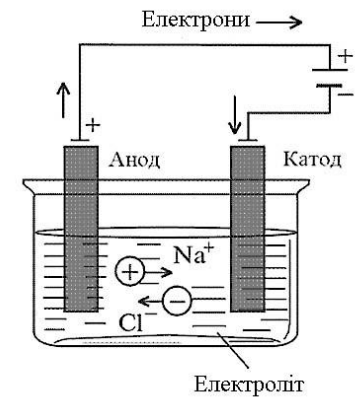


**Методичні вказівки
для самостійної роботи студентів з хімії
Частина 3**



Міністерство освіти і науки України
Вінницький національний технічний університет

**Методичні вказівки
для самостійної роботи студентів з хімії
Частина 3**

Вінниця
ВНТУ
2019

Рекомендовано до друку Методичною радою Вінницького національного технічного університету Міністерства освіти і науки України (протокол № 10 від 23.05.2019 р.)

Рецензенти:

В. Г. Петрук, доктор технічних наук, професор

Т. І. Ющенко, кандидат хімічних наук, доцент

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з хімії. Частина 3 / Уклад. М. В. Євсєєва, О. А. Гордієнко, А. П. Ранський. – Вінниця : ВНТУ, 2019. – 36 с.

Методичні вказівки містять основні теоретичні питання та рекомендовану літературу, необхідну для їх опрацювання, а також приклади виконання типових завдань та контрольні завдання для перевірки знань студентів з двох тем загальної хімії: хімічні джерела електричного струму та електроліз.

ЗМІСТ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ.....	4
1 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ.....	5
1.1 Основні питання теми та рекомендована література.....	5
1.2 Приклади виконання типових завдань.....	5
Контрольні питання, вправи і задачі.....	14
2 ЕЛЕКТРОЛІЗ.....	18
2.1 Основні питання теми та рекомендована література.....	18
2.2 Приклади виконання типових завдань.....	18
Контрольні питання, вправи і задачі.....	27
ЛІТЕРАТУРА.....	31
Додаток А Періодична система елементів Д. І. Менделєєва	32
Додаток Б Розчинність основ, кислот і солей у воді	33
Додаток В Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах.....	34
Додаток Г Реакції на електродах в процесах електролізу.....	35

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

Основною метою самостійної роботи студентів є підвищення якості професійної підготовки фахівців, яке направлене на формування дієвої системи фундаментальних і професійних знань, умінь та навичок, які б вони могли ефективно використовувати при вирішенні практичних завдань. Самостійна робота направлена на поглиблення і розширення теоретичних знань, на формування у студентів пізнавального інтересу та розвиток у них самостійності, активності та відповідальності.

Зростання кількості годин, відведених на самостійну роботу студентів, потребує підвищення її ефективності, що, й собі, потребує як чіткої організації самостійної роботи, так і належного методичного забезпечення. Однією зі складових комплексу методичного забезпечення з хімії є методичні вказівки для самостійної та індивідуальної роботи студентів. Їх використання допоможе студентам ґрунтовно опрацювати теоретичний матеріал, навчитися самостійно розв'язувати розрахункові задачі, підготуватися до практичних, лабораторних занять, різних форм контролю – поточного, модульного, підсумкового, полегшить виконання індивідуальних завдань.

Методичні вказівки призначені для самостійної та індивідуальної роботи студентів денної та заочної форм навчання, які вивчають дисципліни «Загальна хімія», «Хімія», «Хімія з основами біогеохімії». Вони містять такі розділи:

- хімічні джерела електричного струму;
- електроліз.

Кожен розділ містить основні теоретичні питання та рекомендовану літературу, необхідну для їх опрацювання, а також приклади виконання типових завдань та контрольні питання, вправи і задачі для перевірки знань. Задачі, не позначені зірочкою, є аналогічними або подібними тим, розв'язування яких наведені. Довідковий матеріал, необхідний в процесі виконання контрольних завдань, вправ і задач, винесено як додатки до методичних вказівок. Зважаючи на різний рівень шкільної підготовки студентів з хімії, до методичних вказівок введені задачі різного ступеня складності. Наведені відповіді до контрольних задач дозволять студентам самостійно проконтролювати правильність їх розв'язування.

Використання цих методичних вказівок підвищить ефективність навчального процесу і дозволить студентам глибше оволодіти теоретичним матеріалом та закріпити його при виконанні завдань та розв'язуванні задач.

1 ХІМІЧНІ ДЖЕРЕЛА ЕЛЕКТРИЧНОГО СТРУМУ

1.1 Основні питання теми та рекомендована література

1. Електрохімія. Електрохімічні процеси та їх види. Подвійний електричний шар на межі поділу метал і розчин його солі. Стандартний водневий електрод та його будова. Стандартні електродні потенціали. Електрохімічний ряд напруг металів. Рівняння Нернста.

2. Хімічні джерела електричного струму та їх типи. Будова, принцип роботи та ЕРС гальванічних елементів. Гальванічний елемент Даніеля-Якобі. Концентраційні гальванічні елементи.

3. Найважливіші типи гальванічних елементів (манганово-цинкові елементи циліндричного, галетного та гудзикового типів, елементи з неводними електролітами та резервні).

4. Акумулятори, їх типи та основні вимоги до них. Свинцевий акумулятор – його будова, особливості використання та принцип роботи. Лужні акумулятори – їх будова та принцип роботи. Літій-йонні акумулятори та їх використання в сучасній електронній техніці.

5. Паливні елементи. Принцип роботи та будова воднево-кисневого паливного елемента. Перспективи широкого використання паливних елементів на практиці.

Література для підготовки теоретичного матеріалу

основна: [1] – С. 7–23, 26–33; [2] – С. 311–324, 331–342; [3] – С. 46–48, 51–53.

додаткова: [1] – С. 241–251, 270–285; [2] – С. 473–493; [3] – С. 182–192; [4] – С. 129–141.

1.2 Приклади виконання типових завдань

Завдання 1.1. Обчисліть рівноважний потенціал водневого електрода в розчині електроліту при $pOH = 4$ і $T = 298\text{ K}$.

Дано: $pOH = 4$ $T = 298\text{ K}$ $E_{2H^+/H_2} - ?$	Рівноважний потенціал водневого електрода розраховують за рівнянням Нернста: $E_{2H^+/H_2} = E_{2H^+/H_2}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \alpha_{H^+}, \quad (1.1)$
--	---

де E_{2H^+/H_2} – рівноважний електродний потенціал водневого електрода, В;

E_{2H^+/H_2}^0 – стандартний електродний потенціал водневого електрода, який дорівнює нулю при $t = 25\text{ }^\circ\text{C}$, $P = 101\text{ кПа}$ і $\alpha_{H^+} = 1\text{ моль/л}$ (α_{H^+} – активність іонів H^+ в розчині), В;

R – універсальна газова стала, яка дорівнює $8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$;

T – температура, К ;

F – число Фарадея, що дорівнює 96487 Кл ;

n – заряд йона гідрогену;

α_{H^+} – активність йонів гідрогену у розчині, моль/л .

При незначній концентрації йонів гідрогену можна вважати, що їх активність дорівнює концентрації: $\alpha_{\text{H}^+} = [\text{H}^+]$. Якщо в рівняння Нернста підставити значення всіх констант, ввести множник 2,3 (для переходу від натурального логарифма до десяткового) і взяти $T = 298 \text{ К}$, то це рівняння набуде вигляду:

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[\text{H}^+]. \quad (1.2)$$

Розрахуємо концентрацію йонів гідрогену в розчині електроліту з $p\text{OH} = 4$. Між водневим $p\text{H}$ і гідроксильним $p\text{OH}$ показниками існує зв'язок:

$$p\text{H} + p\text{OH} = 14. \quad (1.3)$$

За формулою (1.3) знаходимо :

$$p\text{H} = 14 - p\text{OH} = 14 - 4 = 10.$$

Молярну концентрацію йонів гідрогену в розчині обчислюємо за формулою:

$$[\text{H}^+] = 10^{-p\text{H}} = 10^{-10} \text{ моль/л}.$$

Підставляємо дані задачі в рівняння (1.2) і розраховуємо рівноважний потенціал водневого електрода:

$$E_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 + \frac{0,059}{1} \cdot \lg 10^{-10} = -0,59 \text{ В}.$$

Відповідь: рівноважний потенціал водневого електрода дорівнює $-0,59 \text{ В}$.

Завдання 1.2. Чому дорівнює рівноважний потенціал хромового електрода в розчині з концентрацією $[\text{Cr}^{3+}] = 0,001 \text{ моль/л}$ при $T = 298 \text{ К}$?

Дано:

$[\text{Cr}^{3+}] = 0,001 \text{ моль/л}$

$T = 298 \text{ К}$

$E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} - ?$

Потенціал металу залежить від природи металу, концентрації розчину солі металу, точніше від активності йонів металу в розчині та температури. Ця залежність виражається рівнянням Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \cdot \ln \alpha_{\text{Me}^{n+}}, \quad (1.4)$$

де $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ – рівноважний електродний потенціал металу, В ;

$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ – стандартний електродний потенціал металу, В ;

R – універсальна газова стала, яка дорівнює $8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$;

T – температура, K ;

F – число Фарадея, що дорівнює 96487 Кл ;

n – заряд йона металу;

$\alpha_{Me^{n+}}$ – активність йонів металу у розчині, *моль/л*.

При незначній концентрації розчину солі металу можна вважати, що активність йонів металу дорівнює їхній концентрації: $\alpha_{Me^{n+}} = [Me^{n+}]$. Якщо в рівняння Нернста підставити значення всіх констант, ввести множник 2,3 (для переходу від натурального логарифма до десяткового) і взяти $T = 298 \text{ K}$, то це рівняння набуде вигляду:

$$E_{Me^{n+}/Me} = E_{Me^{n+}/Me}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg[Me^{n+}]. \quad (1.5)$$

Враховуючи вищевикладене, проводимо розрахунок рівноважного потенціалу хромового електрода за рівнянням (1.5), при цьому в додатку В знаходимо, $E_{Cr^{3+}/Cr}^0 = -0,74 \text{ В}$, $n = 3$.

$$E_{Cr^{3+}/Cr} = E_{Cr^{3+}/Cr}^0 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg[Cr^{3+}] = -0,74 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg 10^{-3} = -0,80 \text{ В}.$$

Відповідь: рівноважний потенціал хромового електрода дорівнює $-0,80 \text{ В}$.

Завдання 1.3. Обчисліть рівноважну концентрацію йонів Mg^{2+} в розчині, якщо потенціал магнієвого електрода в ньому дорівнює $-2,478 \text{ В}$ при $T = 298 \text{ K}$.

Дано:

$$E_{Mg^{2+}/Mg} = -2,478 \text{ В}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$[Mg^{2+}] = ?$$

Рівноважну концентрацію йонів Mg^{2+} в розчині розраховують за допомогою рівняння Нернста (1.5). Значення стандартного електродного потенціалу магнію знаходимо в додатку В. Тоді маємо:

$$-2,478 = -2,36 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[Mg^{2+}];$$

$$-2,478 + 2,36 = 0,0295 \cdot \lg[Mg^{2+}];$$

$$-0,118 = 0,0295 \cdot \lg[Mg^{2+}];$$

$$\lg[Mg^{2+}] = -\frac{0,118}{0,0295} = -4,00;$$

$$[Mg^{2+}] = 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Відповідь: рівноважна концентрація йонів Mg^{2+} дорівнює 10^{-4} моль/л .

Завдання 1.4. На скільки зміниться рівноважний потенціал кобальтового електрода при $T = 298 \text{ K}$, якщо розчин солі кобальту(II), в який він занурений, розбавити в 100 разів?

Дано: $\frac{[Co^{2+}]_1}{[Co^{2+}]_2} = \frac{1}{100} = 10^{-2}$ $\Delta E_{Co^{2+}/Co} - ?$

Рівноважний потенціал кобальтового електрода в розчині визначається за рівнянням Нернста (1.5). Позначимо рівноважний потенціал кобальтового електрода в розчині солі кобальту(II) до розведення $E_{(1)Co^{2+}/Co}$, а після розведення $E_{(2)Co^{2+}/Co}$ і рівноважну концентрацію катіонів в розчині – аналогічно $[Co^{2+}]_1$ та $[Co^{2+}]_2$. Тоді до розведення розчину рівняння Нернста буде мати такий вигляд:

$$E_{(1)Co^{2+}/Co} = E_{Co^{2+}/Co}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Co^{2+}]_1,$$

а після розведення – такий:

$$E_{(2)Co^{2+}/Co} = E_{Co^{2+}/Co}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Co^{2+}]_2.$$

При розбавленні розчину солі кобальту(II) в 100 разів рівноважна концентрація катіонів металу зменшиться і дорівнюватиме $0,01 \cdot [Co^{2+}]_1$. Тоді рівняння Нернста можна записати так:

$$E_{(2)Co^{2+}/Co} = E_{Co^{2+}/Co}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,01 \cdot [Co^{2+}]_1.$$

Зміну потенціалу кобальтового електрода при розведенні розчину, в який він занурений, розраховуємо як різницю потенціалів:

$$\Delta E_{Co^{2+}/Co} = E_{(2)Co^{2+}/Co} - E_{(1)Co^{2+}/Co};$$

$$\Delta E_{Co^{2+}/Co} = \frac{0,059}{2} \cdot \lg 0,01 \cdot [Co^{2+}]_1 - \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Co^{2+}]_1;$$

$$\Delta E_{Co^{2+}/Co} = \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[Co^{2+}]_1 \cdot 0,01}{[Co^{2+}]_1};$$

$$\Delta E_{Co^{2+}/Co} = \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,059 \text{ В.}$$

Відповідь: рівноважний потенціал кобальтового електрода зменшиться на 0,059 В.

Завдання 1.5. При якій концентрації йонів Ni^{2+} рівноважний потенціал нікелевого електрода за $T = 298 \text{ K}$ дорівнюватиме стандартному потенціалу кадмієвого електрода?

Дано: $E_{Ni^{2+}/Ni} = E_{Cd^{2+}/Cd}^0$ $T = 298 \text{ K}$ $[Ni^{2+}] - ?$

З додатка В вписуємо величини стандартних електродних потенціалів нікелевого і кадмієвого електродів $E_{Ni^{2+}/Ni}^0 = -0,25 \text{ В}$, $E_{Cd^{2+}/Cd}^0 = -0,40 \text{ В}$.

Концентрацію йонів Ni^{2+} розраховують за рівнянням

Нернста (1.5):

$$E_{Ni^{2+}/Ni} = E_{Ni^{2+}/Ni}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Ni^{2+}].$$

За умовою задачі маємо $E_{Ni^{2+}/Ni} = E_{Cd^{2+}/Cd}^0$, тоді рівняння Нернста набуде вигляду:

$$E_{Cd^{2+}/Cd}^0 = E_{Ni^{2+}/Ni}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Ni^{2+}];$$

$$-0,40 = -0,25 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Ni^{2+}];$$

$$-0,15 = 0,0295 \cdot \lg [Ni^{2+}];$$

$$\lg [Ni^{2+}] = -\frac{0,15}{0,0295} = -5,08;$$

$$[Ni^{2+}] = 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Відповідь: концентрація йонів Ni^{2+} дорівнює 10^{-5} моль/л.

Завдання 1.6. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких залізо є анодом, а в другому – катодом. Напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть електрорушійну силу (ЕРС) кожного елемента за стандартних умов.

Дано:

два гальванічних елементи:

1) матеріал анода – залізо

2) матеріал катода – залізо

$T = 298 \text{ K}$

$P = 101 \text{ кПа}$

$[Me^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$

Схема 1 – ? Схема 2 – ?

$ЕРС_1$ – ? $ЕРС_2$ – ?

Гальванічний елемент – це система для безпосереднього перетворення енергії окисно-відновної реакції в електричну. Він складається з двох електродів (анода і катода) та йонного провідника між ними. Анод – це електрод, який має менший потенціал, він окиснюється в гальванічному елементі. Катод – електрод з більшим потенціалом, на ньому відбувається процес

відновлення. Величини електродних потенціалів катода та анода співвідносяться так:

$$E_{анода} < E_{катода} . \quad (1.6)$$

Анод позначають знаком «мінус», а катод – знаком «плюс». Схема гальванічного елемента має такий вигляд:

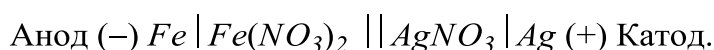
$$(-) \text{ Анод} \mid \text{Анодний розчин} \parallel \text{Катодний розчин} \mid \text{Катод} (+). \quad (1.7)$$

Однією вертикальною лінією позначають межу поділу твердої і рідкої фаз. Подвійна вертикальна лінія вказує на наявність пористої діафрагми або електролітичного містка між двома електролітами.

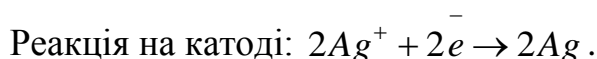
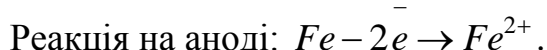
Складаємо схему першого гальванічного елемента. За умовою задачі в ньому залізний електрод виконує функцію анода, тоді за співвідношенням (1.6) катод має бути виготовлений із металу з більшим значенням стандартного електродного потенціалу, тобто він має бути менш активним, ніж залізо. Вибираємо такий метал з додатка В. Зазначеній умові відповідає срібло. Випишуємо значення стандартних електродних потенціалів заліза та срібла з додатка В.

$$E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44 \text{ В}; \quad E_{Ag^+/Ag}^0 = +0,80 \text{ В}.$$

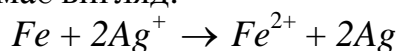
Як електроліти вибираємо розчинні у воді солі феруму(II) та аргентуму (додаток Б). Тоді схема першого гальванічного елемента матиме такий вигляд:



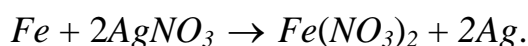
Записуємо рівняння електродних процесів.



Сумарний окисно-відновний процес, який забезпечує роботу цього гальванічного елемента, має вигляд:



або



Електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента за стандартних умов визначається як різниця електродних потенціалів катода і анода:

$$ЕРС = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}, \quad (1.8)$$

де E – електродний потенціал металу, В.

Розрахуємо ЕРС за стандартних умов для першого гальванічного елемента за рівнянням (1.8):

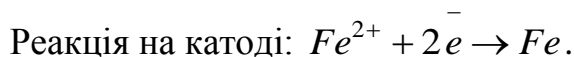
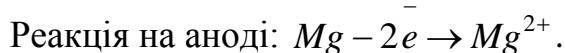
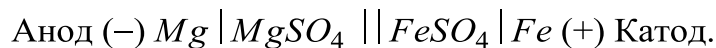
$$ЕРС_1 = E_{Ag^+/Ag}^0 - E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = +0,80 - (-0,44) = 1,24 \text{ В}.$$

Аналогічно складаємо схему другого гальванічного елемента, в якому залізо виконує функцію катода. Анод має бути виготовлений з металу з меншим електродним потенціалом. При цьому потрібно врахувати, що метали, які розташовані у ряду напруг до Mg активно взаємодіють з водою і не використовуються у тих гальванічних елементах, які містять водні розчини солей. Тому, анодом в такому гальванічному елементі може бути

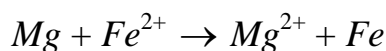
магнієвий електрод. Випишемо значення стандартних електродних потенціалів цих металів з додатка В.

$$E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,36B; \quad E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44B.$$

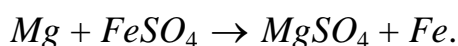
Вибираємо розчинні у воді солі цих металів з додатка Б і записуємо схему другого гальванічного елемента та рівняння електродних реакцій.



Сумарний окисно-відновний процес виражається рівнянням:



або



Розраховуємо EPC за стандартних умов для другого гальванічного елемента за рівнянням (1.8).

$$EPC_2 = E_{Fe^{2+}/Fe}^0 - E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -0,44 - (-2,36) = 1,92 B.$$

Відповідь: EPC срібно-залізного гальванічного елемента дорівнює 1,24 B, а залізно-магнієвого – 1,92 B.

Завдання 1.7. Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть EPC гальванічного елемента, що складається зі свинцевого і цинкового електродів, занурених у розчини солей з $[Pb^{2+}] = [Zn^{2+}] = 0,01$ моль/л, за $T = 298 K$. Чи зміниться значення EPC , якщо концентрацію кожного з них підвищити до 1 моль/л?

Дано:

Електроди – Pb і Zn

$T = 298 K$

$[Pb^{2+}]_1 = 0,01$ моль/л

$[Zn^{2+}]_1 = 0,01$ моль/л

$[Pb^{2+}]_2 = 1$ моль/л

$[Zn^{2+}]_2 = 1$ моль/л

Схема – ? EPC_1 – ?

EPC_2 – ?

Для складання схеми гальванічного елемента випишемо значення стандартних електродних потенціалів металів з додатка В.

$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 B; \quad E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,13 B.$$

Оскільки умови відмінні від стандартних, то обчислимо спочатку рівноважні потенціали кожного з електродів за рівнянням Нернста (1.5).

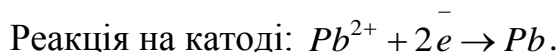
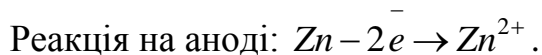
$$E_{(1)Zn^{2+}/Zn} = E_{Zn^{2+}/Zn}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[Zn^{2+}]_1 = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,82 B.$$

$$E_{(1)Pb^{2+}/Pb} = E_{Pb^{2+}/Pb}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg[Pb^{2+}]_1 = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-2} = -0,19 B.$$

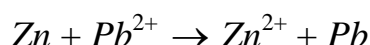
За співвідношенням (1.6) визначаємо, що в цьому гальванічному елементі анодом є цинковий електрод, а катодом – свинцевий. Як електроліти вибираємо розчинні у воді солі цинку та плюмбуму (додаток Б). Тоді схема гальванічного елемента матиме такий вигляд:



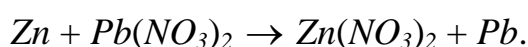
Записуємо рівняння електродних процесів.



Сумарний окисно-відновний процес виражається рівнянням:



або



EPC свинцево-цинкового гальванічного елемента розраховуємо за формулою (1.8).

$$EPC_1 = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = E_{(1)Pb^{2+}/Pb} - E_{(1)Zn^{2+}/Zn} = -0,19 - (-0,82) = 0,63 \text{ В.}$$

При підвищенні концентрації солей цинку і плюмбуму у розчині зміняться їхні рівноважні потенціали. Тому обчислюємо потенціали кожного із електродів за рівнянням Нернста (1.5).

$$E_{(2)Zn^{2+}/Zn} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1 = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot 0 = -0,76 \text{ В.}$$

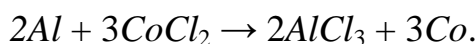
$$E_{(2)Pb^{2+}/Pb} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1 = -0,13 + \frac{0,059}{2} \cdot 0 = -0,13 \text{ В.}$$

$$EPC_2 = E_{(2)Pb^{2+}/Pb} - E_{(2)Zn^{2+}/Zn} = -0,13 - (-0,76) = 0,63 \text{ В.}$$

Отже, електрорушійна сила свинцево-цинкового гальванічного елемента при підвищенні концентрації обох солей металів до 1 моль/л не зміниться.

Відповідь: *EPC* свинцево-цинкового гальванічного елемента дорівнює 0,63 В і при підвищенні концентрації електролітів не зміниться.

Завдання 1.8. Скласти схему гальванічного елемента, робота якого ґрунтується на протіканні такої окисно-відновної реакції:



Записати рівняння анодної та катодної реакцій і розрахувати *EPC* цього гальванічного елемента за стандартних умов.

Дано:

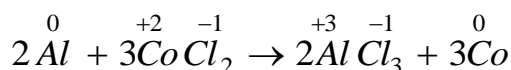
$$T = 298 \text{ К}$$

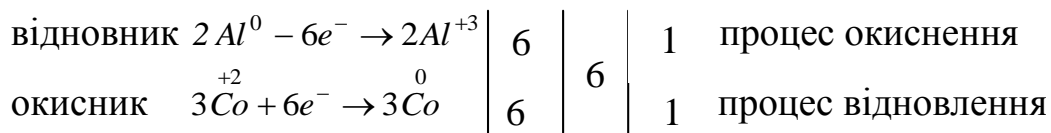
$$[Co^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$$

$$[Al^{3+}] = 1 \text{ моль/л}$$

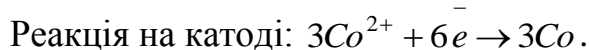
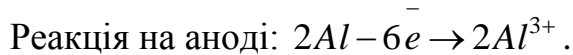
Схема – ? *EPC* – ?

В такій окисно-відновній реакції беруть участь два метали – алюміній і кобальт; визначимо, котрий з них є окисником, а який – відновником.





Тоді схема гальванічного елемента буде мати такий вигляд:



Сумарний окисно-відновний процес виражається рівнянням:



що відповідає умові задачі.

Випишемо значення стандартних електродних потенціалів цих металів з додатка В і обчислюємо EPC за формулою (1.8).

$$E_{Al^{3+}/Al}^0 = -1,66 \text{ В}; \quad E_{Co^{2+}/Co}^0 = -0,28 \text{ В.}$$

$$EPC = E_{Co^{2+}/Co}^0 - E_{Al^{3+}/Al}^0 = -0,28 - (-1,66) = 1,38 \text{ В.}$$

Відповідь: EPC гальванічного елемента дорівнює 1,38 В.

Завдання 1.9. Складіть схему концентраційного кадмієвого елемента при $[Cd^{2+}]_1 = 1 \text{ моль/л}$ і $[Cd^{2+}]_2 = 10^{-4} \text{ моль/л}$. Покажіть, котрий з електродів буде анодом, котрий – катодом. Розрахуйте EPC елемента при $T = 298 \text{ К}$.

<p>Дано:</p> <p>$[Cd^{2+}]_1 = 1 \text{ моль/л}$</p> <p>$[Cd^{2+}]_2 = 10^{-4} \text{ моль/л}$</p> <p>$T = 298 \text{ К}$</p> <p>Схема – ? EPC – ?</p>	<p>Концентраційний гальванічний елемент складається з однакових електродів, занурених у розчини одного і того самого електроліту, що суттєво відрізняються лише концентрацією. Для складання схеми гальванічного елемента</p>
--	---

випишемо значення стандартного електродного потенціалу кадмію з додатка В.

$$E_{Cd^{2+}/Cd}^0 = -0,40 \text{ В.}$$

Катодом концентраційного елемента буде електрод з більшим значенням електродного потенціалу, а анодом – з меншим. Для визначення потенціалів кадмієвих електродів, занурених в електроліти з різною концентрацією використовуємо рівняння Нернста (1.5).

$$E_{(1)Cd^{2+}/Cd} = E_{Cd^{2+}/Cd}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Cd^{2+}]_1 = -0,40 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 1 = -0,40 \text{ В.}$$

$$E_{(2)Cd^{2+}/Cd} = E_{Cd^{2+}/Cd}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg [Cd^{2+}]_2 = -0,40 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg 10^{-4} = -0,52 \text{ В.}$$

Оскільки

$$E_{(2)Cd^{2+}/Cd} < E_{(1)Cd^{2+}/Cd},$$

то кадмієвий електрод, занурений в розчин електроліту з концентрацією $[Cd^{2+}]_1 = 1 \text{ моль/л}$, буде виконувати функцію катода, а другий електрод – анода. Як електроліти вибираємо розчинні у воді солі кадмію (додаток Б). Схема цього концентраційного гальванічного елемента матиме такий вигляд:

Анод (–) $Cd | Cd(NO_3)_2 (0,0001M) || Cd(NO_3)_2 (1M) | Cd (+)$ Катод.

Реакція на аноді: $Cd - 2e^- \rightarrow Cd^{2+}$.

Реакція на катоді: $Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$.

Далі розраховуємо E_{PC} для цього концентраційного гальванічного елемента за формулою (1.8):

$$E_{PC} = E_{(1)Cd^{2+}/Cd} - E_{(2)Cd^{2+}/Cd} = -0,40 - (-0,52) = 0,12 \text{ В.}$$

Відповідь: E_{PC} концентраційного елемента дорівнює 0,12 В.

Контрольні питання, вправи і задачі

- 1.10. Які процеси називаються електрохімічними? На які групи вони поділяються?
- 1.11. Яка різниця між провідниками 1-ого та 2-ого роду? Наведіть приклади.
- 1.12. Що входить до складу електрохімічної системи?
- 1.13. Поясніть механізм утворення подвійного електричного шару, який виникає при зануренні металу в розчин його солі, на прикладі одного з активних і малоактивних металів.
- 1.14. Поясніть різницю між адсорбційним і дифузійним шаром йонів, які утворюються біля поверхні металу, зануреного в розчин своєї солі.
- 1.15. Що таке електродний потенціал? Чи можна його розрахувати або визначити експериментально?
- 1.16. Які електроди називають електродами порівняння? З якою метою їх використовують?
- 1.17. З чого складається стандартний водневий електрод?
- 1.18. Як вимірюють електродні потенціали металів?
- 1.19. Що таке стандартний електродний потенціал металу?
- 1.20. У якій послідовності розміщені метали в електрохімічному ряду напруг?
- 1.21. Який зв'язок існує між величиною стандартного електродного потенціалу металу і його хімічною активністю та відновною здатністю?

- 1.22.** Як змінюється хімічна активність йонів металів в ряду напруг металів?
- 1.23.** Які метали здатні витіснити золото із розчину його солі? Наведіть кілька прикладів.
- 1.24.** Від яких факторів залежить потенціал металу?
- 1.25.** Чому дорівнює потенціал водневого електрода в дистильованій воді за $T = 298\text{ K}$?
Відповідь: $-0,41\text{ В}$.
- 1.26.** Обчисліть потенціал водневого електрода при $pH = 10$ і $T = 298\text{ K}$.
Відповідь: $-0,59\text{ В}$.
- 1.27.** Як впливає природа розчинника на величину стандартного електродного потенціалу металу?
- 1.28.** Чому дорівнює рівноважний потенціал алюмінієвого електрода в розчині з концентрацією $[Al^{3+}] = 0,001\text{ моль/л}$ при $T = 298\text{ K}$?
Відповідь: $-1,72\text{ В}$.
- 1.29.** Обчисліть рівноважну концентрацію йонів Pb^{2+} в розчині, якщо потенціал свинцевого електрода в ньому дорівнює $-0,25\text{ В}$ при $T = 298\text{ K}$.
Відповідь: 10^{-4} моль/л .
- 1.30.** Рівноважний потенціал кадмієвого електрода при 298 K у розчині його солі дорівнює $-0,52\text{ В}$. Розрахуйте рівноважну концентрацію йонів Cd^{2+} .
Відповідь: 10^{-4} моль/л .
- 1.31.** На скільки зміниться потенціал цинкового електрода, якщо розчин солі цинку, в який він занурений, розбавити в 10 разів?
Відповідь: зменшиться на $0,03\text{ В}$.
- 1.32.** Визначте потенціал водневого електрода при $T = 298\text{ K}$ в лужному середовищі, якщо концентрація KOH дорівнює, *моль/л*: а) $0,001$; б) $0,01$.
Відповідь: а) $-0,65\text{ В}$; б) $-0,71\text{ В}$.
- 1.33.** При якій концентрації йонів Pb^{2+} рівноважний потенціал свинцевого електрода за $T = 298\text{ K}$ дорівнюватиме стандартному потенціалу нікелевого електрода?
Відповідь: 10^{-4} моль/л .
- 1.34.** При якій концентрації йонів Cd^{2+} рівноважний потенціал кадмієвого електрода за $T = 298\text{ K}$ дорівнюватиме стандартному потенціалу залізного електрода?
Відповідь: $4,4 \cdot 10^{-2}\text{ моль/л}$.
- 1.35.** Які пристрої називають хімічними джерелами струму? На які типи вони поділяються?

- 1.36.** Яку будову має гальванічний елемент? Як співвідносяться між собою потенціали катода і анода в гальванічному елементі?
- 1.37.** Яку функцію в гальванічному елементі виконує електролітичний місток? Як його позначають на схемах?
- 1.38.** Яка будова гальванічного елемента Даніеля-Якобі? Чому цинковий електрод в цьому пристрої виконує функцію анода?
- 1.39.** Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких кадмій є анодом, а в другому – катодом. Напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть *EPC* кожного елемента за стандартних умов.
- 1.40.** Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і обчисліть *EPC* гальванічного елемента, що складається з кадмієвого і магнієвого електродів, занурених у розчини солей з $[Mg^{2+}] = [Cd^{2+}] = 1 \text{ моль/л}$ при $T = 298 \text{ К}$. Чи зміниться значення *EPC*, якщо концентрацію кожного з них знизити до $0,01 \text{ моль/л}$?

Відповідь: 1,96 В; не зміниться.

- 1.41.** * Складіть схему гальванічного елемента, що складається із цинкової та олов'яної пластин, занурених у розчини їх солей. Напишіть рівняння процесів, що відбуваються на аноді й катоді. Якою має бути концентрація йонів стануму (II), щоб *EPC* елемента дорівнювала нулю, якщо $[Zn^{2+}] = 0,0001 \text{ моль/л}$ при $T = 298 \text{ К}$?

Відповідь: 10^{-25} моль/л .

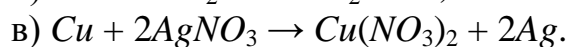
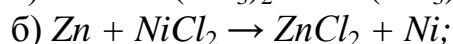
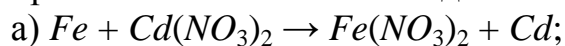
- 1.42.** Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і розрахуйте *EPC* елемента, що складається зі срібної і свинцевої пластин, занурених у розчини солей з $[Ag^+] = [Pb^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, при $T = 298 \text{ К}$. Чи зміниться *EPC*, якщо концентрація йонів аргентуму і плюмбуму зменшиться в 10 разів?

Відповідь: 0,90 В; 0,87 В.

- 1.43.** Складіть схему, напишіть рівняння електродних процесів і розрахуйте *EPC* елемента, що складається з мідної і кадмієвої пластин, занурених у розчини солей, якщо $[Cu^{2+}] = [Cd^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, при $T = 298 \text{ К}$. Чи зміниться *EPC*, якщо збільшити температуру розчинів на 10 К?

Відповідь: 0,74 В; не зміниться.

- 1.44.** Складіть схеми гальванічних елементів, робота яких ґрунтується на протіканні таких окисно-відновних реакцій:



Запишіть рівняння анодних та катодних реакцій та розрахуйте *EPC* цих гальванічних елементів за стандартних умов.

Відповідь: а) 0,04 В; б) 0,51 В; в) 0,46 В.

1.45. Чи можуть електроди гальванічного елемента бути виготовлені з одного й того ж металу? Як називаються такі гальванічні елементи? Наведіть приклади.

1.46. Складіть схему концентраційного цинкового елемента при $[Zn^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л і $[Zn^{2+}] = 10^{-4}$ моль/л. Покажіть, котрий з електродів буде анодом, котрий – катодом. Розрахуйте *ЕРС* елемента при $T = 298$ К.

Відповідь: 0,059 В.

1.47. При якій концентрації йонів Cu^{2+} (моль/л) і $T = 298$ К рівноважний потенціал мідного електрода дорівнюватиме стандартному потенціалу водневого електрода?

Відповідь: $3,2 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

1.48. Визначте *ЕРС* елемента, який складається з мідного та свинцевого електродів, занурених в розчини солей цих металів з концентрацією 1 моль/л при $T = 298$ К. Чи зміниться *ЕРС*, якщо обидва розчини розбавити в 100 разів?

Відповідь: 0,47 В; не зміниться.

1.49. При якій концентрації солі хрому(III) і $T = 298$ К рівноважний потенціал хромового електрода дорівнюватиме потенціалу стандартного цинкового електрода?

Відповідь: 0,1 моль/л.

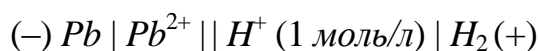
1.50. Визначте, котрий із магнієвих електродів виконує функцію анода, а котрий – катода в елементі:



Обчисліть *ЕРС* елемента при $T = 298$ К.

Відповідь: 0,09 В.

1.51. * Якої концентрації потрібно приготувати розчин солі плюмбуму(II) (моль/л), щоб *ЕРС* гальванічного елемента



при $T = 298$ К дорівнювала нулю? Чи можна створити таку концентрацію солі в розчині?

Відповідь: $2,6 \cdot 10^4$ моль/л; не можна.

1.52. Які гальванічні елементи називають «сухими»? Наведіть приклади.

1.53. Чим відрізняються акумулятори від гальванічних елементів?

1.54. Яким вимогам мають відповідати окисно-відновні реакції, щоб на їх основі створити акумулятор?

1.55. Які типи акумуляторів вам відомі?

1.56. Охарактеризуйте переваги та недоліки свинцевого акумулятора.

1.57. На чому ґрунтується робота воднево-кисневого паливного елемента?

2 ЕЛЕКТРОЛІЗ

2.1 Основні питання теми та рекомендована література

1. Поняття електролізу. Електролізер та його будова. Матеріали електродів та їх види. Інертні та активні аноди в процесах електролізу.

2. Електроліз розплавів. Поняття напруги розкладу та перенапруги.

3. Електроліз водних розчинів та його особливості. Послідовність розряду йонів і молекул на електродах. Визначення продуктів електролізу з інертним та активним анодом.

4. Перший та другий закони Фарадея. Вихід за струмом. Електрохімічні покриття.

5. Застосування електролізу в техніці (рафінування металів, гальванотехніка, гальваностегія, гальванопластика, електрохімічне оброблення металів, електрохімічне полірування, анодне окисдування). Електрохімічні перетворювачі інформації.

Література для підготовки теоретичного матеріалу

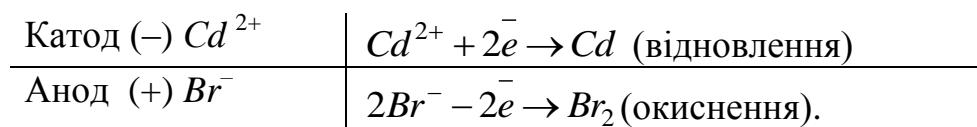
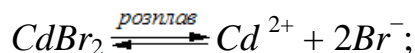
основна: [1] – С. 34–43, С. 47–52; [2] – С. 324–330, 342–352;
[3] – С. 48–51, 53–54.

додаткова: [1] – С. 252–270; [2] – С. 493–504; [3] – С. 192–194;
[4] – С. 141–145.

2.2 Приклади виконання типових завдань

Завдання 2.1. Запишіть рівняння, що перебігають на електродах при електролізі розплаву кадмій броміду з графітовими електродами.

При електролізі розплаву на катоді завжди відновлюються катіони металів, а на інертному аноді окиснюються аніони кислотного залишку або гідроксид-іони. Оскільки електроди виготовлені з графіту, то анод є інертним і не зміниться в процесі електролізу. Схематично електроліз розплаву $CdBr_2$ з графітовими електродами можна записати так:



Завдання 2.2. Розчин містить катіони Cd^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Au^{3+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися із суміші? Відповідь поясніть.

В процесі електролізу розчину катіони металів Cd^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Au^{3+} переміщуються до катода, де вони приєднують електрони, які надходять від зовнішнього джерела струму і відновлюються до металевого стану. Послідовність їх відновлення визначається таким правилом: *насамперед на катоді відбувається та реакція, яка характеризується найбільшим електродним потенціалом* (додатки В, Г).

Випишуємо електродні потенціали можливих реакцій відновлення цих катіонів на катоді та порівнюємо їх між собою.

$$E_{Cd^{2+}/Cd}^0 = -0,40 \text{ В}; \quad E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34 \text{ В}; \quad E_{Co^{2+}/Co}^0 = -0,28 \text{ В}; \quad E_{Au^{3+}/Au}^0 = +1,50 \text{ В}.$$

Потенціали відновлення катіонів Cd^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Au^{3+} зменшуються в такій послідовності:

$$E_{Au^{3+}/Au}^0 > E_{Cu^{2+}/Cu}^0 > E_{Co^{2+}/Co}^0 > E_{Cd^{2+}/Cd}^0.$$

Отже, відповідно до наведеного вище правила, послідовність відновлення катіонів на катоді при електролізі буде такою: Au^{3+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Cd^{2+} .

Відповідь: послідовність відновлення катіонів на катоді при електролізі буде такою: Au^{3+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Cd^{2+} .

Завдання 2.3. Запишіть рівняння електродних реакцій, які відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів:

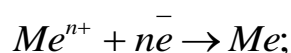
1. Натрій броміду з золотим анодом;

2. Купрум (II) сульфату з мідним анодом;

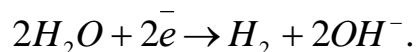
3. Літій гідроксиду з графітовим анодом.

При електролізі водних розчинів електролітів на катоді можуть відбуватися такі процеси:

- відновлення катіонів



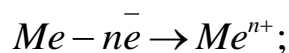
- відновлення молекул води



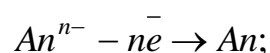
Найперше на катоді відбувається та реакція, яка характеризується найбільшим електродним потенціалом (додатки В, Г).

На аноді у водних розчинах електролітів можуть відбуватися такі процеси:

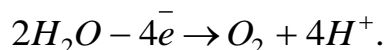
- окиснення матеріалу анода



- окиснення аніонів



– окиснення молекул води



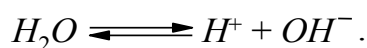
Насамперед на аноді відбувається та реакція, яка характеризується найменшим електродним потенціалом (додаток Г).

Для визначення реакцій електродних процесів необхідно:

- 1) записати рівняння дисоціації електроліту;
- 2) визначити, які йони та молекули здатні відновлюватись на катоді, а які – окиснюватись на аноді;
- 3) виписати електродні потенціали можливих катодних та анодних реакцій з врахуванням матеріалу анода (додатки В, Г);
- 4) записати рівняння катодної реакції, яка буде відбуватися найперше;
- 5) записати рівняння анодної реакції, яка буде відбуватися насамперед.

1. Електроліз водного розчину натрій броміду з золотим анодом

У водному розчині $NaBr$ маємо:



Оскільки вода є дуже слабким електролітом, то наявністю йонів H^+ і OH^- в розчині знехтуємо.

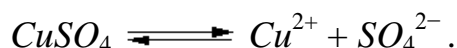
Схематично процес електролізу водного розчину натрій броміду з золотим анодом подаємо так:

Катод (-)	Na^+ ($E_{Na^+/Na}^0 = -2,71 \text{ В}$); H_2O ($E_{H_2O/H_2, OH^-}^0 = -0,88 \text{ В}$);	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-;$
Анод (+)	Au^0 ($E_{Au^{3+}/Au}^0 = +1,50 \text{ В}$); Br^- ($E_{Br_2/2Br^-}^0 = +1,07 \text{ В}$); H_2O ($E_{O_2, H^+/H_2O}^0 = +1,23 \text{ В}$);	$2Br^- - 2e^- \rightarrow Br_2.$

Отже, під час електролізу водного розчину натрій броміду з золотим анодом на катоді виділяється водень, на аноді – бром та в розчині накопичується натрій гідроксид, матеріал анода не зазнає змін.

2. Електроліз водного розчину купрум (II) сульфату з мідним анодом

У водному розчині $CuSO_4$ маємо:



За аналогією з попереднім прикладом знехтуємо наявністю йонів H^+ і OH^- в розчині цього електроліту.

Схематично процес електролізу водного розчину купрум(II) сульфату з мідним анодом подаємо так:

Катод (-)	$Cu^{2+} (E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34 B);$ $H_2O (E_{H_2O/H_2, OH^-}^0 = -0,88 B);$	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu^0;$
Анод (+)	$Cu^0 (E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = +0,34 B);$ $SO_4^{2-} (E_{S_2O_8^{2-}/2SO_4^{2-}}^0 = +2,01 B);$ $H_2O (E_{O_2, H^+/H_2O}^0 = +1,23 B);$	$Cu^0 - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}.$

Як видно з вищенаведеної схеми, під час електролізу водного розчину купрум(II) сульфату з мідним анодом на катоді виділяється мідь, а мідний анод розчиняється, тобто в такому випадку анод є активним і концентрація йонів Cu^{2+} у розчині електроліту залишається сталою.

3. Електроліз водного розчину літій гідроксиду з графітовим анодом

У водному розчині $LiOH$ маємо:



Наявністю йонів H^+ і OH^- , які утворюються при дисоціації молекул води знехтуємо.

Схематично процес електролізу водного розчину літій гідроксиду з графітовим анодом, який є інертним і не змінюється під час електролізу, можна подати так:

Катод (-)	$Li^+ (E_{Li^+/Li}^0 = -3,05 B);$ $H_2O (E_{H_2O/H_2, OH^-}^0 = -0,88 B);$	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-;$
Анод (+)	$OH^- (E_{O_2, H_2O/OH^-}^0 = +0,40 B);$ $H_2O (E_{O_2, H^+/H_2O}^0 = +1,23 B);$	$4OH^- - 4e^- \rightarrow O_2 + 2H_2O.$

Отже, під час електролізу водного розчину літій гідроксиду з графітовим анодом на катоді виділяється водень, а на аноді – кисень, в розчині залишається літій гідроксид.

Завдання 2.4. Під час електролізу розчину плюмбум(II) нітрату струмом 12 А маса катода збільшилась на 46,34 г. Визначте час, впродовж якого проводили електроліз.

Дано: $I = 12 A$ $m = 46,34 g$ $\tau = ?$	При електролізі розчину $Pb(NO_3)_2$ на катоді відновлюються катіони металу: $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb^0,$ внаслідок цього зростає його маса.
--	---

Масу речовини ($m, \text{г}$), що виділяється під час електролізу, розраховують за першим законом Фарадея:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot \tau, \quad (2.1)$$

де k – електрохімічний еквівалент, г/Кл ;

Q – кількість електрики, Кл ;

I – сила струму, А ;

τ – час, с .

Електрохімічний еквівалент обчислюють за формулою:

$$k = \frac{M}{n \cdot F}, \quad (2.2)$$

де M – молярна маса речовини, що виділяється під час електролізу, г/моль ;

n – кількість електронів, що беруть участь в електродному процесі;

F – стала Фарадея, $F = 96487 \text{ Кл/моль}$.

Використовуємо формули (2.1) та (2.2) для розрахунку часу, протягом якого проводили електроліз.

$$\tau = \frac{m}{k \cdot I} = \frac{m \cdot n \cdot F}{M \cdot I};$$

$$\tau = \frac{46,34 \cdot 2 \cdot 96487}{207 \cdot 12} = 3600 \text{ с} = 60 \text{ хв.}$$

Відповідь: електроліз проводили впродовж 60 хв.

Завдання 2.5. Обчисліть масу кобальту, яка виділиться на катоді з розчину кобальт(II) нітрату, якщо електроліз тривав 80 хв при силі струму 15 А, а вихід кобальту за струмом становив 48%.

Дано:

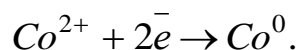
$$I = 15 \text{ А}$$

$$\tau = 80 \text{ хв} = 4800 \text{ с}$$

$$B(\text{Co}) = 48\%$$

$$m_{\text{практ.}} - ?$$

При електролізі розчину $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ на катоді відновлюються катіони металу:



Проте, під час електролізу можуть одночасно протікати декілька електрохімічних процесів, на які витрачається електрична енергія. Тому для врахування частини електрики, що витратилась на добування бажаного продукту, введено поняття вихід за струмом ($B, \%$). Його обчислюють за формулою:

$$B = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} \cdot 100\%; \quad (2.3)$$

де $m_{\text{практ.}}$ – маса речовини, що фактично виділилась під час електролізу, г ;

$m_{\text{теор.}}$ – теоретично можлива маса речовини, яку розраховують за законами Фарадея, г .

За допомогою першого закону Фарадея, формули (2.1) та (2.2), розрахуємо масу кобальту, яку можна отримати теоретично.

$$m_{\text{теор.}} = k \cdot I \cdot \tau = \frac{M}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau = \frac{59}{2 \cdot 96487} \cdot 15 \cdot 4800 = 22,01 \text{ г};$$

$$m_{\text{практ.}} = \frac{B(\text{Co}) \cdot m_{\text{теор.}}}{100\%} = \frac{48 \cdot 22,01}{100} = 10,57 \text{ г}.$$

Відповідь: маса кобальту дорівнює 10,57 г.

Завдання 2.6. При електролізі розчину кадмій(II) нітрату з кадмієвими електродами було використано 69165,42 Кл електрики. На скільки грамів збільшилась маса катода, якщо вихід кадмію за струмом становив 56%.

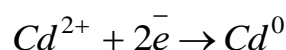
Дано:

$$Q_{\text{практ.}} = 69165,42 \text{ Кл}$$

$$B(\text{Cd}) = 56\%$$

$$m(\text{Cd}) - ?$$

При електролізі розчину $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ на катоді відновлюються катіони металу:



і його маса при цьому зростає. Під час електролізу можуть одночасно протікати декілька електрохімічних процесів, на які витрачається електрична енергія. Тому для врахування частини електрики, що витратилась на добування бажаного продукту, введено поняття вихід за струмом ($B, \%$). Його обчислюють за формулою:

$$B = \frac{Q_{\text{теор.}}}{Q_{\text{практ.}}} \cdot 100\%, \quad (2.4)$$

де $Q_{\text{теор.}}$ – кількість електрики, яка потрібна для виділення такої кількості речовини (розраховують за законами Фарадея), Кл;

$Q_{\text{практ.}}$ – кількість електрики, практично використаної для добування тієї самої кількості речовини, Кл.

За формулою (2.4) розрахуємо кількість електрики $Q_{\text{теор.}}$, яка необхідна для відновлення кадмію на катоді, з врахуванням, що його вихід за струмом становив 56%.

$$Q_{\text{теор.}} = \frac{B(\text{Cd}) \cdot Q_{\text{практ.}}}{100\%} = \frac{56 \cdot 69165,42}{100} = 38732,64 \text{ Кл}.$$

Далі використовуємо перший закон Фарадея, формули (2.1) та (2.2), і обчислюємо масу кадмію, яка практично виділилась на катоді.

$$m(\text{Cd}) = k \cdot Q_{\text{теор.}} = \frac{M}{n \cdot F} \cdot Q_{\text{теор.}};$$

$$m(\text{Cd}) = \frac{112}{2 \cdot 96487} \cdot 38732,64 = 22,48 \text{ г}.$$

Відповідь: маса катода зросла на 22,48 г.

Завдання 2.7. Через розчини стибій (III) нітрату та кобальт(II) сульфату пропустили однакову кількість електрики. Порівняйте маси металів, які виділились на катодах, якщо вихід за струмом цих металів однаковий.

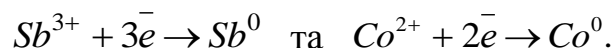
Дано:

$$Q_1 = Q_2$$

$$B(Cd) = B(Cd)$$

$$\frac{m(Sb)}{m(Co)} - ?$$

При електролізі розчинів $Sb(NO_3)_3$ та $CoSO_4$ на катодах в різних електролітах відновлюються відповідні катіони металів:



За другим законом Фарадея, однакові кількості електричного струму виділяють на електродах під час електролізу еквівалентні маси різних речовин. При $Q_1 = Q_2$ маємо:

$$m_1 = k_1 \cdot Q_1; \quad m_2 = k_2 \cdot Q_2;$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{M_1 \cdot n_2}{n_1 \cdot M_2} = \frac{E_1}{E_2}, \quad (2.5)$$

де k_1, k_2 – електрохімічні еквіваленти, $г/Кл$;

M_1, M_2 – молярні маси речовин, що виділяються під час електролізу, $г/моль$;

n_1, n_2 – кількості електронів, які беруть участь в електродних процесах;

E_1, E_2 – молярні маси еквівалентів речовин, що виділяються під час електролізу, $г/моль$.

Використовуємо другий закон Фарадея, формулу (2.5) для порівняння маси виділених металів:

$$\frac{m(Sb)}{m(Co)} = \frac{M_1 \cdot n_2}{n_1 \cdot M_2} = \frac{122 \cdot 2}{3 \cdot 59} = 1,38.$$

Враховуючи, що вихід за струмом стибію і кобальту однаковий, маса стибію в 1,38 раза більше маси кобальту.

Відповідь: маса стибію в 1,38 раза більше маси кобальту.

Завдання 2.8. Під час проходження електричного струму силою 3,5 А впродовж 45 хв крізь розчин тривалентного металу на катоді виділилось 6,817 г металу. Визначте, який метал виділився на катоді.

Дано:

$$I = 3,5 \text{ А}$$

$$\tau = 45 \text{ хв} = 2700 \text{ с}$$

$$n = 3$$

$$m(Me) = 6,817 \text{ г}$$

$$Me - ?$$

За першим законом Фарадея, формули (2.1) та (2.2), розрахуємо молярну масу металу, який виділився на катоді під час електролізу:

$$m(Me) = \frac{M(Me)}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau,$$

$$M(Me) = \frac{m(Me)}{I \cdot \tau} \cdot n \cdot F = \frac{6,817 \cdot 3 \cdot 96487}{3,5 \cdot 2700} = 208,81 \text{ г/моль}$$

За періодичною системою (додаток А) визначаємо тривалентний метал з молярною масою 208,81 г/моль. Цей метал – бісмут.

Відповідь: невідомий метал – бісмут.

Завдання 2.9. Обчисліть товщину цинкового покриття, яке утворилось на поверхні сталюого циліндра площею 675 см², якщо вихід цинку за струмом складає 62%, а через електроліт пропустили 4,75·10⁴ Кл електрики, густина цинкового покриття складає 7,13 г/см³.

Дано:

$$S = 675 \text{ см}^2$$

$$B = 62\% = 0,62$$

$$Q = 4,75 \cdot 10^4 \text{ Кл}$$

$$\rho = 7,13 \text{ г/см}^3$$

δ – ?

Товщину електрохімічного металевого покриття (δ , мкм) розраховують за формулою:

$$\delta = \frac{M \cdot I \cdot \tau \cdot B \cdot 10^4}{n \cdot F \cdot S \cdot \rho}, \quad (2.6)$$

де M – молярна маса металу покриття, г/моль;

n – кількість електронів, які беруть участь в електродному процесі;

F – стала Фарадея, $F = 96487 \text{ Кл/моль}$;

I – сила струму, А;

τ – час, с;

S – площа поверхні покриття, см²;

B – вихід металу за струмом;

ρ – густина металу покриття, г/см³;

Врахуємо, що кількість електрики, яку пропустили через електроліт, можна розрахувати за формулою $Q = I \cdot \tau$. Молярну масу цинку визначаємо за періодичною системою (додаток А), $M = 65,39 \text{ г/моль}$. Кількість електронів, які беруть участь в процесі відновлення цинку, визначаємо за додатком Г, $n = 2$.

За формулою (2.6) розраховуємо товщину цинкового покриття:

$$\delta = \frac{M \cdot Q \cdot B \cdot 10^4}{n \cdot F \cdot S \cdot \rho} = \frac{65,39 \cdot 4,75 \cdot 10^4 \cdot 0,62 \cdot 10^4}{2 \cdot 96487 \cdot 675 \cdot 7,13} = 20,73 \text{ мкм}$$

Відповідь: товщина цинкового покриття дорівнює – 20,73 мкм.

Завдання 2.10. Обчисліть силу струму, який необхідно пропускати через електроліт хром (III) сульфату впродовж 30 хв для того, щоб отримати хромове покриття на сталевій шайбі площею 125 см² товщиною 30 мкм, якщо вихід хрому за струмом становить 70%, густина хрому дорівнює 7,19 г/см³.

Дано:

$$\tau = 30 \text{ хв} = 1800 \text{ с}$$

$$S = 125 \text{ см}^2$$

За формулою (2.6) розраховуємо силу струму, який необхідно пропускати через електроліт для отримання хромового покриття:

$\delta = 30 \text{ мкм}$ $B = 70\% = 0,70$ $\rho = 7,19 \text{ г/см}^3$ $I = ?$

$$I = \frac{\delta \cdot n \cdot F \cdot S \cdot \rho}{M \cdot \tau \cdot B \cdot 10^4}$$

При цьому враховуємо, що молярна маса хрому дорівнює

52 г/моль, а кількість електронів, які катіон Cr^{3+} приймає на катоді в процесі відновлення, дорівнює 3.

$$I = \frac{30 \cdot 3 \cdot 96487 \cdot 125 \cdot 7,19}{52 \cdot 1800 \cdot 0,70 \cdot 10^4} = 2 \text{ А.}$$

Відповідь: сила струму дорівнює 2 А.

Завдання 2.11. Після електролізу масова частка калій сульфату в розчині дорівнює 18%, а маса розчину – 250 г. Визначте масову частку калій сульфату у вихідному розчині, якщо електроліз тривав 4 год і 32 хв при силі струму 12 А.

Дано:

$$\omega_2(K_2SO_4) = 18\%$$

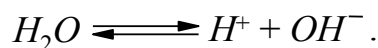
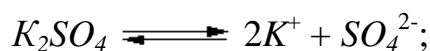
$$m_2(p\text{-ну}) = 250 \text{ г}$$

$$\tau = 4 \text{ год і } 32 \text{ хв} = 16320 \text{ с}$$

$$I = 12 \text{ А}$$

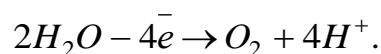
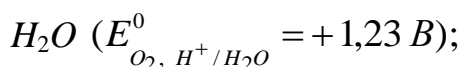
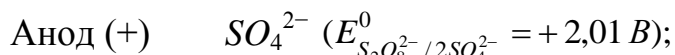
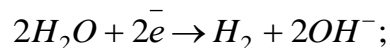
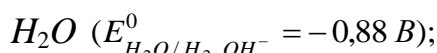
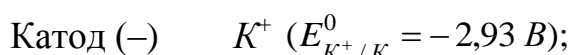
$$\omega_1(K_2SO_4) = ?$$

Визначаємо продукти електролізу. У водному розчині калій сульфату маємо:



Оскільки, вода є дуже слабким електролітом,

то наявністю йонів H^+ і OH^- в розчині можна знехтувати. Схематично процес електролізу водного розчину калій сульфату з інертним анодом виглядає так:



Отже, під час електролізу водного розчину калій сульфату з інертними електродами на катоді відбувається відновлення молекул води і виділення водню, а на аноді – окиснення води і виділення кисню. Після проведення електролізу в розчині маса калій сульфату залишається сталою, але маса води зменшиться і відповідно зросте концентрація розчину.

Обчислюємо масу K_2SO_4 в розчині, який залишився після проведення електролізу.

$$m(K_2SO_4) = \frac{m_2(p\text{-ну}) \cdot \omega_2(K_2SO_4)}{100\%} = \frac{250 \cdot 18}{100} = 45 \text{ г.}$$

Розраховуємо маси газів (H_2 і O_2), які виділяються з розчину в процесі електролізу.

$$m(H_2) = \frac{M(H_2)}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau = \frac{2}{2 \cdot 96487} \cdot 12 \cdot 16320 = 2,03 \text{ г};$$

$$m(O_2) = \frac{M(O_2)}{n \cdot F} \cdot I \cdot \tau = \frac{32}{4 \cdot 96487} \cdot 12 \cdot 16320 = 16,24 \text{ г}.$$

Розраховуємо масу вихідного розчину.

$$m_1(p - ну) = m_2(p - ну) + m(H_2) + m(O_2) = 250 + 2,03 + 16,24 = 268,27 \text{ г}.$$

Розраховуємо масову частку K_2SO_4 у вихідному розчині.

$$\omega_1(K_2SO_4) = \frac{m(K_2SO_4)}{m_1(p - ну)} \cdot 100\% = \frac{45}{268,27} \cdot 100 = 16,77\%.$$

Відповідь: масова частка калій сульфату у вихідному розчині дорівнює 16,77%.

Контрольні питання, вправи і задачі

- 2.12. Дайте означення електролізу.
- 2.13. Що необхідно мати для проведення електролізу?
- 2.14. Які матеріали використовують для виготовлення електродів?
- 2.15. Поясніть відмінність між інертним і активним анодом.
- 2.16. Які процеси відбуваються на катоді та інертному аноді при електролізі розплаву калій іодиду?
- 2.17. Запишіть рівняння, що перебігають на електродах при електролізі розплавів: а) натрій іодиду; б) калій гідроксиду; в) алюміній хлориду з графітовими електродами.
- 2.18. Поясніть, чому алюміній добувають електролізом розплаву солей, а не розчинів.
- 2.19. Дайте означення напруги розкладу та перенапруги. Від яких факторів залежить величина перенапруги?
- 2.20. Поясніть відмінність між електролізом розплаву і розчину.
- 2.21. Які процеси можуть відбуватися на катоді при електролізі водних розчинів електролітів?
- 2.22. Розчин містить катіони Zn^{2+} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися із суміші? Відповідь поясніть.

Відповідь: Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} .

2.23. Розчин містить катіони Fe^{2+} , Ag^+ , Bi^{3+} , Pb^{2+} в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці катіони будуть відновлюватися із суміші? Відповідь поясніть.

Відповідь: Ag^+ ; Bi^{3+} ; Pb^{2+} ; Fe^{2+} .

2.24. Розчин містить аніони OH^- , Cl^- , I^- , Br^- в однаковій концентрації. В якій послідовності під час електролізу ці аніони будуть окиснюватися із суміші? Відповідь поясніть.

Відповідь: OH^- , I^- , Br^- , Cl^- .

2.25. Запишіть рівняння реакцій, які відбуваються під час електролізу водних розчинів електролітів. Склад електроліту і матеріал анода наведені в таблиці згідно з варіантом завдання.

Варіант	Склад електроліту	Матеріал анода
1	$NiSO_4$	нікель
2	$FeSO_4$	залізо
3	KOH	графіт
4	$ZnSO_4$	графіт
5	$NaOH$	золото
6	$CoSO_4$	кобальт
7	$AgNO_3$	срібло
8	$ZnCl_2$	цинк
9	Na_2SO_4	графіт
10	$NaOH$	платина

2.26. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають при електролізі розчину сульфатної кислоти на золотих електродах.

2.27. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають на електродах при електролізі водного розчину нікол (II) сульфату з електродами: а) графітовими; б) нікелевими.

2.28. Запишіть рівняння реакцій, що перебігають на електродах при електролізі водного розчину аргентум нітрату з електродами: а) графітовими; б) срібними.

2.29. Під час електролізу розчину хром (III) сульфату струмом силою 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу проводили електроліз?

Відповідь: 6 год 11 хв.

2.30. Через розчини бісмут (III) нітрату та цинк сульфату пропустили однакову кількість електрики. Порівняйте маси металів, які виділились на катодах, якщо їх вихід за струмом однаковий.

Відповідь: маса бісмуту в 2,14 раза більша.

2.31. * Під час проходження електричного струму силою $1,5\text{ A}$ протягом 30 хвилин крізь розчин солі тривалентного металу на катоді виділилося $1,071\text{ г}$ металу. Визначте, який метал виділився на катоді.

Відповідь: індій.

2.32. Розрахуйте масу цинку, яка виділилася на катоді з розчину цинк сульфату через 15 хвилин після початку проведення електролізу за наявності струму силою $26,8\text{ A}$ при виході цинку за струмом 55% .

Відповідь: $4,47\text{ г}$.

2.33. * Струм силою 20 A проходить через електролізер, в якому міститься 10 л $4,5\%$ -го розчину NaOH ($\rho = 1,05\text{ г/см}^3$). Через скільки годин концентрація натрій гідроксиду в розчині досягне 6% ?

Відповідь: $390\text{ год } 33\text{ хв}$.

2.34. * Скільки годин треба проводити електроліз розчину натрій хлориду при пропусканні крізь нього струму силою 10 A , щоб у розчині утворився 1 кг натрій гідроксиду?

Відповідь: $267\text{ год } 5\text{ хв}$.

2.35. * Після електролізу масова частка натрій сульфату в розчині дорівнює 10% , а маса розчину – 120 г . Визначте масову частку натрій сульфату у вихідному розчині, якщо електроліз тривав 24 год , сила струму – 10 A .

Відповідь: $5,98\%$.

2.36. * Крізь 1 л 6% -го розчину калій гідроксиду ($\rho = 1,05\text{ г/см}^3$) пропускають електричний струм. Внаслідок електролізу концентрація розчину збільшилася на 2% . Які речовини і в якій кількості виділилися з розчину?

Відповідь: $29,17\text{ г}$ водню і $233,33\text{ г}$ кисню.

2.37. Скільки срібла виділиться на катоді при пропусканні крізь розчин аргентум (I) нітрату струму силою 8 A протягом 45 хв ?

Відповідь: $24,18\text{ г}$.

2.38. Визначте молярну масу еквівалента цинку, якщо при пропусканні крізь розчин ZnCl_2 струму силою 4 A протягом $24\text{ хв } 30\text{ с}$ на катоді виділилося 2 г цинку.

Відповідь: $32,81\text{ г/моль}$.

2.39. При електролізі розчину купрум (II) сульфату з мідними електродами маса катода збільшилася на 10 г . Яку кількість електричного струму пропустили крізь розчин?

Відповідь: $30389,6\text{ Кл}$.

2.40. Після проходження струму силою 6 A протягом 25 хв крізь розчин аргентум (I) нітрату на катоді виділилося $9,6\text{ г}$ срібла. Визначте вихід срібла за струмом.

Відповідь: $95,33\%$.

2.41. Обчисліть товщину нікелевого покриття, яке утворилось на поверхні сталевій деталі площею 400 см^2 , якщо вихід нікелю за струмом становить 75%, а через електроліт пропустили $3,86 \cdot 10^5 \text{ Кл}$ електрики, густина нікелевого покриття становить $8,90 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: 248,6 мкм.

2.42. Обчисліть час, протягом якого на поверхні виробу площею 250 см^2 утвориться шар міді товщиною 10 мкм, якщо вихід міді за струмом становить 80%, сила струму 5 А, густина міді $8,93 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: 28 хв 16 с.

2.43. Обчисліть кількість електрики, необхідну для хромування сталевій деталі площею 2000 см^2 , якщо вихід хрому за струмом становить 85%, товщина покриття рівна 25 мкм, густина хрому дорівнює $7,19 \text{ г/см}^3$.

Відповідь: $2,35 \cdot 10^5 \text{ Кл}$.

2.44. Чому лужні і лужноземельні метали добувають електролізом розплаву, а не розчину? Відповідь поясніть.

2.45. Як за допомогою електролізу можна очистити метал, який містить домішки? Що таке рафінування металів?

2.46. Що необхідно зробити для того, щоб нанести металеве покриття на неметалеву поверхню виробу при електролізі?

2.47. До якого полюса джерела струму необхідно під'єднати сталеву деталь для того, щоб покрити її шаром нікелю?

2.48. З якою метою наносять тонкі металеві покриття на різні вироби? Які покриття використовують найчастіше?

2.49. Яка різниця між гальваностегією і гальванопластикою?

2.50. З якою метою здійснюють електрохімічне оброблення металів?

2.51. В чому полягає електрохімічне полірування металевих виробів і які його переваги над іншими методами?

2.52. З якою метою використовують анодне окиснення металевих виробів і в чому воно полягає?

2.53. На чому ґрунтується робота електрохімічних перетворювачів інформації та де їх використовують?

ЛІТЕРАТУРА

ОСНОВНА:

1. Євсєєва М. В. Електрохімічні процеси Теорія та практикум : навчальний посібник. – Євсєєва М. В., Ранський А. П., Гордієнко О. А. – Вінниця : ВНТУ, 2017. – 111 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навчальний посібник / Кириченко В. І. – К. : Вища шк., 2005. – 639 с.
3. Типові завдання та задачі з хімії: [навчальний посібник] / О. А. Гордієнко, Н. С. Звездецька, Т. І. Панченко, А. О. Радомська. – Вінниця : ВНТУ, 2015. – 84 с.

ДОДАТКОВА:

1. Корчинський Г. А. Хімія : підручник / Корчинський Г. А. – Вінниця : Поділля, 2002. – 525 с.
2. Михалічко Б. М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: навчальний посібник / Михалічко Б. М. – К. : Знання, 2009. – 548 с.
3. Неділько С. А. Загальна й неорганічна хімія : задачі та вправи : навчальний посібник / С. А. Неділько, П. П. Попель. – К. : Либідь, 2001. – 400 с.
4. Основи загальної хімії : [підручник] / В. С. Телегус, О. І. Бодак, О. С. Заречнюк, В. В. Кінжибало / під ред. В. С. Телегуса. – Львів : Світ, 2000. – 424 с.

Додаток А

Періодична система елементів Д. І. Менделєєва

Період	Г Р У П П И										VIII																																																											
	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		VIII		VIII																																																			
1	H 1,0079 Гідроген водень	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	He 4,0026 Гелій	Ne 20,179 Неон	Ar 39,948 Аргон	Kr 83,30 Криптон	Xe 131,30 Ксенон	Rn [222] Радон	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																			
2	Be 9,012 Берилій	Mg 24,305 Магній	Ca 40,08 Кальцій	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галій	In 114,82 Індій	Sb 121,75 Стібій	Sn 118,71 Станум	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,980 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Bh [262] Борій	Hs [262] Гасій	Ne 18,998 Флуор	Ar 35,453 Хлор	Br 79,904 Бром	Kr 83,30 Криптон	Xe 131,30 Ксенон	Rn [222] Радон	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																			
3	B 10,81 Бор	Al 26,981 Алюміній	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,90 Титан	V 50,941 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,70 Нікель	Cu 63,546 Купрум	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галій	In 114,82 Індій	Sb 121,75 Стібій	Sn 118,71 Станум	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,980 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Bh [262] Борій	Hs [262] Гасій	Mc [266] Майтнерій	Ds [271] Дармштадт-тій	Lu 174,97 Лютецій	Yb 173,04 Ітербій	Y 88,906 Йтрій	Zr 91,22 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,905 Родій	Pd 106,4 Паладій																																				
4	C 12,011 Вуглець	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																				
5	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																					
6	C 12,011 Вуглець	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																				
7	B 10,81 Бор	Al 26,981 Алюміній	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,90 Титан	V 50,941 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,70 Нікель	Cu 63,546 Купрум	Zn 65,39 Цинк	Ga 69,72 Галій	In 114,82 Індій	Sb 121,75 Стібій	Sn 118,71 Станум	Pb 207,2 Свинець	Bi 208,980 Бісмут	Po [209] Полоній	At [210] Астат	Bh [262] Борій	Hs [262] Гасій	Mc [266] Майтнерій	Ds [271] Дармштадт-тій	Lu 174,97 Лютецій	Yb 173,04 Ітербій	Y 88,906 Йтрій	Zr 91,22 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молибден	Tc [99] Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,905 Родій	Pd 106,4 Паладій																																				
8	C 12,011 Вуглець	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																				
9	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																					
10	C 12,011 Вуглець	N 14,007 Азот	O 15,999 Кисень	F 18,998 Флуор	Ne 20,179 Неон	He 4,0026 Гелій	Li 6,941 Літій	Na 22,990 Натрій	K 39,098 Калій	Rb 85,468 Рубідій	Cs 132,91 Цезій	Fr 223 Францій	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,948 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,207 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина	Ac [227] Актиній	Th 232,038 Торій	Pa [231] Протактіній	U 238,029 Уран	Np [237] Нептуній	Pu [244] Плутоній	Am [243] Америцій	Cm [247] Кюрий	Bk [247] Берклій	Cf [251] Ейнштейній	Es [252] Ейштейній	Fm [257] Фермій	Md [258] Менделєвій	No [259] Нобелій	Lr [260] Лоуренсій																																				
Випи- ли	R_2O										RO										RO_2										RO_3										R_2O_5										RO_7										RO_4									
Літій	H_2R										RH_3										RH_4										H_2R										HR																													
Літій	H_2R										RH_3										RH_4										H_2R										HR																													
Літій	H_2R										RH_3										RH_4										H_2R										HR																													

Додаток Б

Розчинність основ, кислот і солей у воді

Таблиця Б.1 – Розчинність основ, кислот і солей у воді

Катіони	Аніони											
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}
H^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н
NH_4^+	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—
Na^+ , K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg^{2+}	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н
Ca^{2+}	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н
Ba^{2+}	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н
Al^{3+}	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н
Cr^{3+}	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н
Zn^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Mn^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Co^{2+} , Ni^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{2+}	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Fe^{3+}	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н
Cd^{2+}	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н
Hg^{2+}	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—
Cu^{2+}	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н
Ag^+	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н
Sn^{2+}	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—
Pb^{2+}	н	н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н

р – розчинна, м – малорозчинна, н – практично нерозчинна речовина,
— речовина не існує або розкладається водою

Додаток В

Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Таблиця В.1 – Стандартні електродні потенціали металів у водних розчинах

Рівняння електродного процесу	E^0, B
$Li^+ + e \rightleftharpoons Li$	- 3,05
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	- 2,93
$Ba^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ba$	- 2,91
$Ca^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ca$	- 2,87
$Na^+ + e \rightleftharpoons Na$	- 2,71
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	- 2,36
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	- 1,66
$Ti^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ti$	- 1,63
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	- 1,18
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	- 0,76
$Cr^{3+} + 3e \rightleftharpoons Cr$	- 0,74
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	- 0,44
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	- 0,40
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	- 0,28
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	- 0,25
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	- 0,14
$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	- 0,13
$2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2$	0
$Sb^{3+} + 3e \rightleftharpoons Sb$	+ 0,20
$Bi^{3+} + 3e \rightleftharpoons Bi$	+ 0,22
$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	+ 0,34
$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	+ 0,80
$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	+ 0,85
$Pt^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pt$	+ 1,19
$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	+ 1,50

Додаток Г

Реакції на електродах в процесах електролізу

Таблиця Г.1 – Реакції на електродах в процесах електролізу водних розчинів

Катодна реакція	E^0, B	Анодна реакція	E^0, B
$K^+ + 1\bar{e} \rightarrow K$	-2,93	$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$	-0,76
$Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow Na$	-2,71	$Fe - 2\bar{e} \rightarrow Fe^{2+}$	-0,44
$2H_2O + 2\bar{e} \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,88	$Cd - 2\bar{e} \rightarrow Cd^{2+}$	-0,40
$Zn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Zn$	-0,76	$Ni - 2\bar{e} \rightarrow Ni^{2+}$	-0,25
$Fe^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Fe$	-0,44	$Cu - 2\bar{e} \rightarrow Cu^{2+}$	+0,34
$Cd^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cd$	-0,40	$4OH^- - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 2H_2O$	+0,40
$Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$	-0,25	$2I^- - 2\bar{e} \rightarrow I_2$	+0,53
$Sn^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Sn$	-0,14	$2Br^- - 2\bar{e} \rightarrow Br_2$	+1,07
$2H^+ + 2\bar{e} \rightarrow H_2$	0	$2H_2O - 4\bar{e} \rightarrow O_2 + 4H^+$	+1,23
$Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu$	+0,34	$2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$	+1,36
$Ag^+ + 1\bar{e} \rightarrow Ag$	+0,80	$2SO_4^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow S_2O_8^{2-}$	+2,01
$Au^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow Au$	+1,50	$2F^- - 2\bar{e} \rightarrow F_2$	+2,87

Навчальне видання

**Методичні вказівки
для самостійної роботи студентів з хімії
Частина 3**

Укладачі: *Євсєєва Марія Василівна*
Гордієнко Ольга Анатоліївна
Ранський Анатолій Петрович

Рукопис оформила *М. Євсєєва*

Редактор *Т. Старічек*

Оригінал-макет підготував *О. Ткачук*

Підписано до друку 06.09.2019.
Формат 29,7×42¼. Папір офсетний.
Гарнітура Times New Roman.
Друк різнографічний. Ум. друк. арк. 2,08.
Наклад 40 (1-й запуск 1–21) пр. Зам. № 2019-106.

Видавець та виготовлювач
Вінницький національний технічний університет,
інформаційний редакційно-видавничий центр.
ВНТУ, ГНК, к. 114.
Хмельницьке шосе, 95,
м. Вінниця, 21021.
Тел. (0432) 65-18-06.
press.vntu.edu.ua;
E-mail: kivc.vntu@gmail.com.
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 3516 від 01.07.2009 р.