

Волинський національний університет імені Лесі Українки
Факультет хімії та екології
Кафедра неорганічної та фізичної хімії

Олександр Смітюх
Олег Марчук
Людмила Піскач

Хімія Неорганічна

ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

Методичні розробки лабораторних занять

Луцьк – 2025

УДК 546(072)
С 50

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Волинського національного університету імені Лесі Українки
(протокол № 7 від 19 березня 2025 року)*

Рецензент:

Супрунович С.В. – канд. хім. наук, доцент; доцент кафедри органічної хімії та фармації Волинського національного університету імені Лесі Українки

С 50 Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. Хімія Неорганічна. Змістовий модуль 2 / Смітюх Олександр Вікторович, Марчук Олег Васильович, Піскач Людмила Василівна. – Луцьк : ПП Іванюк В.П., 2025. – 80 с.

Методичні розробки призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять з неорганічної хімії здобувачами освіти спеціальностей: 205 – Лісове господарство, 014.15 – Середня освіта (Природничні науки) та 181 – Харчові технології. Їх зміст і структура базуються на програмі навчальної дисципліни «Хімія неорганічна».

Методичні вказівки до курсу містять план лабораторного практикуму, основні правила роботи і техніки безпеки в хімічній лабораторії, інформацію про хімічний лабораторний посуд та обладнання, зміст лабораторних експериментів, які виконуються студентами, а також комплекс практичних завдань для контролю знань та приклади розв'язку.

УДК 546(072)

© Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В.
2025

© ВНУ імені Лесі Українки, 2025

Закономірності перебігу хімічних реакцій	
Лабораторна робота № 4	
Енергетика та кінетика хімічних реакцій	4
Дисперсні системи. Розчини	
Лабораторна робота № 5	
Приготування розчину певної концентрації	19
Лабораторна робота № 6	
Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги	32
Окисно-відновні процеси	
Лабораторна робота № 7	
Окисно-відновні реакції. Робота мідно-цинкового гальванічного елемента	48
Рекомендована література	65
Додатки	67

Закономірності перебігу хімічних реакцій

Лабораторна робота № 4 Енергетика та кінетика хімічних реакцій

Мета роботи: експериментальне визначення теплового ефекту реакції нейтралізації сильної кислоти сильним лугом; дослідження впливу зміни концентрації вихідних речовин та зміни температури на швидкість реакції; дослідження впливу концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції, температури, введення каталізаторів на зміщення стану хімічної рівноваги.

Хід виконання роботи:

Дослід 1 . Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації

Стандартний тепловий ефект реакції нейтралізації – це зміна ентальпії в реакції між одним молем іонів Гідрогену й одним молем іонів гідроксилу з утворенням одного моля молекул води за стандартних умов.

Відповідне термохімічне рівняння реакції в іонно-молекулярній формі має вигляд:



Одержіть у викладача завдання, в якому зазначено молярну концентрацію, об'єм та густину розчину кислоти, що буде використаний в досліді. Розрахуйте кількість речовини (кислоти) в молях, що знаходиться у заданому об'ємі розчину:

$$n_{(\text{кислоти})} = C_{(\text{кислоти})} \cdot V_{\text{р-ну}}$$

За рівнянням реакції взаємодії кислоти з лугом розрахуйте, яку кількість NaOH необхідно використати для нейтралізації кислоти. Визначте, в якому об'ємі розчину лугу знаходиться необхідна кількість лугу для проведення реакції нейтралізації кислоти.

Заповніть бюретку розчином кислоти та налийте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури: $t_1 = \dots ^\circ\text{C}$.

Використавши мірний циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури: $t_2 = \dots^\circ\text{C}$.

Після проведення досліду виконайте необхідні розрахунки:

Визначте, якою була зміна температури при проведенні реакції нейтралізації: $\Delta T = \Delta t = t_2 - t_1$. Розрахуйте сумарну масу двох розчинів, використавши густину кожного розчину та його об'єм:

$$m_{p-ny} = m_{k-tu} + m_{лугу} = V_{k-tu} \cdot \rho_{k-tu} + V_{лугу} \cdot \rho_{лугу}.$$

Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час проведеного процесу нейтралізації $Q_{нейтр.}$ (кДж), прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою ж, як і теплоємність води C_{H_2O} . Тоді

$$Q_{нейтр.} = m_{p-ny} \cdot \Delta T \cdot C_{H_2O}; C_{H_2O} = 4,18 \cdot 10^{-3} [\text{кДж}/(\text{г} \cdot \text{K})].$$

Експериментальне значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації $\Delta H^0_{нейтр. експ}$ розрахуйте за формулою:

$$\Delta H^0_{нейтр. експ.} = Q_{нейтр.} / n(\text{NaOH}) \text{ (кДж/моль)}.$$

Розрахуйте абсолютну (Δ , кДж/моль) та відносну (δ , %) похибки експеримента та заповніть таблиці:

$$\Delta = |\Delta H^0_{нейтр. експ.} - \Delta H^0_{нейтр. теор.}|;$$

$$\eta = \Delta / \Delta H^0_{нейтр. теор.} \cdot 100 \%$$

Вихідні дані

Розчин кислоти				Розчин лугу			
Формула кислоти	V, л	C, моль/л	ρ , г/л	Формула лугу	V, л	C, моль/л	ρ , г/л

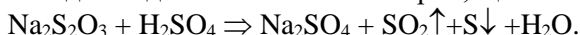
Результати роботи

t_1 , °C	t_2 , °C	Δt , °C	m_{p-ny} , г	$\Delta H^0_{експ.}$, кДж/моль	Похибка	
					Δ , кДж/моль	η , %



Дослід 2. Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічної реакції

Для вивчення впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції можна використати взаємодію натрій тіосульфату з сульфатною кислотою, яка супроводжується появою опалесценції внаслідок виділення елементної сірки, що випадає:



У три пробірки налити розведеного розчину натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$: у першу пробірку – 1 мл, у другу – 2 мл, у третю – 3 мл. Після цього у першу пробірку додати 2 мл дистильованої води, у другу – 1 мл, а в третю воду не додавати. Загальний об'єм розчину тепер буде однаковий – 3 мл. Після цього в кожену пробірку з розчином натрій тіосульфату різної концентрації додати 1 мл розведеної сульфатної кислоти і точно зафіксувати час від моменту зливання розчинів до появи перших ознак помутніння (у вигляді опалесценції) у кожній пробірці. Результати дослідів занести в табл.

Номер пробірки	Розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Вода дист., мл	C_1	Розчин H_2SO_4 , мл	C_2
1.					
2.					
3.					

Номер пробірки	Загальний об'єм розчину, мл	Час появи помутніння τ , сек	Відносна швидкість реакції, v	Константа швидкості, k
1.				
2.				
3.				

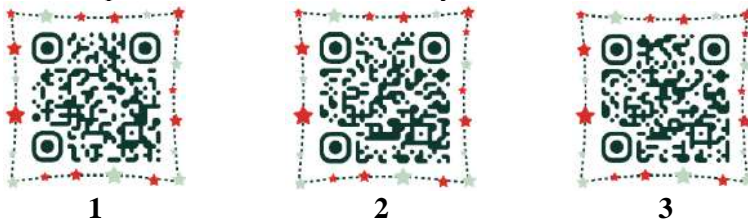
Розрахуйте відносну швидкість реакції ($v=I/\tau$) та константу швидкості реакції ($k=v/C_1 \cdot C_2$, де C_1 і C_2 відносні концентрації $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ та H_2SO_4 відповідно). Залежність швидкості реакції від концентрації тіосульфату зобразіть у вигляді графіка $v = f(C_1)$. По осі абсцис відкладіть відносну концентрацію, а по осі ординат – відносну швидкість реакції.



Сформулювати висновок про залежність швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин для даного досліду.

Дослід 3. Вплив температури на швидкість реакції

Для досліду потрібно взяти ті ж розчини $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 , що і для попереднього. В три пробірки налити по 3 мл розчину натрій тіосульфату, а в інші три пробірки – по 1 мл сульфатної кислоти. Всі пробірки розділити на три пари так, щоб у кожній парі була одна пробірка з розчином натрій тіосульфату. Записати температуру повітря в лабораторії, злити разом розчини першої пари пробірок і записати, через який час з'явиться помутніння.



Другу пару пробірок помістити в термостат із водою з температурою на 20°C вищою за кімнатну і прогріти 1-2 хвилини. Температуру визначати за термометром, що знаходиться у воді. Розчини швидко злити і відзначити, через скільки секунд з'явиться помутніння.

Третю пару пробірок нагріти в термостаті з водою до температури на 40°C вище за кімнатну. Повторити аналогічний дослід.

Результати дослідів занесіть у табл. 2.

Розрахуйте відносну швидкість ($v = 1/\tau$) та константу швидкості реакції ($k = v / C_1 \cdot C_2$, де $C_1 = C_2 = 3$; C_1 і C_2 — відносні концентрації розчинів $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 відповідно). Залежність швидкості реакції від температури зобразіть у вигляді графіка, відклавши по осі абсцис температуру, а по осі ординат – швидкість реакції.

<i>Дослід_1 (температура 20*(t_{кімн.}), °C)</i>			
<i>Час появи помутніння τ, сек</i>	<i>Відносна швид-кість реакції, v</i>	<i>Константа швидкості, k</i>	<i>Температурний коефіцієнт, γ</i>

<i>Дослід_2 (температура t_{кімн.}+ 20, °C)</i>			
<i>Час появи помутніння τ, сек</i>	<i>Відносна швид-кість реакції, v</i>	<i>Константа швидкості, k</i>	<i>Температурний коефіцієнт, γ</i>

<i>Дослід_3 (температура t_{кімн.}+ 40, °C)</i>			
<i>Час появи помутніння τ, сек</i>	<i>Відносна швид-кість реакції, v</i>	<i>Константа швидкості, k</i>	<i>Температурний коефіцієнт, γ</i>

(* – чи інша кімнатна температура)

Розрахуйте значення температурних коефіцієнтів за різних температурних інтервалів та його усереднене значення $\gamma_{\text{ср}}$. за формулами:

$$\gamma_1 = \sqrt{(t_2 - t_1)/10} \sqrt{v_{t_2}/v_{t_1}}$$

$$\gamma_2 = \sqrt{(t_3 - t_2)/10} \sqrt{v_{t_3}/v_{t_2}}$$

$$\gamma_3 = \sqrt{(t_3 - t_1)^{10} \cdot v_{t_3} / v_{t_1}}$$

$$\gamma_{\text{сеп.}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2 + \gamma_3}{3}$$

де $t_1 \approx 20$ °С чи інша кімнатна температура, $t_2 \approx 40$ °С, $t_3 \approx 60$ °С.

Скласти графік залежності швидкості реакції від температури для даного розчину: на вісь абсцис нанести температуру, а на вісь ординат – величину швидкості реакції.

Дослід 4. Вплив концентрації на рівновагу

Досліджується реакція: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KSCN}$. Першу пробірку з отриманим розчином зберегти для порівняння (еталон) результатів дослідів. У пробірку налити по 1 мл ферум(III) хлориду та 1 мл калій тіоціанату та розвести дистильованою водою до 2/3 об'єму пробірки.



В інші пробірки додати такі реактиви: у другу – 1-2 краплі насиченого розчину ферум (III) хлориду – вихідної речовини (інтенсивність забарвлення підсилюється), у третю – 1-2 краплі насиченого розчину калій роданіду хлориду – також вихідної речовини (інтенсивність забарвлення ще сильніше підсилюється), у четверту – насиченого розчину калій хлориду – продукту реакції (розчин світлішає). Порівняти інтенсивність забарвлення отриманих розчинів з інтенсивністю забарвлення еталону.

Записати спостереження. Написати вираз для константи рівноваги оборотної реакції. Які речовини у досліджуваному розчині перебувають у стані рівноваги? Яка речовина надає розчину червоного забарвлення? Як змінюються у кожному випадку концентрації: а) ферум(III) роданіду; б) калій хлориду; в) ферум(III) хлориду; г) калій роданіду у порівнянні з їх концентраціями при встановленні початкової рівноваги?

Зробіть висновок про вплив зміни концентрацій вихідних речовин та продуктів реакції на стан хімічної рівноваги.

Питання для самопідготовки:

1. Класифікація хімічних реакцій за різними ознаками.
2. Термодинамічна система. Параметри які характеризують стан системи.
3. Ентальпія системи. Перший закон термодинаміки.
4. Термохімія. Тепловий ефект реакції. Ендотермічні та екзотермічні реакції. I закон термохімії.
5. Термохімічні рівняння, закон Гесса (II закон термохімії). Стандартні теплоти утворення та теплові ефекти.
6. Ентропія – міра неупорядкованості системи. Другий закон термодинаміки.
7. Вільна енергія Гіббса. Можливість і напрямок перебігу хімічних реакцій.
8. Хімічна кінетика. Швидкість хімічної реакції та її графічне вираження.
9. Закон діючих мас. Константа швидкості та її фізичний зміст.
10. Порядок та молекулярність реакції.
11. Поняття про енергію активації, енергетичний бар'єр і перехідний активований комплекс.
12. Залежність швидкості хімічної реакції від концентрації, тиску та температури. Рівняння Арреніуса. Правило Вант-Гоффа.
13. Каталізатори, інгібітори. Ферменти.
14. Оборотні та необоротні процеси. Стан хімічної рівноваги. Константа рівноваги. Роль хімічної рівноваги у природі.
15. Принцип Ле-Шательє. Умови необоротності процесу.

Задачі для самостійного розв'язування:

1. При взаємодії 2,1 г заліза із сіркою виділилося 3,77 кДж тепла. Визначити теплоту утворення ферум(II) сульфід.
2. Визначити з рівняння стандартну ентальпію утворення PH_3 :
$$2 \text{PH}_3 (\text{г}) + 4 \text{O}_2 (\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5 (\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{р}).$$
3. Визначити $\Delta \text{H}^\circ_{298}$ утворення етилену, використовуючи дані:
$$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{р}), \Delta \text{H}^\circ = -1323 \text{ кДж},$$
$$\text{C}(\text{графіт}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}), \Delta \text{H}^\circ = -393,5 \text{ кДж},$$
$$\text{H}_2 (\text{г}) + 1/2\text{O}_2 (\text{г}) = \text{H}_2\text{O} (\text{г}), \Delta \text{H}^\circ = -241,8 \text{ кДж}.$$

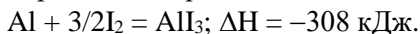
4. Обчислити значення ΔG°_{298} реакцій (кДж) і встановити, в якому напрямі вони можуть протікати самочинно в стандартних умовах:
- $\text{NiO (к)} + \text{Pb (к)} = \text{Ni (к)} + \text{PbO (к)}$;
 - $\text{Pb (к)} + \text{CuO (к)} = \text{PbO (к)} + \text{Cu (к)}$;
 - $8\text{Al (к)} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (к)} = 9\text{Fe(к)} + 4 \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (к)}$.
5. Не проводячи обрахунків, встановити, де можливо, знак ΔS наступних реакцій:
- $2\text{H}_2 \text{ (г)} + \text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (г)}$;
 - $\text{CH}_4 \text{ (г)} + 2\text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (г)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$;
 - $2\text{NH}_3 \text{ (г)} = \text{N}_2 \text{ (г)} + 3\text{H}_2 \text{ (г)}$;
 - $\text{AgNO}_3 \text{ (р)} + \text{NaCl (р)} = \text{AgCl (к)} + \text{NaNO}_3 \text{ (р)}$.
6. Використовуючи таблицю стандартних ентропій (див. додаток), розрахувати ΔS° (Дж) для реакцій:
- $\text{CO (г)} + \text{Cl}_2 \text{ (г)} = \text{COCl}_2 \text{ (г)}$;
 - $\text{CH}_4 \text{ (г)} + 2\text{O}_2 \text{ (г)} = 2\text{H}_2\text{O (р)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$;
 - $\text{CaCO}_3 \text{ (к)} = \text{CaO (к)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$.
7. В системі $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацію CO збільшили від 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацію хлору – від 0,02 до 0,06 моль/л. У скільки разів зросла швидкість прямої реакції?
8. Як зміниться швидкість реакції $2\text{NO(г)} + \text{O}_2\text{(г)} = 2\text{NO}_2\text{(г)}$, якщо:
- збільшити тиск у системі в 3 рази;
 - збільшити об'єм системи в 3 рази;
 - підвищити концентрацію NO в 3 рази?
9. У скільки разів збільшиться швидкість фіксації молекулярного азоту мікроорганізмами *Azotobacter*, що здійснюється в результаті дії фермента нітрогенази, при підвищенні температури від 22 до 30°C, якщо температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює $\gamma = 2$?
10. При 150°C деяка реакція закінчується за 16 хв. Приймаючи температурний коефіцієнт швидкості реакції за 2,5, розрахувати, через який час (хв) закінчиться ця реакція, якщо проводити її: а) при 200°C; б) при 80°C.
11. Чому дорівнює енергія активації реакції (кДж/моль), якщо при підвищенні температури від 290 до 300 К швидкість її збільшується в два рази?

12. За деякої температури склад рівноважної суміші в об'ємі 10 л був такий: CO – 11,2 г; Cl₂ – 14,2 г; COCl₂ – 19,8 г. Визначити константу рівноваги реакції $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ за даних умов.
13. Константа рівноваги реакції $\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при деякій температурі – 0,5. Знайти рівноважні концентрації CO і CO₂, якщо початкові концентрації цих речовин становили: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л, $[\text{CO}_2]_0 = 0,01$ моль/л.
14. При деякій температурі рівновага в системі $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ встановилася за таких концентрацій: $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л; $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,012$ моль/л. Знайти константу рівноваги реакції і початкову концентрацію NO₂.
15. В якому напрямку зміститься рівновага в таких системах при: а) підвищенні температури; б) зменшенні тиску; в) одночасне зниження тиску і температури? Пояснити чому? $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, $\Delta H = 117,2$ кДж; (а – вправо, б – вліво, в – вліво); $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, $\Delta H = 57,4$ кДж; (а – вправо, б – вліво, в – вліво); $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$, $\Delta H = 180,9$ кДж; (а – вправо, б – не зміститься, в – вліво); $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, $\Delta H = -569,4$ кДж. (а – вліво, б – вправо, в – вправо).

Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. При реакції алюмінію з йодом виділилося 77 кДж тепла. Які кількості речовин прореагували? Теплота утворення AlI₃ рівна –308 кДж/моль. Залежністю теплового ефекту реакції від температури знехтувати.

Розв'язок. Запишемо термохімічне рівняння:



Маси 1 моля атомів алюмінію та йоду становлять:

$$A(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; A(\text{I}) = 127 \text{ г/моль.}$$

Складемо пропорції та розв'яжемо їх:

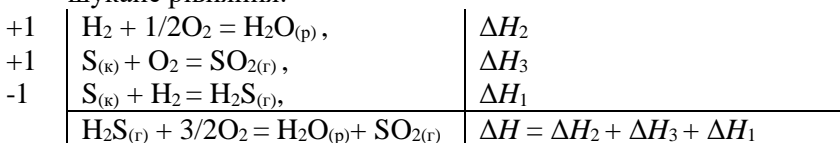
$$\begin{array}{ll} 27 \text{ г Al (} 3/2 \cdot 127 \text{ г I}_2) & \text{– реагують з виділенням } 308 \text{ кДж тепла,} \\ x \text{ г Al (} y \text{ г I}_2) & \text{– реагують з виділенням } 77 \text{ кДж тепла.} \end{array}$$

Отже прореагувало: $x = 6,75$ г алюмінію, $y = 95,25$ г йоду.

Приклад 2. Розрахувати тепловий ефект реакції горіння сірководню $\text{H}_2\text{S}_{(r)} + 3/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(p)} + \text{SO}_{2(r)}$ за наступними даними:

- 1) $\text{S}_{(к)} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{S}_{(r)}$, $\Delta H_1 = -20,17$ кДж,
- 2) $\text{H}_2 + 1/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_{(p)}$, $\Delta H_2 = -286,0$ кДж,
- 3) $\text{S}_{(к)} + \text{O}_2 = \text{SO}_{2(r)}$, $\Delta H_3 = -297,0$ кДж.

Розв'язок. Рівняння 1-3 є термохімічним рівнянням утворення відповідно 1 моля $\text{H}_2\text{S}_{(r)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(p)}$ і $\text{SO}_{2(r)}$ з простих речовин в стандартних умовах: $T = 298$ К і $P = 101,325$ кПа, а теплові ефекти – стандартні ентальпії утворення вказаних речовин ΔH^0_{298} . (Іноді позначення стандартної температури опускається; наприклад, $\Delta H^0(\text{H}_2\text{S}_{(r)})$ позначає стандартну ентальпію утворення 1 моля $\text{H}_2\text{S}_{(r)}$.) Значення ΔH^0_{298} різних сполук приведені в додатках. ΔH^0_{298} утворення простих речовин в найбільш термодинамічно стійкому стані приймають рівним нулю. Якщо додати термохімічні рівняння 2, 3 і 1, домноживши попередньо його на -1 , отримаємо шукане рівняння:



Підставивши чисельні значення ентальпій утворення $\text{H}_2\text{O}_{(p)}$, $\text{SO}_{2(r)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(r)}$ (з протилежним знаком), отримаємо значення теплового ефекту реакції:

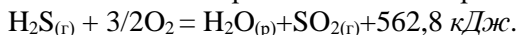
$$\Delta H = -286 + (-297) + 20,17 = -562,8 \text{ кДж.}$$

Отримане рівняння для розрахунку теплового ефекту реакції горіння сірководню є виразом одного із наслідків закону Гесса:

$$\Delta H = \sum \Delta H_{(прод.)} - \sum \Delta H_{(вих.)},$$

де $\sum \Delta H_{(прод.)}$ і $\sum \Delta H_{(вих.)}$ – суми стандартних ентальпій утворення продуктів реакції і вихідних речовин. Від'ємне значення ентальпії реакції горіння сірководню означає, що дана реакція екзотермічна: $\sum \Delta H_{(прод.)} > \sum \Delta H_{(вих.)}$ (в даному випадку більше

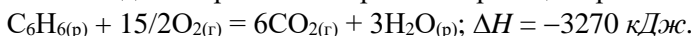
на 562,8 кДж). Тобто: $\sum \Delta H_{(\text{прод.})} = \sum \Delta H_{(\text{вих.})} + 562,8 \text{ кДж}$. Отже, енергія виділяється в навколишнє середовище. Тепловий ефект можна включити в рівняння хімічної реакції:



Цей запис представляє собою термохімічне рівняння екзотермічної реакції.

Приклад 3. Стандартна теплота згоряння бензолу до рідкої води рівна -3270 кДж/моль. Вирахувати теплоту утворення бензолу в стандартних умовах, використовуючи стандартні теплоти утворення води та вуглекислого газу ($\Delta H^0_{298}(\text{CO}_{2(\text{r})}) = -393,5$ кДж/моль, $\Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}) = -285,8$ кДж/моль).

Розв'язок. Складемо термохімічне рівняння реакції горіння бензолу:



Згідно з наслідком із II закону термохімії (закону Гесса) тепловий ефект реакції рівний різниці алгебраїчних сум теплот утворення продуктів та алгебраїчних сум теплот утворення реагентів. При цьому кожне значення теплоти утворення множиться на число молів відповідної речовини, яке рівне стехіометричному коефіцієнту в рівнянні реакції. Виходячи з цього можна записати:

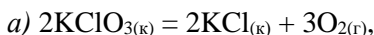
$$-3270 = [6 \cdot \Delta H^0_{298}(\text{CO}_{2(\text{r})}) + 3 \cdot \Delta H^0_{298}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})})] - [\Delta H^0_{298}(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{p})})],$$

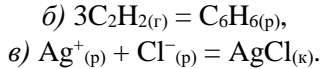
звідки:

$$-3270 = [6 \cdot (-393,5 \text{ кДж}) + 3 \cdot (-285,8 \text{ кДж})] - x; \quad x = 51,6 \text{ кДж}.$$

Зауважимо, що доданку, який відповідає $15/2\text{O}_{2(\text{r})}$, немає, так як $\Delta H^0_{298}(\text{O}_{2(\text{r})}) = 0$. Отже, теплота утворення бензолу в стандартних умовах ($\Delta H^0_{298}(\text{C}_6\text{H}_{6(\text{p})})$) рівна 51,6 кДж/моль.

Приклад 4. Передбачити знак зміни ентропії (ΔS^0_{298}) в кожній з наведених реакцій, перевіривши правильність висновків розрахунком (ΔS^0_{298}) відповідних реакцій, використовуючи додаток:





Розв'язок. I спосіб: а) $\Delta S^0_{298} > 0$, так як при збільшенні кількості молів речовини, зростає міра неупорядкованості системи (ентропія). Крім того, змінюється агрегатний стан речовин з твердого на газоподібний, що також приводить до збільшення ентропії. Нагадаємо, що з трьох агрегатних станів речовини, кристалічний володіє найменшою ентропією (найбільш впорядкований), а газоподібний – найбільшою ентропією (найменш впорядкований). Значення ентропій неоднакові для різних поліморфних модифікацій речовини; б) $\Delta S^0_{298} < 0$, так як в результаті реакції зменшується кількість молів речовини, і, крім того, змінюється агрегатний стан речовини, переходячи до більш впорядкованого; в) $\Delta S^0_{298} < 0$. Іони Ag^+ та Cl^- , які знаходяться в розчині, переходять в осад, т.б. в системі росте впорядкованість.

II спосіб: Випишемо з таблиці в додатках значення ΔS^0_{298} відповідних речовин і підпишемо їх під формулами в рівняннях а-в, розрахуємо зміну ентропії, знаючи, що згідно закону Гесса $\Delta S = \sum S^0_{298}(\text{прод.}) - \sum S^0_{298}(\text{вих.})$.

$$\begin{aligned} \text{а)} \quad & 2\text{KClO}_3(\text{к}) = 2\text{KCl}(\text{к}) + 3\text{O}_2(\text{r}); \\ & 2 \cdot 143,0 \qquad 2 \cdot 82,6 \qquad 3 \cdot 205,0 \\ \Delta S = & 2 \cdot 82,6 + 3 \cdot 205,0 - 2 \cdot 143,0 = 493 \text{ Дж/К}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{б)} \quad & 3\text{C}_2\text{H}_2(\text{r}) = \text{C}_6\text{H}_6(\text{p}); \\ & 3 \cdot 200,8 \qquad 172,8 \\ \Delta S = & 172,8 - 3 \cdot 200,8 = -429,6 \text{ Дж/К}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{в)} \quad & \text{Ag}^+(\text{p}) + \text{Cl}^-(\text{p}) = \text{AgCl}(\text{к}); \\ & 72,8 \qquad 56,6 \qquad 96,11 \\ \Delta S = & 96,11 - (56,6 + 72,8) = -33,29 \text{ Дж/К}. \end{aligned}$$

Тобто розрахунки підтвердили висновки, зроблені раніше.

Приклад 5. Які з реакцій, наведених у прикладі 4, протікають самовільно при стандартних умовах.

Розв'язок. Для цього потрібно обрахувати зміну енергії Гіббса (ΔG^0_{298}) запропонованих реакцій. Так як ΔG функція стану системи, то розрахунки проводимо за формулою: $\Delta G^0_{298} = \Sigma G^0_{298}(\text{прод.}) - \Sigma G^0_{298}(\text{вих.})$.

$$\begin{aligned} & \text{a) } 2\text{KClO}_{3(\text{к})} = 2\text{KCl}_{(\text{к})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}; \\ & \quad 2 \cdot 289,9 \quad 2 \cdot 408,0 \quad 0 \\ \Delta G^0_{298} &= 2 \cdot (-408,0) - 2 \cdot (-289,9) = -236,2 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Так як ΔG^0_{298} для даної реакції менше нуля, отже процес може протікати самовільно в стандартних умовах.

$$\begin{aligned} & \text{б) } 3\text{C}_2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{C}_6\text{H}_{6(\text{р})}; \\ & \quad 3 \cdot 209,2 \quad 124,5 \\ \Delta G^0_{298} &= 124,5 - 3 \cdot (209,2) = -503,1 \text{ кДж}; \end{aligned}$$

Реакція може протікати самовільно в стандартних умовах.

$$\begin{aligned} & \text{в) } \text{Ag}^+_{(\text{р})} + \text{Cl}^-_{(\text{р})} = \text{AgCl}_{(\text{к})}; \\ & \quad 77,12 \quad -131,4 \quad -155,4 \\ \Delta G^0_{298} &= -155,4 - (77,12 + (-131,4)) = -101,12 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Реакція може протікати самовільно в стандартних умовах.

Приклад 6. Як зміниться швидкість прямої реакції $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, якщо: а) збільшити концентрацію кисню втриє, б) об'єм системи зменшити вдвоє, в) об'єм системи збільшити втриє, г) тиск в системі збільшити вдвоє.

Розв'язок. Запишемо кінетичне рівняння для прямої реакції: $v = k \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$. У випадку а) кінетичне рівняння матиме вигляд $v_1 = k \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot 3 \cdot [\text{O}_2]$. Отже швидкість реакції збільшиться в 3 рази. У випадку б) рівняння зміниться $v_2 = k \cdot 2^2 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot 2 \cdot [\text{O}_2] = 2^3 \cdot v = 8 \cdot v$. (так як зменшення об'єму системи приводить до зростання концентрації усіх речовин, що містяться в ній). Отже швидкість реакції збільшиться у 8 разів. Для випадку в) рівняння матиме вигляд $v_3 = k \cdot (1/3)^2 \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot 1/3 \cdot [\text{O}_2] = (1/3)^3 \cdot v = (1/27) \cdot v$. Швидкість

реакції зменшиться у 27 разів. У випадку *з*) швидкість реакції зміниться як і у випадку *б*), тому що підвищення тиску приводить до зменшення об'єму системи, отже до зростання концентрації речовин в системі.

Приклад 7. При підвищенні температури на 40°C швидкість реакції збільшилась в 16 разів. Знайти: *а*) температурний коефіцієнт швидкості реакції; *б*) у скільки разів зменшиться швидкість реакції при пониженні температури на 25°C.

Розв'язок. *а*) З рівняння $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{(T_2-T_1)/10}$ отримуємо, що збільшення швидкості реакції при збільшенні температури рівне $\gamma^{(T_2-T_1)/10}$. Отже можемо записати: $16 = \gamma^{40/10}$, а температурний коефіцієнт $\gamma = \sqrt[4]{16} = 2$. *б*) При пониженні температури на 25°C швидкість реакції зменшиться в $2^{25/10} = 2^{2,5}$ разів. Прологарифмуємо вираз, отримаємо $a = 2^{2,5}$; $\lg a = \lg 2^{2,5} = 2,5 \lg 2 = 2,5 \cdot 0,4 = 1$; $\lg a = 1 \rightarrow a = 10$. Отже, швидкість реакції зменшиться в 10 разів.

Приклад 8. При деякій температурі константа рівноваги реакції $\text{H}_2(\text{r}) + \text{Br}_2(\text{r}) \leftrightarrow 2\text{HBr}(\text{r})$ рівна 1. Визначити склад рівноважної суміші, якщо для реакції були взяті 1 моль H_2 і 2 моль Br_2 .

Розв'язок. Припустимо, що об'єм реагуючої суміші 1 л. Тоді для концентрацій та кількостей молів речовин будемо використовувати однакові числові значення. Запишемо вираз константи рівноваги: $K = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Br}_2]} = 1$, де $[\text{HBr}]$, $[\text{H}_2]$, $[\text{Br}_2]$ – рівноважні концентрації відповідних речовин. Щоб їх знайти, міркуємо наступним чином.

З рівняння реакції видно, що 1 моль H_2 реагує з 1 моль Br_2 , при цьому отримується 2 моль HBr . Якщо до досягнення рівноваги прореагує x моль H_2 , то Br_2 прореагує теж x моль, а утвориться $2x$ моль HBr . Рівноважні концентрації речовин в суміші складуть: $[\text{H}_2] = (C_0 - C_{\text{пр}}) = (1 - x)$ моль/л, $[\text{Br}_2] = (2 - x)$ моль/л, $[\text{HBr}] = 2x$ моль/л.

Підставляємо ці значення у вираз константи рівноваги: $K = \frac{(2x)^2}{(1-x) \cdot (2-x)} = 1$, звідки отримуємо $x = 0,45$ моль/л (після розв'язку квадратного рівняння беремо лише додатній корінь, так як від'ємне значення x не має фізичного змісту).

Отже, по досягненню рівноваги кількості реагуючих речовин в суміші складуть: $\nu(H_2) = (1 - 0,45) = 0,55$ моль; $\nu(Br_2) = (2 - 0,45) = 1,55$ моль; $\nu(HBr) = (2 \cdot 0,45) = 0,90$ моль.

Лабораторна робота № 5 Приготування розчину певної концентрації

Мета роботи. Ознайомитися з методикою виготовлення розчинів різної концентрації та навчитися розраховувати масу розчиненої речовини та розчинника для приготування розчину з певною масовою часткою, молярною концентрацією чи молярною концентрацією еквівалента розчиненої речовини та перераховувати процентну концентрацію розчину в інші способи вираження концентрацій.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Визначення густини розчинів

Густина розчину – це фізична величина, яку визначають як відношення маси розчину до одиниці його об'єму: $\rho_{(p-ny)} = m_{(p-ny)} / V_{(p-ny)}$. Густину розчину виражають у г/мл.

Для наближеного, але швидкого визначення густини рідин або розчинів служить ареометр (рис. 1 – порожнистий скляний поплавок з тягарцем-грузилом (зазвичай дріб) в нижній частині та з вузьким відростком-трубкою у верхній частині, на якій є шкала з поділками, які зазначають густину.



Ареометр занурюється в різних рідинах на різну глибину. При цьому він витісняє об'єми цих рідин однієї і тієї ж маси, що рівні масі ареометра, а відповідно, обернено пропорційні їх густині.

Дослід 2. Приготування розчинів певної концентрації

Розчини певної концентрації можна приготувати наступними методами:

- з фіксаналів;
- розчиненням відомої наважки твердої речовини в певній масі або об'ємі розчинника або розчину;

- розведенням концентрованих розчинів.

Налити у високий вузький циліндр 250–300 мл розчин досліджуваної речовини заздалегідь нагрітий до температури, що зазначена в таблиці густин і опустити ареометр так, щоб він не торкався стінок посудини. Та поділка шкали, до якої ареометр занурюється в рідину, показує густину цієї рідини. В залежності від заданої точності використовують або один ареометр з великими інтервалами на шкалі, або набір декількох ареометрів з дрібними поділками.

Ареометри, що застосовують для визначення густини рідин, які важчі за воду, мають нуль у верхній частині шкали, а для рідин, що легші за воду – внизу шкали.

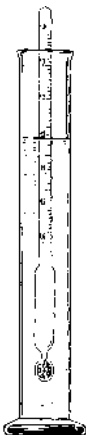


Рис. 1. Ареометр

Густина розчинів змінюється залежно від концентрації. Тому за густиною можна визначити концентрацію розчиненої речовини. Для цього використовують довідкові таблиці (див. додаток), в яких кожній густині відповідає певна концентрація. Якщо величини, яка точно відповідає зробленому розрахунку на шкалі ареометра, немає у таблиці, а наведені величини близькі до неї (трохи більша або трохи менша), то концентрацію знаходять методом інтерполяції, приймаючи наближено, що у певному невеликому інтервалі густина прямо пропорційна концентрації.

Густина змінюється залежно від температури, тому густину розчину визначають при тій температурі, яка вказана в довідковій таблиці.

Для приготування розчинів із заданою молярною або нормальною концентрацією використовують мірні колби – плоскодонні круглі колби з вузьким горлом і прищліфованим корком. Мірні колби є різної місткості: на 25, 50, 100, 200, 250, 500, 1000 і більше мілілітрів. Місткість посудини, так як і температура, якій вона відповідає, вказані на самій колбі.

1. Приготування розчину із фіксаналу

Для приготування розчину із фіксаналу необхідно вміст ампули кількісно перенести в мірну колбу та розвести дистильованою водою до мітки. Перенесення вмісту фіксаналу в колбу: ампулу вимити й промити дистильованою водою. У мірну колбу потрібного об'єму (1,0; 0,5; 0,25 л) вставляють лійку діаметром 9-10 см, в якій розміщують бойок з розширенням.



Цим бойком пробивають фіксанал з одного боку, тримаючи фіксанал вертикально. Іншим бойком пробивають фіксанал з другого боку й дають змогу вмісту його перейти крізь лійку в колбу. Не змінюючи положення ампули, її обережно, але ретельно промивають дистильованою водою. Об'єм води повинен не менше, ніж у шість разів перевищувати об'єм фіксаналу. Після розчинення вмісту ампули об'єм рідини в колбі доводять дистильованою водою до мітки. Готовий розчин ретельно перемішують.

2. Приготування розчинів заданої концентрації по розрахованій наважці

Кожний студент одержує в викладача картку з індивідуальним завданням: приготувати розчин препарату певної концентрації. Спочатку виконує необхідні розрахунки, а потім, з дозволу викладача, готує розчин.

Приготування розчину масової концентрації. Розраховану наважку речовини зважити на технохімічних терезах (на годинниковому склі). Відміряти необхідний об'єм, тобто масу, води мірним циліндром. Перенести речовину в будь-який немірний посуд і обмити туди ж годинникове скло водою з мірного циліндра та перелити залишки води. Розмішати розчин скляною паличкою та знову перелити у мірний циліндр.

Приготування розчинів молярної концентрації та молярної концентрації еквівалента. Розраховану наважку зважити на аналітичних терезах (рідкі речовини відбирають піпеткою) та кількісно перенести її через суху скляну лійку, поміщену в шийку колби, обережно висипати або вилити в мірну колбу потрібного

об'єму, старанно змивши в колбу її залишки із стінок склянки і лійки (у колбу перед цим внести невеликий об'єм дистильованої води). Якщо не вся сіль розчиниться у промивній воді, долити в колбу ще трохи води до повного розчинення солі. Після цього долити дистильовану воду до мітки, закрити колбу корком і готовий розчин перемішати багаторазово перевертаючи її догори дном.

*Під час приготування розчинів мінеральних кислот слід доливати відміряну циліндром **кислоту у воду тоненькою струминкою при безперервному помішуванні скляною паличкою і ні в якому разі не навпаки.** Густина концентрованих кислот більша за густину води. Тому при вливанні кислоти в воду вона проходить крізь весь шар води, що спричиняє рівномірний розігрів усього об'єму розчину.*

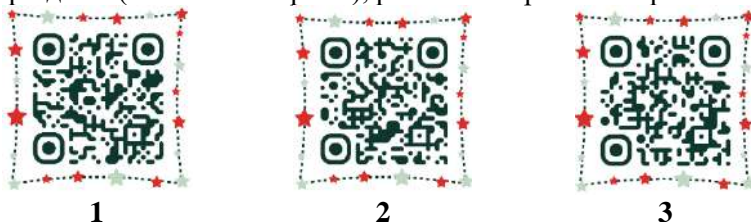


Якщо ж воду доливати до концентрованої сульфатної кислоти, то сильне місцеве нагрівання практично обмежується верхніми шарами розчину: вода перетворюється в пару, яка, енергійно виділяючись з розчину, викликає його сильне розбризкування, що може призвести до нещасних випадків.

3. Приготування розчину заданої молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента з більш концентрованого розчину.

Отримавши у лаборанта розчин певної молярної концентрації або молярної концентрації еквівалента і значення густини, розрахувати його об'єм, необхідний для приготування розчину заданої концентрації. Налити в заздалегідь підготовлену мірну колбу потрібного об'єму близько половини об'єму води і влити в неї (у випадку кислоти тонким струменем) через лійку розчин кислоти, відміряний градуйованою піпеткою або мірним циліндром. Залишки кислоти з лійки ретельно змити в колбу за допомогою промивалки. Вміст колби ретельно перемішати круговими рухами до повного змішування рідин. Охолодити отриманий розчин до кімнатної температури. Довести об'єм розчину в колбі дистильованою водою

до мітки. Колбу закрити корком і, багаторазово перевертаючи її догори дном (не менше 15 разів), ретельно перемішати розчин.



В приготовані розчини занурюють ареометр і вимірюють густину: вона має відповідати необхідній концентрації.

- 4. Оформлення протоколу лабораторної роботи.** Зробити в зошиті необхідні розрахунки та описати порядок приготування розчину згідно з індивідуальним завданням.

Питання для підготовки:

1. Дисперсні системи, їх класифікація.
2. Загальна характеристика розчинів. Розчинення як фізико-хімічний процес. Теплові явища під час розчинення.
3. Способи вираження концентрації розчинів.
4. Взаємозв'язок різних способів вираження концентрації.
5. Розчинність твердих речовин, рідин та газів у рідинах (закон Генрі–Дальтона).
6. Явище осмосу, осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Задачі для самостійного розв'язування:

1. Розрахувати масову частку (y %) розчину натрій гідроксиду, одержаному розчиненням 40 г NaOH у 600 мл H_2O .
2. 1 мл 25 %-го (за масою) розчину містить 0,458 г розчиненої речовини. Яка густина цього розчину? Відповідь подати з точністю до тисячних.
3. Розрахувати молярність і мольну частку (%) розчиненої речовини в 67%-ному розчині сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ ($\rho = 1,022$ г/мл).
4. Визначити масову частку NaCl (y %) в розчині, отриманого змішуванням 300 г 25 %-го та 400 г 40 %-го (за масою) розчинів цієї речовини. Відповідь подати з точністю до десятих.

5. Знайти масу NaNO_3 (в г), необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину. Відповідь подати з точністю до десятих.
6. Скільки мілілітрів 96 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 н розчину? Відповідь подати з точністю до десятих.
7. Розрахувати молярність 20 %-го (за масою) розчину H_2SO_4 . Відповідь подати з точністю до десятих.
8. До 100 мл 96%-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) прилили 400 мл води. Визначити нормальність розчину.

Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. Скільки грамів борної кислоти та води потрібно для приготування 250 г з масовою часткою борної кислоти 3 %?

Розв'язок. Такого типу задачі необхідно розв'язувати за виразом для масової частки:

$$\omega = \frac{m(\text{р. р.})}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

Звідки, знаючи масу і концентрацію розчину, який потрібно приготувати, знаходимо масу борної кислоти:

$$\omega = \frac{m(\text{H}_3\text{BO}_3) \cdot 100}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100\%$$

$$m(\text{H}_3\text{BO}_3) = \frac{\omega \cdot m(\text{р} - \text{ну})}{100} = \frac{3 \cdot 250}{100} = 7,5 \text{ (г)}$$

Води необхідно взяти: $250 - 7,5 = 242,5$ (г).

Приклад 2. Який об'єм 37 % розчину хлоридної кислоти ($\rho = 1,19$ г/мл) потрібно для приготування 1,5 л 0,2 М розчину?

Розв'язок. При розв'язуванні задач, в яких з концентрованого розчину потрібно отримати менш концентрований розчин і в яких вказана кількість вихідного або кінцевого розчину, потрібно пам'ятати що в обох цих розчинах буда одна і таж

кількість розчиненої речовини. Тобто за відомою кількістю одного розчину потрібно спочатку визначити кількість розчиненої речовини, а потім кількість іншого розчину.

В цій задачі, знаючи кількість і концентрацію розчину, який потрібно приготувати, знаходимо масу хлоридної кислоти:

$$C_M = \frac{m(HCl)}{M(HCl) \cdot V(p - ну)}$$

$$m(HCl) = C_M \cdot M(HCl) \cdot V(p - ну)$$

$$m(HCl) = 0,2 \cdot 36,5 \cdot 1,5 = 10,95 \text{ (г)}$$

Знаходимо масу 37 % розчину хлоридної кислоти за масовою часткою:

$$\omega = \frac{m(HCl)}{m(p - ну)} \cdot 100 \%$$

$$m(p - ну) = \frac{m(HCl) \cdot 100}{\omega} = \frac{10,95 \cdot 100}{37} = 29,59 \text{ (г)}$$

Для спрощення масову частку можна відразу підставляти у безвідсотковому вигляді для скорочення рахунків, що буде використовуватись в наступних прикладах:

$$m(p - ну) = \frac{10,95}{0,37} = 29,59 \text{ (г)}$$

Останнім кроком є знаходження об'єму розчину:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{29,59}{1,19} = 24,87 \text{ (мл)}$$

Приклад 3. Яку масу мідного купоросу та 20 % розчину купрум(II) сульфату потрібно взяти для приготування 500 г 25 % розчину натрій карбонату?

Розв'язок. Такого типу задачі можна розв'язувати двома способами а) за виразом для масової частки, б) за правилом хреста (павука), який є більш схематичним.

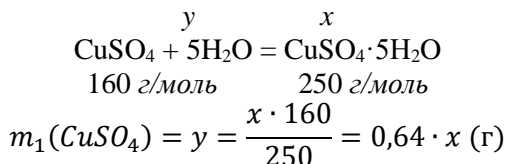
а) Запишемо вираз для масової частки розчину, який потрібно приготувати з мідного купоросу та 20 % розчину. При цьому слід врахувати, що певна маса купрум(II) сульфату міститься в кристалогідраті, а інша частина купрум(II) сульфату є в 20% розчині:

$$\omega = \frac{m(\text{р. р.})}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100 \%$$

$$\omega = \frac{m_1(\text{CuSO}_4)_{\text{кр}} + m_2(\text{CuSO}_4)_{20\% \text{ р-н}}}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100 \%$$

Приймаємо що маса мідного купоросу дорівнює x г, тоді маса 20 %-го розчину дорівнюватиме $500 - x$. Маючи ці маси можна отримати вирази для мас розчиненої речовини, які потрібно підставити у вихідне рівняння.

Масу купрум(II) сульфату в мідному купоросі можна отримати з рівняння утворення мідного купоросу:



Масу купрум(II) сульфату в 20 %-ному розчині можна отримати з виразу для масової частки:

$$\omega = \frac{m_2(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р} - \text{ну})}$$

$$m_2(\text{CuSO}_4) = \omega \cdot m(\text{р} - \text{ну}) = 0,2 \cdot (500 - x) \text{ (г)}$$

Тепер отримані вирази для мас купрум(II) сульфату з кристалогідрату та 20 %-го розчину підставляємо у вихідне рівняння:

$$\omega = \frac{m_1(\text{CuSO}_4) + m_2(\text{CuSO}_4)}{m(\text{р} - \text{ну})} \cdot 100$$

$$\omega = \frac{0,64 \cdot x + 0,2 \cdot (500 - x)}{500} \cdot 100 = 25$$

Розв'язуємо отримане рівняння:

$$0,64 \cdot x + 100 - 0,2 \cdot x = 125;$$

$$0,44 \cdot x = 25;$$

$$x (m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})) = 56,82 \text{ (г)},$$

$$\begin{aligned} m(20\% \text{ р-ну}) &= m(25\% \text{ р-ну}) - m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 500 - 56,82 = 443,18 \text{ (г)}. \end{aligned}$$

б) Правило хреста (павука) застосовується для розв'язування задач, в яких вказані масові частки двох вихідних розчинів і розчину, який потрібно приготувати. Хоч в умові задачі не говориться про два вихідних розчини, але слід розуміти що будь-який кристалогідрат можна розглянути як розчин, де роль розчинника виконує кристалізаційна вода. Масову частку розчиненої речовини в такому розчині завжди можна визначити за молярними масами солі та кристалогідрата:

$$\omega = \frac{m_2(\text{CuSO}_4)}{m(\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{160}{250} \cdot 100\% = 64\%$$

Отже, таким чином ми маємо вихідні розчини з масовою часткою натрій карбонату 20 % та 64 % і з них потрібно приготувати розчин з масовою часткою 25 %.

В інших задачах, де також прямо не говориться про масові частки розчинів, можна подати воду (розчинник) як один з розчинів, масова частка розчиненої речовини в якому б дорівнювала 0 %, а чисту безводну розчинювану речовину як один з розчинів, масова частка розчиненої речовини в якому б дорівнювала 100 %.

Схема правила хреста складається з трьох частин:

- масові частки вихідних розчинів і розчину, який готується;
- масові співвідношення вихідних розчинів, які отримуються шляхом віднімання навхрест від більшого значення масової частки менше;
- маси розчинів з умови задачі.

Підставляємо в правило хреста значення з нашої задачі:

Масові частки	Масове співвідношення	Маси розчинів
	Розчинів	

$$\begin{array}{ccc}
 20 & & 39 \\
 & \ddots & / \\
 & 25 & \\
 & / & \ddots \\
 64 & & 5
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{ccc} 20 & & 39 \\ & \ddots & / \\ & 25 & \\ & / & \ddots \\ 64 & & 5 \end{array}} \right\} 44 \text{ г}
 \qquad
 \left. \vphantom{\begin{array}{ccc} x \\ y \end{array}} \right\} 500 \text{ г}$$

Маючи масове співвідношення розчинів за пропорцією можна легко знайти маси 20 %-го та 64 %-го (мідного купоросу) розчинів:

$$x(m(20\% \text{ - го розчину})) = \frac{39 \cdot 500}{44} = 443,18 \text{ (г)}$$

$$x(m(\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})) = \frac{5 \cdot 500}{44} = 56,82 \text{ (г)}$$

Приклад 4. Розрахувати молярність, нормальність, моляльність та мольну частку для 40%-го (за масою) розчину сульфатної кислоти ($\rho = 1,31 \text{ г/мл}$).

Розв'язок. Вирішуючи хімічні задачі часто потрібно переводити одні концентрації і інші. Особливістю цих задач є те, що в немає даних ані про кількість розчину, ані про кількість розчиненої речовини, тому кількість розчину можна брати таку, як зручно для конкретної задачі. Коли задано масову частку, то найкраще прийняти кількість розчину рівну 100 г, тоді маса сульфатної кислоти в цьому розчині дорівнюватиме 40 г, а маса розчинника (води) – 60 г (100 – 40). Маючи кількості розчиненої речовини, розчинника та розчину можна визначити інші види концентрацій:

$$C_M = \frac{\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\rho - \text{ну})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\rho - \text{ну})}$$

$$C_M = \frac{m(H_2SO_4) \cdot \rho}{M(H_2SO_4) \cdot m(p - \text{ну})}$$

$$C_E = \frac{v_{\text{екв.}}(H_2SO_4)}{V(p - \text{ну})} = \frac{m(H_2SO_4)}{E(H_2SO_4) \cdot V(p - \text{ну})}$$

$$C_E = \frac{m(H_2SO_4) \cdot \rho}{f_{\text{екв.}} \cdot M(H_2SO_4) \cdot m(p - \text{ну})} = \frac{C_M}{f_{\text{екв.}}}$$

$$C_m = \frac{v(H_2SO_4)}{m(H_2O)} = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4) \cdot m(H_2O)}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{v(H_2SO_4)}{v(H_2SO_4) + v(H_2O)}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{\frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)}}{\frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} + \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}}$$

Тепер залишилось лише підставити відповідні значення величин у виведені формули, пам'ятаючи що при розрахунку молярності об'єм розчину береться в літрах (а отже маса розчину, яка ділиться на густину повинна бути в кілограмах), а при розрахунку молярності маса розчинника (води) береться в кілограмах:

$$C_M = \frac{40 \cdot 1,31}{98 \cdot 0,1} = 5,35 \text{ (моль/л)}$$

$$C_E = \frac{5,35}{1/2} = 10,7 \text{ (моль/л)}$$

$$C_E = \frac{5,35}{1/2} = 10,7 \text{ (моль/л)}$$

$$C_m = \frac{40}{98 \cdot 0,06} = 6,8 \text{ (моль/кг)}$$

$$\chi(H_2SO_4) = \frac{\frac{40}{98}}{\frac{40}{98} + \frac{90}{18}} = \frac{0,41}{0,41 + 3,33} = 0,11$$

Можна було не виводити готові формули для розрахунку концентрацій, а окремо порахувати об'єм розчину та кількості моль речовин щоб їх безпосередньо підставляти у вирази для концентрацій.

Приклад 5. При температурі 60°C розчинність натрій карбонату становить 31,6 г, а при 0°C – 6,75 г на 100 г розчинника. Скільки кристалічної соди виділиться при охолодженні 500 г насиченого розчину від 60 до 0°C?

Розв'язок. Як правило, в такого типу задачах на коефіцієнти розчинності, зокрема і в цій, потрібно знаходити масу осаду, який викристалізується при охолодженні розчинів.

Спочатку за різницею коефіцієнтів розчинності при різних температурах знаходимо масу осаду, який виділиться з маси розчину, який відповідає коефіцієнту розчинності (кількості грам розчиненої речовини в 100 г розчинника) при 60°C:

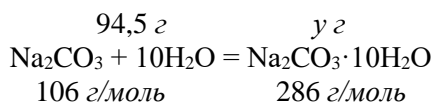
$$m(\text{осаду } Na_2CO_3) = s(60^\circ C) - s(0^\circ C) = 31,6 - 6,75 = 24,85(\text{г}).$$

Отже з 131,6 г розчину (31,6 + 100) при охолодженні від 60 до 0°C випадає в осад 24,85 г натрій карбонату. Масу солі, яка випде при охолодженні 500 г розчину легко знайти за пропорцією:

з 131,5 г р-ну – 24,85 г осаду Na_2CO_3 ,
з 500 г р-ну – x г осаду Na_2CO_3 ,

$$x = \frac{500 \cdot 24,85}{131,5} = 94,5 \text{ (г)}$$

Останнім кроком є перерахунок маси безводного натрій карбонату на кристалогідрат (кристалічну соду):



$$y(m_2(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})) = \frac{94,5 \cdot 256}{106} = 254,7 \text{ (г)}$$

Лабораторна робота № 6
Електролітична дисоціація. Зміщення іонної рівноваги

Мета роботи. Ознайомлення з властивостями електролітів, процесами дисоціації, визначення рН розчинів за допомогою індикаторів, вивчення реакцій гідролізу солей різних типів.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Визначення реакції середовища розчину

Приготувати дев'ять чистих пробірок. Розмістити їх у штативі трьома серіями – по три пробірки у кожній серії. Налити в кожен пробірку по 1 мл дистильованої води. Додати у три пробірки першої серії по 1–2 краплини розчину лакмусу, в пробірки другої серії – таку саму кількість розчину метилоранжу, а в пробірки третьої серії – фенолфталеїну.



Після цього в три пробірки (по одній з кожної серії) додати по 1 мл будь-якої розведеної кислоти, а в три інших пробірки (також по одній з кожної серії) – таку саму кількість будь-якого розведеного лугу. Останні три пробірки залишити для порівняння. Записати у таблицю колір індикаторів у різних середовищах:

	<i>Колір індикатора</i>		
	<i>Лакмус</i>	<i>Метилоранж</i>	<i>Фенолфталеїн</i>
<i>Кисле</i>			
<i>Нейтральне</i>			
<i>Лужне</i>			

Дослід 2. Зміщення рівноваги процесу дисоціації слабких електролітів

У дві пробірки внести розчин ацетатної кислоти. В кожен пробірку додати краплю метилового оранжевого. Під впливом яких іонів метиловий оранжевий набуває рожевого забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу внести 3-4 мікрошпателі натрій ацетату і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках. Пояснити спостереження.

У дві пробірки внести розчин амоніаку. В кожену пробірку додати одну краплю фенолфталеїну. Під впливом яких іонів виникає рожеве забарвлення? Одну пробірку залишити в якості контрольної, а в другу додати 3-4 мікрошпателі амоній хлориду і перемішати розчин. Порівняти забарвлення розчинів в обох пробірках.



Дослід 3. Іонні реакції в розчинах електrolітів

Провести якісну реакцію на хлорид іони, подівавши хлоридною кислотою на натрій нітрат, аргентум(I) нітрат та калій сульфат (у пробірки додавати по 1 мл розчинів). В якому випадку спостерігається якісна реакція на хлорид-іони? Скласти молекулярні та йонні рівняння.



Дослід 4. Необоротні іонні реакції:

а) утворення малорозчинних солей

В три пробірки налити по кілька краплин розчинів різних солей сульфатної кислоти, наприклад, Na_2SO_4 , ZnSO_4 . В кожену пробірку додати по краплях розчину барій хлориду до утворення осаду. Скласти молекулярні та йонні рівняння. Який йон є реагентом на сульфат-йон?



б) утворення малорозчинних основ

До розчинів нікол хлориду та ферум хлориду додати розчин натрій гідроксиду до утворення осадів нікол та ферум гідроксидів. Написати рівняння реакцій в молекулярному та йонному скороченому вигляді.



в) утворення слабких кислот

До розчинів солей CH_3COONa та Na_2S , що знаходяться в різних пробірках, додати по 1 мл сульфатної H_2SO_4 або хлоридної кислот HCl . Які слабкі кислоти утворилися? Написати рівняння хімічних реакцій в молекулярній і іонній формах.

г) реакції нейтралізації

Налити в пробірку 2-3 мл 2 н розчину лугу і додати краплю фенолфталеїну. В який колір забарвиться індикатор? Чому? Потім в пробірку влити 2 н розчин хлоридної кислоти до знебарвлення розчину. Пояснити причину знебарвлення. Написати молекулярне і йонне рівняння реакції нейтралізації лугу кислотою.



Дослід 5. Гідроліз солей різних типів

Розчинити в окремих пробірках у дистильованій воді по декілька кристаликів однієї з солей: ***а) солі, утворені сильною основою та слабкою кислотою*** (Na_2CO_3 , CH_3COONa , Na_3PO_4), ***б) солі, утворені слабкою основою та сильною кислотою*** ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4Cl , ZnSO_4), ***в) солі, утворені слабкою основою та слабкою кислотою*** ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$ або іншої солі цього типу), ***г) солі, утворені сильною основою та сильною кислотою*** (NaCl , K_2SO_4 , BaCl_2).



Розмішати розчини, при цьому в жодному разі скляні палички **не переносити** з одного розчину в інший! В кожену пробірку опустити смужку універсального індикаторного паперу. Спостерігати зміну забарвлення індикатора і за шкалою визначити рН розчину. Пояснити зміну забарвлення індикаторного паперу.

Які з досліджуваних солей піддаються гідролізу та як змінюється кислотність розчинів? Написати іонні та молекулярні рівняння реакцій їх гідролізу і вказати вид гідролізу кожної солі (простий чи ступеневий). У випадку ступеневого гідролізу написати рівняння реакції лише для першого ступеня, оскільки практично в

достатньо концентрованих розчинах наступні ступені протікають дуже слабо.

Дослід 6. Вплив температури на гідроліз солей

Внести в дві пробірки по 2 мл розчину натрій ацетату. Додати в кожен пробірку 2-3 краплі фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу нагріти на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати за зміною забарвлення при нагріванні розчину та при його охолодженні. Написати іонне рівняння гідролізу цієї солі.



Який висновок про зміну концентрації іонів OH^- в розчині можна зробити на основі зміни забарвлення фенолфталеїну при нагріванні? В якому напрямку зміщується рівновага гідролізу? Зробити висновок про вплив температури на ступінь гідролізу солі. Вказати причини цього явища.

Дослід 7. Вплив розведення розчину на гідроліз солей

У пробірку внести 1-2 мл розчину стибій (III) хлориду і краплями додавати воду до появи помутніння. Одержаний розчин залишити для наступного досліді. Помутніння з'являється внаслідок утворення осаду стибій (III) хлориду оксиду SbOCl . Цей осад утворюється на другому ступені гідролізу $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$.



Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу стибій (III) хлориду і загальне рівняння її гідролізу до утворення $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

Дослід 8. Оборотність процесу гідролізу

До розчину з осадом, одержаного в попередньому досліді, додати краплями хлоридну кислоту до розчинення осаду, а потім знову додати води.



Написати формулу для визначення константи гідролізу стибій (III) хлориду для першого ступеня. Показати за допомогою цієї константи, як впливає розведення на ступінь гідролізу цієї солі.

Дослід 9. Розчинення металу в продуктах гідролізу солі

Помістити у пробірку шматочок цинку, додати 2–3 мл концентрованого розчину алюміній сульфату, який приготувати шляхом розчинення відповідної солі у воді. Нагріти пробірку на невеликому полум'ї газового пальника. Спостерігати розчинення цинку і виділення пухирців водню. Написати іонні рівняння першого та другого ступеня гідролізу алюміній сульфату. Пояснити причину виділення водню.



Питання для самопідготовки:

1. Розчини неелектролітів. Тиск пари розчинника над розчином. Перший закон Рауля.
2. Ебуліоскопія, кріоскопія. Другий закон Рауля.
3. Розчини електролітів. Основні положення теорії С. Арреніуса. Електропровідність розчинів.
4. Ступінь та константа електролітичної дисоціації. Закон розбавляння Оствальда.
5. Дисоціація кислот, основ і солей. Іонні реакції у розчинах електролітів.
6. Дисоціація води. Іонний добуток води. рН та рОН водних розчинів.
7. Іонні рівноваги у гетерогенних системах. Добуток розчинності.
8. Індикатори.
9. Гідроліз солей. рН при гідролізі різних типів солей.
10. Ступінь гідролізу. Константа гідролізу.
11. Вплив різних факторів на гідроліз.

Задачі для самостійного опрацювання:

1. Розрахувати осмотичний тиск розчину (в кПа), що містить 16 г сахарози в 350 г води при 20°C. Густина розчину прийняти рівною одиниці. Відповідь подати з точністю до десятих.
2. При 293 К тиск насиченої пари над водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води, щоб понизити тиск пари на 133,3 Па? Відповідь подати з точністю до десятих.
3. При якій температурі (в °С) буде кристалізуватись 40 %-ий водний розчин етилового спирту? Відповідь подати з точністю до цілих.
4. Яку реакцію середовища показують водні розчини таких солей:
а) натрій сульфід; б) алюміній хлориду; в) ферум(III) сульфату;
г) барій нітрату; д) калій карбонату; е) амоній фосфату? Написати іонні та молекулярні рівняння гідролізу.
5. При зливанні водних розчинів калій карбонату та ферум (III) хлориду утворюється осад і виділяється газ. Вказати суму відносних молекулярних мас цих продуктів реакції.
6. рН 0,1 М розчину натрієвої солі деякої одноосновної органічної кислоти дорівнює 10. Визначити константу дисоціації цієї солі.
7. Визначити ступінь гідролізу і рН 0,1 М розчину калій форміату, якщо константа дисоціації НСООН дорівнює $1,77 \cdot 10^{-4}$.
8. Розчинність кальцій карбонату при 35°C дорівнює $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Обчислити добуток розчинності солі при вказаній температурі.

Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. У радіатор автомобіля налили 9 л води і додали 2 л метанолу ($c = 0,8$ г/мл). При якій найнижчій температурі можна після цього залишати автомобіль на відкритому повітрі, не боячись, що вода в радіаторі замерзне?

Розв'язок. Ця і дві інші наступні задачі ґрунтуються на знаннях про колігативні властивості, зокрема тут йдеться про пониження температури замерзання розчину, яке описується другим законом Рауля:

$$\Delta T_3 = K \cdot C_M$$

де K , це криоскопічна стала води ($K = 1,82 \text{ К}\cdot\text{кг/моль}$). Фактично, основне завдання, це розрахувати моляльність розчину етанолу. Слід пам'ятати що для води $\rho = 1 \text{ г/мл}$, тому маса води буде дорівнює 9 кг:

$$C_M = \frac{v(\text{CH}_3\text{OH})}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{M(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}$$

Масу метилового спирту можна легко знайти знаючи його об'єм та густину:

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

$$m(\text{CH}_3\text{OH}) = \rho \cdot V(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{OH}) = 0,8 \cdot 2 = 1,6 \text{ (кг)} = 1600 \text{ (г)}$$

$$C_M = \frac{m(\text{CH}_3\text{OH})}{M(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1600}{32 \cdot 9} = 5,56 \text{ (моль/г)}$$

$$\Delta T_3 = K \cdot C_M = 1,82 \cdot 5,56 = 10,12 \text{ (град)}$$

Оскільки $\Delta T_3 = T_3(\text{H}_2\text{O}) - T_3(\text{р-ну})$,

то: $T_3(\text{р-ну}) = T_3(\text{H}_2\text{O}) - \Delta T_3 = 0 - 10,12 = -10,12 \text{ (град)}$

Приклад 2. Обчислити осмотичний тиск розчину, який містить 10 г глюкози в 500 г води при 10°C . Густина розчину прийміть рівною 1 г/мл.

Розв'язок. Ця задача на іншу колігативну властивість розчинів, а саме на осмотичний тиск:

$$\pi = C_M \cdot R \cdot T$$

У вираз для осмотичного тиску можна підставити розширений вираз для розрахунку молярної концентрації. Так як згідно визначення молярної концентрації об'єм у вираз для осмотичного тиску підставлятиметься в літрах ($(15 + 500)/1$), як результат осмотичний тиск отримуємо в кПа :

$$\pi = \frac{m(C_6H_{12}O_6)}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot V_{(p-\text{ну})}} \cdot R \cdot T$$

$$\pi = \frac{10}{180 \cdot 0,515} \cdot 8,314 \cdot 283 = 253,8 \text{ (кПа)}$$

Приклад 3. При 293 К тиск насиченої пари над чистою водою дорівнює 2,34 кПа. Скільки грамів гліцерину потрібно розчинити в 180 г води щоб знизити тиск пари на 133,3 Па.

Розв'язок. Задачі, в яких йдеться про пониження тиску пари розчинника над розчином, розв'язуються з використанням першого закону Рауля. В залежності що саме потрібно визначити в умові задачі можна використати один з двох записів цього закону:

$$p = p^o \cdot \chi \text{ (розчинника)}$$

або

$$\frac{p^o - p}{p^o} = \chi \text{ (розчиненої речовини)}.$$

Тут p і p^o – це тиск пари розчинника над розчином і над чистим розчинником, відповідно, а $(p^o - p)$ – це пониження пари розчинника над розчином. Проаналізувавши умову задачі, можна побачити, що нам краще підходить другий вираз, звідки відразу можна визначити мольну частку гліцерину, а далі з мольної частки визначається і маса самого гліцерину:

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{p^o - p}{p^o} = \frac{133,3}{2340} = 0,057$$

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{v(C_3H_5(OH)_3)}{v(C_3H_5(OH)_3) + v(H_2O)}$$

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{\frac{m(C_3H_5(OH)_3)}{M(C_3H_5(OH)_3)}}{\frac{m(C_3H_5(OH)_3)}{M(C_3H_5(OH)_3)} + \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)}}$$

$$\chi(C_3H_5(OH)_3) = \frac{x}{\frac{x}{92} + \frac{180}{18}}$$

$$0,057(0,011 \cdot x + 10) = 0,011 \cdot x$$

$$x(m(C_3H_5(OH)_3)) = 57 \text{ (г)}$$

Приклад 4. Обчислити рН розчину натрій гідроксиду з концентрацією 0,02 моль/л та ступенем дисоціації 80 %.

Розв'язок. Записуємо рівняння дисоціації натрій гідроксиду (сильного електроліту):



З цього рівняння очевидно, що реакцію середовища визначатимуть іони OH^- . Як відомо, для лужного середовища $pH > 7$ і розрахувати його можна за наступною формулою:

$$pH = 14 - pOH$$

котра виводиться з іонного добутку води. Оскільки за рівнянням дисоціації видно, що з одного моля натрій гідроксиду утворюється один моль іонів OH^- , то врахувавши ступінь дисоціації отримаємо концентрацію цих іонів:

$$[OH^-] = C_M(NaOH) \cdot \alpha$$

$$[OH^-] = 0,02 \cdot 0,8 = 0,016 \text{ (моль/л)}$$

Тепер можна розрахувати і рН середовища:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \lg[OH^-]$$

$$pH = 14 + \lg[0,016] = 14 - 1,8 = 12,2$$

Приклад 5. Обчислити рН 0,01 М розчину ацетатної кислоти.

Розв'язок. Записуємо рівняння дисоціації ацетатної кислоти (слабого електроліту):



Маючи рівняння дисоціації ацетатної кислоти можна записати вираз для константи дисоціації:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

В умові задачі вказано концентрацію ацетатної кислоти, константа дисоціації кислоти є табличною величиною; а от концентрацію ацетат іонів можна прирівняти до концентрації іонів H^+ , згідно рівняння дисоціації:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}^+].$$

Підставляємо цю рівність у вираз константи дисоціації і визначаємо концентрацію іонів H^+ :

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

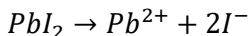
$$[\text{H}^+] = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01} = 4,2 \cdot 10^{-4}$$

В принципі, слід було б врахувати зменшення концентрації молекул ацетатної кислоти внаслідок її дисоціації, але оскільки це слабкий електроліт, то вплив дисоціації на концентрацію є незначний і ми ним знехтували. Тепер визначаємо рН розчину ацетатної кислоти:

$$pH = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 4,2 \cdot 10^{-4} = 3,4$$

Приклад 6. Розрахувати ДР плумбум йодиду, якщо відомо що його розчинність при кімнатній температурі дорівнює 0,058 г на 100 г розчину.

Розв'язок. Слід записати рівняння дисоціації плумбум йодиду:



За рівнянням реакції записуємо вираз для добутку розчинності плумбум йодиду:

$$ДР(PbI_2) = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2$$

Оскільки у вираз добутку розчинності входять молярні концентрації відповідних іонів, то на початок потрібно визначити молярність солі. Оскільки вміст плумбум йодиду надзвичайно малий, то густину розчину можна прийняти рівною одиниці, тоді об'єм розчину отримуємо 100,058 мл \approx 0,1 л. Виходячи з цього припущення розраховуємо молярну концентрацію солі:

$$C_M(PbI_2) = \frac{m(PbI_2)}{M(PbI_2) \cdot V_{(р-ну)}}$$

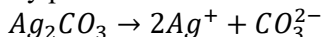
$$C_M(PbI_2) = \frac{0,058}{461 \cdot 0,1} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Враховуючи, що усі солі сильні електроліти (ступінь дисоціації приймаємо рівним одиниці) і за рівнянням реакції з 1 моля солі утворюється 1 моль іонів Pb^{2+} та 2 моля іонів I^- підставляємо відповідні концентрації у вираз добутку розчинності:

$$ДР(PbI_2) = (1,26 \cdot 10^{-3}) \cdot (2 \cdot 1,26 \cdot 10^{-3})^2 = 2,0 \cdot 10^{-9}$$

Приклад 7. Визначити розчинність аргентум карбонату у воді.

Розв'язок. Записуємо рівняння дисоціації аргентум карбонату та вираз для добутку розчинності:



$$ДР(Ag_2CO_3) = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]$$

Якщо прийняти що розчинність аргентум карбонату дорівнює s , і що він в розчині дисоціює повністю, то згідно рівняння реакції дисоціації утворюється $2s$ іонів Ag^+ та s карбонат іонів. Ці величини підставляємо у вираз добутку розчинності:

$$ДР(Ag_2CO_3) = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

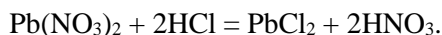
$$s = \sqrt[3]{\text{ДР}(\text{Ag}_2\text{CO}_3)/4}$$

$$s = \sqrt[3]{6,15 \cdot 10^{-12}/4} \text{ моль/л}$$

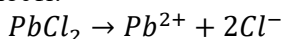
Отримане значення показує розчинність Аргентум карбонату у воді.

Приклад 8. Чи випаде осад під час змішування 100 мл 0,02 М розчину плюмбум нітрату з 200 мл 0,02 н розчину хлоридної кислоти.

Розв'язок. Осад нерозчинної сполуки випадатиме тоді, коли добуток концентрацій відповідних іонів перевищуватиме значення добутку розчинності сполуки. В даному випадку матиме місце така реакція:



Нерозчинною сполукою, котра може випасти в осад є плюмбум хлорид, для якої можна записати рівняння дисоціації та вираз добутку розчинності:



$$\text{ДР}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 2,12 \cdot 10^{-5}$$

Так ось, умовою випадання осаду буде виконання наступної умови:

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 > \text{ДР}(\text{PbCl}_2)$$

$$[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2 > 2,12 \cdot 10^{-5}$$

Під час розрахунку добутку концентрацій слід враховувати, що концентрації іонів зменшуються в порівнянні з вихідними внаслідок збільшення загального об'єму розчину при зливанні. Нові концентрації іонів можна визначити з такої формули:

$$C' \cdot V' = C \cdot V$$

Новий об'єм розчину буде дорівнює сумі вихідних об'ємів розчинів Плюмбум нітрату та хлоридної кислоти:

$$V' = V(\text{р - ну } Pb(NO_3)_2) + V(\text{р - ну } HCl)$$

$$V' = 100 + 200 = 300 \text{ (мл)}$$

Знаходимо нові концентрації іонів Pb^{2+} та Cl^- :

$$[Pb^{2+}]' = \frac{[Pb^{2+}] \cdot V(Pb(NO_3)_2)}{V'}$$

$$[Pb^{2+}]' = \frac{0,02 \cdot 0,01}{0,03} = 0,0067 \text{ (моль/л)}$$

$$[Cl^-]' = \frac{[Cl^-] \cdot V(HCl)}{V'}$$

$$[Cl^-]' = \frac{0,02 \cdot 0,02}{0,03} = 0,013 \text{ (моль/л)}$$

Отримані значення концентрацій перемножаємо з врахуванням відповідних показників степенів як у виразі для добутку розчинності та порівнюємо з числовим значенням добутку розчинності:

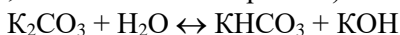
$$[Pb^{2+}][Cl^-]^2 = 6,7 \cdot 10^{-3} \cdot (1,3 \cdot 10^{-2})^2$$

$$1,13 \cdot 10^{-6} < 2,12 \cdot 10^{-5}$$

Отже осад випадати не буде.

Приклад 9. Розрахувати ступінь гідролізу та рН в 0,1 н розчині калій карбонату, враховуючи лише першу ступінь гідролізу.

Розв'язок. Спочатку записуємо рівняння реакції гідролізу (молекулярне, іонне та іонне скорочене):



Оскільки сіль калій карбонат утворена сильною основою (KOH) та слабою кислотою (H_2CO_3), то в результаті реакції гідролізу утворюватиметься лужне середовище (іони OH^- в

скороченому іонному рівнянню). На основі скороченого іонного рівняння реакції гідролізу записуємо вираз для константи гідролізу:

$$K = \frac{[HCO_3^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}][H_2O]}$$

$$K_r = K \cdot [H_2O] = \frac{[HCO_3^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}]}$$

Згідно з рівнянням реакції кількості іонів HCO_3^- та OH^- є однаковими, що можна врахувати у виразі для константи гідролізу для знаходження концентрації гідроксил іонів:

$$K_r = \frac{[OH^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}]} = \frac{[OH^-]^2}{[CO_3^{2-}]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_r \cdot [CO_3^{2-}]}$$

Оскільки в умові задачі нічого не сказано про ступінь дисоціації натрій карбонату, то його приймаємо рівним одиниці і згідно рівняння реакції концентрація карбонат іонів буде дорівнює вихідній концентрації натрій карбонату. Оскільки в довідникових таблицях немає констант гідролізу солей, то K_r потрібно розрахувати за константою дисоціації слабого електроліту (в цій задачі це карбонатна кислота). Якщо у виразі для константи гідролізу чисельник та знаменник домножити на концентрацію іонів H^+ , то отримаємо наступний вираз:

$$K_r = \frac{[OH^-] \cdot [OH^-]}{[CO_3^{2-}]} \cdot \frac{[H^+]}{[H^+]}$$

В чисельнику ми маємо іонний добуток води ($[H^+] \cdot [OH^-]$), а в знаменнику константу дисоціації карбонатної кислоти за другим ступенем, або інакше кажучи, константу дисоціації іону HCO_3^-

$$\frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[OH^-]} = \frac{[H^+] \cdot [CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

Підставивши чисельні значення цих констант у вираз константи гідролізу калій карбонату можна отримати її значення:

$$K_r = \frac{K_{H_2O}}{K_{HCO_3^-}} = \frac{10^{-14}}{4,69 \cdot 10^{-14}} = 2,1 \cdot 10^{-2}$$

Маючи значення константи гідролізу та концентрації карбонат іону (при переході від нормальності розчину Калій карбонату до молярності ми не ділимо нормальність на 2, оскільки гідроліз ми враховуємо лише за першою стадією і тому фактор еквівалентності для карбонату дорівнює 1) знаходимо концентрацію іонів OH^- :

$$[OH^-] = \sqrt{K_r \cdot [CO_3^{2-}]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1} = 4,6 \cdot 10^{-2}$$

Маючи значення концентрації гідроксид іонів можна знайти pH розчину:

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 + \lg[OH^-]$$

$$pH = 14 + \lg(4,6 \cdot 10^{-2}) = 14 - 1,3 = 12,7$$

Щодо ступеню гідролізу (h), то його знаходимо за наступною формулою:

$$K_r = \frac{C \cdot h^2}{1 - h}$$

Для малих значень ступеню гідролізу цей вираз можна спростити:

$$K_r = C \cdot h^2$$

$$h = \sqrt{K_r/C}$$

$$h = \sqrt{2,1 \cdot 10^{-2}/0,1} = 0,46$$

Приклад 10. Розчин, який містить 0,53 г натрій карбонату в 200 г води замерзає при $-0,13^\circ C$. Обчислити уявний ступінь дисоціації солі.

Розв'язок. Для розв'язування таких задач потрібно згадати про те, що закони колігативних властивостей для розчинів електролітів дають значні похибки, що пов'язано із значним збільшенням кількості частинок в розчині внаслідок процесу дисоціації: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

З однієї молекули солі утворюється три іони, а, отже, і експериментально визначені значення колігативних властивостей (зниження температури замерзання розчину) будуть перевищувати теоретично розраховані, що описується ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = \frac{\Delta T_{\text{зексп}}}{\Delta T_{\text{зтеор}}}$$

який безпосередньо зв'язаний із ступенем дисоціації електроліту:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

Спочатку визначаємо теоретичне значення зміни температури замерзання розчину натрій карбонату:

$$\Delta T_3 = K \cdot C_M = K \cdot \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 100}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot m(\text{H}_2\text{O})}$$

$$\Delta T_3 = 1,86 \cdot \frac{0,53 \cdot 1000}{106 \cdot 200} = 0,0465 \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Тепер знаходимо ізотонічний коефіцієнт:

$$i = \frac{0,13}{0,0465} = 2,8$$

Останній крок – розрахунок уявного ступеня дисоціації. Як було показано вище, під час дисоціації натрій карбонату утворюється три іони, отже число n береться рівне 3:

$$\alpha = \frac{2,8 - 1}{3 - 1} = 0,9$$

Аналогічно розв'язуються задачі і на осмотичний тиск чи тиск пари розчинника над розчинами електролітів.

Окисно-відновні процеси

Лабораторна робота № 7 Окисно-відновні реакції. Робота мідно-цинкового гальванічного елемента

Мета роботи. Ознайомитися з типами окисно-відновних реакцій, окисниками та відновниками, особливостями перебігу та ознаками окисно-відновних реакцій.

Хід виконання роботи:

Дослід 1. Прості речовини у якості окисників і відновників

а) В пробірку з 5-6 краплями розчину купрум сульфату занурити залізний цвях. Через 2-3 хвилини відмітити зміну поверхні металу. Користуючись рядом напруг, вказати, які метали можуть витискати купрум з розчинів її солей. Зробити такі досліді. Написати рівняння реакцій. Який елементарний іон є окисником?



б) До 5-6 краплин розчину калій йодиду прилити такий же об'єм хлорної води. Чим пояснити зміну забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції.



Дослід 2. Реакції диспропорціонування

Помістити у пробірку маленький кристалик йоду і 8-10 крапель 2 М розчину натрій гідроксиду. Перемішати вміст пробірки до повного розчинення і знебарвлення йоду. Написати рівняння реакції, враховуючи, що в результаті диспропорціонування йоду утворюється натрій йодид NaI та натрій гіпйодит NaIO .



Дослід 3. Реакція внутрішньомолекулярного окиснення-відновлення (демонстраційний)

В фарфорову чашку помістити невелику кількість кристалічного амоній біхромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і запалити суміш. Через декілька секунд спостерігати розкладання солі. Написати рівняння реакції, враховуючи, що утворюється хром (III) оксид, азот і пари води. Вказати окисник і відновник.



Дослід 4. Вплив середовища на відновлення перманганат-іону

У три пробірки налити по 1–2 мл 0,1 М розчину калій перманганату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – води, в третю – 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожен пробірку додати по 1 мікрошпателю сухого натрій сульфіту. Ретельно струсити пробірки і дати їм постояти 2–3 хвилини. Відзначити зміну забарвлення розчину в усіх трьох випадках.

Записати рівняння реакцій відновлення калій перманганату в кислому, нейтральному та лужному середовищах. Врахувати, що сполуки мангану в різних ступенях його окиснення мають характерні забарвлення: іон MnO_4^- має фіолетове забарвлення, MnO_4^{2-} – зелене, іон Mn^{2+} – світло-рожеве, а при малій концентрації практично безбарвний.



Манган діоксид і його гідроксид є важкорозчинними речовинами бурого кольору. До якого ступеня окиснення відновлюється калій перманганат у розчинах, що мають $\text{pH} > 7$, $\text{pH} = 7$, $\text{pH} < 7$?

Дослід 5. Взаємодія дихромат-іонів в різних середовищах

У дві пробірки налити по 2–3 мл 0,2 М розчину калій дихромату. В першу додати стільки ж розведеної сульфатної кислоти, в другу – 2 мл 1 М розчину натрій гідроксиду. В кожну пробірку додати по 1 мікрошпателю натрій сульфату. Струсити обидві пробірки. Спостерігати зміну забарвлення розчинів у двох випадках.



Записати рівняння окисно-відновних реакцій відновлення калій дихромату в кислому та лужному середовищах. В кислому середовищі відновлення протікає до утворення синьо-зеленого аквакомплексу катіона Cr^{+3} , а в лужному – до утворення зеленого гідроксокомплексу $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$.

Дослід 6. Взаємодія гідроген пероксиду з калій йодидом

До розчину калій йодиду, підкислити його сульфатною кислотою, додати 1-2 мл 3%-ного розчину гідроген пероксиду. Для якої речовини характерне забарвлення одержаного розчину?



Дослід 7. Окислювальні властивості нітратної кислоти

У дві пробірки внести невелику кількість порошкоподібного магнію і додати нітратної кислоти: у першу – 2-3 мл 2 н розчину, в другу – 2-3 мл 1 н розчину. Записати окислювально-відновні процеси, вважаючи, що нітратна кислота відновлюється в першому випадку до азоту, в другому – до іонів амоніаку.



Дослід 8. Відновні властивості солей феруму(II)

У бромну воду, підкислену сульфатною кислотою, додати дрібнокристалічний ферум(II) сульфат. Після розчинення кристалів спостерігати знебарвлення розчину.

Дослід 9. Окислювально-відновні властивості солей нітритної кислоти

У три пробірки внести по 1–2 мл розчинів: у першу – калій йодиду, в другу – калій перманганату, в третю – калій біхромату. В усі пробірки додати по 2–4 краплі 2 н. розчину сульфатної кислоти і 1–2 мл натрій нітриту. Відзначити зміну забарвлення розчинів у кожному випадку.



Записати рівняння реакцій, враховуючи, що в першій пробірці натрій нітрит відновлюється до NO, в другій – KMnO_4 переходить у манган(II) сульфат, у третій $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – в хром(III) сульфат. В яку сполуку при цьому переходить натрій нітрит? Вкажіть, в якому випадку він є окисником, а в якому – відновником? Чому нітрити проявляють ті й інші властивості?

Дослід 10. (демонстраційний). Робота мідно-цинкового гальванічного елемента

Налити в одну склянку 1 М розчину купрум(II) сульфату, а в іншу – 1 М розчин цинк сульфату. Розчини в склянках з'єднати електrolітичним містком, що заповнений насиченим розчином калій хлориду. У розчин ZnSO_4 занурити цинковий електрод, а в розчин CuSO_4 – мідний. Електрорушійну силу (ЕРС) елемента виміряти вольтметром.



Зробити теоретичний розрахунок ЕРС мідно-цинкового гальванічного елемента і порівняти з експериментальними даними. Обчислити похибку.

Питання для самопідготовки

1. Окисно – відновні реакції та реакції невалентних перетворень. Різниця між валентністю і ступенем окиснення елемента.
2. Найважливіші окислювачі і відновники.
3. Типи окислювально-відновних реакцій.
4. Шкала електронегативностей.
5. Зміна електронегативностей за періодами і групами.

6. Метод електронного балансу.
7. Іонно–електронний метод (метод напівреакцій).
8. Можливість проходження окисно – відновних процесів.
9. Вплив рН-середовища на окисну дію KMnO_4 .
10. Вплив кислотності середовища на окисну дію $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
11. Гальванічні елементи.
12. Стандартні окисно–відновні потенціали.
13. Еквіваленти окисника і відновника в окисно–відновних реакціях.
14. Електроліз.
15. Значення окисно-відновних реакцій у природі, техніці.

Задачі та вправи для самостійного розв'язування:

1. Визначити ступінь окиснення Нітрогену в таких сполуках: NH_3 , NH_4OH , NH_2OH , NO , N_2O_3 , NO_2 , HNO_3 .
2. Які з нижченаведених реакцій відносяться до окисно–відновних:
 - а) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$;
 - б) $2 \text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$;
 - в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - д) $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$;
 - е) $3\text{Br}_2 + 6\text{KOH} = \text{KBrO}_3 + 5\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{O}$?

Відповідь обґрунтувати і вказати в окисно–відновних реакціях окисник і відновник.

3. Визначити в яких випадках проходить окиснення:

а)	1) $\text{S}^{+6} \rightarrow \text{S}^{-2}$,	2) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$,	3) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+4}$,
б)	1) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+5}$,	2) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$,	3) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^0$;
в)	1) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{+7}$,	2) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}^{+3}$,	3) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^0$;
г)	1) $\text{Cr}^{+2} \rightarrow \text{Cl}^{+3}$,	2) $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+6}$,	3) $\text{Cr}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^0$.

Вказати число електронів, що приймає участь у процесі.

4. Визначити в яких випадках проходить відновлення:

а)	1) $\text{Se}^{+6} \rightarrow \text{Se}^{-2}$,	2) $\text{Se}^{+4} \rightarrow \text{Se}^{+6}$,	3) $\text{Se}^{+4} \rightarrow \text{Se}^{-2}$;
б)	1) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^{-2}$;	2) $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$;	3) $\text{S}^0 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$;
в)	1) $\text{Br}^{+3} \rightarrow \text{Br}^{+5}$,	2) $\text{Br}^{+5} \rightarrow \text{Br}^-$,	3) $\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}^0$;
г)	1) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$,	2) $\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$,	3) $\text{Mn}^{+2} \rightarrow \text{Mn}^0$.

Вказати число електронів, що приймає участь у процесі.

5. Чому дорівнює еквівалент і еквівалентна маса калій перхлорату KClO_4 , якщо він відновлюється до: а) хлор диоксиду; б) вільного хлору; в) до хлорид-іона?
6. Користуючись методом електронного балансу, урівняти рівняння реакцій і вказати, у яких із наведених перетворень пероксид водню є окисником, а в яких – відновником:
- а) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
7. Закінчити рівняння реакцій, складіть електронний баланс, вказати процеси окиснення і відновлення:
- а) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = ? + \text{H}_2\text{S} + ?$;
 б) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + ?$;
 в) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + ?$;
 г) $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = ? + \text{NO}_2 + ?$.
8. Закінчити рівняння реакцій, напишіть рівняння в іонно-молекулярній формі:
- а) $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$.
9. Виписати значення стандартних окислювально-відновних (електродних) потенціалів (табл. додатку) для приведених нижче систем:
- а) 1) $\text{Fe}^{+3} / \text{Fe}^{+2}$, 2) $\text{Sn}^{+4} / \text{Sn}^{+2}$, 3) $\text{F}_2 / 2\text{F}^-$;
 б) 1) $\text{Cr}^{+3} / \text{Cr}^{+2}$, 2) $\text{Fe}^{+3} / \text{Fe}^{+2}$, 3) $2\text{H}^+ / \text{H}_2$;
 в) 1) $\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-$; 2) $\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-$; 3) $\text{F}_2 / 2\text{F}^-$;
 г) 1) $\text{Cr}^{+3} / \text{Cr}^{+2}$, 2) $\text{Cl}_2 / 2\text{Cl}^-$; 3) $\text{I}_2 / 2\text{I}^-$.

Розмістити ці системи по зростаючій окислювальній здатності.

10. Виписати значення стандартних окислювально-відновних (електродних) потенціалів (табл. додатку) для приведених нижче систем:
- а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{HJ} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + \text{Sn} + \text{H}_3\text{PO}_4$;
 в) $\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$;
 г) $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb} + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$.

Розрахувати різницю потенціалів для кожної реакції. Які з наведених нижче реакцій можуть протікати самовільно?

11. Розрахувати величину окислювально-відновного потенціалу процесу $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ при концентраціях $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{Cr}^{3+}] = 0,1\text{M}$ і $\text{pH} = 1$.
 12. Урівняти методом електронно-іонного балансу реакції:
 - a) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}_2$;
 - б) $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$;
 - в) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
- Користуючись табличними даними розрахувати для стандартних умов ΔE^0 та ΔG^0 цих реакцій.
13. Зобразити схеми електролізу водного розчину і розплаву калій хлориду на вугільних електродах. Які речовини є продуктами електролізу в кожному випадку?
 14. При електролізі водного розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ струмом 2 А маса катода збільшилася на 8 г. Протягом якого часу (хв) проводили електроліз?
 15. Обчислити масу йоду (г) і об'єм нітроген монооксиду (л) (н.у.), які виділилися при додаванні 30 мл 0,2 н. розчину KNO_2 до надлишку підкисленого розчину KI .

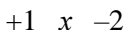
Приклади розв'язування типових задач

Приклад 1. Визначити ступінь окиснення елементів в наступних сполуках: K_2MnO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Розв'язок. В складних сполуках ступінь окиснення елементів, для яких він змінюється, визначається з наступних правил:

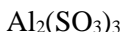
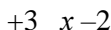
1. Молекула завжди електронейтральна. Отже, сума ступенів окиснення усіх елементів сполуки повинна дорівнювати 0; сума ступенів окиснення усіх елементів, які входять до складу іона, повинна дорівнювати заряду іона.
2. Ступінь окиснення Гідрогену у всіх сполуках за винятком гідридів металів дорівнює +1 (в гідридах металів ступінь окиснення Гідрогену дорівнює -1).
3. Ступінь окиснення Оксигену в переважній більшості сполук дорівнює - 2. Інші ступені окиснення Оксиген має в пероксидах (-1), надпероксидах (-1/2), озонідах (-1/3) та в оксиген фториді OF_2 (+2).
4. Ступінь окиснення елемента в простій сполуці завжди дорівнює 0.

5. Ступінь окиснення металів у сполуках завжди додатний. Максимальний ступінь окиснення елементів (за винятком Купруму, Аргентуму, Ауруму, Оксигену та Флуору) дорівнює номеру групи періодичної системи. Відвідно в усіх своїх сполуках лужні метали матимуть ступінь окиснення +1, лужноземельні метали, Берилій та Магній матимуть ступінь окиснення +2. В органічних сполуках в основу береться положення(окрім вище сказаного), що сума ступенів окиснення кожного атома Карбону та сполучених з них груп повинна дорівнювати нулю.



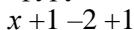
$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +6$$

Отже ступінь окиснення Мангану в калій перманганаті дорівнює +6.



$$2 \cdot (+3) + 3 \cdot x + 3 \cdot 3 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +4$$

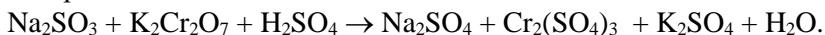
Отже ступінь окиснення Сульфуру в алюміній сульфаті дорівнює +4.



$$2 \cdot x + 6 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow 2 \cdot x = -4 \Rightarrow x = -2.$$

Отже ступінь окиснення карбону в етанолі дорівнює -2.

Приклад 2. Урівняти методом напівреакцій окисно-відновну реакцію:

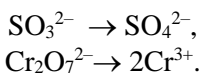


Розв'язок. Окисно-відновні реакції в розчинах проходять у всіх можливих середовищах (кисле, лужне, нейтральне). Спочатку потрібно визначити молекули чи іони, в яких елементи змінюють ступінь окиснення в ході реакції. Наступний крок, це урівнювання лівої та правої частин напівреакцій за елементами. В *кислому середовищі* це робиться за допомогою домноження на відповідні коефіцієнти та додавання молекул води та іонів середовища H^+ . Урівнювання напівреакцій в *лужному середовищі* відбувається за допомогою іонів середовища OH^- та молекул води. На відміну від кислого середовища молекули води додаються до тієї сторони

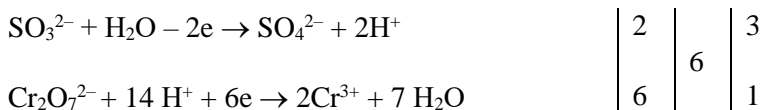
напівреакції де більше атомів Оксигену, а іони OH^- туди де атомів Оксигену бракує. Урівнювання напівреакцій в **нейтральному середовищі** мають ту особливість, що до обох напівреакцій в лівій частині напівреакцій додається вода, а в правій частині можуть утворюватись як іони кислого середовища (H^+), так і іони лужного середовища (OH^-) в залежності від того, яку кількість оксигену потрібно урівняти. Тепер потрібно урівняти заряди за допомогою електронів, пам'ятаючи, що сумарний заряд кожної напівреакції в окисно-відновній реакції має бути однаковим. Оскільки кількість відданих електронів відновником повинна дорівнювати кількості приєднаних електронів окисником то необхідно скласти електронний баланс, через поділ спільного кратного на кількості приєднаних і відданих електронів. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння. Далі слід проставити коефіцієнти біля інших речовин.

1. У випадку окисно-відновної реакції:

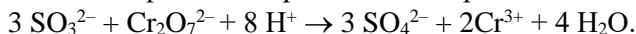
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 сульфїт-їон переходить в сульфат-їон та біхромат- іон переходить у $\text{Cr}(\text{III})$:



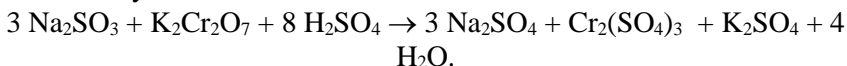
2. Далі урівнюються ліва та права частини напівреакцій за елементами, домножаючи на відповідні коефіцієнти та додаючи молекули води та іони середовища H^+ (кисле середовище); урівнюються заряди за допомогою електронів і складається електронний баланс:



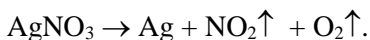
3. Тепер записується сумарне рівняння реакції, враховуючи додаткові коефіцієнти отримані з електронного балансу:



4. Отримані коефіцієнти переносяться в головне (молекулярне рівняння). Коефіцієнти біля речовин, котрі не брали участі в напівреакціях, визначаються шляхом урівнювання кількості відповідних атомів (в нашому випадку коефіцієнт біля K_2SO_4 визначають за кількістю Калію та Сульфуру і він дорівнює одиниці). Останнім кроком, зазвичай, є перевірка за Оксигеном, оскільки цей елемент входить до складу більшості сполук.



Приклад 3. Урівняти методом електронного балансу окисно-відновну реакцію:

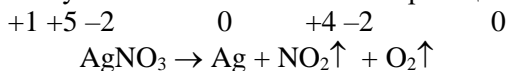


Розв'язок. В попередньому прикладі проведено аналіз урівнювання окисно-відновних реакцій методом напівреакцій, однак незважаючи на повноту урівнювання цим методом він має суттєвий недолік. Метод напівреакцій не можна застосовувати для урівнювання рівнянь, які відбуваються без участі розчинника та іонів середовища. Для таких реакцій застосовують метод електронного балансу. Наведені в прикладі рівняння мають також певні особливості.

Спочатку слід визначити ступені окиснення усіх елементів як у вихідних речовинах, так і в продуктах реакції, щоб визначити окисник і відновник. Далі урівняти заряди за допомогою електронів, скласти електронний баланс, через поділ спільного кратного на кількості приєднаних і відданих електронів. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння. Далі слід проставити коефіцієнти біля інших речовин.

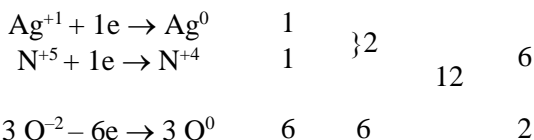
В окисно-відновній реакції: $AgNO_3 \rightarrow Ag + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$:

1. Визначаємо ступені окиснення усіх елементів у речовинах, які змінюють ступінь окиснення в хімічній реакції:

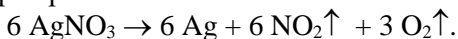


2. Урівнювання такого рівняння має певні складності, оскільки в ньому більше ніж два елементи змінюють ступені окиснення, окрім того всі вони входять до складу однієї і тієї ж молекули: Аргентум, який понижує ступінь окиснення від +1 до 0 (окисник) і Нітроген, який є ще одним окисником (ступінь окиснення понижується від +5 до +4) та Оксиген, який підвищує ступінь окиснення від -2 до 0 (відновник). Співвідношення між Нітрогеном та Оксигеном повинно залишитись 1:3.

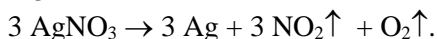
3. Урівнюються заряди за допомогою електронів і складається електронний баланс:



4. Отримані коефіцієнти з електронного балансу переносимо в молекулярне рівняння:



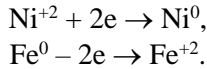
5. Скорочуємо на "3":



Приклад 4. Обчислити ЕРС гальванічного елемента, складеного з таких електродів: нікелевий електрод, занурений в 0,02 н розчин $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, і залізний – в 0,002 н розчин FeCl_2 .

Розв'язок. В гальванічному елементі завжди проходить два паралельних процеси: окиснення та відновлення на двох електродах: катоді та аноді. Електрорушійна сила гальванічного елемента дорівнює різниці потенціалів електродів. Потенціал електроду визначають за рівнянням Нернста: $E = E^o - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{Red}]}{[\text{Ox}]}$, яке можна спростити якщо підставити значення універсальної газової сталої, стандартної температури, сталої Фарадея та перейти від натурального логарифму до десяткового. Також для спрощення наступних розрахунків варто поміняти в логарифмі місцями концентрації окисненої та відновленої форм: $E = E^o + \frac{0,059}{nF} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$. Щоб

визначити n (кількість електронів, які беруть участь в реакції на електроді) потрібно записати процеси які відбуваються на електродах:



В обох реакціях відновленою формою є метали, і оскільки металічний стан це тверда фаза, то концентрація відновленої форми в рівняння Нернста не входить для обох електродних процесів:

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

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

Так як в умові задачі подано нормальності розчинів солей нікелю та феруму то їх потрібно перевести в молярні концентрації перед підставленням в рівняння Нернста. Для $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ та FeCl_2 перехід від C_H до C_M здійснюватиметься однаково (до складу обох солей входить по одному катіону і обидва метали в цих солях є двовалентними):

$$C_M = C_H/2$$

$$C_M(\text{Ni}(\text{NO}_3)_2) = 0,02/2 = 0,01 \text{ (моль/л)},$$

$$C_M(\text{FeCl}_2) = 0,002/2 = 0,001 \text{ (моль/л)}.$$

Оскільки обидві солі є сильними електролітами, то в розчині вони дисоціюватимуть повністю і концентрації катіонів нікелю та феруму дорівнюватимуть вихідним концентраціям відповідних солей. Враховуючи це знаходимо потенціали обох електродів:

$$E_1 = E_1^o + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{OH}^-]^2}{[\text{SO}_4^{2-}]}$$

$$E_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} = -0,238 + \frac{0,059}{2} \cdot 0,01 = -0,297 \text{ (В)}$$

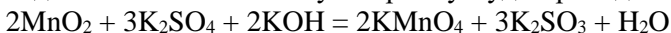
$$E_{\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}^0} = -0,440 + \frac{0,059}{2} \cdot 0,001 = -0,529 \text{ (В)}$$

Знаючи електродні потенціали обох електродів дуже легко порохувати електрорушійну силу гальванічного елемента:

$$E_{PC} = E_{Ni^{+2}/Ni^0} - E_{Fe^{+2}/Fe^0} =$$

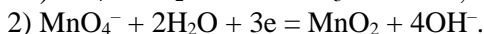
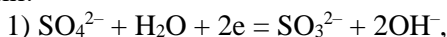
$$= -0,297 - (-0,529) = -0,232 \text{ (В)}$$

Приклад 5. Визначити в якому напрямку буде проходити реакція:



в середовищі з рН рівним 12 та наступними концентраціями інших речовин $C_M(K_2SO_4) = 0,02$ моль/л, $C_M(K_2SO_3) = 0,005$ моль/л, $C_M(KMnO_4) = 0,4$ моль/л.

Розв'язок. Щоб розв'язати такого типу задачу потрібно визначити потенціали обох можливих напівреакцій, як реакцій відновлення, при вказаних концентраціях речовин і порівняти їх між собою. Та напівреакція, для якої потенціал виявиться вищим, буде проходити у прямому напрямку. Для нашого рівняння напівреакції для процесів відновлення будуть наступними:



В таблиці стандартних електродних потенціалів потрібно знайти потенціали обох напівреакцій і підставити їх в рівняння Нернста (як і в попередньому прикладі ми використовуватимемо спрощений варіант рівняння) разом з концентраціями відповідних речовин:

$$E_1 = E_1^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[SO_3^{2-}] \cdot [OH^-]^2}{[SO_4^{2-}]}$$

$$E_2 = E_2^0 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg \frac{[OH^-]^4}{[MnO_4^-]}$$

В рівняння Нернста для другої напівреакції не входить концентрація манган(IV) оксиду, оскільки це нерозчинний оксид, який перебуває в твердій фазі і його в рівняння Нернста включати

не можна. Останнє що залишилось, це порахувати концентрацію гідроксид іонів:

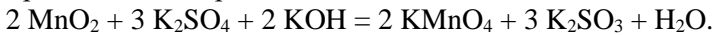
$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} = 14 &\Rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{14-\text{pH}}, \\ [\text{OH}^-] = 10^{14-12} &= 10^2 = 0,01 \text{ (моль/л)}. \end{aligned}$$

Тепер можна порахувати потенціали для обох напівреакцій:

$$E_1 = -0,932 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[0,005] \cdot [0,01]^2}{[0,02]} = -1,068 \text{ (В)}$$

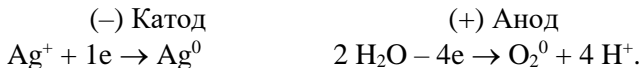
$$E_2 = 0,600 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{[0,01]^4}{[0,4]} = 0,45 \text{ (В)}$$

Оскільки E_2 (0,450) > E_1 (-1,068), то в прямому напрямку відбуватиметься друга напівреакція: $\text{MnO}^{4-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e} = \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$, а отже реакція записана в молекулярній формі проходитиме з права на ліво:

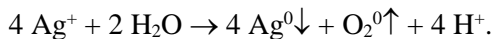


Приклад 6. Внаслідок повного електролізу аргентум нітрату, що містився в розчині масою 800 г, одержали 44 г металу. Розрахувати: *а*) об'єм газу (н.у), що виділився на аноді; *б*) масову частку солі у вихідному розчині (%).

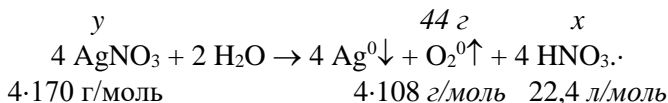
Розв'язок. Спочатку розглянемо електродні процеси на інертних електродах, враховуючи що в розчині знаходяться катіони Ag^+ , аніони NO_3^- та молекули розчинника (H_2O). Оскільки Ag в електрохімічному ряді напруг знаходиться після Al , то на катоді реагуватимуть іони Ag^+ , а не молекули води, на аноді ж будуть реагувати молекули води а не оксигенвмісні аніони NO_3^- .



Врахувавши спільне кратне (4) записуємо загальне іонне рівняння реакції:



Визначити об'єм кисню, що виділився на аноді, та масу солі в розчині можна з рівняння електролізу аргентум нітрату:



$$x(V_{\text{O}_2}) = \frac{22,4 \cdot 4}{4 \cdot 108} = 2,28 \text{ (л)}$$

$$y(m_{\text{AgNO}_3}) = \frac{4 \cdot 170 \cdot 44}{4 \cdot 108} = 69,26 \text{ (г)}$$

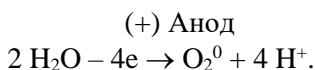
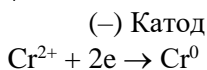
Тоді масову частку вихідного розчину аргентум нітрату можна визначити за формулою:

$$\omega_{(\text{р-ну})} = \frac{m_{\text{AgNO}_3}}{m_{(\text{р-ну})}} \cdot 100 = \frac{69,26}{800} \cdot 100 = 8,66 \text{ (\%)}$$

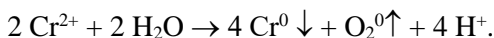
Отже, при електролізі 800 г розчину аргентум нітрату з масовою часткою 8,66 % виділяється 2,28 г кисню, а масова частка AgNO_3 у вихідному розчині становить 8,66 %.

Приклад 7. Протягом якого часу (в хв) необхідно проводили електроліз водного розчину $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ струмом силою 2 А, щоб маса катоду збільшилась на 8 г. Записати схему електролізу з інертними електродами.

Розв'язок. Під час розв'язування задач на електроліз завжди слід починати із запису процесів на електродах. Спочатку розглянемо електродні процеси на інертних електродах, враховуючи що в розчині знаходяться катіони Cr^{2+} , аніони SO_4^{2-} та молекули розчинника (H_2O). Оскільки Хром в електрохімічному ряді напруг знаходиться після Алюмінію, то на катоді реагуватимуть іони Cr^{2+} , а не молекули води, на аноді ж будуть реагувати молекули води а не оксигенвмісні аніони SO_4^{2-} .



Врахувавши спільне кратне (2) запишемо загальне іонне рівняння реакції:



Тепер можна використати закон Фарадея:

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

де M – молярна маса речовини, котра реагує на одному з електродів (в нашому випадку це Cr), I – сила струму в А, τ – час в с, n – кількість електронів, які беруть участь в окисно-відновному процесі на електроді (в нашому випадку це 2 електрони) і F – стала Фарадея, котра дорівнює 96485 Кл/моль. Визначаємо час необхідний для електролізу розчину хром(II) сульфату:

$$\tau = \frac{m \cdot n \cdot F}{M \cdot I} = \frac{8 \cdot 2 \cdot 96485}{52 \cdot 2} = 14843,85 \text{ (с)}$$

Приклад 8. Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є залізо та мідь, занурені в розчини їхніх солей із концентраціями йонів $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,01 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$, $c(\text{Cu}^{2+}) = 0,05 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1}$. Складіть рівняння електродних процесів та загальне рівняння роботи гальванічного елемента, обчисліть його електрорушійну силу (ЕРС).

Розв'язок. Для складання схеми гальванічного елемента знаходимо в табл. додатку стандартні електродні потенціали металів:

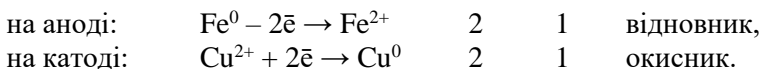
$$\varphi^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,441 \text{ В}; \quad \varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = +0,338 \text{ В}.$$

Оскільки залізо має менше значення стандартного електродного потенціалу, то залізний електрод – це анод, а мідний – катод. Схема гальванічного елемента має вигляд:



У схемі анод знаходиться ліворуч. Вертикальна риска означає поверхню поділу фаз між електродом (металом) та розчином

електроліту (йонами металу), у який занурено електрод. Подвійна риска означає перетинку між двома розчинами. На аноді проходить окиснення заліза з переходом його у вигляді йонів Fe^{2+} в розчин. Отже, матеріал анода розчиняється у процесі роботи гальванічного елемента. На катоді відбувається відновлення йонів Cu^{2+} з перетворенням їх у вільну мідь, яка відкладається на катоді, маса катода збільшується. Ці процеси описуються наступними рівняннями:



Сумарна реакція: $\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^0$.

Для розрахунку ЕРС потрібно визначити за рівнянням Нернста потенціали електродів:

$$\text{анод: } \varphi_a = -0,441 + 0,059/2 \cdot \lg 0,01 = -0,499 \text{ (В)},$$

$$\text{катод: } \varphi_k = 0,338 + 0,059/2 \cdot \lg 0,05 = 0,299 \text{ (В)}.$$

$$\text{Тоді ЕРС} = \varphi_k - \varphi_a = 0,299 - (-0,499) = 0,798 \text{ В}.$$

Рекомендована література

1.1. Основна література

1. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закл. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 480 с.
2. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. Ч. I. К.: Пед. преса, 2002. 520 с.
3. Степаненко О.М., Рейтер Л.Г., Ледовських В.М., Іванов С.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник для студ. вищ. навч. закладів: у 2-ох ч. – Ч. II. К.: Пед. преса, 2000. 784 с.
4. Котур Б.Я. Хімія. Практикум: Навч. посібник. Л.: Видавничий центр ЛНУ ім. Івана Франка, 2004. 237 с.
5. Ластухін Ю.О., Воронов С.А. Органічна хімія. Львів: Центр Європи, 2006. 854 с.
6. Бобрівник Л.Д., Руденко В.М., Лезенко Г.О. Органічна хімія. К.: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2002. 544 с.
7. Чирва В.Я., Ярмолюк С.М., Толкачова Н.В., Земляков О.Є. Органічна хімія: підручник для вузів. Львів, Вид. БаК., 2009. 996 с.
8. Толмачова В.С., Ковтун О.Ю., Гордієнко О.В., Василенко С.В. Сучасна термінологія та номенклатура органічних сполук: Навчально-методичний посібник для вчителів та учнів загальноосвітніх навчальних закладів. Тернопіль: Наукова книга – Богдан, 2008. 176 с.
9. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія». Луцьк: Вежа, 2009. 75 с.
10. Іващенко І.А., Марушко Л.П., Кадикало Е.М. Методичні вказівки до вивчення курсу «Хімія» (частина 2). Луцьк: ПП Іванюк В.П. 2013. 45 с.
11. Іващенко І.А., Марушко Л.П. Методичні вказівки до вивчення навчальної дисципліни «Хімія» для студ. біол. ф-ту. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 83 с.
12. Сливка Н.Ю., Кадикало Е.М. Органічна хімія: метод. вказівки до лабораторного практикуму. Луцьк: П “Зоря–плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2019. 60 с.

13. Кадикало Е.М. Хімія органічна: Метод. вказівки до вивчення навчальної дисципліни для студ. спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки). Луцьк: П “Зоря-плюс” ВОО ВОІ СОІУ, 2020. 45 с.

1.2. Допоміжна література

1. Сиса Л.В., Сомов В.М. Неорганічна хімія в розрахункових задачах для комп'ютерного контролю знань. Луцьк: Волинська обласна друкарня, 2006.
2. Домбровський А.В., Найдан В.М. Органічна хімія: Навч. посібник. К.: Вища школа, 1992. 503 с.
3. Кононський О.І. Органічна хімія. Практикум: Навч. посіб. К.: Вища шк., 2002. 247 с.
4. Смітюх О.В., Марчук О.В., Піскач Л.В. Хімія: методичні розробки лабораторних занять для здобувачів освіти першого курсу хімічних та нехімічних спеціальностей. Луцьк : ПП Іванюк В.П., 2024. 148 с. <http://surl.li/rxdlsz>

ДОДАТКИ

Індивідуальні завдання з хімії

Закономірності перебігу хімічних реакцій

1. В яку сторону зміститься рівновага в системі $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$ при підвищенні температури, якщо ця реакція екзотермічна? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
2. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при підвищенні температури, якщо ця реакція ендотермічна? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
3. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при пониженні температури, якщо ця реакція ендотермічна? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
4. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при підвищенні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
5. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ при пониженні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
6. В яку сторону зміститься рівновага в системі $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при підвищенні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
7. В яку сторону зміститься рівновага в системі $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при пониженні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
8. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{C}_{(т)} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2$ при підвищенні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
9. В яку сторону зміститься рівновага в системі $\text{C}_{(т)} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2$ при пониженні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
10. В яку сторону зміститься рівновага в системі $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ при підвищенні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?

11. В яку сторону зміститься рівновага в системі $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ при пониженні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
12. В яку сторону зміститься рівновага в системі $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$ при пониженні температури, якщо реакція екзотермічна? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
13. Реакція $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні температури? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
14. Реакція $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при пониженні температури? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
15. Реакція $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
16. Реакція $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при пониженні тиску? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
17. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні температури? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
18. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при пониженні температури? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
19. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при підвищенні тиску?
1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
20. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації водню? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?

21. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. Як зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації йоду? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься. Чому?
22. Реакція $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ є екзотермічна. В яку сторону зміститься рівновага в системі при збільшенні концентрації йодоводню ? 1) в сторону вихідних речовин; 2) в сторону продуктів реакції; 3) не зміститься.
23. Для котрої з реакцій підвищення температури призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:
- 1) $\text{SO}_2\text{Cl}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{SO}_2 + \text{Cl}_2 - Q$;
 - 2) $\text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Br}_2 - Q$;
 - 3) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2 + Q$? Чому?
24. Для котрої з реакцій підвищення температури призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:
- 1) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$;
 - 2) $2\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2 - Q$;
 - 3) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO} + 3\text{H}_2 - Q$? Чому?
25. Для котрої з реакцій зниження тиску призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:
- 1) $2\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2 - Q$;
 - 2) $2\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{CO}_2 + Q$;
 - 3) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} + Q$? Чому?
26. Для котрої з реакцій зниження тиску призводить до зсуву рівноваги в бік вихідних речовин:
- 1) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$;
 - 2) $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{S}_{(\text{r})} - Q$;
 - 3) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - Q$? Чому?
27. Яка кількість теплоти виділиться при згорянні 1 л (н.у.) пропану, якщо тепловий ефект горіння пропану становить 2220 кДж/моль? Розрахунок подати з точністю до сотих.
28. Визначити теплоту утворення оксиду заліза(III), якщо відомо, що при горінні 2,8 г заліза до оксиду заліза (III) виділилось 41,1 кДж теплоти.
29. Вирахувати, скільки теплоти виділиться при попаданні на шкіру людини 2 г білого фосфору, якщо він при цьому окислюється до оксиду фосфору(V), теплота утворення якого становить $-1530,5$ кДж/моль. Результат подати з точністю до сотих.

30. Скільки теплоти виділиться при згорянні 1 л (н.у.) метану, якщо при згорянні одного моля метану виділяється 890,3 кДж теплоти? Результат подати з точністю до сотих.
31. При горінні сірки добули 32 г оксиду сірки(IV). При цьому виділилось 146,3 кДж теплоти. Вирахувати тепловий ефект реакції горіння сірки.
32. Скільки теплоти виділиться при згорянні 31 г фосфору, якщо тепловий ефект реакції горіння фосфору з утворенням оксиду фосфору(V) становить 3010 кДж?
33. Під час реакції взаємодії водню з киснем (н.у.) виділилось 114,2 кДж теплоти. Скільки літрів водню вступило в реакцію, якщо тепловий ефект реакції становить 572 кДж? Результат подати з точністю до сотих.
34. Скільки літрів хлору (н.у.) вступило в реакцію з натрієм, якщо під час реакції виділилось 40,95 кДж теплоти? Тепловий ефект реакції становить 819 кДж.
35. Яка теплота утворення оксиду цинку, якщо при сполученні 3,25 г цинку з киснем виділилось 176,5 кДж теплоти?
36. Скільки кДж теплоти виділиться під час нейтралізації 0,8 г гідроксиду натрію, якщо тепловий ефект цієї реакції становить 580 кДж/моль?
37. Вирахувати, скільки теплоти виділиться при попаданні на шкіру людини 12,4 г білого фосфору, якщо він при цьому окислюється до оксиду фосфору(V), теплота утворення якого становить 1505 кДж/моль.
38. Скільки теплоти виділиться під час взаємодії 6,72 л кисню з надлишком цинку, якщо теплота утворення оксиду цинку становить 348 кДж/моль?
39. Скільки кДж теплоти виділиться під час нейтралізації розчину, що містить 200 г гідроксиду натрію, розчином хлоридної кислоти, якщо тепловий ефект цієї реакції становить 55,8 кДж?

Розчини

40. Розчин соляної кислота, густина якого 1,145 г/мл, містить 29,2 % хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1л такої кислоти?

41. Розчин соляної кислоти, густина якого 1,098 г/мл, містить 20% хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1 л такої кислоти? Результат подати з точністю до цілих.
42. Хлоридна кислота, густина якої 1,048г/мл містить 10 % хлороводню. Скільки моль хлороводню містить 1л такої кислоти? Результат подати з точністю до сотих.
43. 20-ти процентний розчин гідроксиду калію має густина 1,186.10³ кг/м³. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину? Результат подати з точністю до сотих.
44. 16-ти процентний розчин гідроксиду калію має густина 1,137 г/мл. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину? Результат подати з точністю до сотих.
45. Розчин гідроксиду калію з масовою часткою розчиненої речовини 30 % має густина 1,288 г/мл. Скільки моль лугу містить 1 л цього розчину?
46. Яка масова частка в процентах кислоти в розчині, одержаному змішуванням одного об'єму 95,6% сульфатної кислоти густиною 1,840 г/см³ з п'ятьма об'ємами води? Результат подати з точністю до сотих.
47. Потрібно приготувати 100 мл 21 %-ного розчину натрій гідроксиду густиною 1,230 г/мл. Скільки г потрібно для цього технічного продукту, що містить 95 % гідроксиду натрію? Результат подати з точністю до десятих.
48. 1 л нітратної кислоти густиною 1,310.10³ кг/м³, що містить 50% HNO₃ за масою, розведено 690 мл води. Яка масова частка в процентах нітратної кислоти в одержаному розчині?
49. Скільки грамів мідного купоросу CuSO₄·5H₂O і води потрібно для приготування 200 г 5 %-ного розчину купрум (II) сульфату, розрахованого на безводну сіль?
50. Скільки потрібно г оцтової есенції, що є 80 %-ним розчином ацетатної кислоти, і води, щоб приготувати 200 мл 1 %-ного розчину (густина цього розчину можна прийняти рівним 1 г/мл)? Вказати масу води в грамах з точністю до десятих.
51. Яка повинна бути масова частка в процентах сульфатної кислоти в розчині, щоб на один моль кислоти припадало 5 моль води? Результат привести з точністю до цілих.

52. Яка повинна бути масова частка в процентах сульфатної кислоти в розчині, щоб на один моль кислоти припадало 2 моль води? Результат привести з точністю до цілих.
53. Скільки моль води припадає на один моль ацетатної кислоти в 6 %-ному її розчині? Результат привести з точністю до цілих.
54. 1 л соляної кислоти містить 9,16 моль хлороводню. Яка масова частка (у %) цієї кислоти, якщо її густина становить 1,145 г/мл?
55. 1 л розчину гідроксиду калію містить 6,9 моль лугу. Яка масова частка (у %) цього розчину, якщо його густина дорівнює 1,288 г/мл? Результат подати з точністю до цілих.
56. Для одержання 25,72%-ного розчину сульфатної кислоти змішали 1 об'єм розчину сульфатної кислоти (густина 1,84 г/мл) з 5 об'ємами води. Яка масова частка сульфатної кислоти (%) у вихідному розчині? Результат подати з точністю до десятих.
57. Масова частка азотної кислоти в розчині становить 22,58 %. Скільки моль води припадає на 1 моль кислоти в цьому розчині? Результат подати з точністю до цілих.
58. Скільки моль води припадає на 1 моль хлороводню в 17%-ному розчині хлоридної кислоти? Результат подати з точністю до цілих.
59. Скільки моль води припадає на 1 моль сульфатної кислоти в 52 %-ному розчині цієї кислоти? Результат подати з точністю до цілих.
60. Яка повинна бути масова частка ацетатної кислоти у водному розчині, щоб на 1 моль кислоти припадало 52 моль води? Результат подати з точністю до цілих.
61. Скільки потрібно грамів води і 87%-ного розчину солі, щоб приготувати 600 г 55 %-ного розчину? Вказати масу води в грамах з точністю до десятих.
62. Який об'єм 10 %-ного розчину нітратної кислоти (густина 1,05 г/мл) необхідно взяти для розчинення міді масою 2,5 г? Результат подати з точністю до сотих.
63. Який об'єм 25 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,18 г/мл) потрібно взяти для розчинення 5,6 г заліза?
64. При дії на сплав заліза з міддю надлишку хлоридної кислоти виділилось 224 мл газу (н.у.). Обчислити масу сплаву, якщо відомо, що заліза в ньому містилося 20 % за масою.

65. До 50 мл 10 %-ного розчину ферум(III) хлориду (густина 1,085 г/мл) додали калій гідроксид масою 5 г. Осад відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку. Результат подати з точністю до сотих.
66. При взаємодії 11,2 г металу восьмої групи періодичної системи з хлором утворилось 32,5 г хлориду. Вказати порядковий номер металу в періодичній системі.
67. При розчиненні 3 г сплаву міді із сріблом в концентрованій нітратній кислоті отримали 7,34 г суміші нітратів. Визначити масові частки металів у сплаві. Вказати масову частку (%) міді. Результат подати з точністю до цілих.
68. До 45,2 г 31 %-ного розчину гідроксиду натрію додали 16 г купрум(II) сульфату. Осад, що утворився, відфільтрували і прожарили. Обчислити масу твердого залишку.
69. Яку мінімальну масу розчину КОН (концентрація розчину 20 %, густина 1,19 г/мл) потрібно витратити для поглинання всього вуглекислого газу, який утворюється при повному відновленні 23,2 г Fe_3O_4 карбон(II) оксидом.
70. Суміш цинку і цинк оксиду масою 9 г обробили розчином натрій гідроксиду. При цьому виділилось 1,03 л газу (н.у.). Вказати масу цинк оксиду (з точністю до цілих).
71. Для визначення вмісту срібла у сплаві 5 г цього сплаву розчинили в азотній кислоті і розчин обробили хлоридною кислотою. Маса осаду, що утворився, становила 2,87 г. Яка масова частка срібла в процентах у сплаві?
72. Яка концентрація розчину їдкого натру, отриманого при розчиненні 40 г його в 100 г води?
73. До 300 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою лугу 20% додали 200 мл води. Визначити масову частку лугу в новому розчині.
74. Скільки моль натрій гідроксиду і який об'єм води необхідно взяти для приготування 500 г розчину з масовою часткою лугу 4 %?
75. Скільки моль сульфатної кислоти і який об'єм води необхідно взяти для приготування 200 г розчину з масовою часткою кислоти 9,8 %?

76. Скільки мілілітрів води потрібно для розчинення 60 г натрій хлориду, щоб отримати насичений при 40°C розчин?
77. Скільки грамів плюмбум нітрату виділиться в тверду фазу з 500 г насиченого при 50 °C розчину, якщо останній охолодити до 0°C? Розчинність $Pb(NO_3)_2$ при 50 °C дорівнює 85 г в 100 г води, а при 0°C – 38,8 г в 100 г води.
78. Скільки мілілітрів 20 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина 1,143 г/мл) потрібно для приготування 1 л 0,2 н. розчину?
79. Яка нормальна концентрація 8 %-ного розчину їдкого натру, густина якого 1,092 г/мл?
80. Скільки мілілітрів 2 н. розчину їдкого натру необхідно взяти для приготування 3 л 0,5 н. розчину?

Окисно-відновні реакції

81. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $H_2S + H_2SO_3 \Rightarrow S + ?$.
82. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow O_2 + MnSO_4 + ? + ?$
83. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $KI + KClO_3 + H_2SO_4 \Rightarrow I_2 + KCl + K_2SO_4 + ?$
84. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \Rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + ? + ?$
85. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + ?$
86. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow KNO_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + ?$
87. Закінчити рівняння реакції, вказати суму молярних мас окисника та відновника з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів: $H_2O_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow O_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + ?$

88. Закінчити рівняння реакції, вказати суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції: $KI + KClO_3 + H_2SO_4 \Rightarrow I_2 + KCl + K_2SO_4 + ?$
89. Закінчити рівняння реакції, вказати суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції: $Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \Rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + ?$
90. Закінчити рівняння реакції, вказати суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції: $H_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + ?$
91. Закінчити рівняння реакції, вказати суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції: $As_2S_3 + HNO_3 \Rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO_2 + ?$
92. Закінчити рівняння реакції, вказати суму стехіометричних коефіцієнтів біля продуктів реакції: $KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \Rightarrow KNO_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + ?$
93. В котрій з реакцій пероксид водню виступає як окисник:
 1) $KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \Rightarrow$;
 2) $KI + H_2O_2 \Rightarrow \dots$;
 3) $H_2S + H_2O_2 \Rightarrow \dots ?$
 Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
94. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:
 1) $NH_3 + O_2 \Rightarrow N_2 + H_2O$;
 2) $NH_3 + O_2 \Rightarrow NO + H_2O$;
 3) $Cu + H_2SO_4 \Rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$;
 4) $Zn + HCl \Rightarrow ZnCl_2 + H_2$?
 Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
95. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:
 1) $MnO_2 + HCl \Rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$;
 2) $Cl_2 + KBr \Rightarrow Br_2 + KCl$;
 3) $Ca + HNO_3 \Rightarrow Ca(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$;
 4) $Fe + HNO_3 \Rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$?
 Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.
96. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:

- 1) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{Cl}_2 + \text{KBr} \Rightarrow \text{Br}_2 + \text{KCl}$;
- 3) $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$?

Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.

97. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:

- 1) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \Rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Zn} + \text{HCl} \Rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$?

Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.

98. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найбільшою:

- 1) $\text{Fe} + \text{HCl} \Rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$?

Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.

99. В котрому з приведених рівнянь реакції сума коефіцієнтів є найменшою:

- 1) $\text{Fe} + \text{HCl} \Rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
- 2) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \Rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \Rightarrow \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$?

Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.

100. В котрій з приведених реакцій проявляється окисна здатність катіона водню:

- 1) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{розб.}) \Rightarrow \dots$;
- 2) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц. при нагріванні}) \Rightarrow \dots$;
- 3) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \Rightarrow \dots$;
- 4) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц. при нагріванні}) \Rightarrow \dots$?

Вказати суму коефіцієнтів у всіх рівняннях реакцій.

101. Визначити ступінь окислення Нітрогену в таких сполуках: N_2H_4 , NH_2OH , $\text{Ca}(\text{NH}_2)_2$, $[\text{N}_2\text{H}_6]\text{SO}_4$.

102. Які з нижченаведених реакцій належать до окисно-відновних:
- $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;
 - $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + 2\text{HCl}$;
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$;
 - $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.
- Відповідь обґрунтувати і вказати в окисно-відновних реакціях окисник і відновник.
103. Вказати, що є окисником і що є відновником в реакціях:
- $$\text{H}_2\text{S} + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{S};$$
- $$2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2.$$
104. Які з наведених елементарних іонів здатні виявляти: а) тільки функцію окисника; б) тільки функцію відновника; в) подвійну функцію (і окисника, і відновника): F^- , H^+ , Cu^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} , S^{2-} , Mg^{2+} , Mn^{2+} ?
105. При нагріванні нітратна кислота розкладається з утворенням NO_2 , O_2 , H_2O . Скласти рівняння реакції і розібрати його. Який це тип окисно-відновної реакції?
106. Які процеси – окислення чи відновлення – проходять в наведених схемах реакцій? Вказати кількість відданих або приєднаних електронів:
- $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$;
 - $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$;
 - $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$;
 - $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$;
 - $\text{V} \rightarrow \text{VO}_3^-$.
107. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
- $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{HNO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$.
108. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
- $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.
109. Підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:

- а) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$;
 б) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} = \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
110. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
 а) $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
 б) $\text{FeS} + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
111. Підібрати коефіцієнти в рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
 а) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{S} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 б) $\text{HClO} + \text{SO}_2 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
112. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
 а) $\text{HClO}_3 + \text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{HClO}_3 = \text{HClO}_4 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
113. Скласти схеми електролізу водних розчинів солей CuSO_4 і NaCl на вугільних електродах.
114. Скласти схеми електролізу водного розчину і розплаву магній броміду на вугільних електродах. Які речовини є продуктами електролізу в кожному випадку?
115. Скласти схему електролізу водного розчину, що містить суміш KBr і $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ на вугільних електродах. Записати продукти, що утворилися.
116. Чи буде нітратна кислота окислювати купрум (II) сульфід за рівнянням: $\text{CuS} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$?
117. Визначити окисний еквівалент манган діоксиду для реакції в кислому середовищі, де MnO_2 відновлюється до Mn^{2+} .
118. Обчислити масу срібла, яке виділиться на катоді при пропусканні струму силою 6 А через розчин нітрату срібла протягом 30 хв.
119. Підібрати коефіцієнти в наведених нижче рівняннях реакцій і вказати окисник і відновник:
 а) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4$,
 б) $\text{KClO}_3 = \text{KCl} + \text{O}_2$.

Навчально-методичне видання

Смітюх Олександр Вікторович

Піскач Людмила Василівна

Марчук Олег Васильович

Хімія Неорганічна
ЗМІСТОВИЙ МОДУЛЬ 2

Методичні розробки лабораторних занять

Друкується в авторській редакції

Верстка О.В. Смітюх

Підписано до друку 27.09.2024. Формат 60x84 1/16

Ум. друк. арк. 2,00. Зам. № xxx. Тираж 50

Папір офсетний. Гарнітура Times. Друк офсетний

Друк ПП Іванюк В. П. 43021, м. Луцьк, вул. Винниченка, 63

Свідоцтво Держкомінформу

ВЛН № 31 від 04.02.2004 р.