

**ФАКУЛЬТЕТ УПРАВЛІННЯ ПРОЦЕСАМИ ПЕРЕВЕЗЕНЬ**

**Кафедра охорони праці та навколишнього середовища**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**до самостійної роботи та завдання  
до контрольної роботи 2  
з дисципліни**

**«ХІМІЯ»**

**Харків – 2017**

Методичні вказівки розглянуто і рекомендовано до друку на засіданні кафедри охорони праці та навколишнього середовища 12 грудня 2016 р., протокол № 6.

Методичні вказівки до самостійної роботи та завдання до контрольної роботи 2 з дисципліни «Хімія» містять ряд тем, вивчення яких передбачено навчальною дисципліною. У першому розділі наведено варіанти контрольних завдань для виконання контрольної роботи 2. У другому розділі надано теоретичний матеріал для самостійного опрацювання окремих тем дисципліни «Хімія» та приклади розв'язання завдань.

Методичні вказівки та завдання до контрольних робіт призначені для бакалаврів усіх спеціальностей заочної форми навчання.

Укладачі:

проф. М. І. Ворожбіян,  
доц. С. О. Кисельова,  
старш. викл. М. Ю. Іващенко

Рецензент

доцент О.В. Костиркін

## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до самостійної роботи  
та завдання до контрольної роботи 2  
з дисципліни

«ХІМІЯ»

Відповідальний за випуск Кисельова С. О.

Редактор Буранова Н.В.

---

Підписано до друку 25.12.16 р.

Формат паперу 60x84 1/16. Папір писальний.

Умовн.-друк.арк. 1,5. Тираж 50. Замовлення №

Видавець та виготовлювач Українська державна академія залізничного транспорту,  
61050, Харків-50, майдан Фейєрбаха, 7.  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 2874 від 12.06.2007 р.

## Зміст

Вступ.....	4
1 Контрольна робота 2. Контрольні завдання.....	5
1.1 Окисно-відновні реакції. Контрольні завдання.....	5
1.2 Електрохімічні процеси. Електродні потенціали. Хімічні джерела струму. Контрольні завдання.....	8
1.3 Електроліз. Контрольні завдання.....	11
1.4 Електрохімічна корозія металів. Контрольні завдання.....	14
2 Теоретичні питання, приклади розв'язання завдань до контрольної роботи 2 .....	17
2.1 Окисно-відновні реакції.....	17
2.2 Електрохімічні процеси. Електродні потенціали. Хімічні джерела струму.....	23
2.3 Електроліз.....	28
2.4 Корозія металів.....	34
Список літератури.....	36
Додаток А .....	39
Додаток Б .....	41
Додаток В .....	43

## Вступ

Контрольна робота 2 з дисципліни «Хімія» містить **4 контрольних завдання**. Студент обирає варіант контрольної роботи за навчальним шифром: варіант контрольної роботи відповідає двом останнім цифрам навчального шифру (наприклад, навчальний шифр 20140197, дві останні цифри 97, Контрольна робота 2 – варіант 97). Варіанти завдань до контрольної роботи наведено в додатку А.

Студент починає виконання контрольної роботи після опрацювання теоретичного матеріалу тем контрольної роботи з дисципліни «Хімія» і відпрацювання розв'язань типових прикладів, які наведені у другому розділі даних методичних вказівок.

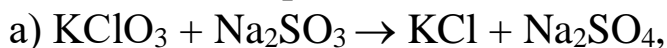
Тематичний план дисципліни «Хімія», порядок оформлення й зарахування контрольної роботи 2 наведено у методичній розробці «Методичні вказівки до самостійної роботи та завдання до контрольної роботи 1 з дисципліни «Хімія»».

## 1 Контрольна робота 2. Контрольні завдання

### 1.1 Окисно-відновні реакції. Контрольні завдання

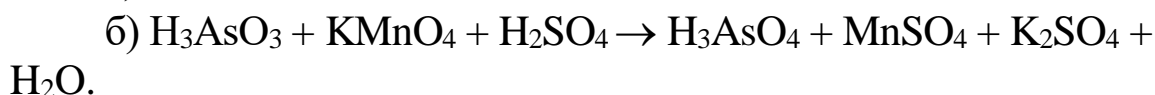
Приклади розв'язання завдань наведено в підрозділі 2.1. Дані про можливі та найбільш поширені ступені окиснення елементів подано у додатку Б.

1 Реакції відображаються схемами:



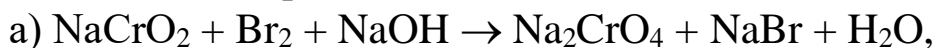
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

2 Реакції відображаються схемами:



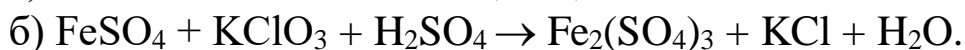
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

3 Реакції відображаються схемами:



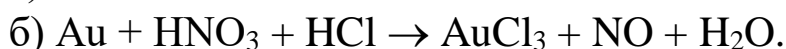
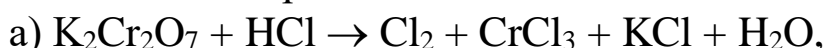
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

4 Реакції відображаються схемами:



Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

5 Реакції відображаються схемами:

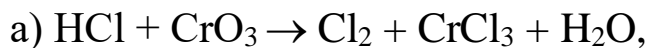


Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

6 Встановити можливість перебігу окисно-відновних реакцій між сполуками: а)  $\text{NH}_3$  і  $\text{KMnO}_4$ ; б)  $\text{HNO}_2$  і  $\text{HI}$ ; в)  $\text{HCl}$  і  $\text{H}_2\text{S}$ . Чим це пояснюється? Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:

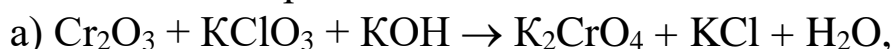


7 Реакції відображаються схемами:



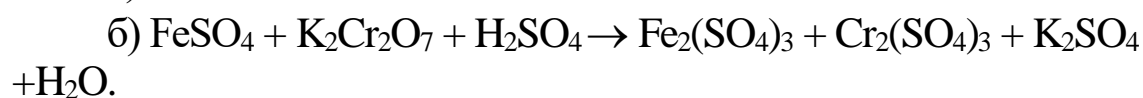
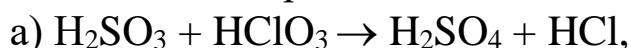
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

8 Реакції відображаються схемами:



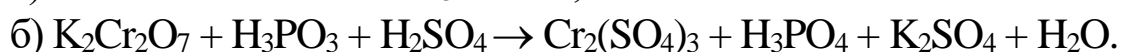
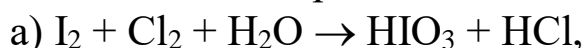
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

9 Реакції відображаються схемами:



Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

10 Реакції відображаються схемами:



Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

11 Встановити можливість перебігу окисно-відновних реакцій між сполуками: а)  $\text{PH}_3$  і  $\text{HBr}$ ; б)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  і  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ; в)  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{S}$ . Чим це пояснюється? Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:



12 Виходячи із ступеня окиснення Хлору в хлоридній  $\text{HCl}$ , хлоратній  $\text{HClO}_3$  та перхлоратній  $\text{HClO}_4$  кислотах, визначити, яка з них виявляє властивості тільки окисника, тільки відновника і

яка може виявляти як ті, так і інші властивості. Чому? Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:  $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

13 Реакції відображаються схемами:

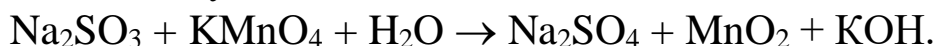


Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення і відновлення.

14

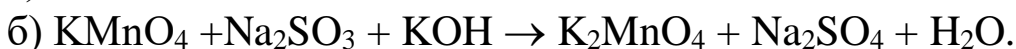
а) складіть електронні напіврівняння і вкажіть процеси окиснення і відновлення при перетвореннях:  $\text{As}^{3-} \rightarrow \text{As}^{5+}$ ;  $\text{N}^{3+} \rightarrow \text{N}^{3-}$ ;  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ;

б) методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:



15 Виходячи із ступеня окиснення Фосфору у фосфор (III) гідрид  $\text{PH}_3$ , ортофосфатній  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , фосфористій  $\text{H}_3\text{PO}_3$  кислотах, визначити, яка сполука виявляє властивості тільки окисника, тільки відновника і яка може виявляти як ті, так і інші властивості Чому? На підставі електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка перебігає за схемою:  $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

16 Реакції відображаються схемами:

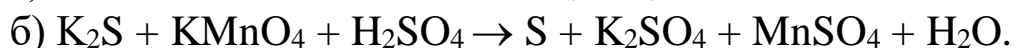


Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення і відновлення.

17 Складіть електронні напіврівняння і вкажіть процеси окиснення й відновлення при перетвореннях:  $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Cl}^{5+} \rightarrow \text{Cl}^{1-}$ ;  $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{5+}$ .

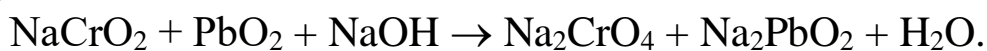
Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:  $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

18 Реакції відображаються схемами:

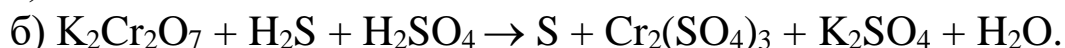


Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

19 Виходячи зі ступенів окиснення Хрому в калій дихроматі  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , Йоду в калій йодиді  $\text{KI}$  й Сульфур у в сульфітній кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , визначити, яка сполука виявляє властивості тільки окисника, тільки відновника, а яка може виявляти як ті, так і інші властивості. Чому? На підставі електронного балансу зрівняйте рівняння реакції, яка відбувається за схемою:



20 Реакції відображаються схемами:



Методом електронного балансу зрівняйте рівняння реакцій, вкажіть речовину-окисник, речовину-відновник, процеси окиснення та відновлення.

## **1.2 Електрохімічні процеси. Електродні потенціали. Хімічні джерела струму. Контрольні завдання**

Приклади розв'язання завдань наведено в підрозділі 2.2. При розв'язанні завдань необхідно використовувати додаток В.

21 Розрахувати, при якій молярній концентрації іонів цинку  $\text{Zn}^{2+}$  потенціал цинкового електрода буде на 0,015 В менший його стандартного електродного потенціалу?

Відповідь: 0,30 моль / л.

22 Як зміниться (збільшиться, зменшиться або залишиться незмінною) маса кадмієвої пластини при її взаємодії з розчинами: а) аргентум (I) нітрату  $\text{AgNO}_3$ ; б) цинк (II) сульфату  $\text{ZnSO}_4$ ; в) нікель (II) сульфату  $\text{NiSO}_4$ ? Обґрунтуйте. Складіть електронні напівреакції і сумарне рівняння відповідного окисно-відновного процесу.



23 Потенціал Мангану у розчині його солі дорівнює  $(-1,23)$  В. Обчислити молярну концентрацію іонів мангану  $Mn^{2+}$  у розчині солі мангану.

Відповідь:  $1,89 \cdot 10^{-2}$  моль / л.

24 У дві посудини з блакитним розчином купрум (II) сульфату  $CuSO_4$  занурили: в першу – цинкову пластину, в другу – срібну. У якій із судин розчин буде поступово знебарвлюватися? Обґрунтуйте. Складіть електронні напівреакції і сумарне рівняння відповідного окисно-відновного процесу.

25 Як зміниться (збільшиться, зменшиться або залишиться незмінною) маса цинкової пластини при її взаємодії з розчинами: а) купрум (II) сульфату  $CuSO_4$ ; б) магній (II) сульфату  $MgSO_4$ ; в) плюмбум (II) нітрату  $Pb(NO_3)_2$ ? Обґрунтуйте. Складіть електронні напівреакції і сумарне рівняння відповідного окисно-відновного процесу.

26 Потенціал срібла в розчині аргентум (I) нітрату  $AgNO_3$  становить 95 % від величини стандартного електродного потенціалу срібного напівелемента. Розрахувати молярну концентрацію аргентум-іонів  $Ag^+$  у розчині.

Відповідь: 0,20 моль / л.

27 Написати схему, електронні напіврівняння електродних процесів і обчислити ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, у якому молярна концентрація іонів кадмію  $Cd^{2+}$  дорівнює 0,8 моль / л, а іонів купруму  $Cu^{2+}$  – 0,01 моль / л.

Відповідь: 0,68 В.

28 Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідний напівелемент – катод, а в іншому – анод. Напишіть для кожного з цих гальванічних елементів електронні напіврівняння, які відбуваються на катоді й на аноді при окисно-відновному процесі.

29 Розрахувати молярну концентрацію іонів купруму  $Cu^{2+}$ , при якій величина електродного потенціалу мідного напівелемента буде дорівнювати стандартному електродному потенціалу водневого (стандартного) електрода.

Відповідь:  $1,89 \cdot 10^{-12}$  моль / л.

30 Який гальванічний елемент називають концентраційним? Напишіть схему гальванічного елемента, електронні напіврівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС

гальванічного елемента, який складається із срібних електродів, занурених: перший у розчин аргентум (I) нітрату  $\text{AgNO}_3$  з молярною концентрацією 0,01 моль / л, а другий – у розчин з молярною концентрацією 0,1 моль / л.

Відповідь: 0,059 В.

31 Які хімічні окисно-відновні процеси відбуваються на аноді й катоді при зарядженні та розрядженні свинцево-кислотного акумулятора?

32 Які хімічні окисно-відновні процеси відбуваються на аноді й катоді при зарядженні і розрядженні лужного нікель-кадмієвого акумулятора?

33 Які хімічні окисно-відновні процеси відбуваються на аноді й катоді при зарядженні і розрядженні лужного залізо-нікелевого акумулятора?

34 У напівкомірках гальванічного елемента окиснюється - відновлюється один і той самий метал. Визначте умови, при яких буде працювати такий гальванічний елемент. Складіть схему, напишіть електронні напіврівняння катодного і анодного процесів, розрахуйте ЕРС гальванічного елемента, у якому один нікелевий електрод занурений у розчин нікель (II) сульфату  $\text{NiSO}_4$  з молярною концентрацією 0,001 моль / л, а інший нікелевий електрод – у розчин такої самої солі з молярною концентрацією 0,01 моль / л.

Відповідь: 0,0295 В.

35 Складіть схему, напишіть електронні напіврівняння катодного і анодного процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, який складається з напівелементів із свинцевої і магнієвої пластин, занурених у розчини власних солей. Молярна концентрація іонів плюмбуму  $\text{Pb}^{2+}$  у розчині солі дорівнює концентрації іонів магнію  $\text{Mg}^{2+}$  і становить 0,01 моль / л. Чи зміниться ЕРС такого гальванічного елемента, якщо концентрацію іонів металів у кожному розчині збільшити в однакову кількість разів?

Відповідь: 2,244 В.

36 Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному із яких нікелевий напівелемент є катодом, а в іншому — анодом. Напишіть для кожного з гальванічних елементів електронні напіврівняння, які відбуваються на катоді і на аноді.

37 Залізна і срібна пластини з'єднані зовнішнім провідником та занурені в розчин сульфатної кислоти  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Складіть схему гальванічного елемента і напишіть електронні напіврівняння процесів, які відбуваються на аноді і на катоді.

38 Складіть схему, напишіть електронні напіврівняння катодного і анодного процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, який складається з пластин кадмію та магнію, занурених у розчини власних солей. Молярна концентрація іонів магнію  $\text{Mg}^{2+}$  дорівнює молярній концентрації іонів кадмію  $\text{Cd}^{2+}$  і становить 1 моль / л. Чи зміниться величина ЕРС, якщо концентрацію кожного розчину зменшити до 0,01 моль / л?

Відповідь: 1,967В.

39 Складіть схему гальванічного елемента, який складається з цинкової і залізної пластин, занурених у розчини власних солей. Напишіть електронні напіврівняння анодного і катодного процесів. Яка молярна концентрація іонів феруму (II)  $\text{Fe}^{2+}$  необхідна для того, щоб ЕРС гальванічного елемента дорівнювала нулю, за умови, що молярна концентрація іонів цинку  $\text{Zn}^{2+}$  в розчині його солі дорівнює 0,001 моль / л?

Відповідь:  $7,3 \cdot 10^{-15}$  моль / л.

40 Складіть схему гальванічного елемента, в основі якого лежить окисно-відновна реакція:  $\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$ .

Напишіть електронні напівреакції анодного і катодного процесів. Обчисліть ЕРС гальванічного елемента, якщо молярна концентрація іонів нікелю  $\text{Ni}^{2+}$  дорівнює 0,01 моль / л, а молярна концентрація іонів свинцю  $\text{Pb}^{2+}$  дорівнює 0,0001 моль / л.

Відповідь: 0,064 В.

### 1.3 Електроліз. Контрольні завдання

Приклади розв'язування завдань наведено в підрозділі 2.3. При виконанні завдань необхідно використовувати додаток В.

41 При електролізі солі тривалентного металу, який здійснювали протягом 30 хв при силі струму 1,5 А, на катоді виділяється метал масою 1,071 г. Визначити молярну масу атомів металу.

Відповідь: 114,82 г / моль.

42 Електроліз розчину якогось сульфату металу здійснювали протягом 45 хв при струмі силою 6 А, після чого на катоді виділилась маса металу 5,49 г. Визначити молярну масу еквівалента металу.

Відповідь: 32,7 г / моль.

43 Складіть електронні напіврівняння процесів, які відбуваються на вугільних електродах під час електролізу розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Обчисліть масу речовини, яка виділяється на катоді, якщо на аноді виділяється 1,12 л газу за нормальних умов (н. у.).

Відповідь: 0,2 г.

44 Через розчин солі кадмію пропустили електричний заряд 3434 Кл. У процесі електролізу виділилась кадмій масою 2 г. Визначити молярну масу еквівалента Кадмію.

Відповідь: 56,26 г/моль.

45 Електроліз розчину калій гідроксиду КОН здійснювали протягом 1 год 15 хв 20 с, при цьому на аноді вивільняється газ масою 6,4 г. Визначити силу струму, потрібну для електролізу. Складіть електронні напіврівняння електродних процесів.

Відповідь: 17,08 А.

46 Електроліз розчину калій сульфату  $\text{K}_2\text{SO}_4$  здійснюють протягом 3 год при струмі силою 5 А. Складіть електронні напіврівняння процесів, які відбуваються на електродах. Яка маса води розкладається при електролізі? Визначте об'єм водню, який вивільняється на катоді.

Відповідь: 5,03 г; 6,266 л.

47 Електроліз розчину солі якогось металу здійснюють протягом 1,5 год при силі струму 1,8 А, при цьому на катоді виділилась маса металу 1,75 г. Визначте молярну масу еквівалента металу.

Відповідь: 17,37 г/моль.

48 При електролізі розчину купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$  на аноді вивільняється 0,168  $\text{дм}^3$  газу (за н. у.) Складіть електронні напіврівняння електродних процесів. Визначте масу міді, яка виділяється на катоді.

Відповідь: 0,953 г.

49 Електроліз розчину натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  здійснюють протягом 5 год при силі струму 7 А. Складіть електронні напіврівняння електродних процесів. Визначте об'єм водню (за н. у.), який вивільняється на катоді.

Відповідь: 14,62 л.

50 Електроліз розчину аргентум (I) нітрату здійснювали протягом 4 год при силі струму 2 А. Складіть електронні напіврівняння електродних процесів. Яка маса срібла, виділилася на катоді?

Відповідь: 32,20 г.

51 Електроліз розчину сульфату якогось металу здійснювали протягом 45 хв при силі струму 6 А, після чого на катоді виділилося 5,49 г металу. Обчисліть молярну масу еквівалента металу.

Відповідь: 32,7 г/моль.

52 На скільки зменшується маса срібного анода, якщо електроліз розчину аргентум (I) нітрату  $\text{AgNO}_3$  здійснювали протягом 38 хв 20 с при силі струму 2 А? Складіть електронні напіврівняння електродних процесів.

Відповідь: 4,47 г.

53 Яка маса води розкладається при електролізі розчину натрій сульфату  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  за 5 год при силі струму 7 А? Напишіть напіврівняння електродних процесів.

Відповідь: 23,5 г.

54 Електроліз розчину купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$  здійснювали з мідним анодом протягом 4 год при силі струму 50 А. На катоді виділилась маса міді 224 г. Обчисліть вихід за струмом (відношення маси речовини, яка виділилась на електроді, до такої, яка може утворитися теоретично, %). Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, якщо електроліз здійснюють з мідним (активним) анодом.

Відповідь: 94,48 %.

55 Електроліз розчину натрій йодиду  $\text{NaI}$  здійснювали протягом 2,5 год при силі струму 6 А. Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, які відбуваються на вугільних електродах та визначте масу газу, який вивільняється на аноді.

Відповідь: 0,56 г; 71,0 г.

56 Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, які відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину аргентум (I) нітрату  $\text{AgNO}_3$ . При здійсненні електролізу зі срібним анодом (активним), його маса

зменшується на 5,4 г. Визначте електричний заряд, який пропустили крізь розчин.

Відповідь: 4830 Кл.

57 Електроліз розчину купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$  здійснювали протягом 15 хв при силі струму 2,5 А. На катоді виділилась маса міді 0,72 г. Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, якщо електроліз проводили з вугільним анодом. Обчисліть вихід за струмом (відношення маси речовини, яка виділилась на електроді, до такої, яка може утворитися теоретично, %).

Відповідь: 97,3 %.

58 Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, які відбуваються на графітових електродах при електролізі водного розчину калій гідроксиду  $\text{KOH}$ . Який об'єм кисню (за н. у.) вивільняється на аноді, якщо електроліз проводили протягом 30 хв при силі струму 0,5 А?

Відповідь: 0,052 л.

59 Складіть електронні напіврівняння електродних процесів, які відбуваються на графітових електродах при електролізі розчину калій броміду  $\text{KBr}$ . Визначте масу речовини, яка вивільняється на аноді, якщо електроліз здійснювали протягом 1 год 35 хв при струмі силою 15 А.

Відповідь: 70,79 г.

60 Складіть електронні напіврівняння процесів, які відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину купрум (II) хлориду  $\text{CuCl}_2$ . Обчисліть, яка маса міді виділяється на катоді, якщо на аноді вивільняється 0,56 л хлору (за н. у.).

Відповідь: 1,588 г.

#### **1.4 Електрохімічна корозія металів. Контрольні завдання**

Приклади розв'язання завдань наведено в підрозділі 2.4. При виконанні завдань необхідно використовувати (див. додаток В).

61 Як відбувається атмосферна корозія заліза з олов'яним або цинковим захисним покриттям при пошкодженні покриття? Складіть електронні рівняння анодного й катодного процесів.

62 Мідь не витискує водень із розчинів кислот. Чому? Однак, якщо до мідної пластини, яка занурена в кислоту, доторкнутися цинковою пластиною, то на міді спостерігається бурхливе виділення водню. Дайте цьому пояснення і складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції.

63 Як відбувається атмосферна корозія заліза, покритого оловом, і міді, покритої оловом, при пошкодженні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

64 Якщо пластину з чистого цинку занурити в розбавлену кислоту, то виділяється водень, незабаром процес майже припиняється. Однак, якщо доторкнутися до цинку мідною паличкою, то на ній знову починається бурхливе виділення водню. Дайте пояснення, складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції.

65 Поясніть, у чому полягає сутність протекторного захисту металів від корозії. Наведіть приклад протекторного захисту заліза в електроліті, який містить розчинений кисень. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

66 Залізний виріб покрили нікелем. Визначте, яке це покриття – анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії заліза при пошкодженні покриття у вологому повітрі і в хлоридній кислоті HCl. Які продукти корозії утворюються в обох випадках?

67 Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів з кисневою і водневою деполяризацією при корозії мікрогальванічної комірки Магній – Нікель. Які продукти корозії утворюються при кожному випадку деполяризації?

68 У розчин хлоридної кислоти занурили дві цинкові пластини, одна з них частково вкрита міддю. У якому випадку процес корозії цинку відбувається інтенсивніше? Відповідь мотивуйте, склавши електронні рівняння відповідних процесів.

69 Чому хімічно чисте залізо більш стійке до корозії, порівняно з технічним залізом? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі і в кислому середовищі.

70 Яке покриття металу називається анодним і яке – катодним? Назвіть кілька металів, які можна використовувати для анодного й катодного покриття заліза. Складіть електронні рівняння анодного й катодного процесів, які відбуваються при корозії заліза, покритого міддю, у вологому повітрі і в кислому середовищі.

71 Залізний виріб покрили кадмієм. Встановіть, який це вид покриття – анодний або катодний? Чому? Складіть електронні рівняння анодного й катодного процесів корозії такого виробу при пошкодженні покриття у вологому повітрі і в хлоридній кислоті HCl. Які продукти корозії утворюються у кожному випадку?

72 Залізний виріб покрили свинцем. Встановіть, який це вид покриття – анодний чи катодний? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії заліза при пошкодженні покриття у вологому повітрі і в хлоридній кислоті HCl. Які продукти корозії утворюються в обох випадках?

73 Дві залізні пластини, з яких одна частково покрита оловом, а друга – міддю, містяться в атмосфері вологого повітря. На якій із цих пластин швидше утвориться іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластин. Які продукти корозії заліза утворюються?

74 Який метал доцільніше обрати для протекторного захисту від корозії свинцевої оболонки кабелю: цинк, магній або хром? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії?

75 Якщо опустити у розчин сульфатної кислоти  $H_2SO_4$  пластину з чистого заліза, то виділення на ній водню йде повільно і згодом майже припиняється. Однак, якщо доторкнутися цинковою паличкою до залізної пластини, то починається бурхливе виділення водню. Чому? Який метал при цьому розчиняється? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

76 Цинкову й залізну пластинки опустили в розчин купрум (II) сульфату  $CuSO_4$ . Складіть електронні й іонні рівняння реакцій, які відбуваються на кожній пластині. Які процеси відбуватимуться на пластинах, якщо їх зовнішні кінці з'єднати провідником?



77 Як впливає кислотність середовища  $pH$  на швидкість корозії заліза і цинку? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів атмосферної корозії вказаних металів.

78 У розчин електроліту, який містить розчинений кисень, занурили дві цинкові пластини, одна з яких частково вкрита міддю. У якому випадку процес корозії цинку відбувається більш інтенсивно? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

79 Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів із кисневою й водневою деполяризацією при корозії мікрогальванічної комірки алюміній - залізо. Які продукти корозії утворюються в першому і в другому випадках?

80 Як протікає атмосферна корозія заліза, покритого шаром нікелю, якщо покриття пошкоджено? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

## 2 Теоретичні питання, приклади розв'язання завдань до контрольної роботи 2

### 2.1 Окисно-відновні реакції

**Окисно-відновні реакції** – це усі реакції, в яких атоми змінюють свій ступінь окиснення. У загальному випадку, до окисно-відновних реакцій відносять реакції з перенесенням електронів між хімічними частками (атомами, молекулами, іонами та ін.).

**Ступінь окиснення** – умовний заряд атома, який уявляють для підрахунку електронів відповідно до узгодженого набору правил [1–10]:

1 Ступінь окиснення вільного (непов'язаного) елемента дорівнює нулю (приклади: ступінь окиснення атомів гідрогену у молекулах водню  $\overset{0}{\text{H}}_2$ , атомів Сульфуру  $\overset{0}{\text{S}}_6$ , Мангану  $\overset{0}{\text{Mn}}$  дорівнює нулю).

2 Ступінь окиснення елементів 1-ї групи (лужні метали Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) дорівнює (+ 1).

3 Ступінь окиснення елементів 2-ї групи (лужно-земельні метали Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) дорівнює (+ 2).

4 Ступінь окиснення Галогенів (елементи 17 групи, окрім флуору: Cl, Br, I, At) – зазвичай (– 1), у сполуках з киснем – позитивний.

5 Ступінь окиснення флуору F у сполуках – завжди (– 1).

6 Для простого (одноатомного) іона, ступінь окиснення дорівнює заряду іона. Наприклад, заряд сульфат-іона  $\text{SO}_4^{2-}$  дорівнює (– 2), отже, ступінь окиснення сульфат-іона дорівнює (– 2).

7 Гідроген має ступінь окиснення: (+ 1) у сполуках з неметалами ( $\overset{+1}{\text{H}}_6\text{S}$ ); (– 1) – у сполуках з металами  $\text{Na}\overset{-1}{\text{H}}$ .

8 Кисень: зазвичай має ступінь окиснення (– 2); у пероксидах – ступінь окиснення (– 1), наприклад, у гідроген пероксиді  $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}$ .

9 Алгебраїчна сума ступенів окиснення всіх атомів у нейтральній молекулі має дорівнювати нулю.

10 В іонах алгебраїчна сума ступенів окиснення атомів дорівнює заряду іона.

Ступені окиснення деяких елементів, включно з найбільш поширеними ступенями, наведено у додатку Б.

**Приклад 1.** Визначимо ступінь окиснення атомів у нейтральній молекулі карбон (IV) оксиду  $\text{CO}_2$ . Відомо, що у більшості сполук Кисень має ступінь окиснення (– 2), тому суму ступенів окиснення всіх атомів можна виразити у вигляді:

$$x + 2(-2) = 0, \text{ або } x - 4 = 0,$$

де  $x$  – невідомий ступінь окиснення атома Карбону.

Отже, ступінь окиснення атома Карбону в молекулі вуглекислого газу становить (+4):  $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ .

**Приклад 2.** Визначимо ступені окиснення атомів у багатозарядному сульфат-аніоні  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Як зазначено у формулі іона, його сумарний заряд (-2). Сульфат-аніон містить чотири атоми Оксигену зі ступенем окиснення (-2), а сума ступенів окиснення всіх атомів дорівнює заряду іона, тому можемо записати:

$$y + 4(-2) = -2, \text{ або } y - 8 = -2,$$

де  $y$  – невідомий ступінь окиснення атома Сульфуру в сульфат-іоні.

Отже, обчислюємо, що  $y = +6$ , тоді, ступені окиснення атомів у сульфат-аніоні:  $(\overset{+6}{S} \overset{-2}{O}_4)^{2-}$ .

Отже, ступінь окиснення – це той умовний заряд, який отримав би атом елемента, якщо припустити, що він прийняв або віддав те чи інше число електронів.

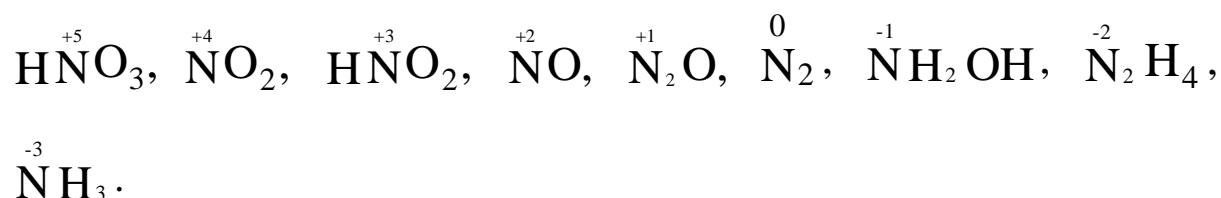
**Окиснення** – це процес втрати електронів, який супроводжується збільшенням ступеня окиснення молекулою, атомом або іоном.

**Відновлення** – це процес приєднання електронів, який супроводжується зменшенням ступеня окиснення молекули, атома або іона.

Окиснення завжди супроводжується відновленням і навпаки. **Відновники** віддають електрони та окиснюються, а **окисники**, приєднують їх і відновлюються.

Один і той самий елемент може виявляти різні властивості: окисні (у високих ступенях окиснення), проміжні і відновні (у нижчих ступенях окиснення) [2–8, 11–13].

Наприклад, розглянемо сполуки, які містять Нітроген:



У наведеному рядку сполук атом Нітрогену виявляє властивості:

– тільки окисника в ступені окиснення (+5) у нітратній кислоті  $\overset{+5}{N}NO_3$ ;

– тільки відновника в ступені окиснення (–3) в амоніаку  $\text{NH}_3$ ;  
 – властивості як окисника, так і відновника у проміжних ступенях окиснення  $\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$ ,  $\overset{+3}{\text{H}}\text{NO}_2$ ,  $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ ,  $\overset{+1}{\text{N}_2}\text{O}$ ,  $\overset{0}{\text{N}_2}$ ,  $\overset{-1}{\text{N}}\text{H}_2\text{OH}$ ,  $\overset{-2}{\text{N}_2}\text{H}_4$ .

**Приклад 3.** Виходячи зі ступеня окиснення (дивись додаток Б) Нітрогену, Сульфур у та Мангану у сполуках  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ , визначити, які з них можуть бути тільки відновниками або тільки окисниками, а які виявляють обидві властивості.

**Розв’язання.** Ступінь окиснення Нітрогену дорівнює: (–3) у  $\text{NH}_3$  – нижчий, (+3) у  $\text{HNO}_2$  – проміжний, (+5) у  $\text{HNO}_3$  – вищий.

Ступінь окиснення Сульфур у: (–2) у  $\text{H}_2\text{S}$  – нижчий, (+4) у  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – проміжний, (+6) у  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – вищий.

Ступінь окиснення Мангану Mn відповідно дорівнює: (+4) у  $\text{MnO}_2$  – проміжний, (+7) у  $\text{KMnO}_4$  – вищий.

Отже, сполуки  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – тільки відновники;  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$  – тільки окисники;  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  – залежно від умов можуть бути як окисниками, так і відновниками.

**Приклад 4.** Встановити можливість перебігу окисно-відновних реакції між речовинами: а) сульфідною  $\text{H}_2\text{S}$  і йодидною кислотами HI; б) сульфідною  $\text{H}_2\text{S}$  і сульфитною  $\text{H}_2\text{SO}_3$  кислотами; в) сульфитною  $\text{H}_2\text{SO}_3$  й перхлоратною  $\text{HClO}_4$  кислотами (при розв’язанні користуватися додатком Б).

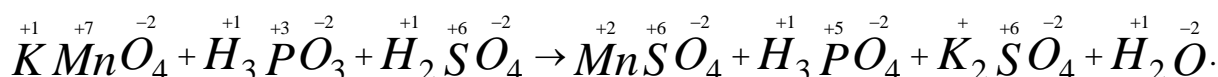
**Розв’язання.**

а) у молекулі  $\text{H}_2\text{S}$  ступінь окиснення Сульфур у S (–2); у HI ступінь окиснення Йоду I (–1). Кожна з речовин виявляє тільки відновні властивості, тому не може реагувати одна з одною, оскільки і Сульфур, і Йод перебувають у своєму нижчому ступені окиснення;

б) у молекулі  $\text{H}_2\text{S}$  ступінь окиснення Сульфур у S (–2) – нижчий; у молекулі  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ступінь окиснення S (+4) – проміжний. Отже, взаємодії цих речовин можливі, причому сульфитна кислота  $\text{H}_2\text{SO}_3$  буде окисником, а сульфідна кислота  $\text{H}_2\text{S}$  – відновником;

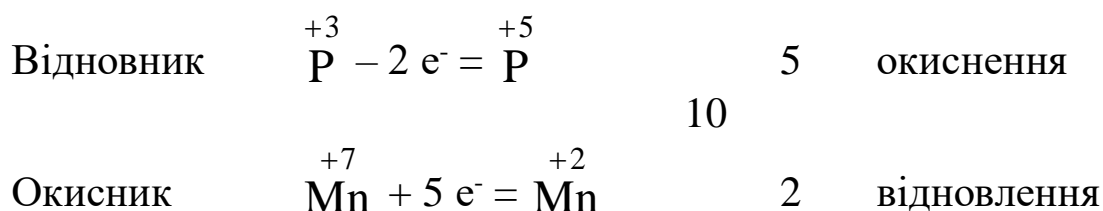
в) у молекулі  $H_2SO_3$  ступінь окиснення Сульфуру S (+4) – проміжний; у  $HClO_4$  ступінь окиснення Хлору Cl (+7) – вищий. Отже, речовини можуть взаємодіяти. Сульфїтна кислота  $H_2SO_3$  буде виявляти відновні властивості, перхлоратна кислота  $HClO_4$  – властивості окисника.

**Приклад 5.** Складіть рівняння окисно-відновної реакції, яка відбувається за схемою:



**Розв’язання.** Оскільки із рівняння окисно-відновної реакції нам відомі як вихідні сполуки, так і продукти їх взаємодії, то для зрівнювання рівняння реакції необхідно визначити стехіометричні коефіцієнти перед молекулами усіх сполук. Коефіцієнти визначають **методом електронного балансу** за допомогою електронних напіврівнянь [2–8].

1 Обчислюємо, як змінюють свій ступінь окиснення відновник та окисник, і відображаємо це в електронних напіврівняннях:



Загальне число електронів, які віддає відновник, має дорівнювати числу електронів, які приймає окисник. Загальне найменше кратне для відданих і прийнятих електронів дорівнює 10. Розділивши спільне кратне 10 на 5 (число електронів, які приймає окисник Манган), одержуємо коефіцієнт 2 для окисника і продукту його відновлення. Аналогічно ділимо 10 на 2 (число електронів, які віддає відновник Фосфор) і одержуємо коефіцієнт 5 для відновника й продукту його окиснення.

Коефіцієнти перед сполуками, в яких атоми не змінюють свого ступеня окиснення, визначаємо підбиранням за такими правилами:

2 Зрівнюємо число атомів металу у лівій та правій частинах рівняння (метал – Калій, зліва і справа по 2 атоми).

3 Зрівнюємо іони кислотних залишків. Справа – три сульфат-аніони  $\text{SO}_4^{2-}$ , тому біля сульфатної кислоти зліва ставимо коефіцієнт 3.

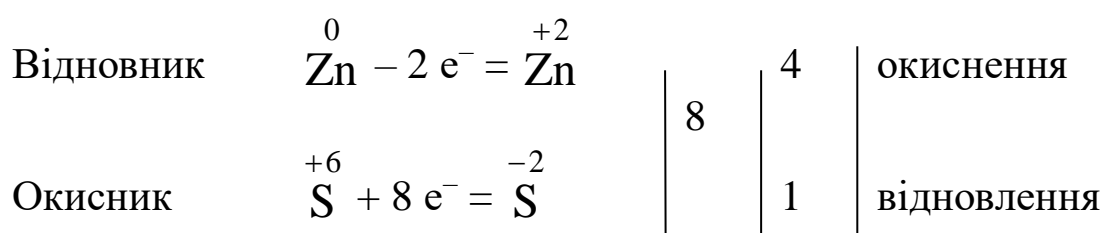
4 Зрівнюємо число атомів Гідрогену. Зліва загальне число атомів Гідрогену 21, тому справа ставимо біля молекули води коефіцієнт 3.

5 Підраховуємо число атомів Оксигену в обох частинах рівняння – 35, отже, підбір коефіцієнтів перед сполуками виконано правильно. Рівняння реакції матиме вигляд:



**Приклад 6.** Складіть рівняння реакції взаємодії цинку з концентрованою сульфатною кислотою  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , з огляду на максимальне відновлення останньої.

**Розв’язання.** Цинк як будь-який метал виявляє тільки відновні властивості. У концентрованій сульфатній кислоті  $\text{H}_2\text{SO}_4$  функцію окисника несе Сульфур (+6). При максимальному відновленні Сульфур перейде у свій мінімальний ступінь окиснення (–2) (додаток Б). Цинк як метал 12-ї групи періодичної системи буде окиснюватись до (+2). Складаємо електронні напівреакції:



Складаємо рівняння реакції:



Перед  $\text{H}_2\text{SO}_4$  стоїть коефіцієнт 5, а не 1, тому що чотири молекули  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ідуть на зв'язування чотирьох іонів  $\text{Zn}^{2+}$ .

## 2.2 Електрохімічні процеси. Електродні потенціали. Хімічні джерела струму

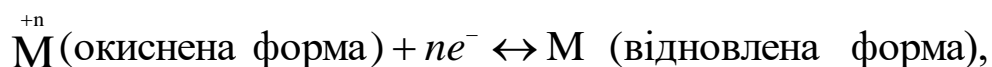
При зануренні твердого металу (електрода) в розчин електроліту між металом і розчином виникає подвійний електричний шар (ПЕШ), а на межі розподілу фаз виникає стрибок потенціалу. При цьому можливі два випадки:

1 Якщо хімічний потенціал катіонів металу в розчині менше, ніж в електроді  $\mu_p < \mu_e$ , то ці катіони залишають електрод, і надлишок негативного заряду на поверхні електрода притягує до поверхні металу позитивні іони. Таким чином вздовж поверхні електрода утворюється ПЕШ.

2 Якщо хімічний потенціал катіонів металу в розчині більше, ніж в електроді  $\mu_p > \mu_e$ , то катіони виділяються з розчину на поверхні електрода і притягують до поверхні металу аніони з розчину електроліту. Отже, так само як у першому випадку, вздовж поверхні електрода утворюється ПЕШ.

У першому випадку одна обкладка ПЕШ являє собою позитивні заряди з боку металу, інша – негативні заряди аніонів з боку розчину [3–7, 14, 15].

Система «метал-розчин» (електрохімічна напівкомірка) складається з металевого електрода, зануреного в розчин; розчин містить катіони металу електрода і аніонів, щоб збалансувати заряд катіонів [3–8, 16–18]. По суті, ізольована електрохімічна напівкомірка містить метал у двох ступенях окиснення і перебуває у стані хімічної рівноваги, яку можна записати так:



де  $M^{+n}$  – катіон металу;

$M$  – метал;

$n$  – число електронів, які беруть участь у процесі.

Абсолютний електродний потенціал, який виникає на межі метал – розчин виміряти неможливо, тому визначають відносні електродні потенціали у певних умовах.

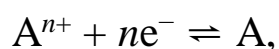
**Стандартний електродний потенціал металу  $E_{M^0/M^{n+}}^0$ , В,** – це електродний потенціал, який виникає при зануренні металу в

розчин його солі з молярною концентрацією 1 моль / л, виміряний відносно стандартного водневого електрода за стандартних умов (температура 25 °С, тиск 101,25 кПа). Потенціал стандартного водневого електрода приймається рівним нулю  $E_{2H^+/H_2}^o = 0$  В [1–7, 18–20].

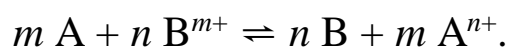
**Електрохімічний ряд напруг металів** – це послідовність елементів у порядку зменшення їхніх стандартних потенціалів окиснення (тобто ступеня легкості віддачі електронів у хімічних реакціях). Термін здебільшого застосовується для порівняння активності металів. Дані про стандартні електродні потенціали деяких металів наведено у додатку В.

**Гальванічний елемент** (гальванічна комірка, електрохімічна комірка) – хімічне джерело живлення, в якому використовується різниця електродних потенціалів двох металів, занурених в електроліт. Гальванічний елемент є невідзарядним хімічним джерелом електроенергії. Він отримує електричну енергію від спонтанної окисно-відновної реакції, яка відбувається в комірці. Як правило, гальванічна комірка складається з двох різних металів, з'єднаних провідником і занурених у розчин електроліту, які з'єднані сольовим містком, або з окремих напівкомірок, розділених пористою мембраною.

Отже, гальванічний елемент складається з двох напівелементів. Електрод одного напівелемента виконано з металу А, а електрод іншого напівелемента – з металу В. Між двома напівелементами відбувається окисно-відновна реакція:



що відображається загальним рівнянням процесу,



Окисно-відновна реакція у гальванічному елементі відбувається в напрямку, у якому електрорушійна сила елемента (ЕРС) має позитивне значення.

Константа рівноваги окисно-відновного процесу



$$\ln K = \frac{nFE^0}{RT}, \quad (2.1)$$

де  $F$  – стала Фарадея, характеризує величину заряду 1 моль електронів,  $F \approx 96500$  Кл / моль;

$E^0$  – стандартний електродний потенціал металу в напівелементі, В;

$R$  – універсальна газова стала, Дж / (моль · К);

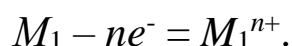
$T$  – температура, К.

Отже, електродний потенціал напівелемента визначається рівнянням Нернста, яке за стандартних умов (температура 298 К, тиск 101,325 кПа) має вигляд:

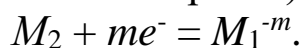
$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg[M^{n+}], \quad (2.2)$$

де  $[M^{n+}]$  – молярна концентрація катіонів металу в розчині, моль / л.

У гальванічному елементі напівелемент з меншою величиною електродного потенціалу стає **анодом**, на якому відбувається процес окиснення металу (віддання електронів):



Напівелемент з більшою величиною електродного потенціалу стає **катодом** і на ньому відбувається процес відновлення металу (прийняття електронів):



Гальванічний елемент відображають за допомогою схем, які виражають певні процеси в електрохімічному осередку [22]. Напівелементи відокремлюють один від одного двома вертикальними рисами, що відображають сольовий місток. Метал напівелемента з меншим електродним потенціалом (анод) записують зліва, метал напівелемента з більшим електродним потенціалом (катод) – справа. Індивідуальні тверді, рідкі, газоподібні або розчинені фази кожного напівелемента

відокремлюють одною вертикальною рисою. Фізичний стан речовин позначають у круглих дужках: твердий (т), рідкий (р), газоподібний (г), розчин (aq). Наприклад, мідно-цинковий гальванічний елемент відображається схемами (цинк – анод, віддає електрони, окиснюється з утворенням іонів  $Zn^{2+}$ ; мідь – катод, відновлюються іони міді  $Cu^{2+}$  із розчину):

а) повна схема:



б) стисла схема:



**Електрорушійна сила (ЕРС)  $\varepsilon$ , В**, – кількісна міра роботи сторонніх сил із переміщення заряду, характеристика джерела струму. ЕРС розраховують як [2–8, 16, 17]:

$$\varepsilon = E (\text{катода}) - E (\text{анода}). \quad (2.3)$$

**Приклад 1.** Стандартний електродний потенціал нікелю більше, ніж кобальту (додаток В). Чи зміниться це співвідношення, якщо концентрація іонів нікелю в розчині його солі 0,001 моль / л, а кобальту – 0,1 моль / л?

**Розв’язання.** Електродний потенціал металу ( $E$ ) залежить від концентрації його іонів у розчині. За рівнянням Нернста (формула (2.2)) визначаємо електродні потенціали відповідних напівелементів металів при відповідних концентраціях розчинів:

$$E_{Ni^{2+}/Ni} = -0,25 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В},$$

$$E_{Co^{2+}/Co} = -0,28 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

Отже, при відповідних концентраціях розчинів солей нікелю (0,001 моль / л) та кобальту (0,1 моль / л) електродний потенціал нікелевого напівелемента дорівнює (– 0,339) В, що менше за потенціал кобальтового напівелемента (– 0,307) В.

**Приклад 2.** Магнієву пластину занурили в розчин солі магнію, електродний потенціал магнію в такому розчині дорівнює  $(-2,41)$  В. Обчислити молярну концентрацію іонів магнію.

**Розв'язання.** Стандартний електронний потенціал магнієвої напівкомірки  $E^0_{\text{Mg}/\text{Mg}(2+)} = -2,7$  В (додаток В). Підставляємо всі відповідні величини у рівняння Нернста при стандартних умовах (формула (2.2)) і отримуємо рівняння:

$$-2,41 = -2,7 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Mg}^{2+}} .$$

Розраховуємо логарифм концентрації іонів магнію в розчині його солі:

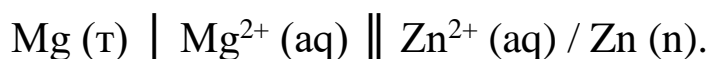
$$\lg C_{\text{Mg}^{2+}} = ((-2,41 - (-2,7)) \cdot 2) / 0,059 = 9,83 \text{ моль/л.}$$

Отже, концентрація іонів магнію в розчині його солі:

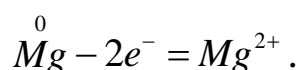
$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 0,993 \text{ моль / л.}$$

**Приклад 3.** Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є магнієва і цинкова пластини, які занурені в розчини їхніх іонів з концентрацією 1 моль / л. Визначте метали напівелементів анода й катода. Напишіть рівняння окисно-відновних напівреакцій, які відбуваються у гальванічному елементі, і розрахуйте його ЕРС.

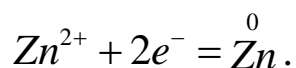
**Розв'язання.** Потенціал напівелемента з концентрацією електроліта 1 моль / л дорівнює його стандартному електродному потенціалу, тому визначаємо стандартні електродні потенціали напівелементів (додаток В): магнієвого –  $(-2,7)$  В, цинкового –  $(-0,7618)$  В. Потенціал магнієвої напівкомірки менший за потенціал цинкової напівкомірки, тому магній у розчині солі магнію буде анодом, а цинк у розчині солі цинку – катодом. Стисла схема магнієво-цинкового гальванічного елемента:



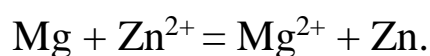
На аноді магній втрачає електрони і окиснюється:



На катоді іони цинку приймають електрони й відновлюються:



Сумарно окисно-відновний процес, який відбувається у гальванічному елементі, скорочено відображається рівнянням:



ЕРС гальванічного елемента, В, розраховуємо за рівнянням (2.3):

$$\varepsilon = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0.$$

Звідки ЕРС магнієво-цинкового гальванічного елемента

$$\varepsilon = -0,7618 - (-2,7) = 1,93 \text{ В}.$$

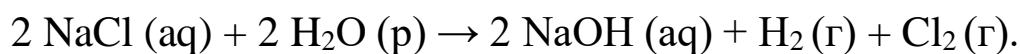
## 2.3 Електроліз

**Електроліз** – хімічний окисно-відновний процес, який відбувається при проходженні постійного електричного струму через іонну речовину (розплав або розчин). Спонтанно такий процес відбуватися не може.

Необхідні для здійснення електролізу умови: 1 – електроліт, у якому можуть вільно рухатися заряджені частинки – іони; 2 – постійний струм, який має енергію для створення або розрядження іонів в електроліті, носіями струму є електрони у зовнішньому ланцюзі; 3 – два електричних провідники-електроди, які забезпечують взаємодію між електролітом та електричним струмом у зовнішньому ланцюзі. Широко використовують електроди з металу, графіту або напівпровідникового матеріалу.

Методом електролізу виділяють, наприклад, метали з руд, отримують гази – водень, хлор та ін., наносять металічні покриття тощо. Напруга, яка необхідна для електролізу, називається **потенціал розкладання**.

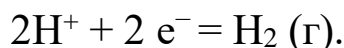
Основним процесом при електролізі є обмін атомів і іонів шляхом віддання або додавання електронів із зовнішнього ланцюга. Бажані продукти електролізу часто перебувають в іншому фізичному стані з електролітом. Наприклад, при електролізі сольового розчину натрій хлориду, який використовують для отримання водню і хлору, продукти електролізу газоподібні:



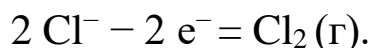
Хімічні зміни при електролізі зумовлені сукупністю хімічних реакцій, які відбуваються під дією електричного струму на електродах, занурених в електроліт. На електродах відбуваються електрохімічні процеси окиснення й відновлення.

Електрод, підключений до негативного полюса зовнішнього джерела струму, – катод, до позитивного – анод.

Молекули і (або) позитивно заряджені іони (катіони) рухаються до негативно зарядженого електрода – катода, на якому приєднують електрони й відновлюються [2–8, 11, 22, 23]. Наприклад, розрядження гідроген-катіонів із молекули води при електролізі розчину NaCl:



Молекули і (або) негативно заряджені іони (аніони) рухаються до позитивно зарядженого анода, де віддають електрони й окиснюються. Наприклад, розрядження хлорид-іонів при електролізі розчину NaCl,



Закономірності електрохімічних процесів, які відбуваються при електролізі, відображаються **законами електролізу Фарадея**.

**Перший закон електролізу** – маса речовини  $m$ , г, яка утворюється при електролізі із розчину (розплаву) електроліту, пропорційна електричному заряду, пропущеному через розчин (розплав).

$$m = kQ, \quad (2.4)$$

де  $k$  – електрохімічний еквівалент металу, який виділяється, або газу, який вивільняється на електроді, г / Кл,

$$k = M_{\text{екв}}(X)/F, \quad (2.5)$$

де  $M_{\text{екв}}(X)$  – молярна маса еквівалента елемента, г / моль;

$F$  – стала Фарадея (електричний заряд еквівалента елемента),  
 $F \approx 96500$  Кл / моль;

$Q$  – електричний заряд, який пройшов через розчин електроліту, Кл,

$$Q = I \cdot t, \quad (2.6)$$

де  $I$  – сила струму, А;

$t$  – тривалість електролізу, с.

**Другий закон електролізу** – маса речовини, яка виділяється (відкладається) на електродах при пропусканні однакового електричного заряду через послідовно з'єднані розчини електролітів, прямо пропорційна їхнім молярним масам еквівалента [2–7, 22, 24].

Отже, масу речовини, г, яка утворюється при електролізі із розчину (розплаву) електроліту можна розрахувати за загальною формулою, яка впливає з обох законів електролізу Фарадея:

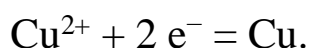
$$m(X) = \frac{M_{\text{екв}}(X) \cdot I \cdot t}{F}. \quad (2.7)$$

Якщо при електролізі утворюється газоподібна речовина, то замість фізичних величин «маса» та «молярна маса еквівалента» зручно використовувати поняття «об'єм  $V(X)$ , л» та «молярний об'єм еквівалента  $V_{\text{екв}}(X)$ , л / моль» речовини. Тому формула 2.7 набуває вигляду:

$$V(X) = \frac{V_{\text{екв}}(X) \cdot I \cdot t}{F}. \quad (2.8)$$

**Приклад 1.** Яка маса міді відкладається на катоді при електролізі розчину купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$ , який здійснюють протягом однієї години при дії струму силою 4 А?

**Розв'язання.** При електролізі на катоді відновлюється мідь з розчину купрум (II) сульфату  $\text{CuSO}_4$ , при цьому розряджаються позитивно заряджені іони купруму:



Із формули (2.7) маса міді, яка відкладається на катоді, г,

$$m(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{екв}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot t}{F}. \quad (2.9)$$

Молярна маса еквівалента Купруму, г / моль,

$$M_{\text{екв}}(\text{Cu}) = M(\text{Cu}) / z(\text{Cu}), \quad (2.10)$$

де  $M(\text{Cu})$  – молярна маса атомів Купруму,  $M(\text{Cu}) = 63,54$  г / моль;  
 $z(\text{Cu})$  – еквівалентне число Купруму, в окисно-відновних реакціях дорівнює числу електронів, які приймають участь в процесі,  $z(\text{Cu}) = 2$ .

Обчислюємо молярну масу еквівалента атомів Купруму за формулою (2.10):

$$M_{\text{екв}}(\text{Cu}) = 63,54 / 2 = 31,77 \text{ г / моль}.$$

Розраховуємо масу міді, яка виділилась на катоді за формулою (2.9):

$$m(\text{Cu}) = \frac{31,77 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} = 4,74 \text{ г.}$$

**Приклад 2.** Розрахувати молярну масу еквівалента металу, якщо при електролізі розчину хлориду цього металу через розчин пропущено електричний заряд 3880 Кл з виділенням на катоді 11,742 г металу.

**Розв'язання.** Із формул (2.4) – (2.6), виражаємо молярну масу еквівалента металу, г / моль:

$$M_{\text{екв}}(M) = \frac{m(M) \cdot F}{Q}, \quad (2.11)$$

тому молярна маса еквівалента металу

$$M_{\text{екв}}(M) = \frac{11,742 \cdot 96500}{3880} = 29,35 \text{ г/моль.}$$

**Приклад 3.** Визначити силу струму, необхідного для здійснення електролізу розчину, якщо його проводять протягом 1 год 40 хв 25 с, а на катоді вивільняється 1,4 л водню (за н. у.).

**Розв'язання.** Із формули (2.8) виражаємо силу струму, А, яка необхідна для електролізу:

$$I = \frac{V(\text{H}_2) \cdot F}{V_{(\text{екв})}(\text{H}_2) \cdot t} \quad (2.12)$$

Молярний об'єм еквівалента водню – це об'єм, який займає молярна маса еквівалента водню за н. у., л / моль:

$$V_{\text{екв}}(\text{H}_2) = \frac{M_{\text{екв}}(\text{H}) \cdot V_{\text{H}}(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)}, \quad (2.13)$$

де  $M_{\text{екв}}(\text{H})$  – молярна маса Гідрогену у водні,  $M_{\text{екв}}(\text{H}) = 1 \text{ г / моль}$ ;  
 $V_{\text{H}}(\text{H}_2)$  – молярний об'єм водню,  $V_{\text{H}}(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л}$ ;  
 $M(\text{H}_2)$  – молярна маса водню,  $M(\text{H}_2) = 2 \text{ г / моль}$ .



Тому молярний об'єм еквівалента водню

$$V_{\text{екв}}(H_2) = \frac{1 \cdot 22,4}{2} = 11,2 \text{ л / моль.}$$

За формулою (2.12) розраховуємо силу струму, необхідну для здійснення електролізу (враховуємо, що час  $t = 1 \text{ год } 40 \text{ хв } 25 \text{ с}$  переводимо у секунди  $t = 6025 \text{ с}$ ):

$$I = \frac{1,4 \cdot 96500}{11,2 \cdot 6025} = 2 \text{ А.}$$

**Приклад 4.** Визначити, яка маса калій гідроксиду KOH утворилася біля катода при електролізі розчину калій сульфату  $K_2SO_4$ , якщо на аноді виділилося 11,2 л кисню  $O_2$  (н. у.).

**Розв'язання.** За другим законом електролізу Фарадея, біля електродів виділяються маси речовини, прямо пропорційні їх молярним масам еквівалента. Тому при електролізі розчину  $K_2SO_4$  біля катода утворюється стільки молярних мас еквівалента KOH, скільки молярних мас (об'ємів) еквівалента кисню  $n(O_2)$  вивільняється на аноді.

Молярний об'єм еквівалента Оксигену в кисні  $V_{\text{екв}}(O) = 5,6 \text{ л / моль}$ , тому біля анода виділяється кількість речовини еквівалента кисню:

$$n(O_2) = 11,2 / 5,6 = 2 \text{ моль.}$$

Отже, біля катода утворюється кількість речовини еквівалента калій гідроксиду  $n(KOH) = 2 \text{ моль}$ .

Розраховуємо масу калій гідроксиду, г / моль, як

$$m(KOH) = n(KOH) \cdot M_{\text{екв}}(KOH).$$

Молярна маса еквівалента калій гідроксиду, г / моль,

$$M_{\text{екв}}(KOH) = M(KOH) / z(KOH) = (M(K) + M(O) + M(H)) / 1,$$

$$M_{\text{екв}}(\text{KOH}) = (39,1 + 16,0 + 1,01) / 1 = 56,11 \text{ г / моль.}$$

Отже, біля катода утворюється маса калій гідроксиду

$$m(\text{KOH}) = 2 \cdot 56,11 = 112,22 \text{ г.}$$

## 2.4 Корозія металів

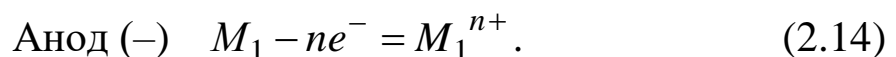
При розв'язанні задач цього розділу необхідно використовувати додаток В.

Корозія – це мимовільний природний процес, у ході якого чисті метали переходять у більш стабільні форми оксидів чи гідроксидів. Це поступова руйнація металу при хімічній взаємодії з навколишнім середовищем. У найбільш загальному значенні, корозія – це електрохімічне окиснення металу при взаємодії з окиснювачем, наприклад – з киснем.

Електрохімічна корозія відбувається, якщо два різних метали мають фізичний або електричний контакт один з одним і занурені в загальний електроліт, або коли метал контактує з електролітом з різними концентраціями. Усі метали, що застосовуються в техніці, мають домішки інших металів, тому на поверхні металу є ділянки, на яких стикаються кристали двох різних металів ( $M_1$ ,  $M_2$ ), які утворюють мікрогальванічні (електрохімічні) комірки, що називаються корозійними:

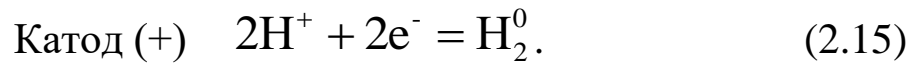
$$M_1 \mid \text{середовище} \mid M_2; (\varphi_{M_1^{n+}} / \varphi_{M_1^0} < \varphi_{M_2^{n+}} / \varphi_{M_2^0}).$$

Метал з меншою величиною електродного потенціалу стає анодом і окиснюється (кородує) за схемою:



На катоді корозійного елемента відбувається процес відновлення окисника, який називається деполаризацією:

1 При катодному процесі з **водневою деполаризацією** відбувається відновлення гідроген-катионів  $H^+$ :



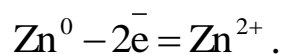
2 При катодному процесі з **кисневою** деполяризацією відбувається відновлення молекул кисню, розчиненого у воді [2–8, 11, 20, 25, 26]:



**Приклад 1.** Як відбувається корозія цинку, який контактує з кадмієм у нейтральному й кислому розчинах? Складіть електронні рівняння анодного й катодного процесів. Який склад мають продукти корозії?

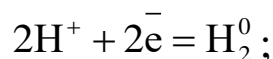
**Розв'язання.** Цинк має менший стандартний електродний потенціал  $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = (-0,763) \text{ В}$  порівняно з кадмієм  $\varepsilon_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = (-0,403) \text{ В}$  (додаток В), тому він стає анодом, а кадмій – катодом.

На аноді (схема процесу (2.14)) відбувається процес окиснення цинку:



На катоді відбувається процес:

а) у кислому середовищі відновлюються гідроген-іони – воднева деполяризація (схема процесу (2.15)):



б) у нейтральному середовищі відбувається киснева деполяризація (схема процесу (2.16)):



при якій утворюються гідроксидні групи  $\text{OH}^-$ , що з катіонами  $\text{Zn}^{2+}$  утворюють продукт корозії – нерозчинний цинк гідроксид  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

## Список літератури

1 IUPAC Compendium of Chemical Terminology – the Gold Book [web-resource] / IUPAC. Gold Book/ – access mode: goldbook.iupac.org. – (date of appeal: 30.05.2016).

2 Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст] / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича. – М.: Химия, 1988. – 704 с.

3 Коровин, Н. В. Общая химия [Текст] / Н. В. Коровин: учебник – М.: Высш. шк., 2002. – 557 с.

4 Коровин, Н. В. Общая химия: учебник [Текст] / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2006. – 556 с.

5 Басов, В. П. Хімія [Текст]: навч. посібник для слухачів підготов. від-нь, ф-тів довуз. підгот., абітурієнтів та студ. вищ. закл. освіти / В. П. Басов, В. М. Родіонов, О. Г. Юрченко. – 3-тє вид., випр. – К.: Каравела, 2003. – 280 с.

6 Рейтер, Л. Г. Теоретичні розділи загальної хімії: підручник [Текст] / Л. Г. Рейтер, О. М. Степаненко, В. П. Басов. – К.: Каравела, 2008. – 304 с.

7 Лучинский, Г. П. Курс химии: учебн. для инженерно-технических (нехимических) вузов [Текст] / Г. П. Лучинский. – М.: Высш. шк., 1985. – 416 с.

8 Костиркін, О. В. Загальна хімія [Текст]: конспект лекцій / О. В. Костиркін, Т. О. Коваленко. – Харків: УкрДАЗТ, 2004. – 65 с.

9 Oxidation\_state [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Oxidation\\_state](https://en.wikipedia.org/wiki/Oxidation_state) – (date of appeal: 30.05.2016).

10 Ступінь окиснення [Електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Ступінь\\_окиснення](https://uk.wikipedia.org/wiki/Ступінь_окиснення) – (дата звернення 30.05.2016).

11 Redox [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: <https://en.wikipedia.org/wiki/Redox> – (date of appeal: 30.05.2016).

12 Окисно-відновна реакція [електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Окисно-відновна\\_реакція](https://uk.wikipedia.org/wiki/Окисно-відновна_реакція) – (дата звернення 30.05.2016).

13 List of oxidation states of the elements [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/List\\_of\\_oxidation\\_states\\_of\\_the\\_elements](https://en.wikipedia.org/wiki/List_of_oxidation_states_of_the_elements) – (date of appeal: 30.05.2016).

14 Electrical double layer: Double layer (surface science) [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Double\\_layer\\_\(surface\\_science\)#Electrical\\_double\\_layer](https://en.wikipedia.org/wiki/Double_layer_(surface_science)#Electrical_double_layer) – (date of appeal: 30.05.2016).

15 Подвійний електричний шар [електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Подвійний\\_електричний\\_шар](https://uk.wikipedia.org/wiki/Подвійний_електричний_шар) – (дата звернення 30.05.2016).

16 Galvanic cell [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Galvanic\\_cell](https://en.wikipedia.org/wiki/Galvanic_cell) – (date of appeal: 30.05.2016).

17 Гальванічний елемент [Електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Гальванічний\\_елемент](https://uk.wikipedia.org/wiki/Гальванічний_елемент) – (дата звернення 30.05.2016).

18 Електродний потенціал [електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Електродний\\_потенціал](https://uk.wikipedia.org/wiki/Електродний_потенціал) – (дата звернення 30.05.2016).

19 Standard electrode potential [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Standard\\_electrode\\_potential](https://en.wikipedia.org/wiki/Standard_electrode_potential) – (date of appeal: 30.05.2016).

20 Standard electrode potential (data page) [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Standard\\_electrode\\_potential\\_\(data\\_page\)#cite\\_note-CRC-1](https://en.wikipedia.org/wiki/Standard_electrode_potential_(data_page)#cite_note-CRC-1) – (date of appeal: 30.05.2016).

21 Cell notation [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: [https://en.wikipedia.org/wiki/Cell\\_notation](https://en.wikipedia.org/wiki/Cell_notation) – (date of appeal: 30.05.2016).

22 Electrolysis [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: <https://en.wikipedia.org/wiki/Electrolysis> – (date of appeal: 30.05.2016).

23 Електроліз [Електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: <https://uk.wikipedia.org/wiki/Електроліз> – (дата звернення 30.05.2016).

24 Закони Фарадея [Електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: [https://uk.wikipedia.org/wiki/Закони\\_Фарадея](https://uk.wikipedia.org/wiki/Закони_Фарадея) – (дата звернення 30.05.2016).

25 Corrosion [web-resource] / Wikipedia: the free encyclopedia.– access mode: <https://en.wikipedia.org/wiki/Corrosion> – (date of appeal: 30.05.2016).

26 Корозія [Електронний ресурс] / Вікіпедія: вільна енциклопедія. - Режим доступу: <https://uk.wikipedia.org/wiki/Корозія> – (дата звернення 30.05.2016).

## Додаток А

Таблиця А.1 - Варіанти завдань на контрольну роботу 2

Номер варіанта	Номери завдань	Номер варіанта	Номери завдань
01	20, 21, 60, 62	34	14, 23, 55, 75
02	19, 22, 59, 63	35	15, 24, 56, 76
03	18, 23, 58, 64	36	16, 25, 57, 77
04	17, 24, 57, 65	37	17, 26, 58, 78
05	16, 25, 56, 66	38	18, 27, 59, 79
06	15, 26, 55, 67	39	19, 28, 60, 80
07	14, 27, 54, 68	40	20, 29, 50, 71
08	13, 28, 53, 69	41	10, 21, 51, 72
09	12, 29, 52, 70	42	11, 23, 52, 73
10	11, 30, 50, 71	43	12, 22, 53, 74
11	10, 31, 49, 72	44	13, 24, 54, 75
12	9, 32, 48, 73	45	14, 26, 55, 76
13	8, 33, 47, 74	46	15, 25, 56, 77
14	7, 34, 46, 75	47	16, 27, 57, 78
15	6, 35, 45, 76	48	17, 23, 58, 79
16	5, 36, 44, 77	49	18, 28, 59, 80
17	4, 37, 43, 78	50	19, 30, 60, 61
18	3, 38, 42, 79	51	20, 29, 41, 62
19	2, 39, 41, 80	52	1, 31, 42, 63
20	1, 40, 41, 61	53	2, 32, 43, 64
21	1, 30, 42, 62	54	3, 34, 44, 65
22	2, 31, 43, 63	55	4, 33, 45, 66
23	3, 32, 44, 64	56	5, 35, 46, 67
24	4, 33, 45, 65	57	6, 36, 47, 68
25	5, 34, 46, 66	58	7, 38, 48, 69
26	6, 35, 47, 67	59	8, 37, 49, 70
27	7, 36, 48, 68	60	9, 39, 41, 80
28	8, 37, 49, 69	61	1, 40, 42, 79
29	9, 38, 50, 70	62	2, 21, 43, 78
30	10, 39, 51, 71	63	3, 22, 44, 77
31	11, 40, 52, 72	64	4, 23, 45, 76
32	12, 21, 53, 73	65	5, 24, 46, 75
33	13, 22, 54, 74	66	6, 25, 47, 74

## Продовження таблиці А.1

Номер варіанта	Номери завдань	Номер варіанта	Номери завдань
67	7, 26, 48, 73	84	4, 28, 56, 65
68	8, 27, 49, 72	85	5, 27, 55, 66
69	9, 28, 50, 71	86	6, 26, 54, 67
70	10, 29, 51, 70	87	7, 25, 53, 68
71	11, 30, 52, 69	88	8, 24, 52, 69
72	12, 31, 53, 68	89	9, 23, 51, 70
73	13, 32, 54, 67	90	20, 22, 50, 71
74	14, 33, 55, 66	91	19, 21, 49, 72
75	15, 34, 56, 65	92	18, 40, 48, 73
76	16, 35, 57, 64	93	17, 39, 47, 74
77	17, 36, 58, 63	94	16, 38, 46, 75
78	18, 37, 59, 62	95	15, 37, 45, 76
79	19, 38, 60, 61	96	14, 36, 44, 77
80	20, 39, 59, 62	97	13, 35, 43, 218
81	1, 40, 60, 61	98	18, 34, 42, 79
82	2, 30, 58, 63	99	11, 33, 41, 80
83	3, 29, 57, 64	100	10, 32, 45, 61



## Додаток Б

Таблиця Б.1 – Ступені окиснення атомів деяких елементів

Атом- ний номер Z	Елемент	Група	Ступінь окиснення [13]	
			негативний	позитивний
1	Гідроген H	1	- 1 <sup>1)</sup>	+ 1
3	Літій Li	1	-	+ 1
4	Берилій Be	2	-	+ 1, + 2
5	Бор B	13	- 5, - 1	+1, +2, +3
6	Карбон C	14	- 4, - 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
7	Нітроген N	15	- 3, - 2, - 1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5
8	Оксиген O	16	- 2, - 1	+ 1, +2
9	Флуор F	17	-1	-
11	Натрій Na	1	- 1	+ 1
12	Магній Mg	2	-	+ 1, +2
13	Алюміній Al	13	-	+ 1, +2, +3
14	Силіцій Si	14	- 4, - 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
15	Фосфор	15	- 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5
16	Сульфур S	16	- 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6
17	Хлор Cl	17	- 1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6, + 7
19	Калій K	1	-	+ 1
20	Кальцій Ca	2	-	+ 1, +2
24	Хром Cr	6	- 4, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6
25	Манган Mn	7	- 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6, + 7
26	Ферум Fe	8	- 4, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6
28	Нікол Ni	10	- 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
29	Купрум Cu	11	- 2	+ 1, +2, +3, + 4
30	Цинк Zn	12	- 2	+ 1, +2
33	Арсен As	15	- 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5
35	Бром Br	17	-1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6, + 7

Продовження таблиці Б.1

Атом- ний номер <i>Z</i>	Елемент	Група	Ступінь окиснення [13]	
			негативний	позитивний
47	Аргентум Ag	11	- 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
48	Кадмій Cd	12	- 2	+ 1, +2
50	Станум Sn	14	- 4, - 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
51	Стибій Sb	15	- 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4, +5
53	Іод I	17	-1	+ 1, +2, +3, + 4, + 5, +6, + 7
56	Барій Ba	2	-	+ 1, +2
79	Аурум Au	11	- 3, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 5
80	Меркурій Hg	12	- 2	+ 1, +2, + 4
82	Плюмбум Pb	14	- 4, - 2, -1	+ 1, +2, +3, + 4
<sup>1)</sup> Найбільш поширені ступені окиснення елементів виділені жирним шрифтом				

## Додаток В

Таблиця В.1 – Стандартні електродні потенціали напівреакцій окиснення-відновлення деяких металів

Напівреакція		Стандартний електродний потенціал, В [20]
Окиснена форма металу	Відновлена форма металу	
$\text{Li}^+ + e^-$	Li (т)	-3,0401
$\text{Cs}^+ + e^-$	Cs (т)	-3,026
$\text{Rb}^+ + e^-$	Rb (т)	-2,98
$\text{K}^+ + e^-$	K (т)	-2,931
$\text{Ba}^{2+} + 2e^-$	Ba (т)	-2,912
$\text{Sr}^{2+} + 2e^-$	Sr (т)	-2,899
$\text{Ca}^{2+} + 2e^-$	Ca (т)	-2,868
$\text{Na}^+ + e^-$	Na (т)	-2,710
$\text{Mg}^+ + e^-$	Mg (т)	-2,70
$\text{Al}^{3+} + 3e^-$	Al (т)	-1,662
$\text{Zr}^{4+} + 4e^-$	Zr (т)	-1,450
$\text{Ti}^{3+} + 3e^-$	Ti (т)	-1,370
$\text{Mn}^{2+} + 2e^-$	Mn (т)	-1,185
$\text{V}^{2+} + 2e^-$	V (т)	-1,13
$\text{Zn}^{2+} + 2e^-$	Zn (т)	-0,7618
$\text{Cr}^{3+} + 3e^-$	Cr (т)	-0,74
$\text{Fe}^{2+} + 2e^-$	Fe (т)	-0,44
$\text{Cd}^{2+} + 2e^-$	Cd (т)	-0,400
$\text{Co}^{2+} + 2e^-$	Co (т)	-0,28
$\text{Ni}^{2+} + 2e^-$	Ni (т)	-0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e^-$	Sn (т)	-0,13
$\text{Pb}^{2+} + 2e^-$	Pb (т)	-0,126
$\text{Fe}^{3+} + 3e^-$	Fe (т)	-0,04
$2\text{H}^+ + 2e^-$	H <sub>2</sub> (г)	0,000
$\text{Bi}^{3+} + 3e^-$	Bi (т)	+0,308
$\text{Cu}^{2+} + 2e^-$	Cu (т)	+0,337
$\text{Cu}^+ + e^-$	Cu (т)	+0,520
$\text{Ag}^+ + e^-$	Ag (т)	+0,7996
$\text{Hg}^{2+} + 2e^-$	Hg (р)	+0,85
$\text{Au}^{3+} + 3e^-$	Au (т)	+1,52
$\text{Au}^+ + e^-$	Au (т)	+1,83





