

**МІНІСТЕРСТВО ВНУТРІШНІХ СПРАВ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ВНУТРІШНІХ СПРАВ
КРЕМЕНЧУЦЬКИЙ ЛЬОТНИЙ КОЛЕДЖ**

Циклова комісія технічного обслуговування авіаційної техніки

**МЕТОДИЧНІ МАТЕРІАЛИ
ДО ПРАКТИЧНИХ ЗАНЯТЬ**

з навчальної дисципліни «Хімія»
освітньої-професійної програми першого (бакалаврського) рівня вищої освіти
бакалавр з електроенергетики, електротехніки та електромеханіки за

Електромеханіка

Харків 2022

ЗАТВЕРДЖЕНО

Науково-методичною радою
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 26.09.2022 № 9

СХВАЛЕНО

Методичною радою
Кременчуцького льотного коледжу
Харківського національного
університету внутрішніх справ
Протокол від 19.09.2022 № 2

ПОГОДЖЕНО

Секцією науково-методичної ради
ХНУВС з технічних дисциплін
Протокол від 23.09.2022 № 9

Розглянуто на засіданні циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, протокол від 14.09.2022 № 3

Розробник:

1. канд. хім. наук, доцент, спеціаліст вищої категорії, викладач циклової комісії технічного обслуговування авіаційної техніки, Козловська Т. Ф.

Рецензенти:

1. канд. хім. наук, доцент, завідувач кафедри екології та біотехнологій Кременчуцького національного університету імені Михайла Остроградського, професор Новохатько О. В.

2. канд. техн. наук, доцент, викладач циклової комісії природничих дисциплін Кременчуцького льотного коледжу Харківського національного університету внутрішніх справ, викладач-методист, спеціаліст вищої категорії Долударєва Я. С.

1. Структура навчальної дисципліни

1.1. Розподіл часу навчальної дисципліни за темами (денна форма навчання) не передбачено

1.2. Розподіл часу навчальної дисципліни за темами (заочна форма навчання)

Номер та назва навчальної теми	Кількість годин відведених на вивчення навчальної дисципліни						Вид контролю
	Всього	з них:					
		Лекції	Семінарські заняття	Практичні заняття	Лабораторні заняття	Самостійна робота	
Семестр № 3							
Тема № 1. Основні поняття і закони хімії. Будова атома як основа хімічної взаємодії.	2	0	0	0	0	2	Опитування
Тема № 2. Періодична система елементів і періодичний закон . І. Менделєєва.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 3. Типи хімічних зв'язків, будова твердих тіл і рідин.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 4. Класи неорганічних сполук і їх властивості.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 5. Енергетичні перетворення в хімічних реакціях.	5	0	0	0	2	3	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 6. Швидкість перетворення речовин і чинники впливу.	3	0	0	0	0	3	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 7. Розчини. Їх типи. Розчинність.	3	0	0	0	0	3	
Тема № 8. Основні поняття теорії розчинів. Теорія електролітичної дисоціації.	2	0	0	0	0	2	
Тема № 9. Електропровідність розчинів.	2	0	0	1	0	2	
Тема № 10. Електрохімічні процеси. Окисно-відновні реакції як складова електрохімічних процесів.	3	1	0	0	0	2	Контрольна робота на 25 хв.
Тема № 11. Перетворення хімічної енергії на електричну.	3	1	0	0	0	2	Контрольна робота

Гальванічні та паливні елементи. Електрорушійна сила електрохімічних процесів.							на 25 хв.
Тема № 12. Перетворення електричної енергії на хімічну. Процеси електролізу.	3	0	0	0	0	3	
Тема № 13. Хімічні властивості металів. Їх добування та застосування. Сплави.	4	1	0	0	0	3	
Тема № 14. Сплави чорних і кольорових металів.	4	1	0	0	0	3	
Тема № 15. Корозія металів як різновид електрохімічних процесів.	4	0	0	1	0	3	Контрольна робота на 25 хв.
Всього за семестр № 3:	45	4	0	2	2	37	залік

2. Методичні вказівки до практичних занять

Тема № 4. Енергетичні перетворення в хімічних реакціях.

Практичне заняття : Визначення теплових ефектів реакцій. Термохімічні рівняння.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити закони хімічної термодинаміки. Розрахунки термодинамічних характеристик хімічних реакцій. Кількість годин – 2 (денна форма)

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Закони хімічної термодинаміки.
2. Енергетика хімічних процесів, хімічна спорідненість, енергія Гіббса.
3. Розрахункове визначення термодинамічних характеристик хімічних процесів.

Література: 2 (с. 119–138), 5 (с. 106–116), 6 (с. 265–288).

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття. Опрацювати теоретичний матеріал, необхідний для виконання практичної роботи:

Науку про взаємні перетворення різних видів енергії називають *термодинамікою*. Термодинаміка встановлює закони цих перетворень, а також напрямок мимовільного перебігу різних процесів за даних умов. При хімічних реакціях відбуваються глибокі якісні зміни в системі, рвуться зв'язки у вихідних речовинах і виникають нові зв'язки в кінцевих продуктах. Ці зміни супроводжуються поглинанням або виділенням енергії. У більшості випадків цією енергією є теплота.

Розділ термодинаміки, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називають *термохімією*. Реакції, що супроводжуються виділенням теплоти,

називають *екзотермічними*, а поглинанням теплоти – *ендотермічними*. Теплота реакцій є, таким чином, мірою зміни властивостей системи. При будь-якому процесі дотримується закон збереження енергії як вияв більш загального закону природи – закону збереження матерії. Теплота Q , що поглинається системою, йде на зміну її внутрішньої енергії ΔU і на здійснення роботи A :

$$Q = \Delta U + A.$$

Внутрішня енергія системи U – це загальний її запас, що включає енергію поступального й обертального рухів молекул, енергію внутрішньомолекулярних коливань атомів і атомних груп, енергію руху електронів, внутрішньоядерну енергію. Внутрішня енергія – повна енергія системи без потенційної енергії, зумовленої положенням системи в просторі, та без кінетичної енергії системи як цілого. Абсолютне значення внутрішньої енергії U речовин є невідомим, тому що не можна привести систему до стану, позбавленого енергії.

Внутрішня енергія, як і будь-який вид енергії, є *функцією стану*, тобто її зміна однозначно визначається початковим і кінцевим станами системи і не залежить від шляху переходу, за якими відбувається процес $\Delta U = U_2 - U_1$. Де ΔU – зміна внутрішньої енергії системи під час переходу від початкового стану U_1 до кінцевого U_2 , якщо $U_2 > U_1$, то $\Delta U > 0$. Якщо $U_2 < U_1$, то $\Delta U < 0$. Теплота і робота не є функціями стану, тому що вони слугують формами передачі енергії та пов'язані з процесом, а не зі станом системи. Під час хімічних реакцій A – це робота проти зовнішнього тиску, тобто в першому наближенні $A = p\Delta V$, де ΔV – зміна об'єму системи ($V_2 - V_1$). Оскільки більшість хімічних реакцій проходить при постійному тиску, то для ізобарно-ізотермічного процесу теплота дорівнює:

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta U + p\Delta V; \\ Q_p &= (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1); \\ Q_p &= (U_2 + p_2 V_2) - (U_1 + p_1 V_1). \end{aligned}$$

Суму $U + pV$ позначимо через H , тоді

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Величину H називають ентальпією, або теплоутворення, тобто, теплота при $p = \text{const}$ і $T = \text{const}$ набуває властивостей функції стану і не залежить від шляху, яким перебігає процес.

Звідси теплота реакції в ізобарно-ізотермічному процесі Q_p дорівнює зміні ентальпії системи ΔH : $Q_p = \Delta H$.

Теплота хімічних процесів називається *тепловим ефектом*. Термохімічні розрахунки базуються на законі Гесса (1840): тепловий ефект реакції залежить тільки від природи і фізичного стану вихідних речовин і кінцевих продуктів, але не залежить від шляху переходу. Часто в термохімічних розрахунках застосовують наслідок із закону Гесса: тепловий ефект реакції ($\Delta H_{x.p.}$) дорівнює сумі теплоти утворення $\Delta H_{\text{утв}}^{\text{прод}}$ продуктів реакції за винятком суми теплоти утворення вихідних речовин з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів рівняння реакції (коефіцієнти перед формулами цих речовин у рівнянні

реакції):

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{утв}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{утв}}^{\text{вих}}$$

Мимовільно можуть протікати реакції, що супроводжуються не тільки виділенням, але й поглинанням теплоти.

Реакція, що йде за даної температури з виділенням теплоти, за іншої температури відбувається з поглинанням теплоти. Тут виявляється діалектичний закон єдності та боротьби протилежностей. З одного боку, система прагне до упорядкування (агрегації), до зменшення H ; з іншого боку – система прагне до безладдя (деагрегації). Перша тенденція росте зі зниженням, а друга — з підвищенням температури. Тенденцію до безладдя характеризує величина, що називають *ентропією*.

Ентропія S так само, як внутрішня енергія U , ентальпія H , об'єм V та ін., є властивістю речовини, пропорційною до її кількості. S , U , H , V мають адитивні властивості, тобто при зіткненні системи підсумовуються. Ентропія відбиває рух частинок речовини і є *мірою неупорядкованості системи*. Вона зростає зі збільшенням руху частинок: при нагріванні, випаровуванні, плавленні, розширенні газу, при ослабленні, розриві з'єднань між атомами і т.д. Процеси, пов'язані з упорядкованістю системи: конденсація, кристалізація, стискання, зміцнення з'єднань, полімеризація і т.д., – ведуть до зменшення ентропії. Ентропія є функцією стану, тобто її зміна (ΔS) залежить тільки від початкового (S_1) та кінцевого (S_2) і не залежить від шляху процесу:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{вих}}^0,$$

$$\Delta S = S_2 - S_1.$$

Якщо $S_2 > S_1$, то $\Delta S > 0$. Якщо $S_2 < S_1$, то $\Delta S < 0$.

Оскільки ентропія зростає з підвищенням температури, то можна вважати, що міра безладдя $\approx T\Delta S$. Ентропія виражається в Дж/(моль · К).

Таким чином, рушійна сила процесу складається з двох сил: схильність до упорядкування (H) і схильність до безладдя (TS). При $p = \text{const}$ і $T = \text{const}$ загальну рушійну силу процесу, що позначають ΔG , можна знайти зі співвідношення:

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1); \Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Величина G називається ізобарно-ізотермічним потенціалом, чи енергією Гібса. Отже, мірою хімічної спорідненості є надлишок енергії Гібса (ΔG), що залежить від природи речовини, його кількості та від температури. Енергія Гібса є функцією стану, тому

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G_{\text{утв}}^{\text{прод}} - \sum \Delta G_{\text{утв}}^{\text{вих}}.$$

Процеси, що перебігають мимовільно, йдуть у бік зменшення потенціалу і, зокрема, у бік зменшення ΔG . Якщо $\Delta G < 0$, процес принципово здійснимий; якщо $\Delta G > 0$, процес мимовільно проходити не може. Чим менше ΔG , тим сильніша схильність до перебігу даного процесу і тим далі він від стану рівноваги, за якого

$$\Delta G = 0 \text{ і } \Delta H = T\Delta S.$$

Зі співвідношення $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ видно, що мимовільно можуть перебігати і процеси, для яких $\Delta H > 0$ (ендотермічні). Це можливо, коли $\Delta S > 0$ але $T\Delta S > |\Delta H|$, і тоді $\Delta G < 0$. З іншого боку, екзотермічні реакції ($\Delta H < 0$) мимовільно не відбуваються, якщо при $\Delta S < 0$ виявиться, що $\Delta G > 0$.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Енергетика хімічних процесів

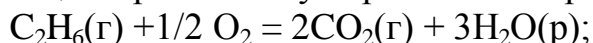
Приклад 1. При взаємодії кристалів хлориду фосфору (V) з парами води утворюється рідкий POCl_3 і гідроген хлорид. Реакція супроводжується виділенням 111,4 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції.

Розв'язок. Рівняння реакцій, у яких біля символів хімічних сполук зазначаються їхні агрегатні стани чи кристалічна модифікація, а також числове значення теплових ефектів, називають *термохімічними*. У термохімічних рівняннях, якщо це спеціально не зазначено, указуються значення теплових ефектів при постійному тиску Q_p , які дорівнюють зміні ентальпії системи ΔH .

Таблиця 1 – Стандартні теплоти (ентальпії) ΔH^0_{298} утворення деяких речовин

Речовина	Стан	ΔH^0_{298} , кДж/моль	Речовина	Стан	ΔH^0_{298} , кДж/моль
C_2H_2	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS_2	г	+115,28	CH_3OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	г	-235,31
C_6H_6	г	+82,93	H_2O	г	-241,83
C_2H_4	г	+52,28	H_2O	р	-285,84
H_2S	г	-20,15	NH_4Cl	к	-315,39
NH_3	г	-46,19	CO_2	г	-393,51
CH_4	г	-74,85	Fe_2O_3	к	-822,10
C_2H_6	г	-84,67	Ca(OH)_2	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al_2O_3	к	-1669,80

Приклад 2. Реакція горіння етану виражається термохімічним рівнянням



$$\Delta H_{\text{х.р.}} = -1559,87 \text{ кДж/моль.}$$

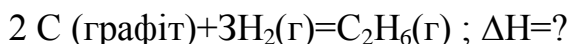
Обчисліть теплоту утворення етану, якщо відомі теплоти утворення $\text{CO}_2(\text{г})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{р})$.

Розв'язок. Теплотою утворення даної сполуки називається тепловий ефект реакції утворення 1 моль цієї сполуки з простих речовин, узятих у стійкому стані за даних умов.

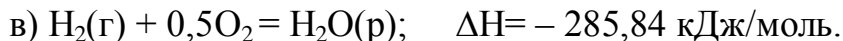
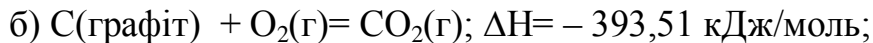
Зазвичай теплота утворення належить до стандартного стану, тобто 25 °C (298 K) і $1,013 \times 10^5$ Па, її позначають через ΔH^0_{298} .

Оскільки тепловий ефект із температурою змінюється незначно, тут і надалі індекси опускаються, і тепловий ефект позначається через ΔH .

Отже, потрібно обчислити тепловий ефект реакції, термохімічне рівняння якої має вигляд

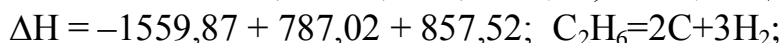


виходячи з наступних даних:



На основі закону Гесса з термохімічними рівняннями можна оперувати так само, як і з алгебраїчними. Для одержання результату рівняння (б) помножити на 2, рівняння (в) – на 3, а потім суму цих рівнянь відняти від рівняння (а):

$$\Delta H = -1559,87 - 2(393,51) - 3(-285,84) = +84,67 \text{ кДж/моль} ;$$



$$\Delta H = +84,67 \text{ кДж/моль}.$$

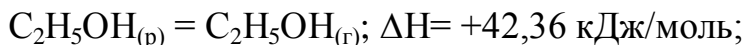
Оскільки теплота утворення дорівнює теплоті розкладання з оберненим знаком, то $\Delta H_{\text{утв}}(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = -84,67 \text{ кДж/моль}$.

Приклад 3. Реакція горіння етилового спирту виражається термохімічним рівнянням



Обчисліть тепловий ефект реакції, якщо відомо, що мольна теплота пароутворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}$ дорівнює $+42,36 \text{ кДж}$, а також відомі теплоти утворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{г})}$; $\text{CO}_{2(\text{г})}$; $\text{H}_2\text{O}_{(\text{р})}$ (див. табл. 1).

Розв'язок. Для визначення ΔH реакції необхідно знати теплоту утворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}$. Останню знаходимо за даними:



$$+42,36 = -235,31 - \Delta H(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})});$$

$$\Delta H(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{р})}) = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж/моль}.$$

Обчислюємо ΔH реакції, застосовуючи наслідок закону Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж/моль}.$$

Хімічна спорідненість

Приклад 1. У якому стані ентропія 1 моль речовини більша: у кристалічному чи в пароподібному за тієї самої температури?

Розв'язок. Ентропія є мірою невпорядкованості стану речовини. У кристалі частинки (атоми, іони) розташовані упорядковано і можуть знаходитися лише у визначених точках простору, а для газу таких обмежень немає. Об'єм 1 моль газу набагато більший, ніж об'єм 1 моль кристалічної речовини; можливість хаотичного руху молекул газу більша, а тому ентропію можна розглядати як кількісну міру хаотичності атомно-молекулярної структури речовини, тоді ентропія 1 моль парів речовини є більшою за ентропію 1 моль його кристалів за однакової температури.

Приклад 2. Пряма чи обернена реакція буде відбуватися за стандартних умов у системі

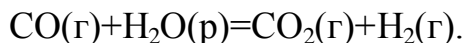


Розв'язок. Для відповіді на питання варто обчислити ΔG^0_{298} прямої реакції.

Значення ΔG^0_{298} відповідних речовин наведені в табл. 3. Знаючи, що ΔG є функцією стану і що ΔG для простих речовин, які знаходяться в стійких за стандартних умов агрегатних станах, дорівнюють нулю, знаходимо ΔG^0_{298} процесу: $\Delta G^0_{298} = 2(-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63$ кДж/моль.

Те, що $\Delta G^0_{298} > 0$, свідчить про неможливість мимовільного перебігу прямої реакції при $T = 298$ К і рівності тисків узятих газів $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт. ст. = 1 атм).

Приклад 3. На основі стандартної теплоти утворення (табл. 1) і абсолютної стандартної ентропії речовин (табл. 3) обчисліть ΔG^0_{298} реакції, що відбувається за рівнянням



Розв'язок. $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$; ΔH і ΔS – функція стану, тому

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H^0_{\text{прод}} - \sum \Delta H^0_{\text{вих}}; \quad \Delta S^0_{\text{х.р.}} = \sum S^0_{\text{прод}} - \sum S^0_{\text{вих}}.$$

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = +2,85 \text{ кДж/моль};$$

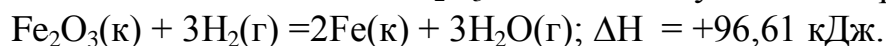
$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = +76,39 = 0,07639 \text{ кДж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$\Delta G^0 = +2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж/моль}.$$

Таблиця 2 – Стандартна абсолютна ентропія S^0_{298} деяких речовин

Речовина	Стан	$S^0_{298}, \text{Дж/(моль} \cdot \text{К)}$	Речовина	Стан	$S^0_{298}, \text{Дж/(моль} \cdot \text{К)}$
C	алмаз	2,44	H ₂ O	г	188,72
C	графіт	5,69	N ₂	г	191,49
Fe	к	27,2	NH ₃	г	192,50
Ti	к	30,7	CO	г	197,91
S	ромб	31,9	C ₂ H ₂	г	200,82
TiO ₂	к	50,3	O ₂	г	205,03
FeO	к	54,0	H ₂ S	г	205,64
H ₂ O	р	69,94	NO	г	210,20
Fe ₂ O ₃	к	89,96	CO ₂	г	213,65
NH ₄ Cl	к	94,5	C ₂ H ₄	г	219,45
CH ₃ OH	р	126,8	Cl ₂	г	222,95
H ₂	г	130,59	NO ₂	г	240,46
Fe ₃ O ₄	к	146,4	PCl ₃	г	311,66
CH ₄	г	186,19	PCl ₅	г	352,71
HCl	г	186,68			

Приклад 4. Реакція відновлення Fe₂O₃ воднем відбувається за рівнянням



Чи можлива ця реакція за стандартних умов, якщо зміна ентропії $\Delta S = 0,1387$ кДж/(моль · К) ? За якої температури почнеться відновлення Fe₂O₃?

Розв'язок Обчислюємо ΔG^0 реакції:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28 \text{ кДж/моль}.$$

Оскільки $\Delta G > 0$, то реакція за стандартних умов неможлива; навпаки, за

цих умов відбувається обернена реакція окислювання заліза (корозія). Знайдемо температуру, при якій $\Delta G=0$: $\Delta H=T\Delta S$; $T=\Delta H/\Delta S=96,61/0,1387=696,5$ К.

Отже, при температурі $\approx 696,5$ К почнеться реакція відновлення Fe_2O_3 . Іноді цю температуру називають температурою початку реакції.

Приклад 5. Обчислити ΔH^0 , ΔS^0 і ΔG^0 т реакції, що відбувається за рівнянням $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{C}=2\text{Fe}+3\text{CO}$.

Чи можлива реакція відновлення Fe_2O_3 вуглецем при температурах 500 і 1000 К?

Розв'язок. $\Delta H^0_{\text{х.р.}}$ і $\Delta S^0_{\text{х.р.}}$ знаходимо зі співвідношень (1) і (2) так само, як у прикладі 3:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = [3(-110,52) + 2 \cdot 0] - [-822,10 + 3 \cdot 0] = -331,56 + 822,10 = +490,54 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta S^0_{\text{х.р.}} = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,91) - (89,96 + 3 \cdot 5,69) = 541,1 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Енергію Гіббса при відповідних температурах знаходимо зі співвідношення $\Delta G^0_{\text{т}} = \Delta H^0 - T\Delta S$:

$$\Delta G^0_{500} = 490,54 - 500 \cdot 0,5411 = 219,99 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G^0_{1000} = 490,54 - 1000 \cdot 0,5411 = -50,56 \text{ кДж/моль}.$$

Оскільки $\Delta G_{500} > 0$, а $\Delta G_{1000} < 0$, то відновлення Fe_2O_3 вуглецем можливо при 1000 К і неможливе при 500 К.

Таблиця 3 – Стандартна енергія Гіббса утворення ΔG^0_{298} деяких речовин

Речовина	Стан	ΔG^0_{298} , кДж/моль	Речовина	Стан	ΔG^0_{298} , кДж/моль
BaCO_3	к	- 1138,8	Fe	к	- 244,3
CaCO_3	к	- 1128,75	H_2O	р	- 237,19
Fe_3O_4	к	- 1014,2	H_2O	г	- 228,59
BeCO_3	к	- 944,75	PbO_2	к	- 219,0
CaO	к	- 604,2	CO	г	- 137,27
BeO	к	- 581,61	CH_4	г	- 50,79
BaO	к	- 528,4	NO_2	г	+51,84
CO_2	к	- 394,38	NO	г	+86,69
NaCl	к	- 384,03	C_2H_2	г	+209,20

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі :

1. Законспектувати основні термодинамічні закони.
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Пояснити, чому ентальпія простих речовин дорівнює нулю?
4. Охарактеризувати діаграми енергетичних процесів.
5. Навести приклади простих і складних речовин у різних фазових станах, і пояснити, чим зумовлено збільшення ентропії при екзотермічних процесах?
6. Що означає ізобарно-ізотермічний потенціал?
7. Як визначити температуру встановлення хімічної рівноваги будь-якого процесу?
8. Розв'язати задачу за вказівкою викладача із заданого переліку.

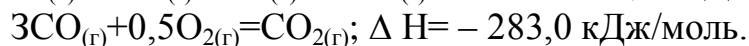
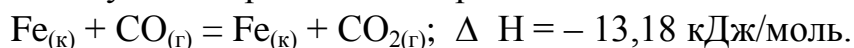
Приклади задач.

І. Енергетика хімічних процесів

1. Обчисліть, яка кількість теплоти виділиться при відновленні Fe_2O_3 металевим алюмінієм, якщо було отримано 335,1 г заліза.

2. Газоподібний етиловий спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можна одержати при взаємодії етилену $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$ і водяної пари. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект.

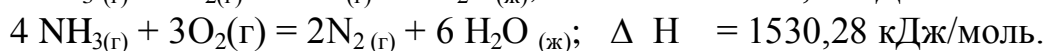
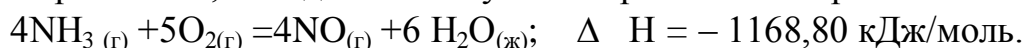
3. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення ферум (II) оксиду воднем, виходячи з наступних термохімічних рівнянь:



4. При взаємодії газоподібних сірководню і карбон діоксиду утворюються пари води і $\text{CS}_2(\text{г})$. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект.

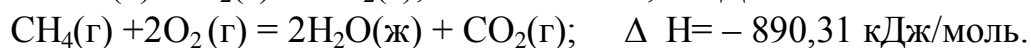
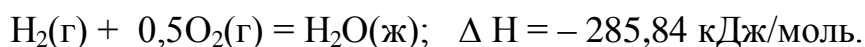
5. Напишіть термохімічне рівняння реакції між $\text{CO}(\text{г})$ і воднем, у результаті якої утворюються $\text{CH}_4(\text{г})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Скільки теплоти виділиться під час цієї реакції, якщо було отримано 67,2 л метану в перерахуванні на нормальні умови?

6. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення NO ? Обчисліть теплоту утворення NO , виходячи з наступних термохімічних рівнянь:

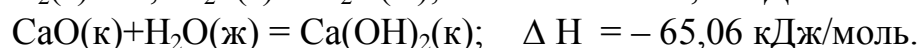
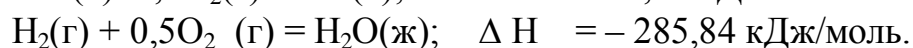


7. Кристалічний амоній хлорид утворюється при взаємодії газоподібних амоніаку і гідроген хлориду. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції, обчисливши її тепловий ефект. Скільки теплоти виділиться, якщо в реакції було витрачено 10 л амоніаку в перерахуванні на нормальні умови?

8. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення метану? Обчисліть теплоту утворення метану, виходячи з наступних термохімічних рівнянь:



9. Тепловий ефект якої реакції дорівнює теплоті утворення кальцій гідрооксиду? Обчисліть теплоту утворення кальцій гідрооксиду, виходячи з наступних термохімічних рівнянь:



10. Тепловий ефект реакції згоряння рідкого бензолу з утворенням парів води і карбон двооксиду дорівнює $-3135,58 \text{ кДж}$. Складіть термохімічне рівняння цієї реакції й обчисліть теплоту утворення $\text{C}_6\text{H}_6(\text{р})$.

11. Обчисліть, скільки теплоти виділиться при згорянні 165 л (н.у.) ацетилену C_2H_2 , якщо продуктами згоряння є карбон двооксид і пари води?

12. При згорянні газоподібного амоніаку утворюються пари води й нітроген оксид. Скільки теплоти виділиться під час цієї реакції, якщо було отримано 44,8 л NO у перерахуванні на нормальні умови?

13. Реакція горіння метилового спирту виражається термохімічним рівнянням:



Обчисліть тепловий ефект цієї реакції, якщо відомо, що мольна теплота пароутворення $\text{CH}_3\text{OH}(\text{p})$ дорівнює +37,4 кДж/моль.

14. При згорянні 11,5 г рідкого етилового спирту виділилося 308,71 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції, у результаті якої утворюються пари води і карбон діоксид. Обчисліть теплоту утворення $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$.

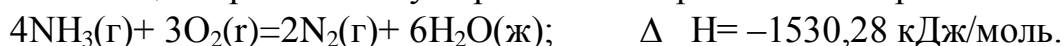
15. Реакція горіння бензолу виражається термохімічним рівнянням



Обчисліть тепловий ефект цієї реакції, якщо відомо, що мольна теплота пароутворення бензолу дорівнює +33,9 кДж/моль.

16. Обчисліть тепловий ефект і напишіть термохімічне рівняння реакції горіння 1 моль етану $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$, у результаті якої утворюються пари води і карбон двооксид. Скільки теплоти виділиться під час згорання 1 м³ етану в перерахуванні на нормальні умови?

17. Реакція горіння аміаку виражається термохімічним рівнянням:



Обчисліть теплоту утворення $\text{NH}_3(\text{г})$.

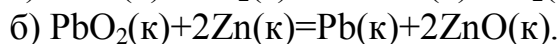
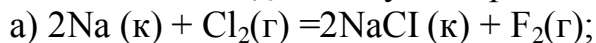
18. При взаємодії 6,3 г заліза із сіркою виділилося 11,31 кДж теплоти. Обчисліть теплоту утворення ферум сульфід FeS .

19. При згорянні 1 л ацетилену (н.у.) виділяється 56,053 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння реакції, у результаті якої утворюються пари води і карбон двооксид. Обчисліть теплоту утворення $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

20. При одержанні еквівалентної маси гідроксиду кальцію із $\text{CaO}(\text{к})$ і $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ виділяється 32,53 кДж теплоти. Напишіть термохімічне рівняння цієї реакції й обчисліть теплоту утворення кальцій оксиду.

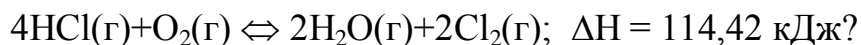
II. Хімічна спорідненість

21. Обчисліть ΔG_{298} наступних реакцій:



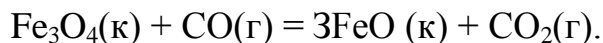
Чи можна одержати фтор за реакцією (а) і відновити PbO_2 цинком за реакцією (б) ?

22. При якій температурі наступить рівновага системи



Хлор чи кисень у цій системі є більш сильним окислювачем і при яких температурах?

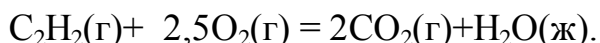
23. Відновлення Fe_3O_4 карбон оксидом відбувається за рівнянням



Обчисліть ΔG_{298}^0 , зробіть висновок про можливість мимовільного перебігу

цієї реакції за стандартних умов. Чому дорівнює ΔS_{298}^0 у цьому процесі?

24. Реакція горіння ацетилену відбувається за рівнянням:



Обчисліть ΔG_{298}^0 і ΔS_{298}^0 . Поясніть зменшення ентропії в результаті цієї реакції.

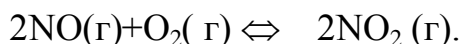
25. Зменшується чи збільшується ентропія при переході: а) води в пару; б) графіту в алмаз. Чому? Обчисліть ΔS_{298}^0 для кожного перетворення. Зробіть висновок про кількісну зміну ентропії при фазових і алотропічних перетвореннях.

26. Чим можна пояснити, що за стандартних умов неможлива екзотермічна реакція?



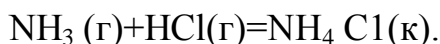
Знаючи тепловий ефект реакції й абсолютні стандартні ентропії відповідних речовин, визначте ΔG_{298}^0 цієї реакції.

27. Пряма чи зворотна реакція відбувається за стандартних умов у системі



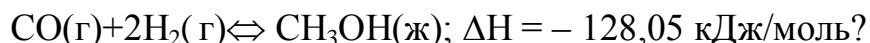
Відповідь обґрунтуйте, обчисливши ΔG_{298}^0 прямої реакції.

28. Виходячи зі значень стандартної теплоти утворення й абсолютної стандартної ентропії відповідних речовин, обчисліть ΔG_{298}^0 реакції, що відбувається за рівнянням

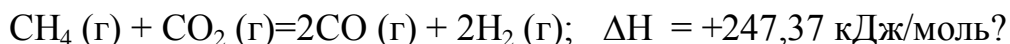


Чи може ця реакція за стандартних умов відбуватися мимовільно?

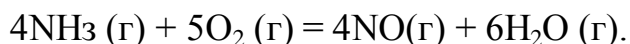
29. При якій температурі наступить рівновага системи



30. При якій температурі наступить рівновага системи

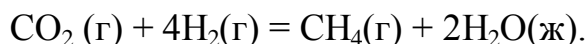


31. На основі стандартної теплоти утворення й абсолютної стандартної ентропії відповідних речовин обчисліть ΔG_{298}^0 реакції, що перебігає за рівнянням



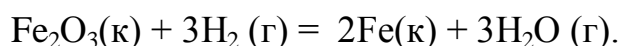
Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

32. На основі стандартної теплоти утворення й абсолютної стандартної ентропії відповідних речовин обчисліть ΔG_{298}^0 реакції, що перебігає за рівнянням



Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

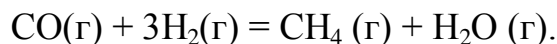
33. Обчисліть ΔH^0 , ΔS^0 і $\Delta G_{\text{т}}^0$ реакції, що перебігає за рівнянням:



Чи можлива реакція відновлення Fe_2O_3 воднем при температурах 500 і 2000 К?

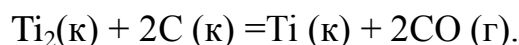
34. Які з карбонатів BeCO_3 чи BaCO_3 – можна одержати за реакції взаємодії відповідних оксидів із CO_2 ? Яка реакція відбувається найбільш енергійно? Висновок зробіть, обчисливши ΔG_{298}^0 реакцій.

35. На основі стандартної теплоти утворення й абсолютної стандартної ентропії відповідних речовин обчисліть ΔG_{298}^0 реакції, що відбувається за рівнянням



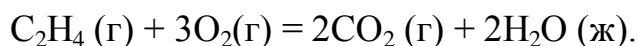
Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

36. Обчисліть ΔH^0 , ΔS^0 і ΔG_{T}^0 реакції, що відбувається за рівнянням



Чи можлива реакція відновлення TiO_2 вуглецем при температурах 1000 і 3000 К?

37. На основі стандартної теплоти утворення й абсолютної стандартної ентропії відповідних речовин обчисліть ΔG_{298}^0 реакції, що відбувається за рівнянням

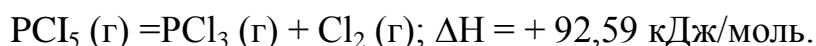


Чи можлива ця реакція за стандартних умов?

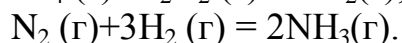
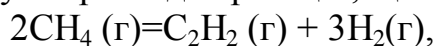
38. Визначте, при якій температурі почнеться реакція відновлення Fe_3O_4 , що відбувається за рівнянням



39. Обчисліть, при якій температурі почнеться дисоціація пентахлориду фосфору, що відбувається за рівнянням



40. Обчисліть зміну ентропії для реакцій, що відбуваються за рівняннями:



Чому в реакціях $\Delta S_{298}^0 > 0$; < 0 ; $\cong 0$?

Таблиця 4 – Стандартна енергія Гібса утворення ΔG_{298}^0 деяких речовин

Речовина	Стан	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	Речовина	Стан	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
BaCO_3	К	– 1138,8	Fe	К	– 244,3
CaCO_3	К	– 1128,75	H_2O	Р	– 237,19
Fe_3O_4	К	– 1014,2	H_2O	Г	– 228,59
BeCO_3	К	– 944,75	PbO_2	К	– 219,0
CaO	К	– 604,2	CO	Г	– 137,27
BeO	К	– 581,61	CH_4	Г	– 50,79
BaO	К	– 528,4	NO_2	Г	+51,84
CO_2	К	– 394,38	NO	Г	+86,69
NaCl	К	– 384,03	C_2H_2	Г	+209,20

Тема № 5. Швидкість перетворення речовин і чинники впливу.

Практичне заняття : Визначення теплових ефектів реакцій. Термохімічні рівняння.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити закони хімічної термодинаміки. Розрахунки термодинамічних характеристик хімічних реакцій.

Кількість годин – 2 (денна форма)

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Закони хімічної кінетики.
2. Закон діючих мас.
3. Хімічна рівновага. Константа рівноваги.
4. Залежність швидкості реакції від параметрів хімічного процесу – температури, тиску, об'єму.

Література: 2 (с. 139–155), 5 (с. 117–130), 6 (с. 289–318).

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

Хімічною кінетикою називається вчення про швидкість хімічних реакцій і залежності її від різних чинників – природа і концентрації реагуючих речовин, температури, наявності каталізаторів і ін. Відомо, що різні хімічні реакції протікають з різними швидкостями. Одні з них здійснюються блискавично, інші за більш тривалий час. Крім того, багато реакцій швидко відбуваються при високій температурі, а на холоді йдуть надзвичайно поволі. При вивченні швидкості хімічних реакцій необхідно розрізняти реакції в гомогенних системах (гомогенні реакції) і гетерогенних системах (гетерогенні реакції).

Системами називають умовно виділені частини для розгляду сукупності властивостей речовин. *Гомогенною* називається система, що складається з однієї фази, *гетерогенної* – система, що складається з декількох фаз. *Фазою* називається частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею розділу, під час переходу через яку властивості змінюються стрибкоподібно. Прикладами гомогенних систем можуть бути газові суміші або розчини незалежно від числа входять в їх склад компонентів. Такі системи складаються з однієї фази. Приклади гетерогенних систем – рідини, декілька, що містять, фаз – вода з льодом, розчин з осадом і т.д.

Отже, гомогенні реакції протікають в однофазних системах, а гетерогенні – в багатofазних системах.

Основним законом хімічної кінетики є закон діючих мас, відкритий норвезькими ученими Гульдбергом К. і Вааге П. в 1867 р., згідно з яким: *швидкість хімічної реакції при постійній температурі прямо пропорційна добутку концентрації реагуючих речовин, зведених в ступені їх стехіометричних коефіцієнтів.*

Наприклад, для реакції типу: $aA + bB = cC$.

$$V = K [A]^a \cdot [B]^b,$$

де А, В – реагуючі речовини; К – константа швидкості реакції; а, b, с – стехіометричні коефіцієнти рівняння реакції.

Молекулярно-кінетична теорія дозволяє підрахувати число зіткнень між молекулами. Але не всяке зіткнення молекул реагуючих речовин приводить до утворення нової речовини. Для цього необхідно затрачувати певну енергію. Надмірна енергія, якою повинні володіти молекули для того, щоб їх зіткнення приводили до утворення нової речовини називається *енергією активації* даної реакції. Молекули, що володіють такою енергією, називаються *активними молекулами*.

Енергія активації відчутно впливає на значення константи швидкості реакції і її залежності від температури: чим більше E_a , тим менше константа швидкості і тим значніше впливає на неї зміна температури.

Константа швидкості реакції пов'язана з енергією активації складною залежністю, описаною рівнянням Арреніуса:

$$k = Ae^{\frac{-E_a}{RT}},$$

де А – предекспоненційний множник; E_a – енергія активації; R – універсальна газова стала (8,31 Дж/ (моль · К); Т – абсолютна температура.

Із зростанням температури число активних молекул зростає, звідси витікає, що і швидкість реакції збільшується з підвищенням температури.

Кількісно залежність швидкості гомогенних реакцій від температури визначається правилом Вант-Гоффа, згідно якому, при підвищенні температури на кожні 10° швидкість гомогенних хімічних реакцій збільшується в два – чотири рази. При цьому байдуже, на якому саме відрізку температурної шкали відбувається підвищення температури.

Математично правило Вант-Гоффа записується:

$$V_{t2} = V_{t1} \cdot \gamma^{\frac{T2-T1}{10}}$$

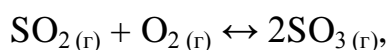
де γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції. Це співвідношення носять наближений характер.

Принцип Ле Шательє. Усі хімічні реакції можна розподілити на дві групи: необоротні і оборотні. *Необоротні* реакції перебігають до кінця – до повного витрачення однієї з реагуючих речовин. *Оборотні* реакції перебігають не до кінця: при оборотній реакції жодна з реагуючих речовин не витрачається повністю. Ці реакції відбуваються як в прямому, так і у зворотному напрямі.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Приклад 1. У скільки разів зміниться швидкість прямої та зворотної реакції в системі



якщо об'єм газової суміші зменшити в три рази? У який бік зсунеться рівновага системи?

Розв'язок. Позначимо концентрації реагуючих речовин $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Відповідно до закону дії мас швидкості V прямої та зворотної реакції до зміни об'єму $V_{\text{пр}} = K a^2 b$; $V_{\text{зв}} = K_1 c^2$.

Після зменшення об'єму гомогенної системи в три рази концентрація кожної з реагуючих речовин збільшується в три рази: $[\text{SO}_2] = 3a$, $[\text{O}_2] = 3b$, $[\text{SO}_3] = 3c$.

При нових концентраціях швидкості V прямої та зворотної реакції

$$V_{\text{пр1}} = K(3a)^2 \cdot (3b) = 27 K a^2 b;$$

$$V_{\text{зв1}} = K_1(3c)^2 = 9 K_1 c^2.$$

Звідси

$$V_{\text{пр1}} / V_{\text{пр}} = 27 K a^2 b / K a^2 b = 27;$$

$$V_{\text{зв1}} / V_{\text{зв}} = 9 K_1 c^2 / K_1 c^2 = 9.$$

Отже, швидкість прямої реакції збільшилася у 27 разів, а зворотної – тільки в дев'ять разів. Рівновага системи змістилася у бік утворення SO_3 .

Приклад 2. Обчисліть, у скільки разів збільшиться швидкість реакції, що відбувається в газовій фазі, при підвищенні температури від 30 до 70 °C, якщо температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2.

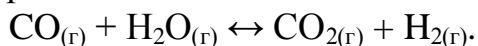
Розв'язок. Залежність швидкості хімічної реакції від температури визначається емпіричним правилом Вант-Гоффа за:

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10};$$

$$V_{T_2} = V_{T_1} \cdot 2^{(70 - 30)/10} = 16 V_{T_1}$$

Отже, швидкість реакції V_{T_2} при температурі 70 °C більша від швидкості реакції V_{T_1} при температурі 30 °C у 16 разів.

Приклад 3. Константа рівноваги гомогенної системи



при 850 °C дорівнює 1. Обчисліть концентрації всіх речовин за рівноваги, якщо вихідні концентрації:

$$[\text{CO}]_{\text{вих.}} = 3 \text{ моль/л},$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{вих.}} = 2 \text{ моль/л}.$$

Розв'язок. За рівноваги швидкості прямої та зворотної реакції рівні, а співвідношення констант цих швидкостей постійне і має назву константи рівноваги даної системи:

$$V_{\text{пр}} = K_1 [\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}],$$

$$K_p = K_1 / K_2 = [\text{CO}_2] [\text{H}_2] / [\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]$$

В умові задачі дані вихідні концентрації, тоді як до виразу K_p входять тільки рівноважні концентрації всіх речовин системи. Припустимо, що до моменту рівноваги концентрації $[\text{CO}_2]_p = x$ моль/л. Відповідно до рівняння системи число молей водню, що утворився, при цьому буде також x моль/л. Стільки само молей (x моль/л) CO і H_2O витрачається для утворення x молей CO_2 і H_2 . Отже, рівноважні концентрації всіх чотирьох речовин становлять:

$$[\text{CO}_2]_p = [\text{H}_2]_p = x \text{ моль/л},$$

$$[\text{CO}]_p = (3 - x) \text{ моль/л},$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_p = (2 - x) \text{ моль/л},$$

Знаючи константу рівноваги, знаходимо значення x , а потім вихідні концентрації всіх речовин:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x) \cdot (2-x)},$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2,$$

$$5x = 6,$$

$$x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким чином, знайдені рівноважні концентрації:

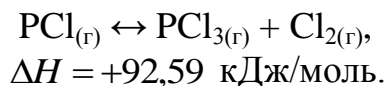
$$[\text{CO}_2]_p = 1,2 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{H}_2]_p = 1,2 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{CO}]_p = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л,}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_p = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

Приклад 4. Ендотермічна реакція розкладання пентахлориду фосфору протікає за рівнянням:



Як треба змінити а) температуру; б) тиск; в) концентрацію; щоб зсунути рівновагу в бік прямої реакції – розкладання PCl_5 ?

Розв'язок. Зсувом або зрушенням хімічної рівноваги називають зміну рівноважних концентрацій реагуючих речовин у результаті зміни однієї з умов реакції. Напрямок, у якому зміщується рівновага, визначається за принципом Ле Шательє: а) оскільки реакція розкладання PCl_5 ендотермічна ($\Delta H > 0$); то для зсуву рівноваги в бік прямої реакції потрібно підвищити температуру; б) оскільки в даній системі розкладання PCl_5 веде до збільшення об'єму (з одної молекули газу утворюються дві газоподібні молекули), то для зсуву рівноваги у бік прямої реакції треба зменшити тиск; в) зсуву рівноваги у зазначеному напрямку можна досягти як збільшенням концентрації PCl_5 , так і зменшенням концентрації PCl_3 або Cl_2 .

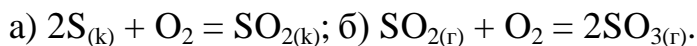
III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі :

1. Законспектувати формулювання і математичні вирази закону діючих мас і емпіричного правила Вант-Гоффа.
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Пояснити, для якого агрегатного стану речовин є дійсним закон діючих мас?
4. Яким газовим законом поєднані температура, тиск і об'єм?
5. Навести приклади простих і складних речовин у різних фазових станах, і пояснити, яким чином ураховується концентрація реагуючих речовин у законі діючих мас?
6. На що вказує величина енергії активації?
7. Як визначається константа хімічної рівноваги будь-якої хімічної реакції?
8. Розв'язати задачу із заданого переліку за вказівкою викладача.

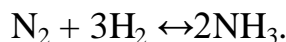
Приклади задач.

1. Окислювання сірки та її двооксиду відбувається за рівняннями:



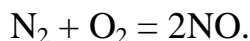
Як зміняться швидкості цих реакцій, якщо об'єми кожної із систем зменшити в чотири рази?

2. Напишіть вираз для константи рівноваги гомогенної системи:



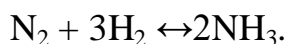
Як зміниться швидкість прямої реакції – утворення амоніаку, якщо збільшити концентрацію водню в три рази?

3. Реакція відбувається за рівнянням



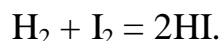
Концентрації вихідних речовин до початку реакції були: $[N_2] = 0,049$ моль/л. Обчисліть концентрацію цих речовин у момент, коли $[NO] = 0,049$ моль/л.

4. Реакція відбувається за рівнянням



Концентрації речовин, що беруть участь у ній, були: $[N_2] = 0,80$, моль/л, $[H_2] = 1,5$ моль/л; моль $[NH_3] = 0,10$ моль/л. Обчисліть концентрацію водню й аміаку, коли $[N_2] = 0,5$ моль/л.

5. Реакція відбувається за рівнянням

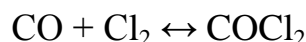


Константа швидкості цієї реакції при деякій температурі дорівнює 0,16. Вихідні концентрації реагуючих речовин $[H_2] = 0,04$ моль/л; $[I_2] = 0,05$ моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції та її швидкість, коли $[H_2] = 0,03$ моль/л.

6. Обчисліть, у скільки разів зменшиться швидкість реакції, що протікає в газовій фазі, якщо знизити температуру від 120 до 80 °С. Температурний коефіцієнт швидкості реакції дорівнює трьом.

7. Як зміниться швидкість реакції, що перебігає в газовій фазі при підвищенні температури на 60 °С, якщо температурний коефіцієнт швидкості даної реакції дорівнює двом?

8. У гомогенній системі



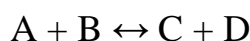
рівноважні концентрації реагуючих речовин $[CO] = 0,2$ моль/л; $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[COCl_2] = 1,2$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги системи і вихідних концентрацій хлору і СО.

9. У гомогенній системі



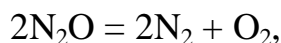
рівноважні концентрації реагуючих газів $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги системи і вихідних концентрацій речовин А і В.

10. У гомогенній газовій системі



рівновага установилась при концентраціях $[B] = 0,05$ моль/л і $[C] = 0,02$ моль/л. Константа рівноваги системи дорівнює 0,04. Обчисліть вихідні концентрації речовин А і В.

11. Константа швидкості реакції розкладання N_2O , що проходить за рівнянням

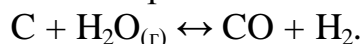


дорівнює $5 \cdot 10^{-4}$. Початкова концентрація $\text{N}_2\text{O} = 6,0$ моль/л. Обчисліть початкову швидкість реакції та її швидкість, коли розкладеться 50 % N_2O .

12. Напишіть вираз для константи рівноваги гетерогенної системи $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$.

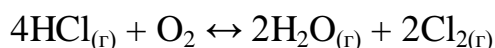
Як зміниться швидкість прямої реакції – утворення CO , якщо концентрацію CO_2 зменшити в чотири рази? Як варто змінити тиск, щоб підвищити вихід CO ?

13. Напишіть вираз для константи рівноваги гетерогенної системи



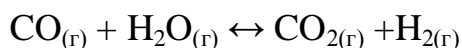
Як варто змінити концентрацію і тиск, щоб змістити рівновагу вбік зворотної реакції – утворення водяної пари?

14. Рівновага гомогенної системи



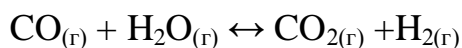
установилася при наступних концентраціях реагуючих речовин $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2]_{\text{р}} = 0,14$ моль/л; $[\text{HCl}]_{\text{р}} = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,32$ моль/л. Обчисліть вихідні концентрації хлороводню і кисню.

15. Обчисліть константу рівноваги для гомогенної системи



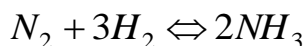
якщо рівноважні концентрації реагуючих речовин $[\text{CO}]_{\text{р}} = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,016$ моль/л. Чому дорівнюють вихідні концентрації води і CO ?

16. Константа рівноваги гомогенної системи



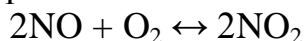
при деякій температурі дорівнює 1. Обчисліть рівноважні концентрації всіх реагуючих речовин, якщо вихідні концентрації: $[\text{CO}_{(\text{г})}]_{\text{вих.}} = 0,10$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}]_{\text{вих.}} = 0,40$ моль/л.

17. Константа рівноваги гомогенної системи



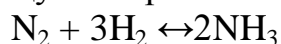
при деякій температурі дорівнює 0,1. Рівноважні концентрації водню й аміаку відповідно дорівнюють 0,2 і 0,08 моль/л. Обчисліть рівноважну і вихідну концентрацію азоту.

18. При деякій температурі рівновага гомогенної системи



установилася при наступних концентраціях реагуючих речовин: $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,2$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,1$ моль/л. Обчисліть константу рівноваги і вихідну концентрацію NO і O_2 .

19. Чому при зміні тиску зміщується рівновага системи



і не зміщується рівновага системи $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$? Відповідь обґрунтуйте на основі розрахунку швидкості прямої та зворотної реакції в цих системах до і після зміни тиску. Напишіть вираз для констант рівноваги кожної з даних систем.

20. Вихідні концентрації $[\text{NO}]_{\text{вих}}$ й $[\text{Cl}_2]_{\text{вих}}$ у гомогенній системі

$$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$$

становлять відповідно 0,5 і 0,2 моль/л. Обчисліть константу рівноваги, якщо до моменту настання рівноваги прореагувало 20 % NO.

Тема № 6. Розчини. Їх типи. Розчинність. Основні поняття теорії розчинів. Теорія електролітичної дисоціації.

Практичне заняття : Визначення концентрацій хімічних розчинів і залежності температур кипіння і замерзання від фізико-хімічних характеристик розчинів.

Навчальна мета заняття: Розрахунки концентрацій розчинів речовин.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Типи концентрацій.
 2. Закони Рауля і Вант-Гоффа.
 3. Розрахунки концентрацій розчинів і температур кипіння і замерзання.
- Література: 2 (с. 224–255), 5 (с. 165–212).

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

Способи вираження концентрації.

Концентрацією розчину називається кількість розчиненої речовини в певній масі або відомому об'ємі розчину чи розчинника.

1. Масова частка – відношення маси розчиненої речовини до маси розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розчину}}}.$$

Масова частка, виражена у відсотках, називається процентною концентрацією розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100\%.$$

2. Молярна частка відношення кількості розчиненої речовини (розчинника) до суми кількостей всіх речовин, що становлять розчин:

$$N_i = \frac{n_i}{n_{\text{розчину}}}.$$

3. Молярна концентрація (молярність) – відношення кількості розчиненої речовини до об'єму розчину або число молей розчиненої речовини в 1 л розчину (моль/л, М):

$$C_M = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{речовини}} \cdot V_{\text{розчину}}}.$$

4. Моляльна концентрація (моляльність) – відношення кількості розчиненої речовини до маси розчинника або число молей розчиненої речовини в 1 кг розчинника (моль/кг):

$$C_m = \frac{m_{\text{речовини}}}{M_{\text{речовини}} \cdot m_{\text{розчинника}}}.$$

5. Еквівалентна або нормальна концентрація (нормальність) – відношення числа еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину або число еквівалентів розчиненої речовини в 1 л розчину (г-екв/л, н):

$$C_n = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_e \text{ речовини} \cdot V_{\text{розчину}}}.$$

6. Титр розчину – маса речовини, що міститься в 1 мл розчину (г/мл):

$$T = \frac{m_{\text{речовини}}}{V_{\text{розчину}}}.$$

Властивості розчинів.

Кількість теплоти, що поглинається або виділяється при розчиненні одного моля речовини, називається **теплотою розчинення** цієї речовини.

Теплота розчинення – негативна, якщо вона поглинається і позитивна, якщо – виділяється. Індивідуальна речовина володіє строго постійними температурами кипіння і плавлення, або кристалізації. Присутність розчиненого з'єднання підвищує температуру кипіння і знижує температуру плавлення або замерзання розчинника.

Різниця між температурами кипіння розчину і чистого розчинника називається **підвищенням температури кипіння розчину** $\Delta t_{\text{кип}}$. Різницю між температурами замерзання чистого розчинника і розчину називають **пониженням температури замерзання** $\Delta t_{\text{зам}}$. Рідина кипить, коли тиск її насиченої пари досягає значення зовнішнього тиску.

Рауль встановив, що для розбавлених розчинів не електролітів підвищення температури кипіння і пониження температури замерзання пропорційні молярній концентрації розчину.

$$\Delta t_{\text{кип}} = E C_m;$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K C_m,$$

де E – ебуліоскопічна константа; K – кріоскопічна константа;

Вони залежать від природи розчинника і не залежать від природи розчиненої речовини.

Оскільки, $C_m = m_{\text{реч}}/M \cdot m_{\text{роз}}$, тоді

$$\Delta t_{\text{кип}} = E m_{\text{реч}}/M \cdot m_{\text{роз}};$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K m_{\text{реч}}/M \cdot m_{\text{роз}},$$

звідси молярна маса розчинної речовини:

$$M = E m_{\text{реч}}/\Delta t_{\text{кип}} \cdot m_{\text{роз}} -$$

ебуліоскопічний метод визначення молярної маси розчиненої речовини;

$$M = K m_{\text{реч}}/\Delta t_{\text{кип}} \cdot m_{\text{роз}}.$$

Для солей, кислот і лугів характерне те, що їх розчини відхиляються від розглянутих законів. Для них осмотичний тиск, пониження тиску пари, зміни температур кипіння і замерзання завжди більші, ніж це відповідає концентрації розчину. Тому Вант-Гофф ввів поправковий коефіцієнт i (ізотонічний коефіцієнт) до рівняння

$$p_{\text{осм}} = C_m RT,$$

що показує, у скільки разів осмотичний тиск даного розчину більше «нормального», тоді

$$p_{\text{осм}} = i C_m RT.$$

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

I. Способи вираження концентрації.

Приклад 1. Знайти: а) процентну ($C\%$); б) молярну (C_m); в) еквівалентну (C_n); г) моляльну (C_m) концентрації розчину H_3PO_4 , який одержали при розчиненні 18 г кислоти в 282 см^3 води, якщо густина його $1,031 \text{ г/см}^3$. Чому дорівнює титр T цього розчину?

Розв'язок.

а) масова процентна концентрація показує число грамів (одиниць маси) речовини, яке міститься в 100 г (одиниць маси) розчину. Оскільки масу 282 см^3 води можна взяти рівною 282 г, то маса отриманого розчину $18+282=300 \text{ г}$ і, значить

$$\frac{300 - 18}{100 - C\%} \quad C\% = 100 \cdot 18 / 300 = 6\%;$$

б) мольно-об'ємна концентрація, або молярність, показує число молів розчиненої речовини, яке міститься в 1 л розчину. Маса 1 л розчину 1031 г. Масу кислоти в літрі розчину знаходимо із співвідношення

$$\frac{300 - 18}{1031 - X} \quad X = 1031 \cdot 18 / 300 = 61,86 \text{ г/л}.$$

Молярність розчину знайдемо діленням числа грамів H_3PO_4 у 1 л розчину на мольну масу H_3PO_4 (97,99 г/моль):

$$C_m = 61,86/97,99=0,63\text{M}.$$

в) еквівалентна концентрація, або нормальність, показує кількість грам-

еквівалентів розчиненої речовини, яка міститься в 1 л розчину. Оскільки еквівалентна маса $H_3PO_4 = M/3 = 97,99/3 = 32,66$ г/моль, то

$$C_n = 61,86/32,66 = 1,89 \text{ н};$$

г) мольно-масова концентрація, або молярність, показує кількість моль розчиненої речовини, яка міститься в 1000 г розчинника. Маса H_3PO_4 у 1000 г розчинника знаходимо із співвідношення

$$282 - 18$$

$$1000 - X \quad X = 1000 \cdot 18/282 = 63,83, \text{ г/кг.}$$

$$\text{Звідси } C_m = 63,83/97,99 = 0,65 \text{ м.}$$

д) титром розчину називається кількість грамів розчиненої речовини в 1 мл розчину. Оскільки в 1 л розчину міститься 61,86 г кислоти, то $T = 61,86/1000 = 0,06186$ г/см³.

Знаючи нормальність розчину й еквівалентну масу (m_e) розчиненої речовини, титр легко знайти за формулою:

$$T = \frac{m_{\text{речовини}}}{V_{\text{розчину}}}.$$

Приклад 2. На нейтралізацію 50 см³ розчину кислоти пішло 25 см³ 0,5 н розчину лугу. Чому дорівнює нормальність кислоти?

Розв'язок. Оскільки речовини взаємодіють між собою в еквівалентних кількостях, то розчини рівної нормальності реагують у рівних об'ємах. За різних нормальностей об'єми розчинів реагуючих речовин обернено пропорційні їх нормальностям, тобто

$$V_1/V_2 = C_{n2}/C_{n1}, \text{ або } V_1 C_{n1} = V_2 C_{n2},$$

$$50 C_{n1} = 25 \cdot 0,5, \text{ звідки } C_{n1} = 25 \cdot 0,5/50 = 0,25 \text{ н.}$$

Приклад 3. До 1 л 10 %-го розчину КОН (густина 1,092 г/см³) додали 0,5 л 5 %-го розчину КОН (густина 1,045 г/см³). Об'єм суміші довели до 2 л. Обчислити молярну концентрацію отриманого розчину.

Розв'язок. Маса 1 л 10%-го розчину КОН 1092 г. У цьому розчині міститься $1092 \cdot 10/100 = 109,2$ г КОН. Маса 0,5 л 5 %-го розчину $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. У цьому розчині міститься $522,5 \cdot 5/100 = 26,125$ г КОН. У загальному об'ємі отриманого розчину (2 л) кількість КОН $109,2 + 26,125 = 135,325$ г. Звідси молярність цього розчину $C_m = 135,325/2 \cdot 56,1 = 1,2$ М, де 56,1 г/моль – мольна маса КОН.

Приклад 4. Який об'єм 96 %-ної сірчаної кислоти густиною 1,84 г/см³ необхідний для приготування 3 л 0,4 н розчину?

Розв'язок. Еквівалентна маса $H_2SO_4 = M/2 = 98,08/2 = 49,04$ г/моль. Для приготування 3 л 0,4н розчину потрібно $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$ г H_2SO_4 . Маса 1 см³ 96 %-ної кислоти 1,84 г. У цьому розчині міститься $1,84 \cdot 96/100 = 1,766$ г H_2SO_4 . Отже, для приготування 3 л 0,4н розчину необхідно взяти $58,848/1,766 = 33,32$ см³ цієї кислоти.

II. Властивості розчинів.

Приклад 1. Обчисліть температури кристалізації та кипіння 2 %-ного водного розчину глюкози $C_6H_{12}O_6$.

Розв'язок. За законом Рауля, зниження температури кристалізації та підвищення температури кипіння розчину (Δt) порівняно з температурами кристалізації та кипіння розчинника виражаються рівнянням:

$$\Delta t = K \cdot \frac{m \cdot 1000}{M m_1}, \quad (1)$$

де K – криоскопічна або ебуліоскопічна константа. Для води вони відповідно рівні 1,86 і 0,52°, m і M – відповідно маса розчиненої речовини і його мольна маса, m_1 – маса розчинника.

Зниження температури кристалізації 2 %-ного розчину $C_6H_{12}O_6$ знаходимо з формули (1):

$$\Delta t = 1,86 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21^\circ.$$

Вода кристалізується при 0 °С, отже, температура кристалізації розчину $0 - 0,21 = -0,21^\circ\text{C}$. З формули (1) знаходимо і підвищення температури кипіння 2%-ного розчину:

$$\Delta t = 0,52 \cdot \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06^\circ.$$

Вода кипить при 100 °С, отже, температура кипіння цього розчину $100 + 0,06 = 100,06^\circ\text{C}$

Приклад 2. Розчин, який містить 1,22 г бензойної кислоти C_6H_5COOH у 100 г вуглецю, кипить при 46,529 °С. Температура кипіння сірковуглецю 46,3 °С. Обчисліть ебуліоскопічну константу сірковуглецю.

Розв'язок. Підвищення температури кипіння $\Delta t = 46,529 - 46,3 = 0,229^\circ$. Моль кислоти 122 г/моль. З формули (1) знаходимо ебуліоскопічну константу:

$$K_{\text{еб}} \cdot \frac{\Delta t M m_1}{m \cdot 1000} = \frac{0,229 \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29^\circ.$$

Приклад 3. Розчин, що містить 11,04 г гліцерину, 800 г води кристалізується при 0,279 °С. Обчислити мольну масу гліцерину.

Розв'язок. Температура кристалізації чистої води 0 °С, отже, зниження температури кристалізації $\Delta t = 0 - (-0,279) = 0,279^\circ$. Маса гліцерину m (г) на 1000 г води:

$$m = \frac{11,04 \cdot 1000}{800} = 13,8.$$

Підставляючи до рівняння:

$$M = K \cdot \frac{m}{\Delta t}, \quad (2)$$

далі обчислюємо мольну масу гліцерину:

$$M = \frac{1,86 \cdot 13,8}{0,279} = 92 \text{ г/моль.}$$

Приклад 4. Обчисліть процентну концентрацію водного розчину сечовини $(NH_2)_2CO$, знаючи, що температура кристалізації цього розчину дорівнює $-0,465^\circ\text{C}$.

Розв'язок. Температура кристалізації чистої води 0°C , отже, $\Delta t = 0 - (-0,465) = -0,465^{\circ}$. Мольна маса сечовини 60 г/моль. Знаходимо масу $m(\text{г})$ розчиненої речовини на 100 г води з формули (2):

$$m = \frac{\Delta t M}{K} = \frac{0,465 \cdot 60}{1,86} = 15 \text{ г.}$$

Загальна маса розчину, що містить 15 г сечовини, дорівнює $1000 + 15 = 1015$ г. Процентний уміст сечовини в даному розчині знаходимо зі співвідношення

в 1015 г розчину – 15 г речовини

в 100 г розчину – x г речовини $x = 1,48 \%$.

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі :

1. Які типи концентрацій застосовують у хімічних розрахунках?
2. Записати математичні вирази для способів вираження концентрацій.
3. Записати приклади розв'язання задач.
4. Навести фізичну сутність ебуліоскопічної та криоскопічної констант.
5. Розв'язати задачу за вказівкою викладача з наведеного переліку.

I. Способи вираження концентрацій.

Приклади задач.

1. Обчисліть молярну й еквівалентну концентрації 20 %-ного розчину кальцій хлориду густиною $1,178 \text{ г/см}^3$.

2. Чому дорівнює нормальність 30 %-ного розчину NaOH густиною $1,328 \text{ г/см}^3$? До 1 л цього розчину додали 5 л води. Обчисліть процентну концентрацію отриманого розчину.

3. До 3 л 10 %-ного розчину HNO_3 густиною $1,054 \text{ г/см}^3$ додали 5 л 2 %-ного розчину тієї самої кислоти густиною $1,009 \text{ г/см}^3$. Обчисліть процентну й молярну концентрацію отриманого розчину, об'єм якої дорівнює 8 л.

4. Обчисліть еквівалентну й молярну концентрації 20,8 %-ного розчину HNO_3 густиною $1,12 \text{ г/см}^3$. Скільки грамів кислоти міститься в 4 л цього розчину?

5. Обчисліть молярну, еквівалентну й молярну концентрації 16 %-ного розчину алюміній хлориду густиною $1,149 \text{ г/см}^3$.

6. Скільки і якої речовини залишиться в надлишку, якщо до 75 см^3 0,3 н розчину H_2SO_4 додати 125 см^3 0,2 н. розчину KOH?

7. Для осадження у вигляді AgCl усього срібла, що міститься в 100 см^3 розчину AgNO_3 , треба було 50 см^3 0,2 н. розчину HCl. Яка нормальність розчину AgNO_3 ? Яка маса AgCl випала в осад?

8. Який об'єм 20,01 %-ного розчину HCl (гус. $1,100 \text{ г/см}^3$) потрібно для приготування 1 л 10,17 %-ного розчину (гус. $1,050 \text{ г/см}^3$) ?

9. Змішали 10 см^3 10 %-ного розчину HNO_3 (гус. $1,056 \text{ г/см}^3$) і 100 см^3 30 %-ного розчину HNO_3 (гус. $1,184 \text{ г/см}^3$). Обчисліть процентну концентрацію отриманого розчину.

10. Який об'єм 50 %-ного розчину KOH (гус. 1,538) потрібно для приготування 3 л 6%-ного розчину (гус. 1,048 г/см³)?

11. Який об'єм 10 %-ного розчину натрій карбонату (гус. 1,105 г/см³) потрібно для приготування 5 л 2%-ного розчину (гус. 1,02 г/см³)?

12. На нейтралізацію 31 см³ 0,16 н розчину лугу потрібно 217 см³ розчину H₂SO₄. Чому дорівнює нормальність і титр розчину H₂SO₄?

13. Який об'єм 0,3 н розчину кислоти потрібно для нейтралізації розчину, що містить 0,32 г NaOH у 40 см³?

14. На нейтралізацію 1 л розчину, що містить 1,4 г KOH, потрібно 50 см³ розчину кислоти. Обчисліть нормальність розчину кислоти.

15. Яка маса HNO₃ містилася в розчині, якщо на нейтралізацію його треба було 35 см³ 0,4 н розчину NaOH? Який титр розчину NaOH?

16. Яку масу NaNO₃ потрібно розчинити в 400 г води, щоб приготувати 20 %-ний розчин?

17. Змішали 300 г 20 %-ного розчину і 500 г 40 %-ного розчину NaCl. Чому дорівнює процентна концентрація отриманого розчину?

18. Змішали 247 г 62 %-ного і 145 г 18 %-ного розчину сульфатної кислоти. Яка процентна концентрація отриманого розчину?

19. З 700 г 60 %-ний сірчаної кислоти випарюванням видалили 200 г води. Чому дорівнює процентна концентрація розчину, що залишився?

20. З 10 кг 20 %-ного розчину при охолодженні виділилося 400 г солі. Чому дорівнює процентна концентрація охолодженого розчину?

II. Властивості розчинів.

Приклади задач.

1. Розчин, який містить 0,512 г неелектроліту в 100 г бензолу, кристалізується при 5,290 °С. Температура кристалізації бензолу 5,5°. Кріоскопічна константа 5,1 °С. Обчисліть мольну масу розчиненої речовини.

2. Обчисліть процентну концентрацію водного розчину цукру C₁₂H₂₂O₁₀, знаючи, що температура кристалізації розчину -0,93 °С. Кріоскопічна константа води 1,86°.

3. Обчисліть температуру кристалізації розчину сечовини (NH₂)₂CO, що містить 5 г сечовини в 150 г води. Кріоскопічна константа води 1,86.

4. Розчин 3,04 г камфори C₁₀H₁₆O у 100 г бензолу кипить при 80,714 °С. Температура кипіння бензолу 80,2 °С. Обчисліть ебуліоскопічну константу бензолу.

5. Обчисліть процентну концентрацію водного розчину гліцерину C₃H₅(OH)₃, якщо відомо, що цей розчин кипить при 100,39 °С. Ебуліоскопічна константа води 0,52°.

6. Обчисліть мольну масу неелектроліту, якщо розчин містить 2,25 г цієї речовини в 250 г води та кристалізується при -0,279 °С. Кріоскопічна константа води 1,86°.

7. Обчисліть температуру кипіння 5 %-ного розчину нафталіну C₁₀H₈ у бензолі. Температура кипіння бензолу 80,2 °С. Ебуліоскопічна константа бензолу 2,57°.

8. Розчин, який містить 25,65 г деякого неелектроліту в 300 г води, кристалізується при $-0,465^{\circ}\text{C}$. Обчисліть мольну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86^{\circ}$.

9. Обчисліть кріоскопічну константу оцтової кислоти, якщо розчин містить 4,25 г антрацену $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$ у 100 г оцтової кислоти та кристалізується при $15,718^{\circ}\text{C}$. Температура кристалізації оцтової кислоти $16,65^{\circ}\text{C}$.

10. При розчиненні 4,86 г сірки в 60 г бензолу температура його кипіння підвищилася на $0,81^{\circ}$. Скільки атомів містить молекула сірки в цьому розчині. Ебуліоскопічна константа бензолу $2,57^{\circ}$.

11. Температура кристалізації розчину, який містить 66,3 г деякого неелектроліту в 500 г води, дорівнює $-0,558^{\circ}\text{C}$. Обчисліть мольну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86^{\circ}$.

12. Яку масу аніліну $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ варто розчинити в 50 г етилового етеру, щоб температура кипіння розчину була вища за температуру кипіння етилового етеру на $0,53^{\circ}$. Ебуліоскопічна константа етилового етеру $2,12^{\circ}$.

13. Обчисліть температуру кристалізації 2 %-ного розчину етилового спирту $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Кріоскопічна константа води $1,86$.

14. Скільки грамів сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ варто розчинити в 75 г води, щоб температура кристалізації знизилася на $0,465^{\circ}$? Кріоскопічна константа води $1,86^{\circ}$.

15. Обчисліть процентну концентрацію водяного розчину глюкози $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, якщо цей розчин кипить при $100,26^{\circ}\text{C}$. Ебуліоскопічна константа води $0,52^{\circ}$.

16. Скільки грамів фенолу $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ варто розчинити в 125 г бензолу, щоб температура кристалізації розчину була нижчою за температуру кристалізації бензолу на $1,7^{\circ}$? Кріоскопічна константа бензолу $5,1^{\circ}$.

17. Скільки грамів сечовини $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ варто розчинити в 250 мл води, щоб температура кипіння підвищилася на $0,26^{\circ}$? Ебуліоскопічна константа води $0,52^{\circ}$.

18. При розчиненні 2,3 г деякого неелектроліту в 125 г води температура кристалізації знижується на $0,372^{\circ}$. Обчисліть мольну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна константа води $1,86^{\circ}$.

19. Обчисліть температуру кипіння 15 %-ного водного розчину пропилового спирту $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$. Ебуліоскопічна константа води $0,52^{\circ}$.

20. Обчисліть процентну концентрацію водного розчину метанолу CH_3OH , температура кристалізації якого $-2,79^{\circ}\text{C}$. Кріоскопічна константа води $1,86^{\circ}$.

Тема № 8. Електрохімічні процеси. Окисно-відновні реакції як складова електрохімічних процесів.

Практичне заняття : Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Окисно-відновні реакції.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити Основні положення теорії електролітичної дисоціації. Складання електронного та іонно-електронного балансу окисно-відновних реакцій.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Поняття кислот, основ і солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації.
 2. Складання рівнянь хімічної реакції в молекулярній, повній іонній і скороченій формах.
 3. Типи окисно-відновних реакцій. Окисники та відновники.
 4. Основна умова перебігу окисно-відновних реакцій.
- Література: 2 (с. 285–310), 5 (с. 131–142, 180–213), 6 (с. 433–507).

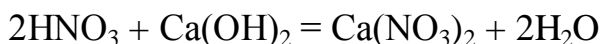
План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

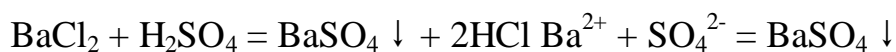
У обмінних реакціях, що протікають в розчинах електролітів, разом з недисоційованими молекулами слабких електролітів, твердими речовинами і газами беруть участь також, іони, що знаходяться в розчині. Тому, єство протікаючих процесів якнайповніші виражається при записі їх у формі іонно-молекулярних рівнянь. В таких рівняннях слабкі електроліти, малорозчинні з'єднання і газу записуються в молекулярній формі, а аніони, що знаходяться в розчині, електроліти – у вигляді становлячих їх іонів.

Наприклад, рівняння реакцій нейтралізації сильних кислот сильними основами:

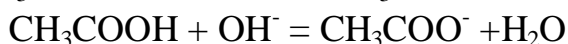
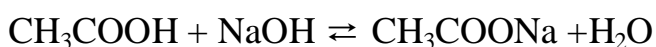


виражається одним і тим же іонно-молекулярним рівнянням: $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

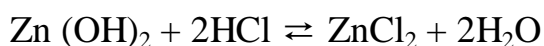
Обмінні реакції в розчинах електролітів протікають у напрямі сполучення іонів, що приводить до утворення малорозчинних речовин (осаду або газів) або молекул слабких електролітів:

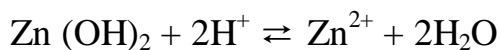


У випадках, коли малорозчинні речовини є як серед початкових речовин, так і серед продуктів реакції, рівновага зміщується у бік утворення якнайменше дисоціюючих речовин. Приклад: нейтралізація слабкої кислоти сильною основою:



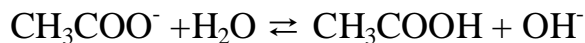
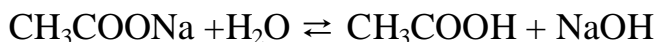
Рівновага зміщується управо, у бік утворення більш слабого електроліту – води. Нейтралізація слабкої основи сильною кислотою:



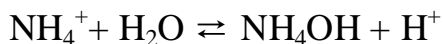
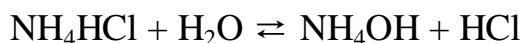


1) *Гідроліз солей. Сутність перебігу реакції окислення та відновлення.*

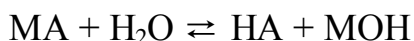
Гідроліз солі, освіченою слабкою кислотою і сильною основою:



Отже, розчини солей, утворених слабкою кислотою і сильною основою, мають лужну реакцію. Гідроліз солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою:



Розчини солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою, мають кислу реакцію. У розглянутих випадках гідролізу піддається не вся кількість знаходиться в розчині солі, а тільки частина його. Частка речовини, що піддається гідролізу, – ступінь гідролізу – залежить від константи цієї рівноваги, а також від температури і від концентрації солі. У загальному вигляді HA – кислота; MOH – основа, MA – сіль. Тоді, рівняння реакції гідролізу:



$$K = [\text{HA}][\text{MOH}]/[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}],$$

позначаючи $K[\text{H}_2\text{O}] = K_2$, отримаємо, $K_2 = [\text{HA}][\text{MOH}]/[\text{MA}]$,

де K_2 – константа гідролізу.

Її значення характеризує здатність солі піддаватися гідролізу, чим більше K_2 , тим більшою мірою протікає гідроліз. Для випадку солі, освіченою слабкою кислотою і сильною основою, константа гідролізу пов'язана з константою дисоціації кислоти $K_{\text{кисл.}}$ залежністю:

$$K_2 = K_{\text{H}_2\text{O}}/K_{\text{кисл.}}, \text{ де } K_{\text{H}_2\text{O}} - \text{іонний добуток води.}$$

Чим слабше кислота, тим більшою мірою піддаються гідролізу її солі. Для солей, утворених слабкою основою і сильною кислотою одержуємо:

$$K_{\text{Г}} = K_{\text{H}_2\text{O}}/K_{\text{осн.}}$$

Чим слабше основа, тим більшою мірою піддаються гідролізу освічені ними солі. Для солей, утворених слабкою кислотою і слабкою основою, константа гідролізу має вигляд: $K_{\text{Г}} = K_{\text{H}_2\text{O}}/K_{\text{кисл.}} \cdot K_{\text{осн.}}$

Ступенем гідролізу h називається частка електроліту, що піддалася гідролізу. Вона пов'язана з константою гідролізу $K_{\text{Г}}$ рівнянням

$$K_{\text{Г}} = h_2 C_{\text{м}}(1 - h).$$

Оскільки частина солі, що гідролізована дуже мала, а концентрація продуктів гідролізу незначна, то $h \ll 1$ і одержуємо $K_2 = h C_{\text{м}}$ або $h = \sqrt{K_2/C_{\text{м}}}$. Отже, ступінь гідролізу тим більше, чим менше її концентрація.

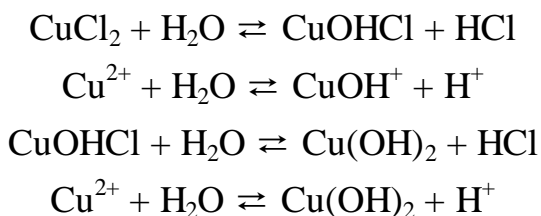
При гідролізі солей, утворених слабкою багатоосновною кислотою константа гідролізу по першому ступеню $K_{\text{Г},1}$ пов'язана з другою константою дисоціації кислоти, а константа гідролізу по другому ступеню $K_{\text{Г},2}$ –

першою константою дисоціації кислоти.

$$K_{г,1} = K_{H_2O}/K_{2, \text{кисл.}}; \quad K_{г,2} = K_{H_2O}/K_{1, \text{кисл.}}$$

$$K_{г,1} > K_{г,2}.$$

З цієї причини гідроліз по першому ступеню завжди протікає більшою мірою, ніж по другій. Аналогічно протікає гідроліз солі, утвореної слабкою основою багатовалентного металу:



Гідроліз по другому ступеню протікає в нікчемно малому ступені. Особливо глибоко протікає гідроліз солей, утворених слабкою кислотою і слабкою основою. Якщо в розчин солі, що гідролізується ввести реактив, що зв'язує іони H^+ або OH^- , що утворюються при гідролізі, то відповідно до принципу Ле Шательє рівновага зміщується у бік посилення гідролізу; в результаті гідроліз може протікати повністю – до утворення кінцевих продуктів.

Ступенем окислення або окисним числом називається заряд атома або іона елементу в сполученні, визначений як число електронів, зміщених від одного атома до інших (при (+) окисленні) або до одного атома від інших (при (–) окисленні).

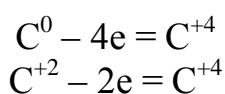
Ступінь окислення елементу в речовині визначається виходячи з таких положень:

- ступінь окислення елементів у простих речовинах дорівнює нулю;
- в нейтральних молекулах сума ступенів окислення атомів дорівнює нулю;
- ступінь окислення лужних металів дорівнює (+1), металів головної підгрупи II групи, цинк і кадмій (+2);
- водень має ступінь окислення (+1), окрім гідридів металів NaH , CaH_2 .
- ступінь окиснення кисню в з'єднаннях рівний (–2), за винятком пероксидів (–1) і фторид кисню (+2).

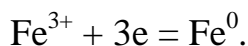
Ступінь окислення часто не співпадає з валентністю (N^{-3}IV H_4).

2) *Окисно-відновними* називаються такі реакції, в результаті яких змінюється ступінь окислення одного або декількох елементів, що входять до складу реагуючих речовин.

Процес віддачі атомом, молекулою або іоном, електронів, що супроводжується підвищенням ступеня окислення, називається *окисненням*:



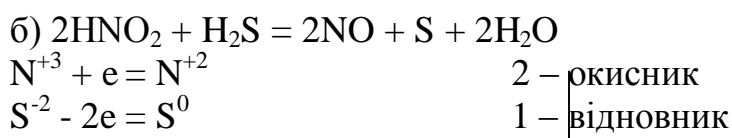
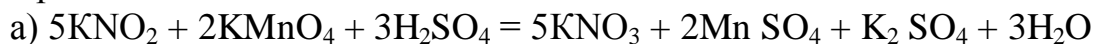
Атоми, молекули або іони, що віддають електрони називаються відновниками. Процес приєднання електронів атомом, молекулою або іоном, що супроводжується підвищенням ступеня окислення, називається *відновленням*, а частинки – *окисниками*.



Окислювально-відновні реакції діляться на міжмолекулярні, внутрішньо молекулярні і реакції самоокислення-самовідновлення (диспропорціювання).

Міжмолекулярні властиві елементам, які можуть мати, як вищий, так і низький ступінь окислення в сполуках, де даний елемент проявляє проміжний ступінь окислення і здатністю вступати в реакції, як з окисниками, так і з відновниками.

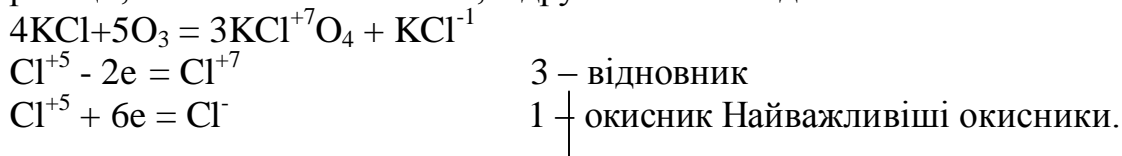
Приклад:



Внутрішньомолекулярні реакції – це реакції, коли в одному з'єднанні відбувається зміна ступеня окиснення біля різних атомів.



Реакції диспропорціювання – реакції, коли відбувається зміна ступеня окиснення біля одного елемента, що має проміжний ступінь окислення в ході реакції, частина окислюється, а друга частина відновлюється.



Найважливіші окисники.

1) Типові неметали (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2) в елементарному стані, відновлюючись до ступеня окислення (-1), кисень до (-2).

2) Оксигеновмісні кислоти і їх солі ($\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$, $\text{HNO}_{3\text{конц}}$), $\text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Mn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$ і оксид Mn^{+4}O_2 .

3) Оксигеновмісні кислоти галогенів і їх солі ($\text{H}^{+1}\text{O}^{-2}\text{Cl}^{+1}$, $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}^{-2}_3$, $\text{HBr}^{+5}\text{O}_3^{-2}$).

4) Елементом – окисником в соляній кислоті і розбавленій сірчаній служить гідроген, в азотній – нітроген, в концентрованій сульфатній – сульфур.

Найважливіші відновники.

1) Серед елементарних речовин – активні метали (лужні, лужноземельні, Zn , Al , Fe і ін.), водень, вуглець, фосфор, кремній.

2) У безкисневих кислотах (HCl , HBr , HI , H_2S) і їх солях носіями відновної функції є аніони.

3) Гідриди лужних і лужноземельних металів.

4) Метали в низькому ступені окислення (іони Sn^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{+1} і ін.).

Складання рівнянь окислювально-відновних реакцій методом електронного балансу засновано на порівнянні ступенів окислення атомів в початкових і кінцевих речовинах. Основна вимога – число електронів, відданих

відновником, повинне дорівнювати числу електронів, приєднаних окисником. Якщо необхідно, то для зрівнювання числа відданих і прийнятих електронів, вводяться додаткові множники, які є коефіцієнтами в рівнянні реакції.

При складанні рівнянь дотримуються наступної послідовності:

- 1) Записують формули початкових і кінцевих речовин з вказівкою ступенів окислення частинок, що змінили ступінь окислення.
- 2) Знаходять окисник і відновник.
- 3) Складають рівняння електронного балансу.
- 4) З рівняння електронного балансу знаходять коефіцієнти для відновника і окисника.
- 5) Зрівнюють метали.
- 6) Зрівнюють неметали (кислотні залишки), окрім Гідрогену і Оксигену.
- 7) Зрівнюють Гідроген.
- 8) Зрівнюють Оксиген.

Правильність складеного рівняння перевіряють підрахунком числа атомів кожного елементу в лівій і правій частинах, яке повинне бути однаковим.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Приклад 1. Складіть іонні рівняння реакцій взаємодії між водяними розчинами таких речовин: а) HCl і NaOH ; б) HCl і Na_2S ; в) NaOH і NH_4Cl .

Розв'язок. Обмінні реакції у розчинах електролітів проходять у напрямку зв'язування іонів, що призводить до утворення осаду, газів або молекул малодисоціюючих речовин.

Запишемо рівняння реакцій між вказаними речовинами в молекулярному вигляді:

- а) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}$;
- в) $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl}$.

Слід відмітити, що взаємодія цих речовин можлива, тому що в наслідок цього відбувається зв'язування іонів з утворюванням слабких електролітів (H_2O , NH_4OH , H_2S).

Іонно – молекулярні рівняння мають вид:

- а) $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{S}$;
- в) $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

Після скорочення однакових іонів отримаємо іонні рівняння:

- а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
- б) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$;
- в) $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$.

Приклад 2. Складіть рівняння і обчисліть константу гідролізу солі KNO_2 .

Розв'язок. Гідроліз електролітів можна розглядати як процес поляризаційної взаємодії іонів з водою. Константа гідролізу K_r солі, утвореної одновалентним аніоном слабкої кислоти і катіоном сильної основи або одновалентним катіоном слабкої основи і аніоном сильної кислоти визначають

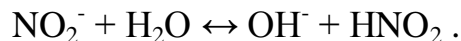
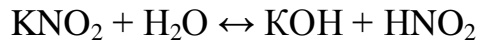
за формулою:

$$K_r = K_w / K_{\text{дис.}},$$

де K_w – іонний добуток води;

$K_{\text{дис}}$ – константа дисоціації слабкої кислоти або слабкої основи.

Сіль KNO_2 утворена аніоном слабкої кислоти (HNO_2) і катіоном сильної основи (KOH). У водяному розчині нітриту натрію встановлюється рівновага:



Константа дисоціації HNO_2 складає $5,1 \cdot 10^{-4}$. З урахуванням цього обчислюємо константу гідролізу:

$$K_r = 1 \cdot 10^{-14} / 5,1 \cdot 10^{-4} = 1,96 \cdot 10^{-11}.$$

Приклад 3. Визначте рН розчину, в якому концентрація гідроксид іонів рівна 10^{-5} моль/дм³.

Розв'язок. Як відомо вода – дуже слабкий електроліт, тому дисоціює в незначному степені $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Цей процес характеризується величиною K_w , яка називається іонним добутком води:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

В чистій воді концентрації іонів водню і гідроксид-іонів однакова і при 25 °С складає 10^{-7} моль/дм³. Значення K_w залежить від температури – з підвищенням температури K_w збільшується.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-];$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Так як $[\text{OH}^-] = 10^{-5}$, то $\text{pOH} = -\lg 10^{-5} = 5$.

Тоді $\text{pH} = 14 - 5 = 9$ (лужне середовище).

Приклад 4. Визначте рН розчину, в 0,2 дм³ якого міститься $7 \cdot 10^{-4}$ г NH_4OH . Константа дисоціації NH_4OH $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Розв'язок. Концентрація розчину NH_4OH :

$$7,0 \cdot 10^{-4} / 35 \cdot 0,2 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3.$$

Концентрація іонів:

$$\text{OH}^- = \sqrt{K_{\text{осм.}} \cdot c} = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2 = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3.$$

Приймаємо, що $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, знайдемо $[\text{H}^+]$:

$$[\text{H}^+] = 1 \cdot 10^{-14} / 1,9 \cdot 10^{-3} = 5,25 \cdot 10^{-12} \text{ моль/дм}^3.$$

Водневий показник:

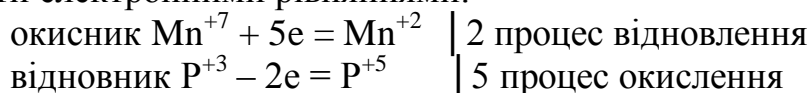
$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg [5,25 \cdot 10^{-12}] = -11,28 \text{ од.рН}.$$

Приклад 5. На основі електронних рівнянь обчисліть стехіометричні коефіцієнти окисно-відновної реакції



Розв'язок. Визначаємо степені окислення елементів, враховуючи, що молекули простих і складних речовин електронейтральні.

Степень окислення змінюється у атомів електронів марганцю і фосфору. Ці зміни можна виразити електронними рівняннями:



Число електронів, що віддав відновник, повинен бути рівним числу

електронів, що взяв окисник.

Стехиометричні коефіцієнти знаходимо як мінімальні множники, що урівнюють баланс електронів окисника та відновника. Вносимо коефіцієнти в рівняння реакції.

Отже, отримуємо:



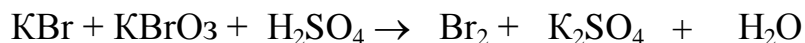
III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі :

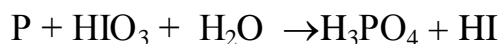
1. Які класи неорганічних сполук є електролітами?
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Що таке гідроліз, і чим він відрізняється від звичайних хімічних реакцій обміну?
4. За яких умов може відбутись окисно-відновна реакція?
5. Навести математичний вираз іонного добутку води і величини рН.
6. Розв'язати задачу за вказівкою викладача з наведеного переліку.

Приклади задач.

1. Виходячи зі ступеня окислювання Хлору в сполуках HCl , HClO_3 , HClO_4 , визначити, яка з них є тільки окислювачем, тільки відновником, а яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:

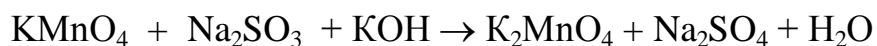


2. Реакції виражаються схемами:

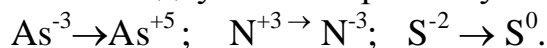


Складіть електронні рівняння. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій. Для кожної реакції вкажіть, яка речовина є окислювачем, яка – відновником, яка речовина окисляється, яка – відновлюється.

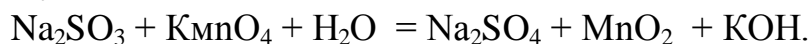
3. Див. умову задачі 2.



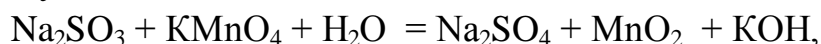
4. Складіть електронні рівняння і вкажіть, який процес – окислювання, чи відновлення відбувається при наступних перетвореннях:

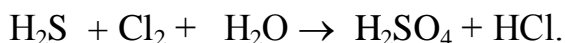


На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:

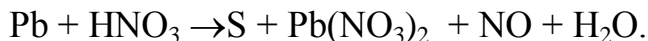


5. На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:

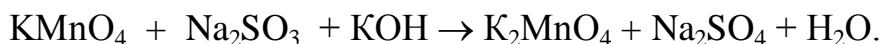
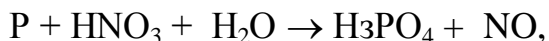




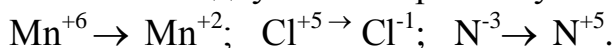
6. Виходячи зі ступеня окислювання Фосфору в сполуках PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , визначте, яка з них є тільки окислювачем, тільки відновником, а яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:



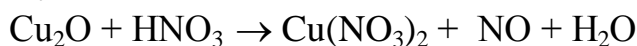
7. Див. умову задачі 5.



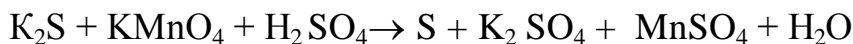
8. Складіть електронні рівняння і вкажіть, який процес – окислювання чи відновлення – відбувається при наступних перетвореннях:



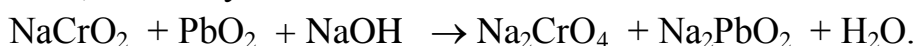
На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою



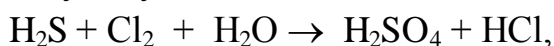
9. Див. умову задачі 5.



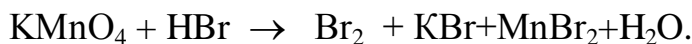
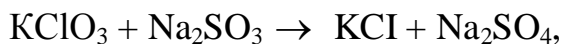
10. Виходячи зі ступеня окислювання Хрому, Йоду і Сульфору в сполуках $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI і H_2SO_3 , визначити, яка з них є тільки окислювачем, тільки відновником, а яка може виявляти як окисні, так і відновні властивості. Чому? На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою



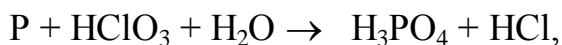
11. Див. умову задачі 5.



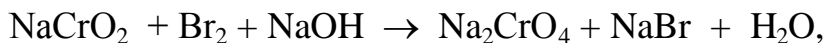
12. Див. умову задачі 5.



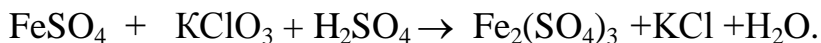
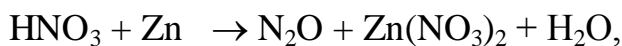
13. Див. умову задачі 5.



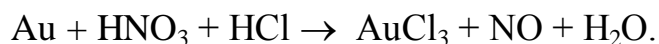
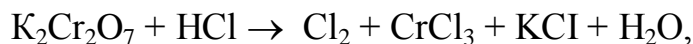
14. Див. умову задачі 5.



15. Див. умову задачі 5.



16. Див. умову задачі 5.



17. Чи можуть відбуватися окислювально-відновні реакції між речовинами:

а) NH_3 і KMnO_4 ;

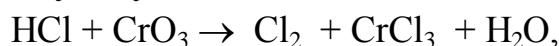
б) HNO_2 і HI ;

в) HCl і H_2Se ?

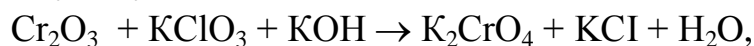
Чому? На основі електронних рівнянь розставте коефіцієнти в рівнянні реакції, що відбувається за схемою:



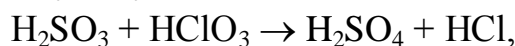
18. Див. умову задачі 5.



19. Див. умову задачі 5.



20. Див. умову задачі 5.



Тема № 9. Перетворення хімічної енергії на електричну. Гальванічні та паливні елементи. Електрорушійна сила електрохімічних процесів.

Практичне заняття : Вивчення процесів перетворення хімічної енергії на електричну.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити принципи роботи гальванічного елемента. Розрахунки електрорушійної сили гальванічних елементів.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Закономірності роботи гальванічного елемента.

2. Стандартний ряд електродних потенціалів.

3. Залежність швидкості реакції від параметрів хімічного процесу – температури, тиску, об'єму.

Література: 2 (с. 139–155), 5 (с. 117–130), 6 (с. 289–318).

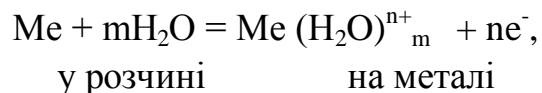
План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

Якщо металеву пластинку занурити у воду, то катіони металу на її поверхні гідратуються полярними молекулами води і переходять до рідини. При цьому електрони у надлишку, що залишаються в металі, заряджають його

поверхневий шар негативно. Виникає електростатичне притягання між гідратованими катіонами, що перейшли до рідини, й поверхнею металу. У результаті цього в системі встановлюється рухлива рівновага:



де n – число електронів, що беруть участь у процесі. На межі метал – рідина виникає *подвійний електричний шар*, який характеризується певним стрибком потенціалу – *електродним потенціалом*. Абсолютні значення електродних потенціалів виміряти не вдається. Електродні потенціали залежать від низки факторів (природи металу, концентрації, температури й ін.). Тому звичайно визначають відносні електродні потенціали за визначених умов – так звані стандартні електродні потенціали (E^0).

Стандартним електродним потенціалом металу називають його електродний потенціал, що виникає при зануренні металу до розчину власного іона з концентрацією, яка дорівнює 1 моль/л, виміряний порівняно зі стандартним водневим електродом, потенціал якого при 25 °С умовно приймається рівним нулю ($E^0=0$; $\Delta G^0=0$).

Розташовуючи метали в ряд за зростанням їх стандартних електродних потенціалів (E^0), одержуємо так званий ряд напруг.

Положення того чи іншого металу в ряді напруг характеризує його відновну здатність, а також окисні властивості його іонів у водних розчинах за стандартних умов. Чим менше значення E^0 , тим сильніші відновні властивості має даний метал у вигляді простої речовини, і тим менші окисні властивості виявляють його іони, і навпаки. Електродні потенціали вимірюють приладами, які називають гальванічними елементами. Окисно-відновна реакція, що характеризує роботу гальванічного елемента, перебігає в напрямку, у якому ЕРС елемента має додатне значення. У цьому випадку $\Delta G^0 < 0$, тому що $\Delta G^0 = -nFE^0$.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Приклад 1. Стандартний електродний потенціал Ніколу більший, ніж Кобальту. Чи зміниться це співвідношення, якщо вимірити потенціал Ніколу в розчині його іонів з концентрацією 0,001 моль/л, а потенціали Кобальту – в розчині з концентрацією 0,1 моль/л?

Розв'язок. Електродний потенціал металу (E) залежить від концентрації його іонів у розчині. Ця залежність виражається рівнянням Нернста (н.у.):

$$E = E^0 + (0,059/n) \lg C,$$

де E° – стандартний електродний потенціал; n – число електронів, що беруть участь у процесі; C – концентрація гідратованих іонів металу в розчині, моль/л; E° для Ніколу і Кобальту відповідно рівні $-0,25$ і $-0,277$ В. Визначимо електродні потенціали цих металів за даними в умові концентраціями:

$$E(\text{Ni}) = -0,25 + (0,059/2) \lg 0,001 = -0,339 \text{ В},$$

$$E(\text{Co}) = -0,277 + (0,059/2) \lg 0,1 = -0,307 \text{ В}.$$

Таким чином, при концентрації, що змінилася, потенціал Кобальту став більшим від потенціалу Ніколу.

Приклад 2. Магнієву пластинку занурили в розчин солі Магнію. При цьому електродний потенціал системи дорівнює $-2,41$ В. Обчислити концентрацію іонів Магнію (у моль/л).

Розв'язок. Подібні задачі також розраховуються на основі рівняння Нернста (див. приклад 1):

$$-2,41 = -2,37 + 0,059/2 \cdot \lg C$$

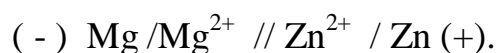
$$-0,04 = 0,0295 \cdot \lg C,$$

$$\lg C = -0,04/0,0295 = -1,3559$$

$$C(\text{Mg}^{2+}) = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Приклад 3. Складіть схему гальванічного елемента, у якому електродами є магнієва і цинкова пластинки, занурені в розчини їхніх іонів з активною концентрацією 1 моль/л. Який метал є анодом, який катодом? Напишіть рівняння окисно-відновної реакції, що відбувається в цьому гальванічному елементі, й обчисліть його ЕРС.

Розв'язок. Схема даного гальванічного елемента



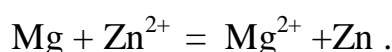
Вертикальна лінія позначає поверхню розділу між металом і розчином, а дві лінії – межу поділу двох рідких фаз – пористу перетинку (чи сполучну трубку, заповнену розчином електроліту). Магній має менший потенціал ($-2,37 \text{ В}$) і є анодом, на якому відбувається окислювальний процес:



Цинк, потенціал якого $-0,763 \text{ В}$, – катод, тобто електрод, на якому протікає відновлювальний процес:



Рівняння окислювально-відновної реакції, що характеризує роботу даного гальванічного елемента, можна одержати, склавши електронні рівняння анодного (1) і катодного (2) процесів:



Для визначення ЕРС гальванічного елемента від потенціалу катода варто відняти потенціал анода. Оскільки концентрація іонів у розчині дорівнює 1 моль/л, то ЕРС елемента дорівнює різниці стандартних потенціалів двох його електродів:

$$E_{\text{РС}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В.}$$

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі:

1. Що таке подвійний електричний шар? Як він утворюється?
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Як визначається анод і катод гальванічного елемента?
4. Від яких параметрів залежить зміна електродного потенціалу метала?
5. Навести математичний вираз рівняння Нернста.
6. Розв'язати задачу за вказівкою викладача з наведеного переліку.

Приклади задач.

1. У дві посудини з блакитним розчином мідного купоросу помістили: до першої – цинкову пластинку, а до другої – срібну. У якій посудині колір розчину поступово зникає? Чому? Складіть електронні й молекулярні рівняння відповідної реакції.

2. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса цинкової пластинки при взаємодії її з розчинами: а) CuSO_4 ; б) MgSO_4 ; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

3. При якій концентрації іонів Zn^{2+} (у моль/л) потенціал цинкового електрода буде на 0,015 В меншим від його стандартного електродного потенціалу?

4. Збільшиться, зменшиться чи залишиться без зміни маса кадмієвої пластинки при взаємодії її з розчинами: а) AgNO_3 ; б) ZnSO_4 ; в) NiSO_4 ? Чому? Складіть електронні та молекулярні рівняння відповідних реакцій.

5. Марганцевий електрод у розчині його солі має потенціал $-1,23 \text{ В}$. Обчислити концентрацію іонів Mn^{2+} (у моль/л).

6. Потенціал срібного електрода в розчині AgNO_3 склав 95 % від значення його стандартного електродного потенціалу. Чому дорівнює концентрація іонів Ag^+ (у моль/л)?

7. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС мідно-кадмієвого гальванічного елемента, у якому $[\text{Cd}^{2+}] = 0,1 \text{ моль/л}$, а $[\text{Cu}^{2+}] = 0,01 \text{ моль/л}$.

208. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких мідь була б катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді та на аноді. Обчислити стандартну ЕРС.

9. При якій концентрації іонів Cu^{2+} (моль/л) значення потенціалу мідного електрода стає рівним стандартному потенціалу водневого електрода?

10. Який гальванічний елемент називається концентраційним? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, який складається зі срібних електродів, занурених: перший – у 0,01 н., а другий – у 0,1 н. розчини AgNO_3 .

11. За яких умов буде працювати гальванічний елемент, електроди якого зроблені з того самого металу? Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, у якому один нікелевий електрод знаходиться в 0,001 М розчині, а інший, такий самий, електрод – у 0,01 М розчині нікол сульфату.

12. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається зі свинцевої та магнієвої пластин, занурених у розчини своїх солей з концентрацією $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$ моль/л. Чи зміниться ЕРС цього елемента, якщо концентрацію кожного з іонів збільшити в однакове число разів?

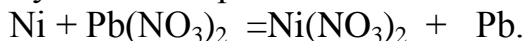
13. Складіть схеми двох гальванічних елементів, в одному з яких цинк є катодом, а в іншому – анодом. Напишіть для кожного з цих елементів електронні рівняння реакцій, що відбуваються на катоді й на аноді.

14. Залізна і срібна пластини з'єднані зовнішнім провідником і занурені в розчин сульфатної кислоти. Складіть схему даного гальванічного елемента і напишіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на аноді й на катоді.

15. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається з пластин кадмію і магнію, занурених у розчини своїх солей з концентрацією $[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Cd}^{2+}] = 1$ моль/л. Чи зміниться значення ЕРС, якщо концентрацію кожного з іонів знизити до 0,01 моль/л?

16. Складіть схему гальванічного елемента, що складається з пластин цинку і заліза, занурених у розчини їхніх солей. Напишіть електронні рівняння процесів, що протікають на аноді й на катоді. Якої концентрації треба було б взяти іонів Феруму (моль/л), щоб ЕРС елемента стала рівною нулю, якщо $[\text{Zn}^{2+}] = 0,001$ моль/л?

17. Складіть схему гальванічного елемента, в основу якого покладена реакція, що відбувається за рівнянням:



Напишіть рівняння анодного та катодного процесів. Обчисліть ЕРС цього елемента, якщо $[\text{Ni}^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[\text{Pb}^{2+}] = 0,0001$ моль/л.

18. При якій концентрації іонів Cu^{2+} (моль/л) значення потенціалу мідного електрода стає рівним стандартному потенціалу водневого електрода?

19. При якій концентрації іонів Mn^{2+} (у моль/л) потенціал марганцевого електрода буде на 0,015 В меншим від його стандартного електродного потенціалу?

20. Складіть схему, напишіть електронні рівняння електродних процесів і обчисліть ЕРС гальванічного елемента, що складається зі свинцевої та магнієвої пластин, занурених у розчини своїх солей з концентрацією $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,1$ моль/л. Чи зміниться ЕРС цього елемента, якщо концентрацію кожного з іонів збільшити в однакове число разів ?

Тема № 10. Перетворення електричної енергії на хімічну. Електроліз розчинів і розплавів. Електроліз з інертним і розчинним електродом.

Практичне заняття: Вивчення процесів перетворення електричної енергії на хімічну.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити процеси електролізу з розчинним анодом і інертними електродами. Розрахунки виходу речовин з урахуванням виходу за струмом.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Закономірності електролізу.
 2. Закони Фарадея.
 3. Залежність процесів електролізу від положення металу в електрохімічному ряду напруги та будови кислотного залишку.
- Література: 2 (с. 316–352), 5 (с. 433–487).

План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

Електроліз – це окисно-відновний процес, що відбувається на електродах при пропусканні постійного електричного струму через розчин або розплав електроліту. Хімічні реакції відбуваються на електродах за рахунок електричної енергії.

Кількісно процес електролізу характеризується законами Фарадея.

I закон – Кількість речовини, відновленої на катоді чи окисленої на аноді, прямо пропорційна кількості електрики, що пройшла через розчин чи розплав електроліту:

$$m = k \cdot m_e Q,$$

де m – маса окисленої чи відновленої речовини; m_e – молярна маса еквівалента; Q – кількість електрики, що пройшла через електроліт; k – коефіцієнт пропорційності.

II закон – Кількість речовин, що окислюються чи відновлюються на електродах при пропусканні однієї й тієї ж кількості електрики прямо пропорційні їх молярним масам еквівалентів:

$$m_1/m_{e1} = m_2/m_{e2} = \text{const};$$

$$V_1/V_{e1} = m_2/m_{e2} = \text{const};$$

$$V_1/V_{e1} = V_2/V_{e2}.$$

Обидва закони виражають загальною формулою:

$$m = m_e Q / F, m = m_e I t / F$$

де F – число Фарадея, що дорівнює 96500 Кл/моль.

II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Приклад 1. Яка маса міді виділиться на катоді при електролізі розчину CuSO_4 протягом 1 год при силі струму 4 А?

Розв'язок. Відповідно до II закону Фарадея

$$m = m_e I t / 96500, \quad (1)$$

де m – маса речовини, окисленої чи відновленої на електроді; m_e – еквівалентна маса речовини; I – сила струму, А; t – тривалість електролізу, с.

Еквівалентна маса Купруму в CuSO_4 дорівнює $63,54 : 2 = 31,77$ г/моль. Підставивши до формули (1) значення $E = 31,77$, $I = 4$ А, $t = 60 \cdot 60 = 3600$ с. одержимо

$$m = 31,77 \cdot 4 \cdot 3600 / 96500 = 4,74 \text{ г.}$$

Приклад 2. Обчисліть еквівалентну масу металу, знаючи, що при електролізі розчину хлориду цього металу витрачено 3880 Кл електрики і на катоді виділяється 11,742 г металу.

Розв'язок. З формули (1)

$$m_e = 11,742 \cdot 96500 / 3880 = 29,35 \text{ г/моль,}$$

$$\text{де } m = 11,742 \text{ г; } I t = Q = 3880 \text{ Кл.}$$

Приклад 3. Чому дорівнює сила струму при електролізі розчину протягом 1 год 40 хв 25 с, якщо на катоді виділилося 1,4 л водню (н.у.) ?

Розв'язок. З формули (1)

$$I = m \cdot 96500 / M_{\text{et.}}$$

Якщо дано об'єм водню, то співвідношення m/m_e замінімо відношенням

$$V_{\text{H}_2} / V_e(\text{H}_2),$$

де V_{H_2} – об'єм водню, л; $V_e(\text{H}_2)$ – еквівалентний об'єм водню, л.

Тоді

$$I = V(\text{H}_2) \cdot 96500 / V_e(\text{H}_2).$$

Еквівалентний об'єм водню за н.у. дорівнює половині молярного об'єму $22,4 / 2 = 11,2$ л. Підставивши до наведеної формули значення $V_{\text{H}_2} = 1,4$ л, $V_e(\text{H}_2) = 11,2$ л, $t = 6025$ (1 год 40 хв 25 с = 6025 с), знаходимо

$$I = 1,4 \cdot 96\,500 / 11,2 \cdot 6025 = 2 \text{ А.}$$

Приклад 4. Яка маса калій гідроксиду утворилася на катоді при електролізі розчину K_2SO_4 , якщо на аноді виділилося 11,2 л кисню (н.у.) ?

Розв'язок. Еквівалентний об'єм кисню (н.у.) $22,4 / 4 = 5,6$ л. Отже, 11,2 л містять дві еквівалентні маси кисню. Стільки ж еквівалентних мас КОН

утворилося біля катода, а саме $56,11 \cdot 2 = 112,22$ г ($56,11$ г/моль – мольна й еквівалентна маса KOH).

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі:

1. Що таке електроліз? Як відбувається електроліз з інертним і розчинним анодом?
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Від яких параметрів залежить перебіг процесу електролізу?
5. Навести математичні вирази законів Фарадея.
6. Розв'язати задачу за вказівкою викладача з наведеного переліку.

Приклади задач.

1. Електроліз розчину K_2SO_4 проводили при силі струму 5 А за три години. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса води при цьому розкладалася, і чому дорівнюють об'єми газів (н.у.), що виділилися на катоді й аноді?

2. При електролізі солі деякого металу протягом $1,5$ год при силі струму $1,3$ А на катоді виділилося $1,75$ г цього металу. Обчисліть еквівалентну масу металу.

3. При електролізі розчину $CuSO_4$ на аноді виділилося 168 см³ газу (н.у.). Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах, і обчисліть, яка маса міді виділилася на катоді.

4. Електроліз розчину Na_2SO_4 проводили протягом п'яти годин при силі струму 7 А. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса води при цьому розкладалася, і чому дорівнює об'єм газів (н.у.), що виділилися на катоді й аноді?

5. Електроліз розчину аргентум нітрату проводили при силі струму 2 А протягом чотирьох годин. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах. Яка маса срібла виділилася на катоді, та який об'єм газу (н.у.), що виділився на аноді?

6. Електроліз розчину сульфату деякого металу проводили при силі струму 6 А протягом 45 хв, у результаті чого на катоді виділилося $5,49$ г металу. Обчисліть еквівалентну масу металу.

7. Наскільки зменшиться маса срібного анода, якщо електроліз розчину $AgNO_3$ проводити при силі струму 2 А протягом 38 хв 20 с? Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах.

8. Електроліз розчину цинк сульфату проводили протягом п'яти годин, у результаті чого виділилося 6 л кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів і обчисліть силу струму.

9. Електроліз розчину CuSO_4 проводили з мідним анодом протягом чотирьох годин при силі струму 50 А. При цьому виділилося 224 г міді. Обчисліть вихід за струмом (відношення маси речовини, що виділилася, до теоретично можливої маси). Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах у випадку мідного і вугільного анодів.

10. Електроліз розчину нікол сульфату проводили протягом шести годин, у результаті чого виділилося 7 л кисню (н.у.). Складіть рівняння електродних процесів і обчисліть силу струму.

11. Електроліз розчину NaI проводили при силі струму 6 А протягом 2,5 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах, і обчисліть масу речовини, що виділились на катоді й аноді.

12. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину AgNO_3 . Якщо електроліз проводити зі срібним анодом, то його маса зменшується на 5,4 г. Визначити витрату електрики при цьому.

13. Електроліз розчину CuSO_4 проводили протягом 15 хв при силі струму 2,5 А. Виділилося 0,72 г міді. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на електродах у випадку мідного і вугільного анода. Обчисліть вихід за струмом (відношення маси речовини, що виділилася, до теоретично можливої маси).

14. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах при електролізі розплавів і водяних розчинів NaCl і KOH . Скільки літрів (н.у.) газу виділиться на аноді при електролізі калій гідроксиду, якщо електроліз проводити протягом 30 хв при силі струму 0,5 А?

15. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на графітових електродах при електролізі розчину KBr . Яка маса речовини виділяється на катоді й аноді, якщо електроліз проводити протягом 1 год 35 хв при силі струму 15 А?

16. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину CuCl_2 . Обчисліть масу міді, що виділилася на катоді, якщо на аноді виділилося 560 мл газу (н.у.).

17. При електролізі солі тривалентного металу при силі струму 1,5 А протягом 30 хв на катоді виділилося 1,071 г металу. Обчисліть атомну масу металу.

18. Електроліз розчину KI проводили при силі струму 4 А протягом 1,5 год. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах, і обчисліть об'єм речовини, що виділились на катоді й аноді?

19. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розчину $\text{Ni(NO}_3)_2$. Якщо електроліз проводити із нікелевим анодом, то його маса зменшується на 8,4 г. Визначити витрату електрики при цьому.

20. Складіть електронні рівняння процесів, що відбуваються на вугільних електродах при електролізі розплаву CuCl_2 . Обчисліть масу речовини, що виділилася на катоді, якщо на аноді виділилося 280 мл газу (н.у.).

Тема № 12. Корозія металів як різновид електрохімічних процесів.

Практичне заняття: Вивчення процесів руйнування покриттів під дією чинників навколишнього середовища.

Навчальна мета заняття: Ознайомитись та вивчити процеси корозії.

Кількість годин – 2 (денна форма).

Місце проведення: навчальний кабінет коледжу.

Навчальні питання:

1. Види корозії.
2. Залежність процесів корозії від положення металу в електрохімічному ряду напруги.

Література: 2 (с. 316–352), 5 (с. 433–487).

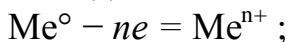
План проведення заняття:

I. Порядок проведення вступу до заняття.

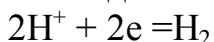
Опрацювати теоретичний матеріал необхідний для виконання практичної роботи:

Корозія – це процес руйнування металів у результаті їх хімічної чи електрохімічної взаємодії з навколишнім середовищем. При електрохімічній корозії на поверхні металу одночасно відбуваються два процеси:

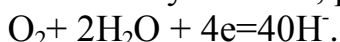
– анодний — окислювання металу



– катодний — відновлення іонів водню



або молекул кисню, розчиненого у воді,



Іони або молекули, що відновлюються на катоді, називаються деполяризаторами. При атмосферній корозії — корозії у вологому повітрі при кімнатній температурі – деполяризатором є кисень.

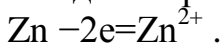
II. Порядок проведення основної частини заняття.

Опанувати приклади розв'язання задач відповідно до теми практичного заняття.

Приклад 1. Як відбувається корозія цинку, що знаходиться в контакті з кадмієм у нейтральному і кислому розчинах. Складіть електронні рівняння анодного й катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

Розв'язок. Цинк має більш негативний потенціал ($-0,763 \text{ В}$), ніж кадмій ($-0,403 \text{ В}$), тому він є анодом, а кадмій – катодом.

Анодний процес:



Катодний процес:



– у нейтральному середовищі $O_2 + H_2O + 2e = 2OH^-$.

Іони Zn^{2+} з гідроксильною групою утворюють нерозчинний гідроксид.

III. Порядок проведення заключної частини заняття.

Для заліку практичної роботи дати відповідь на запитання в письмовій формі:

1. Що таке корозія? Види корозії і чинники її виникнення?
2. Записати приклади розв'язання задач.
3. Від яких параметрів залежить перебіг корозії?
4. Розв'язати задачу за вказівкою викладача з наведеного переліку.

Приклади задач.

1. Як відбувається атмосферна корозія лудженого й оцинкованого заліза при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

2. Купрум не витісняє водень з розведених кислот. Чому? Однак, якщо до мідної пластинки, зануреної в кислоту, доторкнутися цинковою, то на міді починається бурхливе виділення водню. Дайте цьому явищу пояснення, склавши електронні рівняння анодного і катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що відбувається.

3. Як відбувається атмосферна корозія лудженого заліза і лудженої міді при порушенні покриття? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

4. Якщо пластинку з чистого цинку занурити в розведену кислоту, то виділення водню, що починається, незабаром майже припиняється. Однак при дотику до цинку мідною паличкою на останній починається бурхливе виділення водню. Дайте цьому пояснення, склавши електронні рівняння анодного і катодного процесів. Напишіть рівняння хімічної реакції, що відбувається.

5. У чому сутність протекторного захисту металів від корозії? Наведіть приклад протекторного захисту заліза в електроліті, що містить розчинений кисень. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

6. Залізний виріб покрили нікелем. Яке це покриття — анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі й у хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому та в другому випадках?

7. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів з кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари магній — нікель. Які продукти корозії утворюються в першому та в другому випадках?

8. У розчин хлороводневої (соляної) кислоти помістили цинкову пластинку і цинкову пластинку, частково покриту міддю. У якому випадку процес корозії цинку відбувається інтенсивніше? Відповідь обґрунтуйте, склавши електронні рівняння відповідних процесів.

9. Чому хімічно чисте залізо є більш стійким проти корозії, ніж технічне? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів, які відбуваються при корозії технічного заліза у вологому повітрі та в кислому середовищі.

10. Яке покриття металу називається анодним, а яке — катодним? Назвіть кілька металів, що можуть слугувати для анодного і катодного покриття заліза. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів, що відбуваються при корозії заліза, покритого міддю, у вологому повітрі й у кислому середовищі.

11. Залізний виріб покрили кадмієм. Яке це покриття — анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі й у хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому та в другому випадках?

12. Залізний виріб покрили свинцем. Яке це покриття — анодне чи катодне? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цього виробу при порушенні покриття у вологому повітрі й у хлороводневій (соляній) кислоті. Які продукти корозії утворюються в першому та в другому випадках?

13. Дві залізні пластинки, частково покриті одна оловом, друга міддю, знаходяться у вологому повітрі. На якій з цих пластинок швидше утвориться іржа? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів корозії цих пластинок. Який склад продуктів корозії заліза?

14. Який метал краще брати для протекторного захисту від корозії свинцевої оболонки кабелю: цинк, магній чи хром? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів атмосферної корозії. Який склад продуктів корозії?

15. Якщо занурити в розведену сульфатну кислоту пластинку з чистого заліза, то виділення на ній водню йде повільно і згодом майже припиняється. Однак, якщо цинковою паличкою доторкнутися до залізної пластинки, то на останній починається бурхливе виділення водню. Чому? Який метал при цьому розчиняється? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

16. Цинкову і залізну пластинки занурили в розчин купрум сульфату. Складіть електронні та іонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються на кожній з цих пластинок. Які процеси будуть проходити на пластинках, якщо зовнішні кінці їх з'єднати провідником?

17. Як впливає рН середовища на швидкість корозії заліза і цинку? Чому? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів атмосферної корозії цих металів.

18. У розчин електроліту, що містить розчинений кисень, опустили цинкову пластинку і цинкову пластинку, частково покриту міддю. У якому випадку процес корозії цинку проходить інтенсивніше? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів.

19. Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів з кисневою і водневою деполяризацією при корозії пари алюміній — залізо. Які продукти корозії утворюються в першому та в другому випадках?

20. Як перебігає атмосферна корозія заліза, покритого шаром нікелю, якщо покриття порушене? Складіть електронні рівняння анодного і катодного процесів. Який склад продуктів корозії?

3. Рекомендована література (основна, допоміжна), інформаційні ресурси в Інтернеті

Основна

1. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія : практикум. Київ : Либідь, 2003. 205 с.
2. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник. Київ : Вища школа, 2005. 635 с.
3. Басов В. П., Радіонов В. М. Хімія : навч. посібн. 4-те вид. Київ : Каравела, 2004. 302 с.
4. Бочеров А. Д., Жикол О. А., Красовська М. В. Хімія : Довідник з прикладами розв'язання задач. Харків, 2011. 416 с.
5. Григор'єва В. В., Самійленко В.М., Сич А. М., Голуб О. А. Загальна хімія : підручник для студентів нехімічних спеціальностей вищих навчальних закладів. Київ : Вища школа, 2009. 471 с.
6. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 1. Київ : Педагогічна преса, 2002. 418 с.
7. Степаненко О. М., Рейтер Л. Г., Ледовських В. М., Іванов С. В. Загальна та неорганічна хімія. Част. 2. Київ : Педагогічна преса, 2000. 783 с.

Додаткова

1. Панасенко О. І. та ін. Неорганічна хімія : підручник. Запоріжжя : Запорізький державний медичний університет, 2016. 462 с.
2. Андрійко О. О. Неорганічна хімія біогенних елементів. Київ : НТТУ«КПШ», 2013. 332 с.
3. Рейтер Л. Г., Степаненко О. М., Басов В. П. Теоретичні розділи загальної хімії. Київ : Каравела, 2012. 303 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : підруч. для студентів вищ. навч. закл. / Є. Я. Левітін, А. М. Бризицька, Р. Г. Ключова; за заг. ред. Є.Я. Левітіна. 3-тє вид. Харків : НФаУ : Золоті сторінки, 2017. 512 с.
5. Гомонай В. І., Мільович С. С. Загальна та неорганічна хімія : підручник для студентів вищих навчальних закладів. Вінниця, 2016. 448 с.

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Віртуальна читальня освітніх матеріалів для студентів, вчителів, учнів та батьків. URL : <https://subject.com.ua/>