

Міністерство освіти і науки України

**ХАРКІВСЬКИЙ АВТОМОБІЛЬНО-ДОРОЖНІЙ
УНІВЕРСИТЕТ**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ СТУДЕНТІВ
З ДИСЦИПЛІНИ « ХІМІЯ »**

Затверджено методичною
радою університету,
протокол №___ від_____

Харків – 2010

Укладачі: А.І. Гнилицька
Л.М. Єгорова

Кафедра хімії

ВСТУП

При вивченні природничих дисциплін, до яких і відноситься хімія, відбувається осмислення можливостей і форм використання людиною законів природи і властивостей матеріалів для практики, виробництва. Принцип політехнізму значною мірою визначає зміст освіти в технічному Вузі. Політехнізм дозволяє забезпечити широту кругозору майбутніх фахівців, високий рівень їх професіоналізму і загальної культури, розвиток їх здатності швидко орієнтуватися в сучасній техніці і технології виробництва.

Методичні вказівки з хімії розроблено для студентів технічних вузів заочної форми навчання відповідно до програми курсу загальної (і неорганічної) хімії, що читається для студентів у вищих навчальних закладах. Специфіка заочної форми навчання пов'язана з тим, що майже над 90% матеріалу студент вивчає самостійно. Безумовно, труднощів при цьому багато, для їх подолання яких і було розроблено дані методичні вказівки.

Уміння вирішувати задачі з хімії є основним критерієм творчого засвоєння предмету, також це зручний спосіб перевірки знань. У методичних вказівках представлені завдання по тих розділах хімії, які відповідають робочим програмам. З метою розвитку навиків самостійної роботи у всіх розділах приведені рішення типових задач. У даній розробці перед кожним типом завдань наведено короткий опис відповідного теоретичного матеріалу, який студент повинен засвоїти перш, ніж приступати до розв'язування задач, що дуже зручно.

Ці вказівки допоможуть студентам заочної форми навчання при рішенні контрольних робіт, а також під час закріплення теоретичних положень курсу хімії.

1 ОКИСНО - ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ

Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Під ступенем окиснення слід розуміти той умовний заряд атома, який визначається при допущенні, що молекула містить тільки іони. Наприклад, у сполуці HNO_2 – ступень окиснення Нітрогену визначається так: враховуємо, що молекула нейтральна, іон Гідрогену має ступень окиснення +1, іон Оксигену -2, тоді підставляємо у формулу HNO_2 всі ступені окиснення атомів

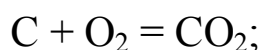
$$\begin{array}{r} \text{H} \quad \text{N} \quad \text{O}_2 \\ +1 \quad +X \quad +(-4) = 0 \\ X = 3. \end{array}$$

Отже, ступень окиснення Нітрогену дорівнює +3.

Елемент, атоми якого віддають електрони, називається відновником. Під час реакції він окислюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називаються окисником. Під час реакції він відновлюється.

Окисно-відновні реакції поділяють на три типи:

1) Міжмолекулярні:



2) Внутрішньомолекулярні:



3) Реакції диспропорціонування (самоокиснення – самовідновлення):



При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій потрібно чітко розуміти, які речовини можуть бути окисниками, а які – відновниками, як змінюватимуться ступені окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Коротко розглянемо найважливіші окисники та відновники. Окисниками можуть бути:

а) Елементарні речовини, атоми яких легко приєднують електрони, тобто типові неметали F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 , O_2 ;

б) Позитивно заряджені іони металів з високими ступенями окиснення – Sn^{4+} , Fe^{3+} , Ce^{4+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} тощо, (та іони Гідрогену H^+). Залежно від умов перебігу реакцій ці іони можуть відновлюватися як до іонів з більш низьким ступенем окиснення, так і до вільного стану;

в) Кисневмісні сполуки, що містять атоми металів або неметалів з високими ступенями окиснення: HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SeO_4 , $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, $KClO_3$, $HClO_4$, $HBrO_4$ тощо.

Як відновники можуть бути:

1. Елементарні речовини, атоми яких здатні легко віддавати електрони: метали, водень, вуглець та ін.;

2. Негативно заряджені атоми неметалів: H_2S , H_2Se , H_2Te , HI , HBr та їх солі, а також AsH_3 , PH_3 , NH_3 , $NaNH_2$, CaH_2 та ін.;

3. Деякі іони металів з низькими ступенями окиснення: Sn^{2+} , Fe^{2+} , Hg^{2+} , Cr^{3+} та ін.

Якщо елемент, який входить до складу хімічної сполуки або простої речовини, має проміжний ступень окиснення, то він може і приєднувати, і віддавати електрони. У першому випадку речовина є окисником, у другому – відновником, наприклад: I_2 , S , H_2O_2 , HNO_2 , H_2SO_3 та солі цих кислот; H_2S_2 та дисульфід металів; MnO_2 та ін.

Здебільшого складання рівнянь окисно-відновних реакцій процес досить складний, особливо розставляння коефіцієнтів до реакцій. Тому при складанні таких рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

- скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;

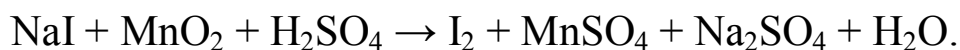
- записати рівняння електронного балансу;

- підставити у схему рівняння коефіцієнти, які знайдено за рівнянням електронного балансу;

- повністю розставити коефіцієнти у рівнянні реакції.

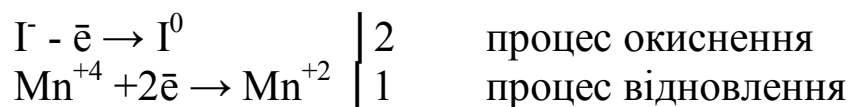
Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Реакція між речовинами відбувається так:

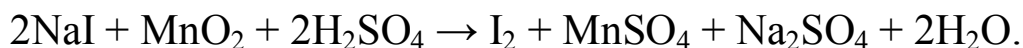


Розв'язання:

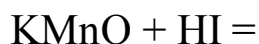
Визначаємо ступені окиснення атомів тих елементів, які її змінили у ході реакції, і складаємо електронні рівняння:



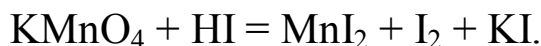
Визначаємо процеси окиснення та відновлення і переносимо доказані коефіцієнти у рівняння реакції. Перед сполукою NaI ставимо коефіцієнт 2. У процесі реакції йод окислювався і виступав відновником, Mn^{+4} відновлювався і виступав окислювачем. Для перевірки коефіцієнтів у цьому рівнянні слід звернути увагу на число груп SO_4^{2-} і перед формулою сірчаної кислоти поставити коефіцієнт 2, тоді гідрогену стало 4, тому перед молекулою води слід поставити теж коефіцієнт 2. Тепер рівняння окисно-відновного процесу буде мати такий вигляд:



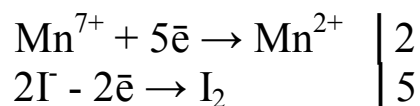
Приклад 2. Складіть рівняння реакції.



Розв'язання. У калій перманганаті іони Mn^{7+} є сильним окисником. У кислому середовищі іони Mn^{7+} легко відновлюються до іонів Mn^{2+} . Йодид-іони (I) є відновником, які окислюються до елементарного йоду (I_2). Складаємо схему реакції:



Потім складаємо рівняння електронного балансу:



Коефіцієнти, знайдені за рівнянням електронного балансу, підставляємо до рівняння реакції

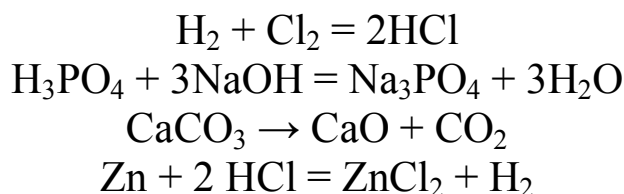


Запитання та завдання для самоконтролю

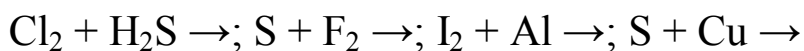
Приклад 1. Які хімічні реакції називаються окисно-відновними? Який процес називається окисненням, а який – відновленням? Наведіть приклади.

Приклад 2. Визначити ступені окиснення сірки, хлору та фосфору у таких сполуках: H_2S , H_2SO_3 , HClO_3 , HCl , PH_3 , K_3PO_4 .

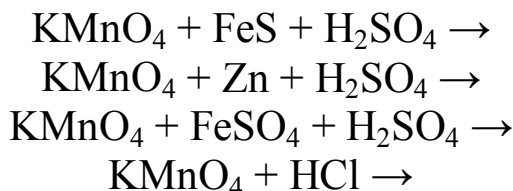
Приклад 3. Які з наведених нижче реакцій є окисно-відновними?



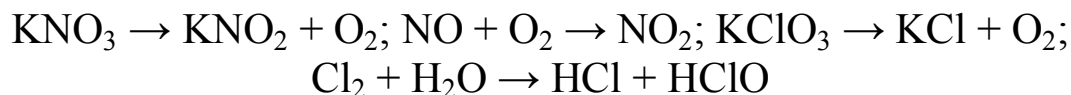
Приклад 4. Серед простих речовин у хімічних реакціях знайдіть окисники:



Приклад 5. Знайдіть хімічні реакції, в яких окисником є перманганат калію:



Приклад 6. Знайдіть серед хімічних реакцій такі, де одна й та сама речовина є окисником і відновником:



2 РОЗЧИНИ. КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ

Розчинами називаються гомогенні системи, що містять не менше двох речовин. Можуть існувати розчини твердих, рідких і газоподібних речовин в рідких розчинниках, а також однорідні суміші (розчини) твердих, рідких і газоподібних речовин. Як правило, речовина, взята в надлишку і в тому ж агрегатному стані, що і сам розчин, прийнято вважати за розчинник, а компонент, взятий в надлишку, - розчиненою речовиною.

Залежно від агрегатного стану розчинника розрізняють газоподібні, рідкі і тверді розчини.

Газоподібними розчинами є повітря і інші суміші газів.

До рідких розчинів відносять гомогенні суміші рідин і твердих речовин із рідинами.

Твердими розчинами є багато сплавів, наприклад, металів один з одним, скла. Найбільше значення мають рідкі суміші, в яких розчинником є рідина. Найбільш поширеним розчинником з неорганічних речовин, звичайно ж, вода. З органічних речовин як розчинники використовують метанол, етанол, діетиловий етер, ацетон, бензол, чотирьоххлористий вуглець та ін.

В процесі розчинення частинки (іони або молекули) речовини, що розчиняється, під дією хаотично рухомих частинок розчинника переходять в розчин, утворюючи в результаті безпорядного руху частинок якісно нову однорідну систему. Здібність до утворення розчинів виражена у різних речовин в різному ступені. Одні речовини здатні змішуватися один з одним в будь-яких кількостях (вода і спирт), інші - в обмежених (хлорид натрію і вода).

Склад розчину виражають через концентрації. Розглянемо три основних види концентрацій.

Процентна концентрація – (масова частка) показує, скільки грамів розчиненої речовини міститься в 100 г розчину

$$\omega, \% = \frac{m_{\text{розч. речовини}} \cdot 100 \%}{m_{\text{розчину}}} \quad (1)$$

Процентна концентрація не залежить від природи речовини.

Молярна концентрація показує, скільки г-моль розчиненої речовини міститься в 1 л розчину

$$v = \frac{m}{M}, \frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \text{ или } M, \quad (2)$$

$$n = \frac{m}{M}, c = \frac{m}{M \cdot V} \quad (3)$$

де m - маса речовини, що міститься в 1 л розчину;

M – молярна маса, г/моль.

Нормальна (еквівалентна) концентрація показує, скільки г-екв розчиненої речовини міститься в 1 л розчину

$$N = \frac{m}{E}, \frac{\text{Г-ЕКВ}}{\text{Л}} \text{ или } N, \quad (4)$$

де E – еквівалент речовини, г/екв;

Еквіваленти складних речовин визначаються по формулах:

$$E_{\text{кислоти}} = \frac{M_{\text{кислоти}}}{\text{кількість атомів водню}} \quad (5)$$

$$\text{Наприклад, } E_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \frac{\text{Г}}{\text{ЕКВ.}}$$

$$E_{\text{основи}} = \frac{M_{\text{основи}}}{\text{кількість гідроксильних груп}} \quad (6)$$

$$\text{Наприклад, } E_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{M_{\text{Ca(OH)}_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \frac{\text{Г}}{\text{ЕКВ.}}$$

$$E_{\text{солі}} = \frac{M_{\text{солі}}}{\text{ступінь окиснення металу} \cdot \text{кількість іонів металу у солі}} \quad (7)$$

$$\text{Наприклад, } E_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}}{2 \cdot 3} = \frac{390}{6} = 65 \frac{\text{Г}}{\text{ЕКВ.}}$$

Закон еквівалентів: об'єми розчинів реагуючих речовин зворотньопропорційні їх нормальним концентраціям

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} \text{ или } V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2. \quad (8)$$

Закон еквівалентів є слідством того, що речовини реагують в еквівалентних кількостях. За законом еквівалентів можна визначати об'єми і концентрації реагуючих речовин.

Задачі на визначення маси речовини в розчині

1. Яку масу солі і який об'єм води необхідно взяти для приготування 50 г 0,5 %-ного розчину (відповідь: 0,25 г, H₂O - 49,75 мл);

Приклад розв'язування 1-ої задачі:

Дано:

m (р-ну) = 50 г

ω (солі) = 5%

Рішення:

З формули для визначення процентної концентрації виразимо $m_{\text{речовини}}$:

$$m_{\text{речовини}} = \frac{m_{\text{р-ну}} \cdot \omega}{100} = \frac{50 \cdot 0,5}{100} = 0,25 \text{ ,г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 50 \text{ г} - 0,25 \text{ г} = 49,75 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 49,75 \text{ г} \cdot 1 \text{ г/мл} = 49,75 \text{ мл}$$

m (солі) - ?

Відповідь: m (солі) = 0,25 г,

$V(\text{H}_2\text{O}) = 49,75 \text{ мл}$

Задачі для самоконтролю:

Яку масу солі і який об'єм води необхідно взяти для приготування:

2. 60 г 1 %-ного розчину (відповідь: 0,6 г, H₂O - 59,4 мл);

3. 70 г 2 %-ного розчину (відповідь: 1,4 г, H₂O - 68,6 мл);

4. 40 г 0,4 %-ного розчину (відповідь: 0,16 г, H₂O - 39,84 мл);

Подібні задачі можна розв'язувати з використанням пропорції:

1. Який об'єм води треба долити до 0,5 г цукру, щоб отримати 1 %-ний розчин? Відповідь: 45,5 мл.;

Приклад розв'язування 1-ої задачі:

Дано:

$$m(\text{цукру}) = 0,5 \text{ г}$$
$$\omega(\text{цукру}) = 1 \%$$

Рішення:

1) m (р-ну) : В 100 г р-ну міститься 1 г цукру
в x , г р-ну міститься 0,5 г цукру

$$m_{\text{р-ну}} = \frac{0,5 \cdot 100}{1} = 50 \text{ г}$$

$$2) m(\text{H}_2\text{O}) = 50 - 0,5 = 45,5 \text{ г}$$

$$3) V(\text{H}_2\text{O}) = 45,5 \text{ г} = 45,5 \text{ мл, так як}$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$\text{Відповідь: } V(\text{H}_2\text{O}) = 45,5 \text{ мл}$$

Задачі для самоконтролю:

2. Який об'єм води треба долити до 8 г солі, щоб отримати 2 %-ний розчин? Відповідь: 392 мл.;
3. Яку масу солі треба додати до 200 мл води, щоб отримати 3 %-ний розчин? Відповідь: 6,2 г.;
4. Яку масу солі треба додати до 120 мл води, щоб отримати 1 %-ний розчин? Відповідь: 1,21 г.;

Задачі на визначення масової частки речовин в розчині

1. Змішали 0,4 г солі і 200 мл води. Яка масова частка солі в отриманому розчині? Відповідь: 0,2 %.

Приклад розв'язування 1-ої задачі:

Дано:
 $m(\text{солі}) = 0,4 \text{ г}$
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл}$

Рішення:
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 200 \text{ г}$
 $m(\text{р-ну}) = 200 \text{ г} + 0,4 \text{ г} = 200,4 \text{ г}$

$$\omega\% = \frac{m_{\text{речовини}} \cdot 100\%}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{0,4 \cdot 100\%}{200,4} = 0,2\%$$

Відповідь: $\omega(\text{солі}) = 0,2 \%$

$\omega(\text{солі}) - ?$

Задачі для самоконтролю:

2. Змішали 20 г цукру і 250 мл води. Яка масова частка цукру в отриманому розчині? Відповідь: 0,074.;
3. Змішали 5 г цукру і 150 мл води. яка масова частка цукру в отриманому розчині? Відповідь: 0,032.;
4. Змішали гідроксиднатрію NaOH 1 моль з 1 л води. Яка масова частка гідроксиду натрію в отриманому розчині? Відповідь: 0,038;
5. Змішали нітрат натрію NaNO₃ 0,1 моль 0,5 л води. Яка масова частка нітрату натрію в отриманому розчині? Відповідь: 0,0167;

Задачі на визначення маси або об'єму речовини при додаванні її в розчин для зміни концентрації

1. Скільки мл води треба підлити до 80 г 5 %-ного розчину солі, щоб отримати 2 %-ний розчин? Відповідь: 120 мл.

Приклад розв'язування 1-ої задачі:

Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 80 \text{ г}$$

$$\omega_1(\text{солі}) = 0,5 \%$$

$$\omega_2(\text{солі}) = 2 \%$$

Рішення:

$$1) m_{\text{солі}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \omega_{1\text{солі}} = 80 \text{ г} \cdot 0,005 = 4 \text{ г}$$

$$2) m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}} = 80 - 4 = 76 \text{ г}$$

3) На 98 г H_2O – 2 г солі
на x г H_2O – 4 г солі

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{98 \cdot 4}{2} = 196 \text{ г}$$

$$4) \text{Долить треба } 196 \text{ г} - 76 \text{ г} = 120 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 120 \text{ г} : 1 \text{ г/мл} = 120 \text{ мл}$$

Відповідь: 120 мл.

$V(\text{H}_2\text{O})$ - ?

Задачі для самоконтролю:

2. Скільки г солі треба додати до 150 г 0,5 %-ного розчину цієї солі, щоб отримати 6 %-ний розчин? Відповідь: 8,78 г.;
3. Скільки мл води треба підлити до 200 грама 6 %-ного розчину цукру, щоб отримати 1,5 %-ний розчин цукру? Відповідь: 600 мл.;
4. Скільки води треба підлити до 80 г 10 %-ного розчину гідроксиду натрію, щоб отримати 3 %-ний розчин? Відповідь: 186,7 мл.;
5. Скільки г цукру треба додати до 300 г 2 %-ного розчину, щоб отримати 5 %-ний розчин? Відповідь: 9,47 г.;

Задачі на молярну концентрацію та нормальну концентрацію

1. Скільки грамів розчиненої речовини міститься у 1 л наступних розчинів: а) 0,3 М H_2SO_4 ; б) 0,1 М $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; в) 0,2 Н AlCl_3 ; г) 0,5 Н $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Приклад розв'язування 1-ої задачі:

Дано:

$$V = 1 \text{ л}$$

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,3 \text{ М}$$

$$C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,1 \text{ М}$$

$$N_{\text{AlCl}_3} = 0,2 \text{ Н}$$

$$N_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,5 \text{ Н}$$

$$m_{\text{AlCl}_3} = ?$$

$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = ?$$

$$m_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = ?$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ?$$

Рішення:

а) Знайдемо масу H_2SO_4 , що міститься у 1 л 0,3 М розчину. З формули: $n = \frac{m}{M}$ виразимо m – масу H_2SO_4

$$m = n \cdot M = 0,3 \cdot 98 = 29,4 \text{ г.}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль.}$$

б) Знайдемо масу $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, що міститься у 1 л 0,1 М розчину

$$m = n \cdot M = 0,1 \cdot 390 = 39 \text{ г}$$

$$M_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot 52 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 390 \text{ г/моль}$$

в) Знайдемо масу AlCl_3 , що міститься у 1 л 0,2 Н розчину

$$m = N \cdot \text{Э} \cdot V = 0,2 \cdot 44,5 \cdot 1 = 8,9 \text{ г}$$

$$\text{Э}_{\text{AlCl}_3} = \frac{M_{\text{AlCl}_3}}{3} = \frac{133,5}{3} = 44,5 \text{ г/экв.}$$

г) Знайдемо масу $\text{Ca}(\text{OH})_2$, що міститься у 1 л 0,5 Н розчину

$$m = N \cdot \text{Э} \cdot V = 0,5 \cdot 37 \cdot 1 = 18,5 \text{ г}$$

$$\text{Э}_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/екв.}$$

Відповідь: 29,4 г, 39 г, 8,9 г, 18,5 г

2. 250 мл розчину K_2SO_4 містить 8,7 г солі. Знайдіть молярну та нормальну концентрацію розчину.

Приклад розв'язування 2-ої задачі:

Дано:

$$V = 250 \text{ мл}$$

$$m_v = 8,7 \text{ г}$$

n - ?

N - ?

Решение:

а) Знайдемо масу речовини, що міститься у 1 л розчину

250 мл розчину – 8,7 г солі

1000 мл розчину - m , г солі

$$m = \frac{1000 \cdot 8,7}{250} = 34,8 \text{ г}$$

б) Знайдемо молярну концентрацію

$$n = \frac{m}{M} = \frac{34,8}{174} = 0,2 \text{ М}$$

$$M_{\text{K}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16 = 174 \text{ г/моль}$$

в) Знайдемо нормальну концентрацію

$$N = \frac{m}{\text{Э}} = \frac{34,8}{87} = 0,4 \text{ Н}$$

$$E_{\text{K}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{K}_2\text{SO}_4}}{3} = \frac{174}{2} = 87 \text{ г/екв.}$$

Відповідь: 0,2 М; 0,4 Н

Задачі для самоконтролю:

3. Скільки грамів CuSO_4 необхідно для приготування 250 мл 0,05 М розчину солі ?
4. Скільки грамів розчиненої речовини містить 1 л 0,3 М розчину H_3PO_4 і 1 л 0,2 Н розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
5. Скільки грамів NaCl необхідно для приготування 200 мл 0,1 Н розчину ?
6. Скільки грамів FeSO_4 необхідно для приготування 200 мл 0,04 Н розчину ?
7. Знайдіть масу NaNO_3 , необхідно для приготування 300 мл 0,2 М розчину солі?.
8. Визначити молярну концентрацію розчину сірчаної кислоти, отриманого при змішуванні 25 мл 10-молярного розчину сірчаної кислоти і 225 мл води. Відповідь: 1 моль.;

Приклад розв'язування 8-ої задачі:

Дано:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25 \text{ мл}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10 \text{ моль/л}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 225 \text{ мл}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Рішення:

У 1000 мл розчину – 10 моль кислоти

в 25 мл розчину – x моль кислоти

$$x = 0,25 \text{ моль, кислоти}$$

$$V(\text{р-ну}) = 225 \text{ мл} + 25 \text{ мл} = 250 \text{ мл}$$

Знаходимо молярну концентрацію розчину:

У 250 мл розчину – 0,25 моль кислоти

в 1000 мл розчину – x моль кислоти

$$x = 1 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л}$.

9. Визначити молярну концентрацію 73,8%-ного розчину сірчаної кислоти, густина якого 1,655 г/мл.

Відповідь: 12,46 моль/л.;

Приклад розв'язування 9-ої задачі:

Дано:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 73,8 \%$$

$$\rho(\text{р-ну}) = 1,655 \text{ г/мл}$$

Рішення:

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$V(\text{р-ну}) = 100 \text{ г} : 1,655 \text{ г/мл} = 60,42 \text{ мл}$$

В 60,42 мл розчину міститься 73,8 г H_2SO_4

в 1000 мл розчину міститься x , г H_2SO_4

$$x = \frac{73,8 \cdot 1000}{60,42} = 1221,4 \text{ г}$$

Знайдемо молярну концентрацію розчину, враховуючи, що молярна маса кислоти 98 г/моль:

$$c = \frac{1221,4}{98} = 12,46 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12,46 \text{ моль/л}$$

Відповідь: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12,46$ моль/л

Задачі для самоконтролю:

10. Визначити молярну концентрацію 56,68 %-ного розчину азотної кислоти, густина якого рівна 1,356 г/мл. Відповідь: 12,2 моль/л.;
11. Визначити молярну концентрацію 18 %-ного розчину соляної кислоти, густина якого рівна 1,089 г/мл. Відповідь: 5,37 моль/л.;
12. Який об'єм 36,5 %-ного розчину соляної кислоти (густ. 1,18 г/мл) необхідно узяти для приготування 1000 мл 0,1 молярного розчину? Відповідь: 8,47 мл.;

Задачі на закон еквівалентів

1. Для нейтралізації 20 мл 0,1 Н розчину кислоти потрібно 8 мл розчину NaOH. Визначіть нормальну концентрацію розчину лугу.

Приклад розв'язування задачі:

Дано:

$$V_1 = 20 \text{ мл}$$

$$V_2 = 8 \text{ мл}$$

$$N_1 = 0,1 \text{ Н}$$

Рішення:

Скористуємося законом еквівалентів

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2.$$

$$\text{Отже, } N_2 = \frac{V_1 \cdot N_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 0,1}{8} = 0,25 \text{ Н}$$

Відповідь: 0,25 Н

3 ФІЗИЧНІ ТА ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МЕТАЛІВ. ОДЕРЖАННЯ МЕТАЛІВ

Таблиця Д. І. Менделєєва яскраво показує де посідають метали, як змінюються їх властивості за групами та періодами. Для металів характерно, що на зовнішньому енергетичному рівні у них посідає 1-2-3 електрони. Це рухомі електрони, валентні, саме вони

відповідають за усі хімічні процеси, які відбуваються при взаємодії металів з різними речовинами. У головних підгрупах періодичної системи елементів зверху донизу радіуси атомів зростають і відновні властивості металів посилюються, так, наприклад, у головній підгрупі другої групи відновні властивості посилюються при переході від берилію до барію. Якщо розглядати періоди елементів, то усі вони мають однакову кількість електронних шарів, але при збільшенні зарядів ядер елементів зліва направо електронні шарі сильніше притягуються до ядер і це зменшує радіуси атомів, що в свою чергу послабляє відновні властивості металів. Наприклад, радіус атома магнію $1,60 \text{ \AA}$, радіус натрію $1,92 \text{ \AA}$, тому атоми магнію менш активні відновники, ніж атоми натрію. Значить, металеві властивості елементів у групах із збільшенням зарядів ядер посилюються, а у періодах – зменшуються.

3.1 Фізичні властивості металів

До загальних властивостей металів належать: висока електрична провідність, теплопровідність, пластичність, тобто здатність деформуватися при звичайних та підвищених температурах, не руйнуючись і не втрачаючи своїх властивостей (тому вони добре піддаються куванню, прокатуванню, тягненню (витягуються у дріт) штампуванню), металевий блиск, відбивають світло. Причина спільності як фізичних так і хімічних властивостей металів полягає в спільності будови їх атомів та у природі кристалічних решіток металів.

Розглянемо будову металів у кристалічному стані. Висока електрична провідність та теплопровідність металів пов'язана з тим, що носіями струму в металах є електрони. Це свідчить про те, що метали мають «вільні» електрони, які здібні пересуватися по кристалу металу, навіть, під дією слабкого електричного поля. Кращими провідниками електрики є срібло і мідь, вони мають вищу теплопровідність. Валентні електрони, які утворюють хімічний зв'язок між іонами, які посідають у вузлах кристалічних решіток належать не двом або декільком певним атомам, а усьому кристалу металу. Такий хімічний зв'язок у металах зветься металевим зв'язком, а сукупність «вільних» електронів у металів – електронним газом.

Найкращім способом щодо пояснення будови кристалів з металічними властивостями є використання зонної теорії. Згідно з цієї теорією, при взаємодії N атомів металу утворюється N енергетичних рівнів, дуже близько розташованих один до одного. На цих рівнях, відповідно до принципу Паулі, може знаходитися $2N$ електронів, причому ці рівні об'єднані у зону. Зовнішні електрони всіх атомів кристалу знаходяться у нижній (валентній) зоні. Вільна зона, яка розташована безпосередня над валентною зоною, називається **зоною провідності**.

Якщо валентна та зона провідності перекриваються, а це і характерно для металів, то електрони вільно пересуваються по кристалічній решітці. Якщо валентна зона і зона провідності не перекривається, між ними виникає **заборонена зона**. Саме ширина забороненої зони і визначає електрофізичні властивості твердих тіл: ізолятор (ширина забороненої зони понад 3 eV), напівпровідник (ширина забороненої зони 0,1-3 eV).

Пластичність металів пояснюється тим, що при зсуві окремих шарів кристалічної решітки відбувається лише перерозподіл електронного газу, якій з'єднує один з одним атоми металу, тому розриву хімічних зв'язків не відбувається – метал деформується, не руйнуючись.

Кристалічні решітки металів бувають різних типів, але для більшості металів характерні три типи решіток:

- 1) об'ємноцентрирована, кубічна (Li, Na, K, V, Cr, Fe, Pb, W та ін.);
- 2) гранецентрирована кубічна (Al, Ca, Fe, Ni, Cu, Ag, Au);
- 3) гексагональна (Be, Mg, Cd, Ti, Co, Zn та ін.).

Кристали металів мають невеликий розмір, тому будь який металевий виріб складається з багатьох кристалів і має полікристалічну структуру.

3.2 Хімічні властивості металів

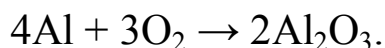
Метали у вільному стані являються відновниками, вони віддають електрони і перетворюються в позитивно заряджені іони. За здатністю (легкістю) віддавати електрони метали зібрані у ряд який зветься **рядом напруг**. Скорочений ряд напруг типових металів можна представити так:

K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

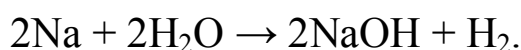
Кружечками позначена кількість електронів, яку буде віддавати метал, вступаючи у реакції.

Важливими хімічними властивостями металів є їх відношення до кисню, води, водним розчинам солей, гідроксидів, кислот.

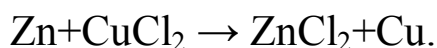
Взаємодія з киснем може відбуватися на повітрі



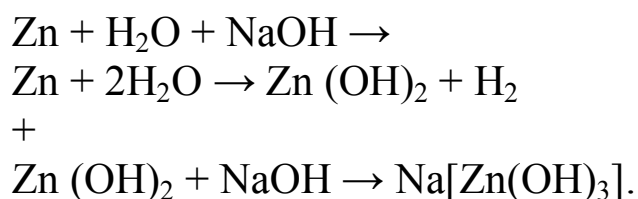
Деякі метали, а саме лужні і лужноземельні енергійно взаємодіють з водою



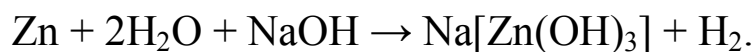
Активні метали із розчинів солей можуть відновлювати менш активні метали



З розчинами лугів взаємодіють метали, які мають амфотерні властивості. Це такі метали: Al, Zn, Cr, Sn, Pb. Реакція відбувається так:



Сумарний процес взаємодії:



Утворюється комплексна сіль натрій три оксидцинконат.

Характер взаємодії металів з кислотами залежить, як від активності металів, так і від видів кислот (оксигенові чи безоксигенові) і їх концентрацій. Продукти, які можна одержати при взаємодії металів з різними кислотами представлено у вигляді таблиці 2.1.

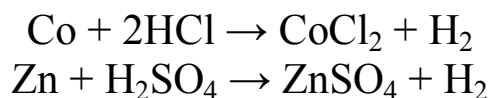
Таблиця 2.1

Продукти взаємодії металів з кислотами

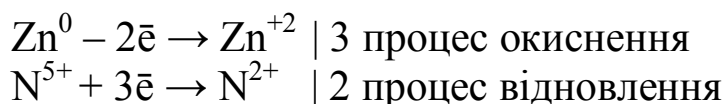
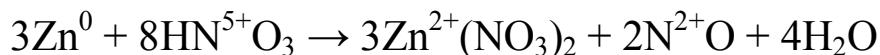
Метал	HCl и H ₂ SO ₄ (разб.)	H ₂ SO ₄ (конц.)	HNO ₃		
			Дуже разб.	Разб.	Конц.

K		Сіль + H ₂ O + H ₂ S	Сіль + H ₂ O + NH ₄ NO ₃	Сіль + H ₂ O + NO	Сіль + H ₂ O + N ₂ O
Ca					
Na					
Mg					
Al					
Mn	Сіль + H ₂	≠ Fe ≠ Cr Сіль + H ₂ O + S	≠	Сіль + H ₂ O + NO	≠ Fe ≠ Cr Сіль + H ₂ O + NO ₂
Zn					
Fe					
Cr					
Co					
Ni					
Sn					
Pb					
H					
Cu					
Ag					
Hg					
Pt					
Au					

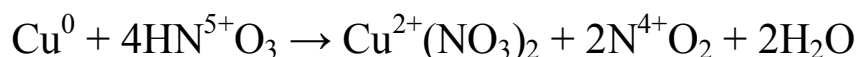
Із таблиці 2.1 видно, що з розведеними кислотами хлоридною та сірчаною, взаємодіють тільки ті метали, які у ряду активності стоять до гідрогену. Метал виступає як завжди відновником, а гідроген – окислювачем. Наприклад

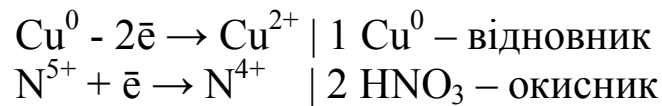


З розведеною нітратною кислотою одержуємо не два, а три продукти реакції: сіль, замість водню, одержуємо воду і третій продукт – газ.



З концентрованою нітратною кислотою і з концентрованою сірчаною взаємодіють усі метали не залежно від того, стоять вони до, чи після гідрогену (крім винятку).





Виняток. З розведеною нітратною кислотою благородні метали золото, платина не взаємодіють. Залізо (ферум) та алюміній не взаємодіють з концентрованими кислотами нітратною та сульфатною. Це пояснюється пасивуванням металів, тобто утворенням на поверхні металу оксидної плівки.

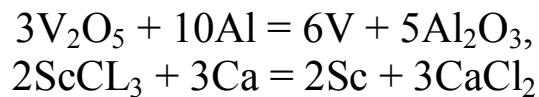
3.3 Одержання металів

У земній корі метали знаходяться у різних сполуках – рудах і у вигляді простих речовин (Ag, Au і платинові метали).

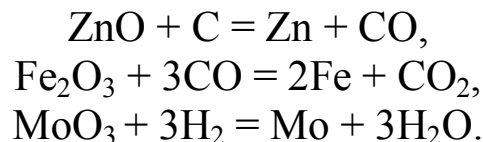
Руди діляться на різні види: оксидні (Fe_2O_3 , Fe_3O_4 , Al_2O_3 , TiO_2 , MnO_2 , SnO_2 та ін.), карбонатні (FeCO_3 , CuCO_3 , MgCO_3), сульфатні (BaSO_4), фосфатні ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), силікатні ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 3\text{BeO}$), сульфідні (FeS , CuS , ZnS , PbS та ін.), галогенідні (KCl , MgCl_2 і т.д.).

Найпоширеніші способи одержання металів:

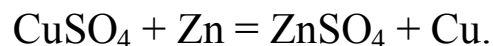
1. Метод металотермії. В цьому методі метал відновлюють із руди більш активним металом



2. Метод пірометалургії. Це відновлення металу з руди карбонном, чадним газом або воднем



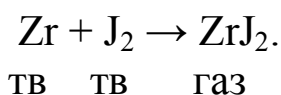
3. Метод гідрометалургії. Одержання металів із розчинів їх солей



4. Метод зонної плавки. У спеціальну рухому кільцеву піч занурюють стержень очищаючого металу. Піч рухається багато разів і всі домішки зі стержня збираються у печі. Цим методом одержують метали і напівпровідники високої чистоти.

5. Метод вакуумної розгонки. Тут використовується різниця у температурах кипіння металів, або їх галогенідів. Метал перегоняють з однієї в іншу ємність, залишаючи домішки у перших ємностях.

6. Метод транспортних реакцій. В методі використовують леткість і здібність розкладатися при високих температурах галогенідів деяких металів. Наприклад, забруднений цирконій занурюють у вакуумну ємність разом із кристалами йоду при температурі приблизно 300 °С. Утворюється летка сполука ZrJ_2 ; над сумішшю кладуть тоненький дріт із чистого цирконію, температуру дроту підтримують приблизно до 1300 °С і на дроті відбувається зворотній процес



Таким чином, чистий цирконій посідає на дроті, а домішки залишаються на днищі ємності.

Запитання та завдання для самоконтролю

1. Розподілити у ряд метали, враховуючи їх електрохімічну активність. Назвати число валентних електронів: Cr, Mn, Sn, K, Ni.

2. При яких умовах метали Al, Fe, Sn, Cr, Ni, Pb не будуть взаємодіяти з хлоридною, нітратною кислотами та гідроксидами?

3. Вказати метали які будуть відновлювати водень із хлоридної кислоти: плюмбум (свинець), магній, хром, меркурій (ртуть), манган, кадмій, платина, станум (олово), аргентум (срібло), ферум (залізо), аурум (золото), нікель.

4. Складіть рівняння реакцій між металами Mg, Al, Mn, Fe, Cd і хлоридною кислотою. Вкажіть чи будуть відбуватися реакція, якщо хлоридну кислоту замінити на сірчану (конц.).

5. Подані сплави:

а) *алюмель* (нікель + алюміній + манган + ферум);

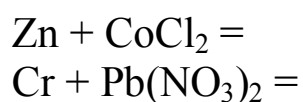
б) *бабит* (станум + плюмбум + мідь);

в) *бронза* (мідь + станум + алюміній + плюмбум + хром);

г) *мельхіор* (мідь + нікель + ферум + манган).

Чи повністю перейдуть у розчин ці сплави при обробці їх розведеною сірчаною кислотою?

6. Визначте, в яких системах металева пластина буде збільшуватися у вазі після закінчення досліду



Дати про відкриття металів ряду напруг [4]

Елемент	Дата та автори відкриттів
Калій	1807, Г. Деві (Англія)
Кальцій	1808, Г. Деві (Англія)
Натрій	1807, Г. Деві (Англія)
Магній	1808, Г. Деві (Англія)
Алюміній	1825, Х. Ерстед (Данія)
Манган	1774, К. Шеєле, Т. Бергман, Й. Ган (Швеція)
Цинк	5000-3000 років до н.е.
Хром	1797, Н. Воклен (Франція)
Ферум (залізо)	3000-2500 років до н.е.
Кадмій	1817, Ф. Штрмейер (Німеччина)
Кобальт	1735, Г. Брандт (Швеція)
Нікель	1751, А. Кронстедт (Данія)
Станум (олово)	4000 років до н.е.
Плюмбум (свінець)	5000-3400 років до н.е.
Купрум (мідь)	5000-3500 років до н.е.
Аргентум (срібло)	5000-4500 років до н.е.
Меркурій (ртуть)	2000 років до н.е.
Платина	XVIII ст. (у Європі)
Аурум (золото)	5000 років до н.е.

4 ЕЛЕКТРОДНІ ПОТЕНЦІАЛИ. ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

Якщо окислювально - відновну реакцію здійснити так, щоб процеси окислення і відновлення були просторово розділені, і створити можливість переходу електронів від відновника по зовнішньому ланцюгу, то в зовнішньому ланцюзі виникне спрямоване переміщення електронів - електричний струм. При цьому енергія хімічної окислювально - відновної реакції перетворюється на електричну енергію. Пристрої, в яких відбувається таке перетворення, називаються хімічними джерелами електричної енергії або гальванічними елементами.

Будь - який гальванічний елемент складається з двох електродів - металів, занурених в розчини електролітів; останні сполучаються один з одним - через пористу перегородку. Електрод, на якому в ході реакції відбувається процес окислення, називається анодом; електрод, на якому здійснюється відновлення, називається катодом. Анод – негативно заряджений електрод, а катод – позитивно заряджений. Наприклад, розглянемо елемент Якобі-Даніеля (рис.4.1.):

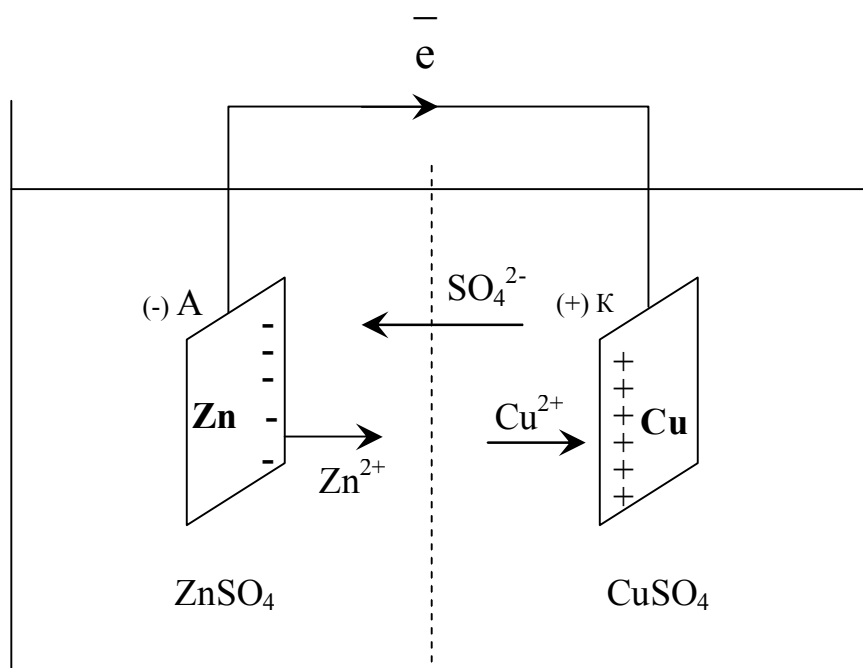
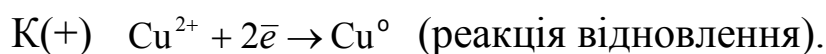
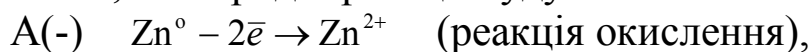


Рисунок 4.1- Гальванічний елемент Якобі-Даніеля

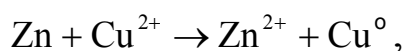
Дві пластини металів Cu і Zn занурені у розчини їх солей CuSO₄ і ZnSO₄. Для запобігання змішування розчини розділені мембраною (рис.4.1).

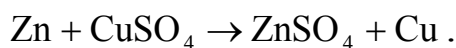
Так як Zn є більш активним металом (він розташований у ряду напруг металів вище Cu), то він буде окислятися. На міді як менш активному металі буде протікати реакція відновлення іонів Cu²⁺.

Таким чином, електродні реакції будуть:

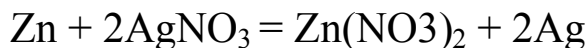


Загальне електрохімічне рівняння:

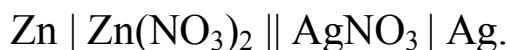




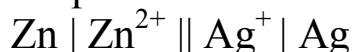
При схематичному зображенні гальванічного елементу межа розділу між металом і розчином позначається вертикальною межею, межа між розчинами електролітів - подвійною вертикальною межею. Наприклад, схема гальванічного елементу, в основі роботи якого лежить реакція:



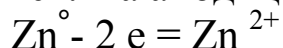
Зображається таким чином:



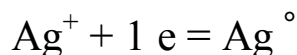
Ця ж схема може бути зображена в іонній формі:



В даному випадку металеві електроди безпосередньо беруть участь в реакції, що відбувається. На аноді цинк окислюється:



і у формі іонів переходить в розчин, а на катоді срібло відновлюється:



і у вигляді металу осідає на електроді. Складаючи рівняння електродних процесів (з урахуванням числа електронів, що приймаються і віддаються), отримуємо сумарне рівняння реакції:

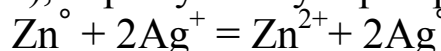
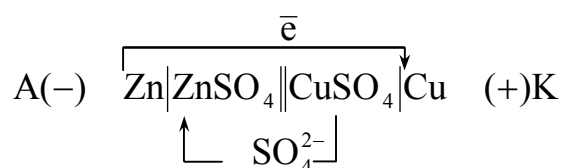


Схема гальванічного елементу Якобі - Даніеля



По зовнішньому ланцюгу ток рухається від анода до катоду.

По внутрішньому ланцюгу (через мембрану) переносяться аніони SO_4^{2-} .

Потенціал E електрода розраховується по *формулі Нернста*. Наприклад, раозрахуємо потенціали та ЕРС мідно - цинкового елементу, якщо $C_{\text{Cu}^{2+}} = 1$ моль/л; $C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,0001$ моль/л.

Так как

$$\text{ЕРС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}} \quad (1)$$

то потрібно розрахувати окремо $E_{\text{к}}$ та $E_{\text{а}}$:

$$E_{\kappa} = E_{\text{Cu}} = E_{\text{Cu}}^{\circ} + \frac{0,058}{n} \lg C_{\text{Cu}^{+2}} = 0,34 + \frac{0,058}{2} \lg 1 = 0,34 \text{ В};$$

$$E_{\text{a}} = E_{\text{Zn}} = E_{\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-4} = -0,76 - \frac{4 \cdot 0,058}{2} = -0,876 \text{ В},$$

$$\text{отже - } E_{\text{PC}} = E_{\kappa} - E_{\text{a}} = 0,34 - (-0,876) = 1,216 \text{ В}.$$

Стандартні електродні потенціали електродів вимірюються стандартного водневого електроду, потенціал якого прийнятий рівним нулю. Значення деяких стандартних електродних потенціалів приведені в таблиці 4.1:

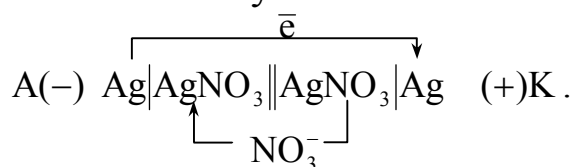
Таблиця 4.1.

Стандартні електродні потенціали при 25° С.

Електрод	Електродна реакція	E° , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e = Li	-3.045
K ⁺ /K	K ⁺ + e = K	-2.925
Ba ²⁺ /Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2.906
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2.866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e = Na	-2.714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2.363
Be ²⁺ /Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1.847
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1.662
Ti ²⁺ /Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1.628
Zr ⁴⁺ /Zr	Zr ⁴⁺ + 4e = Zr	-1.529
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1.180
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0.763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0.744
Ga ³⁺ /Ga	Ga ³⁺ + 3e = Ga	-0.529
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0.440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0.403

Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e = Co	-0.277
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e = Ni	-0.250
<i>Продовження таблиці 4.1</i>		
Mo ³⁺ /Mo	Mo ³⁺ + 3e = Mo	-0.20
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e = Sn	-0.136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e = Pb	-0.126
Ge ²⁺ /Ge	Ge ²⁺ + 2e = Ge	+0.01
H ⁺ /H ₂ , Pt	H ⁺ + e = 1/2 H ₂	0.000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e = Cu	+0.337
Cu ⁺ /Cu	Cu ⁺ + e = Cu	+0.521
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e = Ag	+0.7991
Hg ²⁺ /Hg	Hg ²⁺ + 2e = Hg	+0.854
Pd ²⁺ /Pd	Pd ²⁺ + 2e = Pd	+0.987
Pt ²⁺ /Pt	Pt ²⁺ + 2e = Pt	+1.2
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e = Au	+1.498
Au ⁺ /Au	Au ⁺ + e = Au	+1.691

Концентраційний гальванічний елемент має електроди, виготовлені з одного і того ж металу, але вони опущені в розчини власної солі різної концентрації. Наприклад, срібний концентраційний елемент має схему



Щоб елемент працював, необхідно дотримувати співвідношення концентрацій електролітів $C_a < C_k$. Чим ця нерівність буде більше, тим вище ЕРС елемента, що розраховується по формулі

$$\text{ЭДС} = 0,058 \lg \frac{C_k}{C_a} \quad (2)$$

Приклади вирішення задач

Дано:
 $C_{Cr^{3+}} = 0,8$ моль/л
 $C_{Cu^{2+}} = 0,01$ моль/л

ЕРС-?

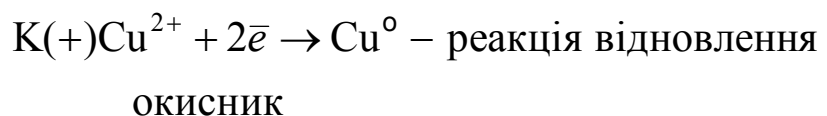
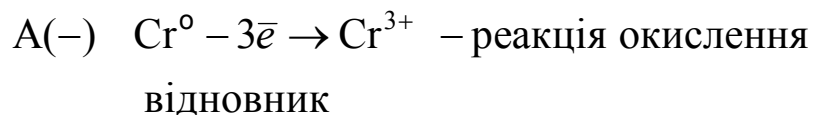
Рішення:

а) Для складання схеми гальванічного елементу необхідно підібрати розчинні солі міді (II) і хрому (III), використовуючи таблицю розчинності. Можна використовувати солі: хлориди, броміди, нітрати, сульфати. Складемо схему гальванічного елементу з солянокислими електролітами



Оскільки хром стоїть вище, ніж мідь у ряді напруги металів, то він є анодом, а Cu - катодом.

б) Електронні рівняння електродних реакцій:



в) Розрахунок ЕРС наближеним методом

$$\begin{aligned} \text{ЭДС} &= E_k^{\circ} - E_a^{\circ} = E_{Cu}^{\circ} - E_{Cr}^{\circ} = 0,34 - (-0,744) = \\ &= 0,34 + 0,744 = 1,084 \text{ В} \end{aligned}$$

г) Розрахунок ЕРС точним наближеним методом

$$\text{ЭДС} = E_k - E_a = E_{Cu} - E_{Cr}$$

$$\begin{aligned} E_{Cu} &= E_{Cu}^{\circ} + \frac{0,058}{2} \lg C = 0,34 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-2} = \\ &= 0,34 - \frac{2 \cdot 0,058}{2} = 0,282 \text{ В} \end{aligned}$$

$$E_{Cr} = E_{Cr}^{\circ} + \frac{0,058}{3} \lg 0,8 = -0,744 - \frac{0,0969 \cdot 0,058}{3} =$$
$$= -0,746 \text{ В}$$

$$\text{ЭДС} = E_{Cu} - E_{Cr} = -0,282 - (-0,746) = 1,028 \text{ В}$$

Відповідь: 1,028 В

Задачі для самоконтролю:

2. Розрахуйте електродний потенціал міді в розчинах її солі концентрації: 0,1; 0,01; 0,0001 моль/л.

3. Розрахуйте електродний потенціал марганцю в розчинах його солі концентрації: 1; 0,01; 0,001 моль/л.

4. Складіть схему, напишіть рівняння електродних реакцій, розрахуйте приблизне значення ЕРС для гальванічних елементів:

- а) алюмінієво-мідного;
- б) марганцевий-срібного;
- в) хромовий-свинцевого;
- г) цинково-нікелевого.

5. Для якого гальванічного елементу буде вища ЕРС: цинково-

залізного або цинково-свинцевого? Чому? Запишіть рівняння електродних реакцій. Складіть схеми гальванічних елементів.

6. Розрахуйте електродний потенціал заліза в розчинах його солі при концентраціях іонів Fe^{2+} : 0,1; 0,01; 0,001 моль/л.

5 ЕЛЕКТРОЛІЗ. ЗАКОНИ ЕЛЕКТРОЛІЗУ. ЗНАЧЕННЯ ТА ЗАСТОСУВАННЯ ЕЛЕКТРОЛІЗУ

Електролізом називається сукупність процесів, які виникають при проходженні сталого електричного струму через електрохімічну систему, яка складається із двох електродів та розчину чи розплаву електроліту.

Електроліти – це речовини, які проводять електричний струм. До них належать: розчини солей, кислот, гідроксидів; розплави солей, оксидів, гідроксидів та деякі солі і оксиди в твердому стані.

На електродах відбуваються окисно-відновні процеси, енергія для їх здійснювання повинна надходити від зовнішнього джерела струму. При електролізі катод заряджений негативно, а анод – позитивно, тобто розподіл знаків заряду електродів протилежний тому, якій має місце при роботі гальванічного елемента. Причина криється в тому, що процеси, які виникають при електролізі, у принципі, зворотні процесам, які йдуть при роботі гальванічного елемента. При електролізі хімічні процеси виникають за рахунок енергії електричного струму, якій підводять із зовні, в той час, як при роботі гальванічного елемента енергія хімічних процесів самостійно перетворюється в електричну енергію.

5.1 Електродні реакції

Які речовини будемо одержувати на електродах під час електролізу залежать від багатьох факторів:

а) відносного значення електродних потенціалів відповідних електрохімічних систем;

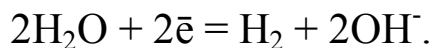
б) видів електродів (інертний або розчинений анод);

в) рН середовища (особливо при електролізу води);

г) температури, напруги, сили струму.

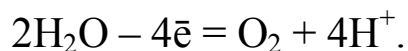
Катіони металів, які мають малу величину електродних потенціалів (від Li^+ до Al^{+3}), при електролізі водних розчинів на

катоді не відновлюються. В цьому випадку відбувається відновлення водню води



При електролізі водних розчинів, які містять катіони металів, що знаходяться в ряду напруги між алюмінієм та воднем, відбувається одночасне відновлення катіонів металів і водню води, а при електролізі водних розчинів, які містять катіони металів з додатними значеннями стандартних електродних потенціалів, відбувається їх виділення на катоді.

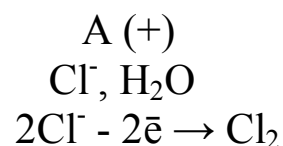
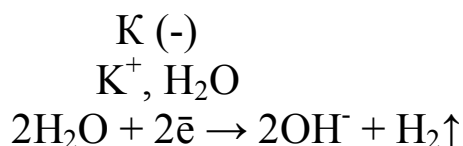
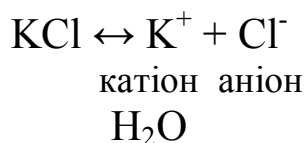
Характер реакцій, які відбуваються на аноді, також залежить від природи розчинених солей. Якщо в розчині містяться аніони Cl^- , Br^- та I^- , то на аноді виділяються галогени (відповідно молекулярні Cl_2 , Br_2 , або I_2). При електролізі водних розчинів, які містять аніони кисневмісних кислот ClO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_3^{3-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , MnO_4^- відбувається окиснення води



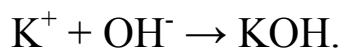
Приклади вирішення завдань

Приклад 1. Електроліз водного розчину солі KCl .

Схематично можна представити так, враховуючи дисоціацію солі, спрямування катіонів та аніонів до полюсів, одержання речовин та вторинних процесів

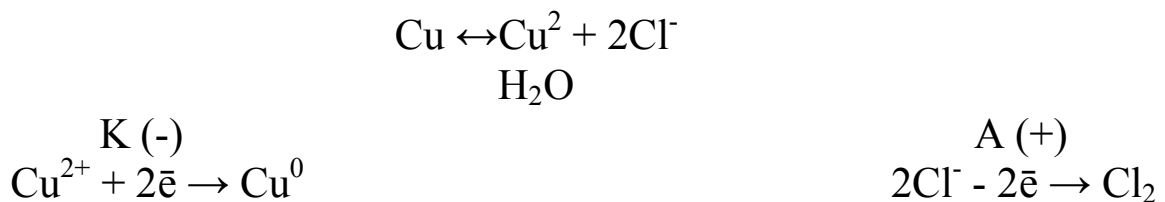


Вторинний процес відбувається біля полюсів в тих випадках, коли електролізу підлягає вода. Тоді на катоді будемо одержувати не тільки водень, а і утворення лугу



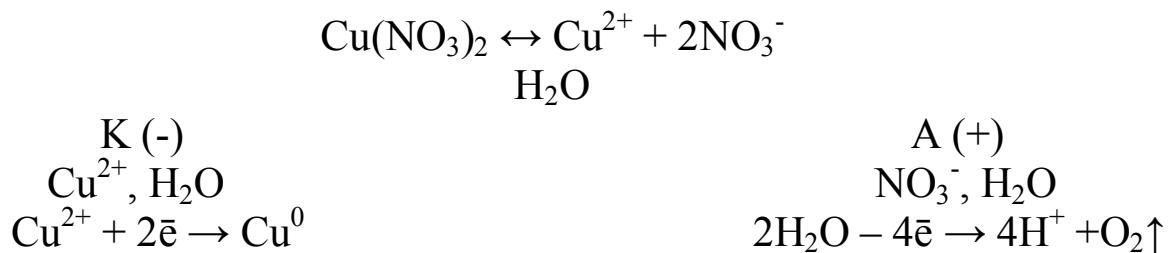
Приклад 2. Електролізу підлягає суміш водних розчинів солей $ZnCl_2$ і $CuCl_2$. З таблиці ряду напруг бачимо, що значення стандартного потенціалу для Cu^{2+}/Cu більше, ніж Zn^{2+}/Zn , тому на катоді будемо одержувати чисту мідь.

Схема електролізу:

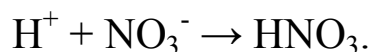


Продукти електролізу – мідь і хлор. Вода не буде підлягати електролізу.

Приклад 3. Визначити продукти електролізу водного розчину солі $Cu(NO_3)_2$. Схема процесу



Вторинний процес – утворення кислоти



Продуктами електролізу будуть: мідь, кисень і нітратна кислота.

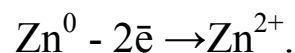
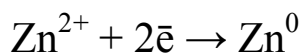
При розгляданні анодних процесів слід брати до уваги той факт, що матеріал під час електролізу може окислюватися. Тому розрізняють електроліз із інертним анодом і електроліз з активним анодом.

5.2 Електроліз з активним анодом або з розчиненим анодом

Анод при цих процесах металевий і занурений у свою сіль. Наприклад, анод із цинку і занурений у водний розчин солі $ZnSO_4$. Цинковий анод буде руйнуватися, а на катоді будемо одержувати металевий цинк із розчину солі $ZnSO_4$.

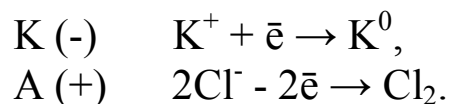
К (-)

А (+)



5.3 Електроліз розплаву

Під час проходження електричного струму крізь розплав КСІ катіони K^+ будуть відновлюватися на катоді, а аніони Cl^- окислюватимуться на аноді



При електролізу розплаву NaOH на електродах будуть відбуватися такі процеси



5.4 Електроліз води

Електроліз води завжди проводять з інертним електролітом в нейтральному, кислому або лужному середовищі:

а) в нейтральному середовищі відбуваються на електродах такі процеси (інертний електроліт – сіль K_2SO_4)



Вторинні процеси, які протікають на катоді та аноді

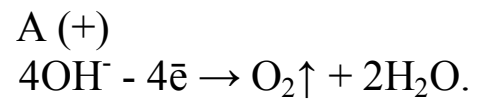
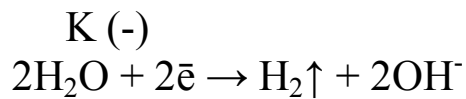


Будемо одержувати такі речовини: H_2 , O_2 , KOH , H_2SO_4 .

б) в кислому середовищі (інертний електроліт – кислота), наприклад, H_2SO_4



в) у лужному середовищі (інертний електроліт – луг), наприклад, KOH



Інертні електроліти – це такі електроліти, які містять катіони типових відновників (Li^+ , Cs^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}), а їх аніони – типові окислювачі (ClO_4^- , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_3^{3-} та ін.)

5.5 Закони електролізу

На початку тридцятих років XIX сторіччя англійський фізик М. Фарадей внаслідок своїх досліджень відкрив такі закони.

Перший закон Фарадея: маса речовини, що виділяється на електроді під час електролізу, пропорційна кількості електрики, яка пройшла крізь розчин електроліту

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}, \quad (1)$$

де E – еквівалентна маса речовини; I – сила струму; t – тривалість електролізу, с; F – число Фарадея (96500 Кл).

Якщо виділяються гази, то формула (1) набуває вигляд:

$$V = \frac{V_0 \cdot I \cdot t}{F}, \quad (2)$$

де V – об'єм одержаного газу, V_0 – це еквівалентний об'єм цього газу. Так, для водню – це 11,2 л/моль, а для кисню – 5,6 л/моль.

У разі пропускання крізь електроліт 96500 кулонів електрики виділяється один еквівалент будь-якої речовини. Цю кількість електрики називають фарадеєм і позначають буквою F .

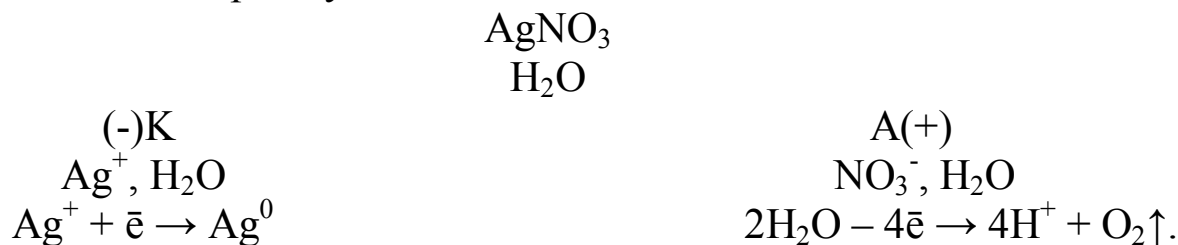
Другий закон Фарадея: однакові кількості електрики, що проходять крізь розчини різних електролітів, під час електролізу виділяють еквівалентні кількості речовин.

Приклади вирішення завдань і задач

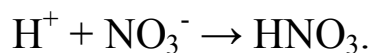
Задача 1. Визначити силу струму, якщо при проходженні його крізь розчин AgNO_3 на протязі години утворилося 20г срібла. Скласти схему процесу і назвати всі речовини, які будуть одержані.

Розв'язання.

Схема електролізу



Вторинний процес



Із формули першого закону Фарадея визначаємо силу струму

$$m = \frac{E \cdot I \cdot t}{F}, \text{ звідси } I = \frac{m \cdot F}{E \cdot t} = \frac{20 \cdot 96500}{107,88 \cdot 3600} = 4,96 \text{ А.}$$

Будемо одержувати срібло, нікель і нітратну кислоту.

Задача 2. При проходженні крізь електроліт струму силою 1,5 А протягом двох годин на катоді одержали 3,556 г металу. Визначити еквівалент металу.

$$E = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{3,556 \cdot 96500}{1,5 \cdot 2 \cdot 60 \cdot 60} = 31,77 \text{ г.}$$

Еквівалент дорівнює 31,77 г.

5.6 Значення та застосування електролізу

1. Електроліз використовують у промисловості для одержання речовин, синтез яких хімічними засобами неможливий або являється затрудненим. Так, в наш час одержують усі луги, лужні та лужноземельні метали, флуор (фтор), хлор, водень, кисень, гідроксиди лужних металів.

Вивчення електролізу дало змогу порівнювати сполуки за стійкістю. Стійкі сполуки важче піддаються електролізу, ніж сполуки зі слабкими зв'язками між атомами. Досить зручно зіставляти міцність зв'язку між складовими частинами електролітів за напругою їх розкладання. Так, за величинами напруг розкладання хлориду цинку (2,12 В) і хлориду магнію (2,92 В) можна зробити висновок, що $MgCl_2$ міцніша сполука, ніж $ZnCl_2$. Для одержання металів

високої частоти, очистки міді, для нанесення шару одного металу на інший (нікелювання металів) – скрізь використовують електроліз.

2. Розчинені аноди використовують для одержання рельєфних зображень. Академік Б. С. Якобі вперше відкрив, що на поверхні металу, який відновлюється на катоді, з великою точністю повторюються усі контури та заглиблення поверхні самого електроду. Метод одержання металевих рельєфних зображень називається гальванопластикою, а покриття одного металу шаром іншого металу за допомогою електролізу називається гальваностегією. Гальванопластикою одержують матриці для пресування різних виробів (грамофонних платівок, гудзиків, різних виробів для тиснення шкір, друкарських та радіотехнічних схем).

Електролізом розплавів одержують такі метали, як алюміній, магній, кальцій, натрій та інші.

В металургії електроліз застосовують для одержання металів із руд (збагачування руд). Так одержують цинк, мідь, кадмій.

Задачі та запитання для самоконтролю

1. Як впливає матеріал, з якого виготовлено анод, на процес електролізу розчинів солей?

2. У розчині знаходиться суміш: нікель, аргентум (I), купрум (II) та плюмбум (II) нітратів однакової концентрації. В якій послідовності будуть виділятися ці метали при електролізі?

3. Який процес називають анодним розчиненням металу і за яких умов він можливий? Наведіть приклади.

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

5. Струм силою 5 А проходить годину крізь розчин сірчаної кислоти. Визначити об'єми водню, кисню та масу води, яка підлягала електролізу.

Перелік літератури:

1. С. А. Неділько, П. П. Попель. Загальна неорганічна хімія. – Київ, 2001 р.
2. Н. Л. Глинка. Общая химия. – Л.: Хімія, 1981. – 704 с.
3. Г. Г. Савельев, Л. М. Смолова. Химия: уч-метод пособие. – Москва, 2001 р.
4. Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. Химия. – Москва, 2004г.
5. Г. П. Лучинський. Курс химии – М.: Высшая школа, 1985.- 415 с.