

УДК 519.6

***Возняк О.В.* Складання схем електролізу водних розчинів солей. Методичні рекомендації щодо самостійного опрацювання матеріалу. К.: ДЕТУТ, 2008. – 27с.**

Методичні рекомендації містять відомості з теми «Електроліз». Подано загальні відомості про електроліз солей, методику складання схем електролізу солей, орієнтовний перелік завдань, а також рекомендовану літературу.

Рекомендації розраховані для студентів ВНЗ денної та заочної форм навчання.

Методичні рекомендації щодо самостійного опрацювання матеріалу розглянуті та затверджені на засіданні кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності» (протокол № 1 від 28 серпня 2008 року) та на засіданні методичної комісії факультету УЗТ (протокол № 2 від 29 вересня 2008 року).

Рецензенти:

Геращенко І.І. , доктор хімічних наук, професор

Висоцька Т.І. , кандидат хімічних наук, доцент

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО ЕЛЕКТРОЛІЗ.....	5
СКЛАДАННЯ СХЕМ ЕЛЕКТРОЛІЗУ РОЗПЛАВІВ.....	6
СКЛАДАННЯ СХЕМ ЕЛЕКТРОЛІЗУ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ.....	7
ЗАВДАННЯ І ВПРАВИ НА ЕЛЕКТРОЛІЗ.....	17
ВИСНОВКИ.....	23
ДОДАТОК.....	25
РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА.....	26

ВСТУП

Формування логічних взаємозв'язків відбувається під час вивчення всіх тем і курсів навчальної дисципліни „Хімія”, тобто має “наскрізний” характер. Підвищення ролі науки в суспільстві, зростання її соціального престижу висуває високі вимоги до знань студентів. У сучасних умовах ці вимоги стрімко зростають, стимулюють поглиблення досліджень сфери науки у новому обсязі, в єдності всіх її сторін. Сучасний стан освіти передбачає орієнтацію на розвиток творчого потенціалу особистості. В цих умовах інтелектуальний, духовний розвиток людей стає провідним фактором зростання виробництва.

Одним з найскладніших питань при вивченні курсу навчальної дисципліни „Хімія” є електроліз. Крім того, для вивчення цього матеріалу відведена невелика кількість годин, тоді як практичне значення електролізу охоплює широкий спектр використання. Адже під час пропускання через розплави солей металів головної підгрупи другої групи постійного електричного струму виділяються чисті метали, лужні метали отримують електролізом лугів і солей цих металів, розчин солей NaCl і NaClO володіючи білильними властивостями, утворюються при електролізі водного розчину кухонної солі, при електролізі водних розчинів H_2SO_4 і NaOH отримують водень і кисень і т.д.

Основна мета цих методичних матеріалів – допомогти студентам самостійно навчитися складати схеми електролізу водних розчинів солей. У методичному апараті пропонуються схеми, таблиці, які допомагають

проаналізувати матеріал, узагальнити і систематизувати його. У кінці матеріалів подано зразки завдань для перевірки здобутих знань.

1. ЗАГАЛЬНІ ВІДОМОСТІ ПРО ЕЛЕКТРОЛІЗ

Електроліз – це сукупність хімічних реакцій, які відбуваються під впливом електричного струму на електродах, занурених у розчин або розплав електроліту. Під дією джерела струму на одному з електродів буде надлишок електронів (від'ємно заряджений електрод), на іншому – нестача електронів (позитивно заряджений електрод). Під час проходження електричного струму крізь електроліт поряд з хаотичним рухом йонів виникає спрямований і катіони переміщуються до негативного електрода, аніони – до позитивного.

Частинки, що перебувають поблизу негативного електрода, приймають електрони, тобто відновлюються. Електрод, на якому відбувається реакція відновлення, називається **катодом**. Частинки, що перебувають поблизу позитивного електрода, віддають електрони, тобто окиснюються. Такий електрод називається **анодом**.

Важливу роль в процесі електролізу відіграє матеріал, з якого виготовлено електроди, особливо анод. Такі матеріали, як платина та графіт, золото, іридій є інертними, тобто самі не окиснюються під час електролізу, окиснюються ж тільки компоненти електроліту. Якщо аноди виготовлені з міді, цинку, заліза, нікелю тощо, то в процесі електролізу матеріал анода може окиснюватись (електроліз з розчинним анодом).

На катоді в першу чергу відновлюватимуться йони того металу, якому відповідає більш додатне значення електродного потенціалу.

Окиснення аніонів на аноді відбувається в порядку збільшення алгебраїчного значення електродного потенціалу. Аніони кисневмісних кислот не окиснюються на аноді. Анодний процес у такому разі зводиться до окиснення молекул води з утворенням кисню. Наприклад, якщо в розчині є суміш йонів $\Gamma(E^0 I_2/2I) = + 0,536 \text{ V}$, $S^{2-}(E^0 S/S^{2-}) = - 0,48 \text{ V}$, $Cl^-(E^0 Cl_2/2Cl) = + 1,359 \text{ V}$, то на аноді вони будуть окиснюватись у такій послідовності S^{2-} , Γ , Cl^- .

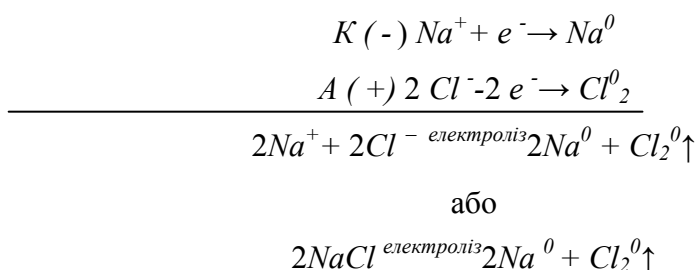
2. СКЛАДАННЯ СХЕМ ЕЛЕКТРОЛІЗУ РОЗПЛАВІВ

Під час електролізу розплавлених електролітів з інертними електродами на катоді завжди відновлюються катіони металу, а на аноді окиснюються аніони.

Приклад 1. Електроліз розплаву $NaCl$. Під час електролізу розплаву натрій хлориду відбуватимуться такі процеси:

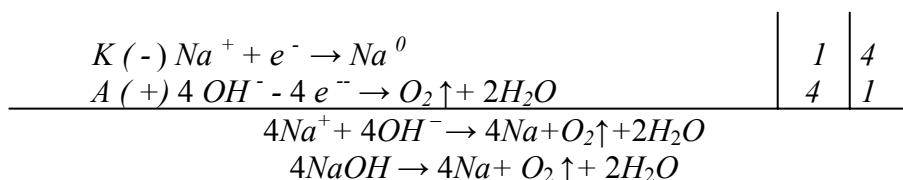


Складемо електронний баланс:

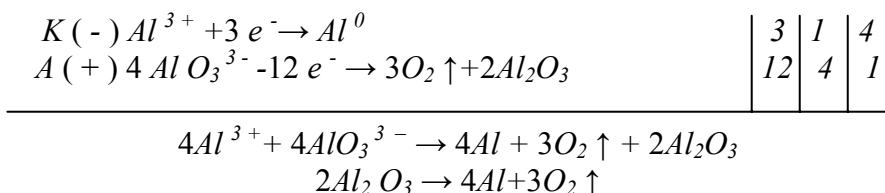
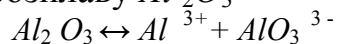


Отже, під час електролізу розплаву натрій хлориду на катоді виділяється металічний натрій, на аноді – газоподібний хлор.

Приклад 2. Електроліз розплаву KOH .



Приклад 3. Електроліз розплаву Al_2O_3



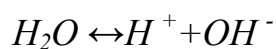
3. СКЛАДАННЯ СХЕМ ЕЛЕКТРОЛІЗУ РОЗЧИНІВ СОЛЕЙ

Під час електролізу водних розчинів поряд з катіонами і аніонами розчиненої речовини можуть брати участь молекули води. Розглянемо конкретний приклад. Запишемо електроліз водного розчину натрій хлориду.

Як відомо, у водному розчині даний електроліт здатний дисоціювати. При цьому утворюються йони:

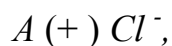
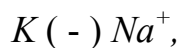


Вода, як слабкий електроліт, також здатна частково дисоціювати:



Якщо в розчині містяться одночасно декілька йонів, то розрядження їх відбувається в певній послідовності: з катіонів, насамперед, розряджається той, потенціал розрядження якого найменш негативний (найбільш позитивний), а з аніонів – той, потенціал розрядження якого найменш позитивний (найбільш негативний).

До пропущення електричного струму утворені йони безладно рухаються. Коли ж електричний струм проходить крізь даний розчин, то йони починають рухатись не хаотично, а спрямовано. Причому позитивно заряджені йони рухаються до негативно зарядженого електрода (катода), а від'ємно заряджені йони рухаються до позитивно зарядженого електрода (анода):



Відомо, що на катоді відбувається реакція відновлення. В даному випадку до катода підійшов йон Na^{+} . Буде відбуватись реакція відновлення натрію.

Доцільно скористатись рядом напруг металів **М. М. Бекетова**. В даному ряду зліва направо активність металу збільшується:

Ряд напруг металів

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H₂ Cu Hg Ag Pt Au

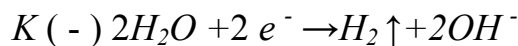
Можливі такі **варіанти**:

1. Якщо в розчині містяться йони металів, які стоять в ряді напруг до алюмінію включно (наприклад, йони K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+}), то відновлюватись будуть молекули води. Електродний потенціал ϕ для таких металів значно негативніший, ніж $-0,41$ В (в нейтральних розчинах електродний потенціал відновлення йонів H^+ становить $-0,41$ В).

2. Якщо в розчині містяться йони металів, що в ряді напруг стоять після водню (Cu^{2+} , Ag^+ , ...), то вони легко відновлюються. Електродний потенціал ϕ для цих металів значно позитивніший, ніж $-0,41$ В.

3. У розчині, що містить йони металів, які стоять в ряді напруг в проміжку манган - свинець (Zn^{2+} , Fe^{2+} ...), під час електролізу відбувається одночасно два процеси – відновлення катіонів металу і молекул води. Електродний потенціал ϕ для цих металів близький до мінус $0,41$ В.

Наш випадок підлягає першому варіанту:



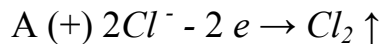
Йони Na^+ зосереджуються поблизу катода.

Що ж відбувається на аноді? На цьому електроді відбувається процес окиснення. В нашому випадку на аноді здатні окиснюватись Cl^- і молекули води. Що буде окиснюватись? Для того, щоб це визначити, слід скористатись рядом активності аніонів:

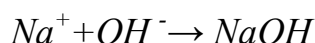


В даному ряду зліва направо активність аніонів в ряду активності аніонів зменшується. Якщо в розчині наявні аніони F^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , то окиснення зазнає вода.

В нашому випадку:



Йони Na^+ , що залишились біля катода і OH^- , що виділиться в катодній реакції, здатні утворювати вторинні продукти електролізу:



Таким чином:

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$NaCl$	Na^+ Cl^-	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 \uparrow + 2OH^-$ $Cl^- - e^- \rightarrow Cl^0$ $2Cl^0 \rightarrow Cl_2 \uparrow$	$Na^+ + OH^- \rightarrow NaOH$
Загальний процес електролізу: $2 NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow + 2NaOH$				

Розглянемо можливі варіанти електролізу розчинів солей:

I. Сіль утворена металом, який стоїть в ряді напруг до алюмінію

1. Сіль, утворена металом, який стоїть в ряді напруг до алюмінію і безокисеновмісним аніоном (приклад див. вище)

2. Сіль, утворена металом, який стоїть в ряді напруг до алюмінію і окисеновмісним аніоном

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$NaNO_3$	Na^+ NO_3^-	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^- \quad \times 2$ $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+$	$Na^+ + OH^- \rightarrow NaOH$ $H^+ + NO_3^- \rightarrow HNO_3$
Загальний процес електролізу: $NaNO_3 + 3H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow + NaOH + HNO_3$				

II. Сіль, утворена металом, який стоїть в ряді напруг в проміжку манган – свинець

3. Сіль, утворена металом, що стоїть в ряді напруг в проміжку манган – свинець та безоксигеновмісним аніоном

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$ZnCl_2$	Zn^{2+} $2Cl^-$	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$ $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$ $Cl^- + e^- \rightarrow Cl^0$ $2Cl^- \rightarrow Cl_2\uparrow \quad \times 2$	$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$
Загальний процес електролізу: $2ZnCl_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} Zn + H_2\uparrow + 2Cl_2\uparrow + Zn(OH)_2$				

4. Сіль, утворена металом, що стоїть в ряді напруг в проміжку манган – свинець та оксигеновмісним аніоном

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$ZnSO_4$	Zn^{2+} SO_4^{2-}	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn^0$ $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^-$ $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+$	$Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$ $2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow H_2SO_4$
Загальний процес електролізу: $2ZnSO_4 + 4H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} Zn + H_2\uparrow + O_2\uparrow + Zn(OH)_2 + 2H_2SO_4$				

III. Сіль, утворена металом, що в ряді напруг стоїть після водню.

5. Сіль, утворена металом, що в ряді напруг стоїть після водню і безокисеновмісним аніоном

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$CuCl_2$	Cu^{2+} $2 Cl^-$	$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$ $Cl^- - e^- \rightarrow Cl^0$ $2 Cl^0 \rightarrow Cl_2$	
Загальний процес електролізу: $CuCl_2 + H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} Cu + Cl_2$				

6. Сіль, утворена металом, що в ряді напруг стоїть після водню і окисеновмісним аніоном

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	$AgNO_3$	Ag^+ NO_3^-	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0 \times 4$ $2 H_2O - 4 e^- \rightarrow O_2 \uparrow + 4 H^+$	$H^+ + NO_3^- \rightarrow HNO_3$
Загальний процес електролізу: $4 AgNO_3 + 2 H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} 4 Ag + O_2 \uparrow + 4 HNO_3$				

Розглянуті вище приклади стосуються електролізу розчинів електролітів, коли використовують нерозчинений анод (графіт, вугілля, платина). Коли використовують розчинний катод (з цинку, міді, нікелю та ін. металів), то розчинний анод під час електролізу сам піддається окисненню, тобто надсилає електрони у зовнішнє коло. При віддаванні електронів змінюється рівновага між електродом і розчином, і електрод розчиняється:



метал анода у розчині у зовнішнє коло

Анод, матеріал якого не окислюється під час електролізу, називають **інертним**.

Анод, матеріал якого здатний окислюватись під час електролізу, називають **активним**.

Кількісна характеристика процесів електролізу визначається законами, встановленими Фарадеєм.

Згідно з **першим законом Фарадея**, маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин електроліту.

За **другим законом Фарадея**, однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовини.

Закон Фарадея виражається таким рівнянням:

$$m = \frac{EIt}{F}; \quad (1)$$

m – маса речовини, що утворилась або піддалась перетворенню, г;

E – еквівалентна маса речовини, г/моль;

I – сила струму, А;

t – час, с;

F – стала Фарадея (96 500 Кл/моль або 26,8 А·год), тобто кількість електрики, необхідна для здійснення перетворення одного еквівалента речовини.

Кількість електрики (А·с) виражається так:

$$Q = I \cdot t \quad (2)$$

При обрахунку об'ємів газів, що виділяються представимо рівняння закону Фарадея в такій формі:

$$V = \frac{VeIt}{F}; \quad (3)$$

V – об'єм газу, що виділився, л;

Ve – еквівалентний об'єм цього газу, л/моль;

$Ve (H_2) = 11,2$ л/моль (н.у.);

$Ve (O_2) = 11,2$ л/моль (н.у.);

В багатьох випадках на практиці внаслідок побічних процесів на катоді осаджується металу менше, ніж це відображено у формулі (1). Вихід за струмом

$$\eta = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100 = \frac{m_1 \cdot 96500}{E \cdot I \cdot t} \cdot 100\%,$$

де m_1 – маса металу (г), фактично отримана електрокристалізацією (процесом електрохімічного осадження металу на катоді),

m_2 – маса того самого металу (г), обрахована за формулою (1).

Приклад № 1 задачі на електроліз. Струм силою 6 А пропустили через водний розчин сульфатної кислоти протягом 1,5 год. Обчислити масу води, що розклалася і об'єми кисню і водню, що виділилися (н.у.).

Розв'язок:

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	H_2SO_4	H^+ SO_4^{2-}	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2OH^- \quad \times 2$ $2H_2O - 4e^- \rightarrow O_2\uparrow + 4H^+$	
Загальний процес електролізу: $2H_2O \xrightarrow{\text{електроліз}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$				

Масу води, що розклалася знаходимо з закону Фарадея, враховуючи, що 1,5 год. = 5400 с і $E_{H_2O} = 9 \text{ г/моль}$:

$$m(H_2O) = \frac{EIt}{F} = \frac{9 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,02 \text{ г};$$

Для обчислення об'ємів водню і кисню, що виділилися, враховуємо, що за н.у. еквівалентний об'єм водню рівний $11,2 \text{ л/моль}$, а кисню – $5,6 \text{ л/моль}$:

$$V_{H_2} = \frac{VeIt}{F} = \frac{11,2 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,76 \text{ л};$$

$$V_{O_2} = \frac{VeIt}{F} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 1,88 \text{ л};$$

Відповідь. Маса води, що розклалася становить 3,02 г; об'єми водню і кисню, що виділились в результаті електролізу водного розчину сульфатної кислоти відповідно становлять 3,76 л і 1,88 л.

Приклад № 2. При розчиненні кристалогідрату нікол сульфату $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ у воді утворилось 800 г розчину. Для виділення всього нікелю з 100 г цього розчину пропускали струм силою 0,563 А протягом 5 год. Скільки кристалогідрату і води було взято для приготування розчину?

Розв'язок:

Електроди	Вихідна речовина, яку піддають електролізу	Йони, які підходять до електродів	Процеси, що відбуваються на електродах	
			Первинні продукти електролізу	Вторинні продукти електролізу
Катод (-) Анод (+)	NiSO_4	Ni^{2+} SO_4^{2-}	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$ $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+$	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$ $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
Загальний процес електролізу:				
$2\text{NiSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{електроліз}} \text{Ni} + \text{H}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow + \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$				

Для виділення нікелю взято лише восьму частину. Отже, для всього розчину потрібно в 8 разів більше електричного струму. Якщо за умовою задачі на виділення нікелю з 100 г розчину витрачено

$$Q = I \cdot t = 0,563 \cdot 18000 = 10134 \text{ А} \cdot \text{с},$$

то для виділення нікелю з усього розчину потрібно

$$Q = 8I \cdot t = 8 \cdot 10134 = 81072 \text{ А} \cdot \text{с електричного струму}.$$

Масу нікелю, що виділилась знаходимо з закону Фарадея, враховуючи, що 5 год. = 18000 с і $E_{\text{Ni}} = 59/2 = 29,5 \text{ г/моль}$:

$$m(\text{Ni}) = \frac{EQ}{F} = \frac{29,5 \cdot 81072}{96500} = 24,78 \text{ г};$$

З формули кристалогідрату нікол сульфату видно, що

$$59 \text{ г Ni міститься в } 281 \text{ г NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O},$$

$$24,78 \text{ г} \qquad \qquad \qquad \text{х г NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O},$$

$$x = \frac{24,78 \cdot 281}{59} = 118,02 \text{ г}$$

Отже, 118,02 г кристалогідрату ніколу було розчинено в 681,98 г (800 – 118,02 г = 681,98 г) води.

Відповідь. Для приготування розчину було взято 118,02 г кристалогідрату і 681,98 г води.

Приклад № 3. Електричний струм пропустили через три кулонометри, з яких один був мідним, а два інші – з невідомих металів. У процесі електролізу маса катода мідного кулонометра збільшилась на 0,96 г, а катода другого і третього кулонометрів збільшились відповідно на 1,68 і 3,24 г. Визначити, з яких металів були виготовлені електроди в другому і третьому кулонометрах.

Розв’язок:

За законами Фарадея для виділення 0,96 г міді через кулонометр повинно пройти електричного струму

$$Q = \frac{FA}{E} = \frac{96500 \cdot 0,96}{32} = 2895 \text{ A} \cdot \text{год.}$$

Оскільки через усі кулонометри пройшло 2895 А · год. електричного струму, то еквівалент металу другого кулонометра становить

$$E = \frac{FA}{Q} = \frac{96500 \cdot 1,68}{2895} = 56,$$

а еквівалент третього кулонометра дорівнює

$$E = \frac{96500 \cdot 3,24}{2895} = 108.$$

Відповідь. Другий кулонометр був кадмієвий, а третій – срібний.

Приклад № 4. З розчину FeSO_4 за рахунок 1 А · с на катоді виділилось 624,6 мг Fe. Скільки теоретично повинно виділитись заліза? Чому рівний вихід за струмом?

Розв’язок:

$$1 \text{ A} \cdot \text{год.} = 3600 \text{ A} \cdot \text{с} = 3600 \text{ Кл}; E_{\text{Fe}} = 56 \text{ г} / 2 = 28 \text{ г};$$

$$m(\text{Fe}) = \frac{EQ}{F} = \frac{28 \cdot 3600}{96500} = 1,0342 \text{ г} = 1034,2 \text{ мг};$$

$$m(\text{Fe})_{\text{практ.}} = 624,2 \text{ мг};$$

$$m(\text{Fe})_{\text{теорет.}} = 1034,2 \text{ мг};$$

$$\eta(\text{Fe}) = \frac{m_{(\text{Fe})\text{практ.}}}{m_{(\text{Fe})\text{теорет.}}} \cdot 100\% = \frac{624,2 \text{ мг}}{1034,2 \text{ мг}} \cdot 100\% = 60,4\%.$$

Відповідь. Заліза повинно виділитись 1034,2 мг, а вихід за струмом рівний 60,4 %.

Приклад № 5. При пропусканні електричного струму силою 0,402 А протягом 4 год. через 200 мл розчину нітратів міді і срібла на катоді виділилося 3,44 г металів. Визначити молярну концентрацію нітратів Купруму і Аргентуму в розчині.

Розв'язок:

Якщо кількість срібла, яке виділилося на катоді, позначити через x г, а кількість електричного струму, потрібного для виділення x г срібла, через y А · год., то міді на катоді виділилося $(3,44 - x)$ г і для цього витрачено $(1,608 - y)$ А · год. електричного струму. Виходячи з того, що для виділення 1г-екв металу витрачається 26,8 А · год. електричного струму, можна скласти дві пропорції, з яких утворюється система двох рівнянь з двома невідомими:

для виділення 108 г Ag потрібно 26,8 А · год.,

для виділення x г Ag потрібно y А · год.,

$$108 y = 26,8 x$$

для виділення 32 г Cu потрібно 26,8 А · год.,

для виділення $(3,44 - x)$ г Cu потрібно $(1,608 - y)$ А · год.,

$$32(1,608 - y) = 26,8(3,44 - x),$$

$$y = \frac{26,8x}{108},$$

$$32\left(1,608 - \frac{26,8x}{108}\right) = 26,8(3,44 - x),$$

$$32(173,664 - 26,8x) = 9956,736 - 2894,4x,$$

$$5557,248 - 857,6x = 9956,736 - 2894,4x,$$

$$2036,8x = 4399,488,$$

$$x = 2,16.$$

Отже, на катоді виділилося 2,16 г або $2,16/108 = 0,02$ г-атом, срібла, що утворилося з 0,02 г-моль аргентум нітрату, і 1,28 г ($3,44 - 2,16 = 1,28$), або $1,28/64 = 0,02$ г-атом, міді, що утворилася з 0,02 г-моль купрум нітрату. Оскільки розчину було 0,2 л, то він 0,1 М відносно аргентум нітрату і 0,1 М відносно купрум нітрату.

Відповідь. Молярна концентрація нітратів Купруму і Аргентуму в розчині становить 0,1 М.

4. ЗАВДАННЯ І ВПРАВИ НА ЕЛЕКТРОЛІЗ

1. Під час електролізу водного розчину натрій броміду на аноді виділився бром, маса якого становила 8 г. Обчисліть об'єм газу (н. у.), який виділиться при цьому на катоді. (Відповідь: 1,12 л).
2. Натрій іодид розплавляли і піддали електролізу з інертними електродами. На катоді утворився натрій масою 13,8 г. Обчисліть масу речовини, яка виділилась при цьому на аноді. (Відповідь: 76,2 г).
3. Під час електролізу водного розчину аргентум нітрату з графітовими електродами на аноді виділився кисень масою 6 г. Визначте масу срібла, що утворилась внаслідок електролізу. (Відповідь: 81 г).
4. Внаслідок електролізу розплаву натрій хлориду на катоді утворився натрій масою 4,6 г. Обчисліть об'єм хлору (приведений до н. у.), що виділився на аноді. (Відповідь: 2,24 л).
5. Внаслідок повного електролізу аргентум нітрату, що містився в розчині солі масою 800 г, одержали 44 г металу. Визначте: а) об'єм газу (н. у.), що виділився на аноді; б) масову частку солі (%) у вихідному розчині.
(Відповідь: 2,24 л, 8,5 %).
6. При повному електролізі солі, що містилась у розчині натрій хлориду з масовою часткою солі 14,6 % ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$), одержали 125 г натрій гідроксиду. Який об'єм розчину натрій хлориду використали. (Відповідь: 1,118 л).
7. Електричний струм пропустили через два з'єднані послідовно електролізери, які містили розчини купрум (II) сульфату та калій іодиду. На

катоді першого електролізера виділилось 6,25 г міді. Визначте масу йоду, який за цей час виділився з розчину калій іодиду. (Відповідь: 12,4 г).

8. При електролізі розплаву гідроксиду невідомого металу утворилось 8,75 г металу і виділилось 28 л кисню (н. у.). Визначте невідомий метал.
(Відповідь: Літій).

9. При електролізі розплаву хлориду лужного металу виділилось 5,6 л хлору та 19,5 г металу. Визначте метал. (Відповідь: Калій).

10. При електролізі розплаву хлориду металу утворилось 0,448 л хлору (н. у.) і виділилось 1,56 г металу. Вказати порядковий номер металу в Періодичній системі. (Відповідь: 39).

11. При електролізі 10 л розчину, що містить 5 моль сульфатної кислоти в одному літрі і густина якого $1,3 \text{ г/мл}$, на катоді виділилось 560 л водню (н. у.). Визначити масову частку (н. у.) сульфатної кислоти після електролізу.
(Відповідь: 3,9 %).

12. Запропонуйте продукти електролізу водних розчинів таких солей (інертні електроди): а) KCl ; б) $CuCl_2$; в) KNO_3 ; г) $CuSO_4$.

13. Запропонуйте продукти електролізу розплавів таких солей (інертні електроди): а) KCl ; б) $PbBr_2$.

14. Скласти схеми електролізу водних розчинів H_2SO_4 , $NaOH$, $Pb(NO_3)_2$ з платиновими електродами.

15. Написати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів $BaCl_2$ і $Pb(NO_2)_2$ з вугільними електродами.

16. Написати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів FeCl_3 і $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ з інертним анодом.
17. Скласти схеми електролізу водного розчину цинк хлориду, якщо: а) анод цинковий; б) анод вугільний.
18. Написати рівняння електродних процесів, що протікають при електролізі водних розчинів купрум (II) сульфату, якщо: а) анод мідний; б) анод вугільний.
19. При електролізі розчину CuCl_2 на аноді виділилося 560 мл газу (н. у.). Знайти масу міді, що виділилась на катоді. (Відповідь: 1,6 г).
20. Обчислити масу срібла, що виділився на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин AgNO_3 протягом 30 хв. (Відповідь: 12,1 г).
21. Скільки часу потрібно для повного розкладання 2 моль води струмом силою 2 А? (Відповідь: 53,6 год.).
22. Знайти об'єм кисню (н. у.), що виділиться при пропусканні струму силою 6 А протягом 30 хв. через водний розчин калій гідроксиду. (Відповідь: 0,63 л).
23. Знайти об'єм водню (н. у.), що виділиться при пропусканні струму силою 3 А протягом 1 год. через водний розчин сульфатної кислоти. (Відповідь: 1,25 л).
24. Яка кількість електрики потрібна для виділення з розчину: а) 2 г водню; б) 2 г кисню. (Відповідь: а) $1,93 \cdot 10^5$ Кл, б) $2,4 \cdot 10^4$ Кл).

25. При електролізі водного розчину хром (III) сульфату струмом силою 2 А маса катода збільшилась на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?
(Відповідь: 6,2 год.).
26. При електролізі водного розчину SnCl_2 на аноді виділилось 4,48 л хлору (н. у.). Знайти масу олова, що виділився на катоді. (Відповідь: 23,8 г).
27. За 10 хв. з розчину платинової солі струм силою 5 А виділив 1,517 г платини. Визначити еквівалентну масу Платини. (Відповідь: 48,8 г/моль).
28. Чому рівна еквівалентна маса кадмію, якщо для виділення 1 г кадмію з розчину його солі потрібно пропустити через розчин 1717 Кл електрики?
(Відповідь: 56,2 г/ моль).
29. При проходженні через розчин солі трьохвалентного металу струму силою 1,5 А протягом 30 хв. на катоді виділилось 1,071 г металу. Обчислити атомну масу металу. (Відповідь: 114,8).
30. Який процес протікає при електролізі водного розчину SnCl_2 на становому аноді: а) $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$; б) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$; в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$?
31. При електролізі водного розчину нікол (II) сульфату на аноді протікає процес: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$. З якого матеріалу зроблений анод: а) з нікелю, б) з міді; в) з золота?
32. Яка маса міді виділиться на катоді, якщо через розчин мідного купоросу пропускати струм силою 2,68 А протягом 30 хв.? (Відповідь: 1,6 г).
33. Визначити кількість кадмію, що виділиться на катоді, якщо через розчин кадмій сульфату пропускати 3,35 А · год. електричного струму.
(Відповідь: 7 г).

34. У 200 мл води розчинили 20 г солі, що містить кадмій сульфат. Визначити процентний вміст кадмій сульфату в солі, якщо для повного виділення кадмію пропускали струм силою 1,072 А протягом 4 год.
(Відповідь: 83,2 %).
35. При розчиненні кристалогідрату нікол сульфату $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ у воді утворилось 500 г розчину. Для виділення всього нікелю з 100 г цього розчину пропускали струм силою 0,536 А протягом 4 год. Скільки кристалогідрату і води було взято для приготування розчину?
(Відповідь: 56,2 г; 443,8 г).
36. При пропусканні через розчин аргентум нітрату струмом силою 0,804 А протягом 2 год. на катоді виділилось 6,156 г срібла. Визначити вихід срібла за струмом. (Відповідь: 95 %).
37. При пропусканні електричного струму через мідний кулонометр і розчин натрій хлориду на катоді кулонометра виділилось 1,28 г міді, а в розчині утворилось 1,56 г натрій гідроксиду. Визначити вихід натрій гідроксиду за струмом. (Відповідь: 97,5 %).
38. При пропусканні через розчин натрій сульфату електричного струму силою 134 А протягом 20 год. виділилось 1064 л водню (н. у.). Визначити вихід водню за струмом. (Відповідь: 95 %).
39. Через електролізер, у катодному просторі якого містилося 10 л 4М розчину калій хлориду, пропустили електричний струм силою 20,1 А протягом 40 год. Визначити молярну концентрацію калій хлориду і калій гідроксиду в розчині, що утворився, якщо вихід калій гідроксиду за струмом дорівнює 90 % і об'єм розчину в процесі електролізу не змінюється. (Відповідь: $C_{\text{кон}} = 2,7 \text{ М}$, $C_{\text{KCl}} = 1,3 \text{ М}$).

40. При електролізі розплаву хлориду металу утворилось 0,896 л хлору (н. у.) і 3,12 г металу. Визначити хлорид якого металу піддавали електролізу.
(Відповідь: калій хлорид).
41. Електричний струм пропустили через три кулонометри, з яких один був мідним, а два інші – з невідомих металів. У процесі електролізу маса катода мідного кулонометра збільшилась на 0,96 г, а катода другого і третього кулонометрів збільшилися відповідно на 1,68 і 3,24 г. Визначити, з яких металів були виготовлені електроди в другому і третьому кулонометрах.
(Відповідь: з кадмію і міді).
42. Електричний струм пропустили через мідний кулонометр і два електролізери. У результаті електролізу маса катода кулонометра збільшилась на 1,28 г, а на анодах електролізерів виділилося відповідно 0,32 і 1,42 г газів. Визначити, які гази виділилися на анодах електролізерів.
(Відповідь: кисень і хлор).
43. При пропусканні електричного струму силою 0,402 А протягом 4 год. через 200 мл розчину нітратів міді і срібла на катоді виділилося 3,44 г металів. Визначити молярну концентрацію нітратів Купруму і Аргентуму в розчині.
(Відповідь: $C_{\text{AgNO}_3} = 0,1 \text{ M}$; $C_{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} = 0,1 \text{ M}$).
44. У воді масою 400 г розчинили натрій хлорид масою 46,8 г. В розчин помістили інертні електроди і пропустили постійний електричний струм, зібравши хлор, об'єм якого при н. у. становив 2,24 л. Обчислити масову частку натрій хлориду в розчині після електролізу. (Відповідь: 0,08).

ВИСНОВКИ

Таким чином, при складанні схем електролізу розчинів солей потрібно:

1. Скласти схему дисоціації розчину солі.
2. Звернути увагу на те, які йони підходять до кожного з електродів (катода і анода).
3. Звернути увагу на матеріал, з якого виготовлено електроди.
4. Визначити, які йони братимуть участь в катодному процесі. При цьому необхідно врахувати значення потенціалів електродів, яким відповідають йони, наявні в розчині. Доцільно скористатись рядом стандартних електродних потенціалів.
5. Скласти схему (- ми) напівреакції (- ій) відновлення на катоді з зазначенням вихідних йонів і утворених реально існуючих в умовах реакції молекул.
6. Скласти схему напівреакції окиснення на аноді з зазначенням вихідних йонів і утворених реально існуючих в умовах реакції молекул. При цьому слід звернути увагу на природу аніона, що входить до складу солі.
7. Підібрати множники для напівреакцій так, щоб число електронів, що віддалось при окисненні, було рівне числу електронів, які прийнялись при відновленні.
8. Скласти схеми (- ми) утворення вторинних продуктів електролізу (якщо можливо).
9. Скласти загальний процес електролізу.

Безумовно, що пояснення складання схем електролізу розчину солей слід робити паралельно вказуючи на технічному застосуванні електролізу. Насамперед електроліз широко застосовується у техніці.

Гідроелектрометалургія. Дані процеси можна поділити на процеси електроекстракції і електролітичного рафінування металів. У першому випадку здійснюють добування металів з руд. При рафінуванні метал, добутий пірометалургійним способом, розчиняється на аноді і в більш чистому вигляді в тому самому електролізері осаджується на катоді.

Гальваностегія і гальванопластика. Дуже широко застосовується гальванічні покриття – шар металу, який наносять на деталі або вироби (гальваностегія). Гальванопластика – це виготовлення точних металевих копій з металевих і неметалевих оригіналів.

Електрохімічний синтез неорганічних і органічних сполук.

Електроліз розплавів використовують для добування металів, які характеризуються високонегативними електродними потенціалами: алюмінію, магнію, натрію, літію, берилію, кальцію, титану, ніобію, танталу, цирконію.

Електрохімічне полірування (глянсування), суть якого полягає в тому, що можна підібрати такий склад електроліту, що при певному режимі роботи ванни анодний окисний процес буде призводити до утворення гладкої, блискучої поверхні металу. Таким шляхом отримують дзеркальні поверхні у алюмінію, міді, хрому, нікелю, срібла, сталі і інших металів і сплавів.

Електроаналіз – використання методу електролізу в аналітичній хімії.

Очищення води – видалення розчинних в ній солей. При цьому отримують м'яку воду, за властивостями близьку до дистильованої.

Отримання окисних захисних плівок на металах (анодування).

Електрохімічне заточування ріжучих інструментів (хірургічних ножів, бритв і т.д.).

ДОДАТОК

ТАБЛИЦЯ 1. РЯД ЕЛЕКТРОХІМІЧНИХ ПОТЕНЦІАЛІВ МЕТАЛІВ (У ВОДНИХ РОЗЧИНАХ)

РІВНЯННЯ ЕЛЕКТРОДНОГО ПРОЦЕСУ	СТАНДАРТНИЙ ПОТЕНЦІАЛ φ_{298}^0 , В
$\text{Li}^+ + 1\text{e}^- = \text{Li}$	- 3,045
$\text{Rb}^+ + 1\text{e}^- = \text{Rb}$	- 2,925
$\text{K}^+ + 1\text{e}^- = \text{K}$	- 2,924
$\text{Cs}^+ + 1\text{e}^- = \text{Cs}$	- 2,923
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	- 2,866
$\text{Na}^+ + 1\text{e}^- = \text{Na}$	- 2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	- 2,363
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	- 1,663
$\text{Ti}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ti}$	- 1,630
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	- 1,179
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	- 0,913
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	- 0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	- 0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	- 0,440
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	- 0,403
$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	- 0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	- 0,250
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	- 0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	- 0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	- 0,037
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0
$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Bi}$	0,215
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0,337
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	0,520
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	0,789
$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- = \text{Ag}$	0,799
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	0,850
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pt}$	1,188
$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Au}$	1,498
$\text{Au}^+ + \text{e}^- = \text{Au}$	1,692

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. **Ахметов Н.С.** Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая шк., 1988. – 640 с.
2. **Василега М.Д.** Окислювальньо-відновні реакції. – К.: Рад. шк., 1987. – 152 с.
3. **Болдог Й.Й., Попель П.П.** Електролітична дисоціація та електроліти. – К.: Рад. шк., 1988. – 136 с.
4. **Коданер Л.М., Щёкина А.А.** Основы электрохимии. – К.: Рад. шк., 1980. – 110 с.
5. **Фиошин М.Я., Павлов В.В.** Электролиз в неорганической химии. – М.: Наука, 1976. – 104 с.
6. **Химический энциклопедический словарь.** – М.: Сов. энц., 1983. – 791 с.
7. **Романова Н.В.** Загальна та неорганічна хімія. – К.: Перун, 1998. – 479 с.
8. **Фримантл М.** Химия в действии: В 2 т. – М.: Мир, 1991. – Т.1 – 528 с., Т.2 – 620 с.

Навчально-методичне видання

Возняк Оксана Василівна

Складання схем електролізу водних розчинів солей.

Методичні рекомендації щодо самостійного опрацювання матеріалу.

Для студентів усіх форм навчання та спеціальностей.

Відповідальний за випуск: *Пилипчук О.Я., доктор біологічних наук, професор.*
завідувач кафедри «Екологія та безпека життєдіяльності на залізничному транспорті»

Редактор: Н.В. Щербак

Підписано до друку 29.10.08. Формат 60 X 84 1/16. Папір офс.

Спосіб друку – ризографія. Тираж 65 прим. Зам. № 339-08

Надруковано у Редакційно-видавничому центрі ДЕТУТ.
Свідоцтво про реєстрацію від 27.12.2007 р. серія ДК № 3079.

03049, м. Київ-049, вул. М. Лукашевича, 19

