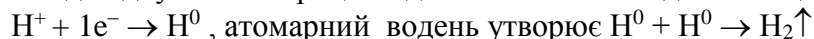
Процеси, що відбуваються на аноді, залежать від властивостей аніонів і матеріалу анода. Аноди бувають нерозчинні та розчинні. Нерозчинні аноди виготовляють з матеріалів, які не беруть участі в анодних реакціях (так звані індиферентні електроди), тобто сам матеріал анода не змінюється при елек-тролізі. До них належать графітові, платинові, іридієві електроди. Розчинні аноди – це аноди з Zn, Cu, Ag, Cd, Ni та ін. металів.

Під час електролізу на нерозчинному аноді відбувається окислення ані-онів кислотних залишків або гідроксид-іонів. Так, електроліз водних розчи-нів солей безкисневих кислот (HCl, HJ, H<sub>2</sub>S ін.) супроводжується окисленням аніонів цих кислот.

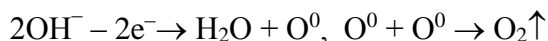
Електроліз водних розчинів солей на розчинному аноді відбувається з розчиненням металу анода. Наприклад, у разі нікелевого анода відбувається процес розчинення нікелю:  $\text{Ni}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$ . Розчинні аноди використовують при покритті поверхні виробу, який є катодом, металом з якого виготовляють анод.

Під час електролізу водних розчинів різних сполук потрібно мати на увазі, що в процесах на електродах можуть брати участь іони  $\text{H}^+$  та  $\text{OH}^-$ , які в невеликій кількості утворюються при дисоціації води.

У водних розчинах солей найбільш активних металів (розташовані у ряду напруг до Al включно) на катоді відбувається процес відновлення іонів вод-ню із води за схемою:

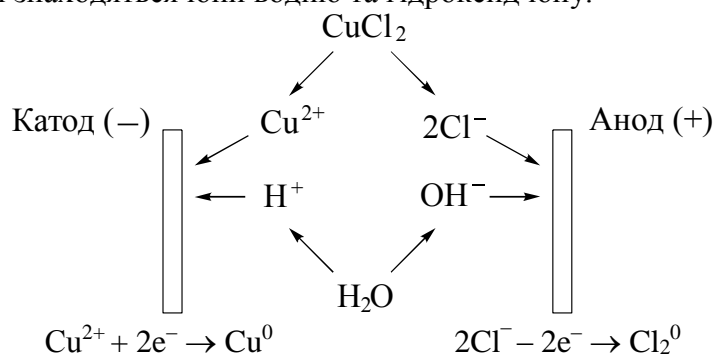


На аноді також, в першу чергу, відбуваються процеси, які приводять до меншої величини потенціалу: спочатку розряджаються прості іони – гало-геніди,  $\text{S}^{2-}$ , гідроксид-іони ( $\text{OH}^-$ ) тільки потім відбувається окислення аніонів кисневмісних кислот, таких як  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  та інші. При окисленні гідроксид-іонів з води на аноді проходить електродна реакція з виділенням кисню:



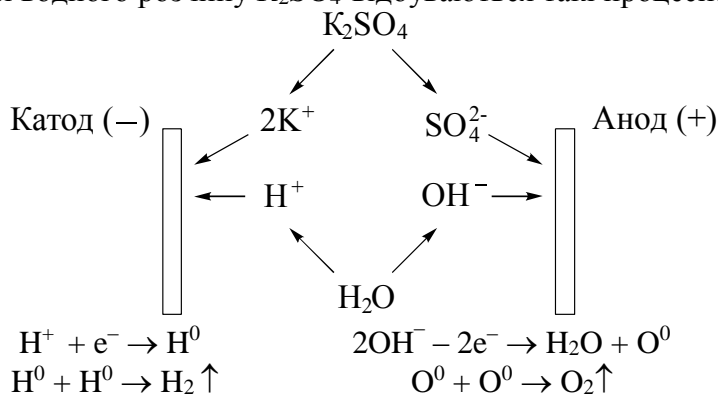
Розглянемо процеси, що відбуваються на електродах при електролізі водних розчинів різних солей.

Розчин  $\text{CuCl}_2$  містить іони міді та іони хлору. Крім того, у водному розчині у невеликій кількості знаходяться іони водню та гідроксид іону.



До катода будуть прямувати іони  $\text{Cu}^{2+}$  і  $\text{H}^+$ . Оскільки іони  $\text{Cu}^{2+}$  відновлюються легше, на катоді відбувається процес відновлення міді. Поверхня катода покриється металічною міддю. До анода прямують іони  $\text{Cl}^-$  і  $\text{OH}^-$ . Простіші іони  $\text{Cl}^-$  будуть окислюватись швидше, ніж іони  $\text{OH}^-$ . На аноді виділяється вільний хлор.

При електролізі водного розчину  $\text{K}_2\text{SO}_4$  відбуваються такі процеси:



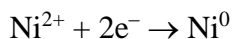
У зв'язку з тим, що іони водню виділяються легше, ніж іони калію, на катоді виділяється водень. На аноді швидше буде окислюватись іон гідроксиду ніж іон сульфату, і тому на аноді виділиться кисень. Фактично при електролізі таких солей проходить електрохімічний розклад води на водень та кисень.

Саме тому, для виділення активних металів шляхом електролізу використовують розплавлені солі та індиферентні електроди.

**Електроліз при неіндиферентному аноді.** Якщо анодом буде слугувати метал, який при проходженні струму буде розчинятися, то у розчині із електрода будуть переходити іони металу. Наприклад, при нікелевому аноді, іони нікелю з поверхні електрода будуть переходити у розчин і буде йти процес окислення нікелю



На катоді буде йти процес відновлення іонів нікелю з розчину:



Таким чином, буде спостерігатись перекачка нікелю з анода на катод. Такий метод використовують при покритті поверхні одного металу іншим (метод гальваностегії).

### Закони електролізу

Залежність між кількістю струму та кількістю речовини, що виділяється при електролізі, описується законами Фарадея.

**Перший закон Фарадея:** маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості струму, який пройшов через розчин електроліту.

$$m = Q,$$

де  $Q = It$ ;  $Q$  – кількість електричного струму, Кл;  $I$  – сила струму, А;  $t$  – час його проходження через розчин, с.

**Другий закон Фарадея:** однакові кількості електричного струму, що проходять через розчини різних електролітів під час електролізу, виділяють на електродах маси речовин, прямо пропорційні їх еквівалентам.

Математично цю залежність записують так:

$$m = \frac{E I t}{F} = E \frac{Q}{F},$$

де  $E$  – еквівалент,  $F$  – число Фарадея 96500 Кл.

Якщо уявити собі електролізери, заповнені різними електролітами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$  та  $\text{FeCl}_3$ ) з'єднаними послідовно у одне електричне коло, то маси виділених речовин ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}$ ) будуть пропорційні їх еквівалентам.

Електроліт :	$\text{HCl}$	$\text{AgNO}_3$	$\text{CuSO}_4$	$\text{FeCl}_3$
Маса виділеної речовини, г	1	107,9	31,8	18,6
Атомна маса	1	107,9	63,54	55,85
Еквівалент $A_r$ /валентність	1	107,9	31,8	18,6

При проходженні через електроліт 96500 Кл електрики із розчину виділяється 1 грам-еквівалент речовини. Проте на практиці при електролізі відбуваються і побічні процеси. Тому маса виділеної речовини може бути меншою, ніж теоретично розрахована.

Електроліз має дуже широке застосування у техніці. Шляхом електролізу розплавлених солей добувають лужні та лужноземельні метали, алюміній, мідь. Електролізом солей кисневмісних кислот та лужних металів добувають хімічно чистий водень та кисень; електролізом водних розчинів галогенідів лужних металів добувають луки –  $\text{KOH}$  та  $\text{NaOH}$ . Електроліз використовують для одержання надчистих металів для електронної промисловості та покриття металічних виробів іншими металами з метою захисту їх від корозії та інше.

#### 4. Корозія металів та захист від корозії

**Корозією** називається руйнування металів під впливом навколишнього середовища в результаті його хімічного та електрохімічного впливу.

Пряма шкода від корозії полягає в вартості заміни механізмів та деталей машин, трубопроводів, пошкоджених нею. Непряма шкода пов'язана із простим обладнанням в результаті аварій, погіршенням якості продукції в результаті її забруднення, збільшенням витрат пального, матеріалів. Якщо відмовляється в роботі двигун, це призводить до простою обладнання, через порушення герметичності газового чи нафтового проводу втрачаються цінні продукти та інше. Втрати непрямі завжди вищі, ніж прямі. Крім того, вихід у навколишнє середовище газу, нафти та інших продуктів внаслідок корозії – це пряма загроза людині і природі. Корозія по зовнішньому вигляду проявляється у втраті металом блиску та появі на поверхні продуктів корозії (для сталі – це іржа бурого кольору), а також у зміні механічних властивостей.

Корозія відбувається внаслідок взаємодії металів із хімічними речовинами, в середовищі яких вони знаходяться. Так, метали та вироби з них можуть взаємодіяти з киснем повітря, утворюючи оксиди. Якщо в середовищі є достатня кількість вологи або металічні вироби чи конструкції знаходяться у воді, то їх руйнування відбувається більш активно. Морська вода, в якій висока концентрація багатьох солей, особливо тих, що підлягають гідролізу і викликають зміну рН у розчині, ще активніше руйнує метали. Крім того, на метал можуть діяти не тільки гази (газова корозія), а і речовини – неелектроліти (нафта і нафтопродукти та ін.).

Якщо оксиди та гідроксиди, що утворюються на поверхні металу внаслідок корозії, не заважають більш глибокому проникненню агресивних речовин середовища, то корозія

проходить глибоко і тривало. Так, іржа покриває поверхню заліза дрічастим шаром оксидів, які не запобігають подальшому руйнівному процесу.

Деякі метали утворюють на поверхні дуже щільну оксидну плівку, яка перешкоджає подальшому процесу окислення і захищає метал. Наприклад, оксид алюмінію  $Al_2O_3$  дуже міцно тримається на його поверхні і захищає вироби з алюмінію від руйнування. Тому такі вироби з алюмінію як частини агрегатів двигунів, конструкції літаків, посуд, електричний дріт можуть слугувати дуже довго. Корозія буває рівномірна, місцева та міжкристалітна (рис. 3).

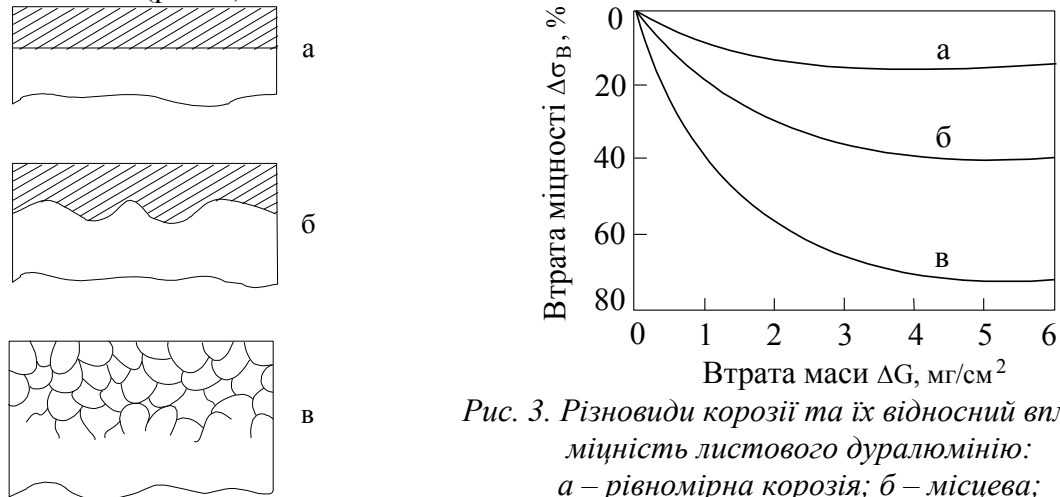


Рис. 3. Різновиди корозії та їх відносний вплив на міцність листового дуралюмінію:  
а – рівномірна корозія; б – місцева;  
в – міжкристалітна

При **рівномірній корозії** поверхня металу руйнується рівномірно. Це відбувається тоді, коли метал однорідний за складом.

При **місцевій корозії** пошкодження поглиблюється на певній ділянці поверхні і проникає у глибину, тобто охоплює певні ділянки поверхні. До місцевої корозії відносяться такі її різновиди як точкова та плямиста.

При **міжкристалітній корозії** руйнування відбувається між кристалами металу дуже глибоко і сильно зменшує міцність деталей та конструкцій. Міжкристалітна корозія практично непомітна з поверхні і розповсюджується у глибину металу по поверхні зерен, при цьому метал втрачає цілісність, при постукуванні втрачається характерний металічний звук і при більшому навантаженні метал руйнується.

Розрізняють кілька видів корозії. Основні з них такі: газова (або хімічна) корозія, яку викликають агресивні гази та речовини у контакті з якими знаходиться метал або вироби з нього, та електрохімічна корозія.

**Електрохімічна корозія** виникає тоді, коли на поверхню виробу наноситься інший метал (поверхню заліза, наприклад, покривають цинком, оловом, нікелем, хромом та іншими металами) або у складі металу є домішки інших металів (металеві сплави).

До пошкодження нанесеної на поверхню заліза плівки руйнується метал, нанесений на поверхню. Однак після незначного пошкодження поверхні два метали різної активності, які знаходяться у контакті один з одним, виявляються у розчині слабого електроліту. Починає працювати гальванічний елемент: більш активний метал розчиняється. Електрони, що утворюються при його розчиненні, переходять на менш активний метал.

Розрізняють два види електрохімічної корозії:

**Катодне покриття** – покриття поверхні металу менш активним металом (наприклад, покриття заліза оловом). У даному випадку гальванічна пара утворена із металів Fe та Sn. Більш активним є залізо. Воно буде посилати іони у розчин:  $Fe^0 - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$ . Електрони, що утворюються, будуть переходити на менш активний метал – олово, яке стає катодом. Отже, при пошкодженні такого виробу залізо руйнується дуже активно. Захисна плівка з олова не постраждає. Таке покриття захищає залізо від корозії лише до його пошкодження (рис. 4а).



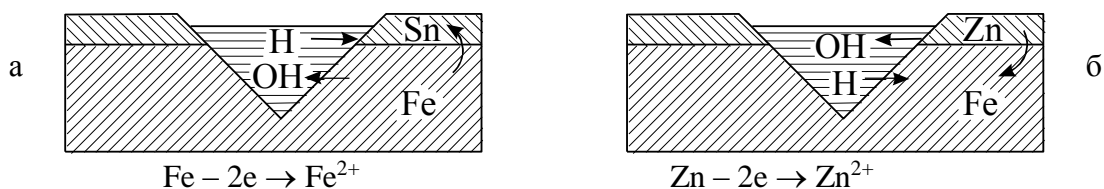


Рис. 4. Схеми електрохімічної корозії:

*а* – катодне покриття, *б* – анодне покриття

**Анодне покриття** – покриття поверхні металу більш активним металом, наприклад, цинком (оцинковане залізо). У даному випадку в утвореній галь-ванічній парі більш активним металом є метал покриття (тобто цинк) (рис. 4б). Він буде розчинятись ( $Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ ). Деталь із заліза стає катодом і не буде руйнуватись. Анодне покриття захищає метал до повного розчинення захисної плівки більш активного металу.

Корозія завдає великої шкоди народному господарству: є розрахунки, що внаслідок корозії виходять з ладу близько 25% виробів із чорних металів і до 20% виробів із кольорових металів.

Існують такі способи захисту металів від корозії:

- нанесення на поверхню металевого виробу різних мастил, які заважають доступу агресивного середовища;
- нанесення на поверхню металевого виробу лаків та фарб;
- нанесення на поверхню металевого виробу полімерних матеріалів;
- нанесення на поверхню металевого виробу інших металів;
- нанесення на поверхню металу мастик, лаків та фарб, але ці матеріали легко пошкоджуються від механічної дії на них;
- нанесення металів дає більш стійке до механічних пошкоджень покриття;

Для нанесення захисного покриття на поверхню металевого виробу використовують різні технічні прийоми:

- нанесення захисного металу на поверхню електролізом (гальванопластика);
- нанесення захисного металу напиленням;
- нанесення захисного металу на поверхню зануренням виробів у розплавлений метал покриття;
- нанесення шляхом хімічного осадження менш активного захисного металу на поверхню зануренням виробів у розчин солі металу покриття.

## Література.

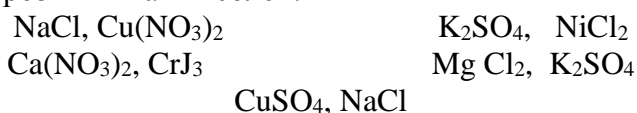
1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. 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. – 639с.: 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.
4. 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.
5. 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.
6. 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.
  7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
  8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
  9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
  10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
  11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
  12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедев.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
  13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
  14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

### Запитання для самоперевірки.

1. Складіть схему гальванічного елемента, при роботі якого проходить реакція  $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ . Які процеси відбуваються на електродах при роботі такого елемента?
2. Складіть електрохімічну схему гальванічного елемента, при роботі якого проходить реакція  $Ni + 2Ag^+ \rightarrow Ni^{2+} + 2Ag$ . Які процеси протікають на електродах при його роботі?
3. В чому полягає суть процесів, які проходять при електрохімічній корозії металів? Наведіть приклад процесів при катодному та анодному покритті.
4. Чому метали високої чистоти, які практично не містять домішок інших металів, є більш стійкими до корозії, ніж ті метали, що містять домішки? Пояснити схемами процесів, що відбуваються під час корозії.
5. Які існують способи захисту металів від корозії? Поясніть перевагу та недоліки поданих методів.
6. Що таке електрохімічна корозія? Наведіть приклади процесів, які відбуваються при електрохімічній корозії.

7. Якщо залізу і мідну пластини з'єднати заклепками та занурити у розчин розведеної сірчаної кислоти, на якій з них буде виділятися водень? Дайте пояснення електродних процесів, які при цьому відбуваються.
8. Подайте електрохімічні реакції, які відбуваються при пошкодженні поверхні оцинкованого та хромованого заліза.
9. Що таке протекторний захист металів від корозії? Наведіть приклади та дайте пояснення електрохімічним реакціям, які при цьому відбуваються. Де на практиці використовується протекторний захист металів від корозії?
10. Складіть схеми електродних процесів, які відбуваються на катоді та аноді під час електролізу водних розчинів таких солей:



15. Що таке акумулятори? Подайте електродні процеси, які відбуваються при зарядці та розрядці кислотного свинцевого акумулятора.
16. Які процеси проходять при зарядці та розрядці лужного залізно-нікелевого акумулятора? Які його недоліки та переваги у порівнянні з кислотним?
17. Акумулятори та їх застосування на автомобілях і тракторах. Які процеси відбуваються при зарядці та розрядці кислотного акумулятора?
18. Які процеси спостерігаються на аноді при електролізі водного розчину сульфату цинку: а) на вугільному аноді; б) на нікелевому аноді.
19. Водний розчин містить катіони Cu<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Ag<sup>+</sup>. В якій послідовності будуть виділятися на катоді вказані іони? Яку кількість електрики необхідно пропустити через розчин для виділення 10 г зазначених металів?