

Донбаська державна машинобудівна академія

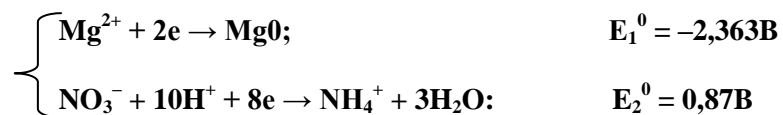
МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

**до практичних занять з
дисципліни «Неорганічна хімія»**

(для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404)

Роботи № 5...8

К Р А М А Т О Р С Ь К 2 0 0 3



Визначити окислювач та відновник.

ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка Н.Л. Общая химия – Л.:Химия, 1985
2. Лучинский Г.П. Курс химии –М.:Высшая школа, 1985
3. Новиков Г.Н. Основы общей химии –М.:Высшая школа, 1986
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии – Л.:Химия, 1987

Методичні вказівки до практичних занять з дисципліни
 «Неорганічна хімія»
 (для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404)
 Роботи № 5-8

Укладачі: А. П. Авдеєнко, проф.,
 Н. І. Євграфова, доц.,
 Г. Л. Юсіна, ст.викл.
 Відп. за випуск: Н. І. Євграфова, доц.

Редактор В.Ф. Стецій

Підписано до друку Формат 60x84 1/16.
 Друк офсетний. Ум. др.. арк.. 3,0 Уч. вид. арк.. 2,27
 Тираж 160 прим

ДДМА, 84313, Краматорськ, вул. Шкадінова, 72

Міністерство освіти та науки України
 Донбаська державна машинобудівна академія

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до практичних занять з
 дисципліни «Неорганічна хімія»

(для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404)

Роботи № 5...8

Затверджено
 на засіданні кафедри хімії
 та охорони праці
 Протокол № 8
 від 19.03. 2003 р.

УДК 54

Методичні вказівки до практичних занять з дисципліни «Неорганічна хімія» (для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404) / Уклад: А. П. Авдеєнко, Н. І. Євграфова, Г. Л. Юсіна. — Краматорськ: ДДМА, 2003. — 48 с.

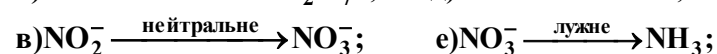
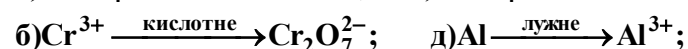
Методичні вказівки містять короткі теоретичні відомості, закони і формулювання, основні поняття, терміни, формули, типові задачі з розв'язаннями та задачі для самостійного розв'язання за такими розділами курсу «Неорганічна хімія»: термохімія та хімічна спорідненість, розчини, окислювально-відновні реакції.

Методичні вказівки сприяють більш ефективній самостійній роботі студентів.

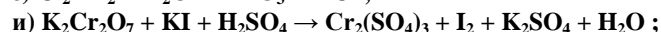
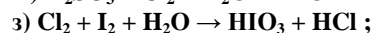
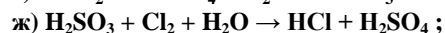
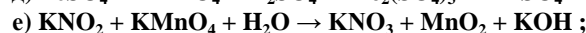
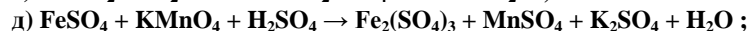
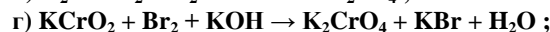
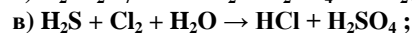
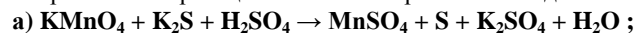
Укладачі: А. П. Авдеєнко, проф.,
Н. І. Євграфова, доц.,
Г. Л. Юсіна, ст. викл.

Відп. за випуск: Н. І. Євграфова, доц.

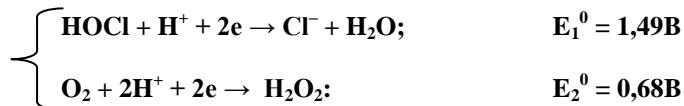
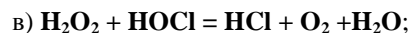
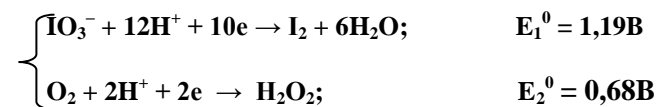
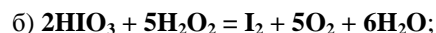
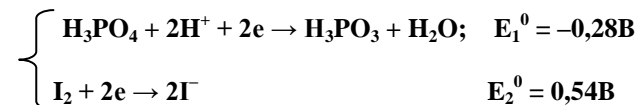
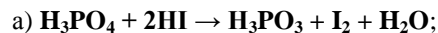
3. Скласти рівняння напівреакцій окислення чи відновлення, урахувавши кислотність середовища:



4. Зрівняти ОВ реакції іонно – електронним методом:



5. Визначити, у якому напрямку будуть самодовільно проходити такі реакції :



6. Чи можливо окислення KI за допомогою водних розчинів: а) перманганату в кислотному середовищі; б) дихромату в кислотному середовищі?

Користуючись наступними даними, скласти іонне та молекулярне рівняння ОВ реакції:

Розраховуємо редокс-потенціали для кожної напівреакції згідно з формулою Нернста за даних умов.

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} = E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}}^0 + \frac{0,0059}{z} \lg \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \times [\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^6} = 1,33 + \frac{0,059}{6} \lg \frac{0,1(0,1)^{14}}{0,002^2} = 1,24\text{В}$$

$$E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}}^0 + \frac{0,0059}{z} \lg \frac{[\text{SO}_4^{2-}] \times [\text{H}^+]^2}{[\text{SO}_3^{2-}]} = 0,17 + \frac{0,059}{2} \lg \frac{0,01(0,1)^2}{0,5} = 0,06\text{В}$$

При pH = 1 концентрація іонів водню дорівнює $[\text{H}^+] = 0,1$ моль/л. Окислювачем в цієї реакції є $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, а відновником – Na_2SO_3 , тому що

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} > E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}}$$

Визначимо електрорушійну силу процесу: $\epsilon = E_{\text{Ox}} - E_{\text{Red}}$:

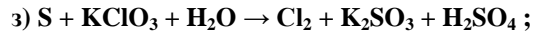
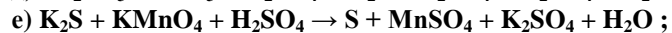
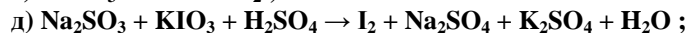
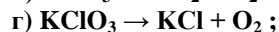
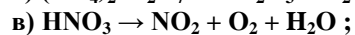
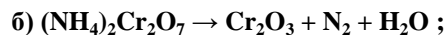
$$\epsilon = E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/2\text{Cr}^{3+}} - E_{\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}} = 1,24 - (-0,06) = 1,18\text{В}$$

Оскільки $\epsilon > 0$, окислювально-відновні реакція за даних умов проходить в прямому напрямку

5.4 ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ.

1. Визначити ступені окислення сірки у таких сполуках: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , Al_2S_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

2. Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу, зазначити окислювач і відновник, визначити, які з них можна віднести до реакцій диспропорціонування, внутрішньомолекулярного або міжмолекулярного окислення-відновлення:



ЗМІСТ

	Стор.
1 Терміни, позначення	4
2 Робота № 5. Термохімічні та термодинамічні розрахунки	5
3 Робота № 6. Розчини	14
4 Робота № 7. Водневий показник. Добуток розчинності .	27
5 Робота № 8. Окислювально-відновні реакції	36
Література	47

1 ТЕРМІНИ, ПОЗНАЧЕННЯ

Термін	Позначення	Одиниця вимірювання
Внутрішня енергія:	U	Дж, кДж
зміна внутрішньої енергії	ΔU	Дж, кДж
Тепловий ефект реакції	Q	Дж, кДж
Ентальпія	H	Дж, кДж
утворення речовини А	ΔH_A	кДж/моль
стандартна утворення речовини А	$\Delta H_{298,A}^0$	кДж/моль
реакції	ΔH_p	кДж
гідратації	ΔH_h	кДж/моль
кристалічної решітки	$\Delta H_{реш}$	кДж/моль
розчинення	$\Delta H_{розч}$	кДж/моль
сольватації	ΔH_s	кДж/моль
Ентропія	S	Дж/(моль·К)
речовини А	S_A	Дж/(моль·К)
стандартна речовини А	$S_{298,A}^0$	Дж/(моль·К)
реакції	ΔS_p	Дж/К
Енергія Гіббса:	G	Дж, кДж
утворення речовини А	ΔG_A	кДж/моль
стандартна утворення речовини А	$\Delta G_{298,A}^0$	кДж/моль
реакції	ΔG_p	Дж, кДж
Активність	a	моль/л
Водневий показник	pH	—
Гідроксильний показник	pOH	—
Іонний добуток води	K_{H_2O}	—
Коефіцієнт активності	γ	—
Кріоскопічна стала розчинника	$K_{кр}$	К·моль/кг
Ебуліоскопічна стала розчинника	E_A	К·моль/кг

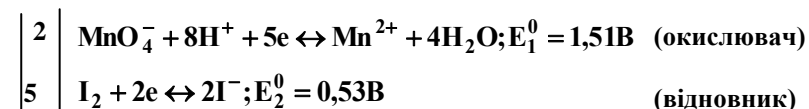
Складаємо молекулярне рівняння:



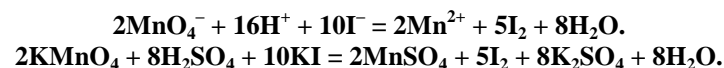
Приклад 2. За даними напівреакціями скласти іонне і молекулярне рівняння ОВ реакції:



Розв'язання. Роль окислювача виконуватиме окислена форма першої напівреакції, а роль відновника – відновна форма другої напівреакції:



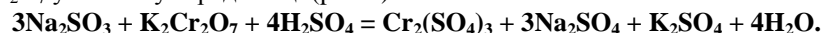
Складаємо іонне і молекулярне рівняння, дібравши протіони:



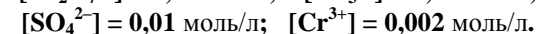
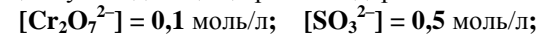
Приклад 3. Визначити, чи можна окислити Na_2SO_3 за допомогою $K_2Cr_2O_7$ в таких умовах: pH = 1, концентрації вихідних речовин та продуктів реакції дорівнюють (моль/л):



Розв'язання. Складаємо рівняння реакції окислення Na_2SO_3 за допомогою $K_2Cr_2O_7$ у кислому середовищі (pH=1):



Припустимо, що ступінь дисоціації речовин дорівнює 100%. Тоді:



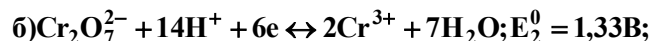
Реакція, що ми розглядаємо, складається з двох напівреакцій, стандартні редокс потенціали яких знаходимо у таблиці:



Підставивши значення величин у формулу Нернста, одержимо

$$E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}} = 1,51 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{10^{-1} \times (10^{-3})^8}{10^{-3}} = 1,225 \text{ В.}$$

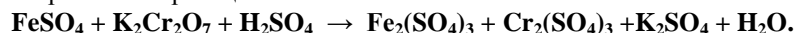
Задача 7. Користуючись приведеними напівреакціями та величинами їх стандартних редокс-потенціалів, вказати найбільш сильний окислювач:



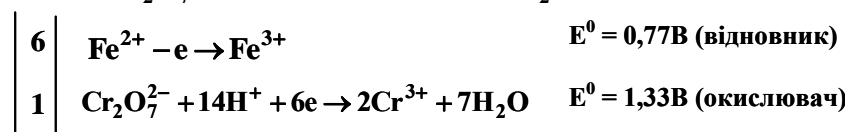
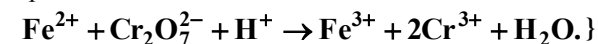
Розв'язання. Найбільш сильним окислювачем є електрохімічна система з найбільш високим редокс-потенціалом, тобто іон MnO_4^- у кислотному середовищі.

Задача 8. Визначення напрямку окислювально- відновної (ОВ) реакції.

Приклад 1. Визначити, чи можна окислити FeSO_4 до $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ за допомогою $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у кислому середовищі за стандартних умов ($C = 1$ моль/л, $T = 298\text{К}$) згідно з рівнянням реакції

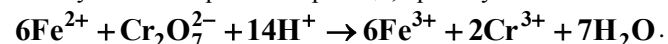


Розв'язання. Записуємо скорочене іонне рівняння цієї реакції. Складаємо рівняння напівреакцій, записуючі в лівій частині окислені форми кожної з речовин, які змінюються, а в правій – відновні форми, і знаходимо за таблицею стандартні потенціали:



На основі значення E^0 робимо висновок, що сильнішим окислювачем буде іон $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а сильнішим відновником – іон Fe^{2+} , отже, їх слід записати в лівій частині ОВ реакції.

Записуємо іонне рівняння реакції, враховуючи множники:



Маса речовини А	m_A	г, кг
Маса розчинника	$m_{p-ка}$	г, кг
Маса розчину	$m_{p-ну}$	г, кг
Масовий процент речовини А	ω_A	%
Масова частка речовини А	ω_A	—
Молярна частка речовини А	N_A	—
Моляльність розчину	C_m	моль/кг розчинника
Молярність розчину	C	Моль/л
Нормальність розчину	C_H	Моль/л
Об'єм розчину	V	л, мл
Осмотичний тиск	$P_{осм}$	Па
Добуток розчинності	DP	—
Розчинність речовини А при $t^0\text{C}$	R_A^t	г/100 г розчинника
Тиск пара чистого розчинника	P^0	Па
Тиск пара розчинника над розчином	P_1	Па
Електродний (редокс) потенціал	$E_{ox/Red}$	В
стандартний	$E^0_{ox/Red}$	В
Відновна форма речовини	Red	—
Окислена форма речовини	Ox	—
Рівноважна концентрація речовини А	$[A]$	моль/л
Кількість електронів, що беруть участь у електродному процесі	z	—
Стала Фарадея	F	Кл/моль
Електрорушійна сила	ϵ	В

2 РОБОТА № 5. ТЕРМОХІМІЧНІ ТА ТЕРМОДИНАМІЧНІ РОЗРАХУНКИ.

2.1 ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.

- 1 Основні терміни та позначення.
- 2 Фізична суть енергетичних ефектів хімічних процесів.
- 3 Перше начало термодинаміки. Внутрішня енергія. Ентальпія.

- Застосування першого закону термодинаміки до хімічної реакції. Стандартні ентальпії утворення речовин. Термохімічні розрахунки. Закон Гесса.
- Другий закон термодинаміки. Ентропія. Зміна ентропії у ході хімічних реакцій. Третій закон термодинаміки.
- Енергія Гіббса (ізобарно-ізотермічний потенціал). Ентальпійний та ентропійний фактори. Вплив температури на напрямок процесу.
- Напрямок хімічних реакцій. Хімічна спорідненість.

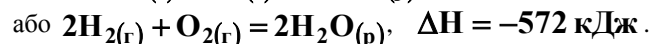
2.2 КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ [1, с. 166-170, 190-204]

Тепловий (енергетичний ефект) реакції – це кількість енергії, виділеної або поглиненої у термодинамічній системі в ході протікання в ній хімічної реакції.

Внутрішня енергія U – сукупність усіх видів енергії частинки системи (електронів, ядер, атомів, молекул), за виключенням кінетичної та потенціальної енергії системи як єдиного цілого. Ентальпія $H = U + PV$ – складна термодинамічна функція, що визначається зміною енергії системи при переході з одного стану в інший та враховує внутрішню енергію та виконану роботу.

Ентальпія (теплота) утворення речовини $\Delta H_{\text{утв}}$ – тепловий ефект реакції утворення 1 моль складної речовини з простих речовин. Стандартна ентальпія утворення вимірюється при $T = 298 \text{ K}$, $P = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}$ та позначається як $\Delta H_{298, \text{реч.}}^0$. Наприклад, $\Delta H_{298, \text{CuO}}^0 = -155,6 \text{ кДж/моль}$. Ентальпії утворення простих речовин дорівнюють нулю.

Термохімічні рівняння – рівняння з зазначенням коефіцієнтів (тобто числа молей), агрегатних станів чи алотропних форм речовин, величини теплового ефекту, наприклад:

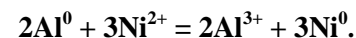


Закон Гесса (1840 р.) – тепловий ефект хімічної реакції визначається тільки природою і станом вихідних і кінцевих речовин і не залежить від того, по якому шляху відбувається даний процес і які проміжні речовини при цьому утворюються.

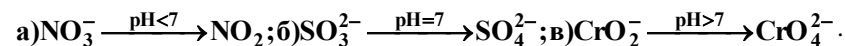
З закону Гесса походить:

- Тепловий ефект зворотної реакції дорівнює тепловому ефекту прямої реакції з протилежним знаком.
- Тепловий ефект ряду реакцій, проведених за замкнутим циклом дорівнює нулю.
- Зміна ентальпії реакції (тепловий ефект) дорівнює різниці між сумою стандартних ентальпій утворення продуктів реакції та сумою стандартних ентальпій утворення вихідних речовин із урахуванням коефіцієнтів у рівнянні:

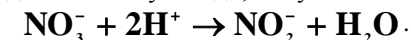
$$\Delta H_{\text{р-ції}}^0 = \sum \Delta H_{298, \text{прод.}}^0 - \sum \Delta H_{298, \text{вих.}}^0$$



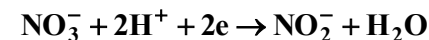
Задача 5. Скласти рівняння напівреакції окислення чи відновлення, враховуючи кислотність середовища:



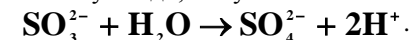
Розв'язання. а) У кислотному середовищі ($\text{pH}<7$) надлишок атомів кисню зв'язується катіонами водню в молекулі води, тому:



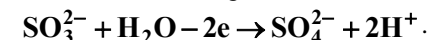
Тепер зрівняємо сумарний заряд в обох частинах напівреакції за допомогою додавання двох електронів у ліву частину рівняння:



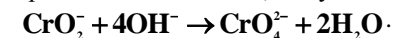
б) У нейтральному середовищі ($\text{pH} = 7$) нестача атомів кисню в продуктах взаємодії поповнюється з молекул води, тому:



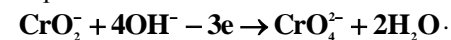
Зрівняємо сумарний заряд в обох частинах напівреакції за допомогою віднімання двох електронів з лівої частини рівняння:



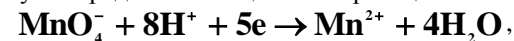
в) У лужному середовищі ($\text{pH}>7$) нестача атомів кисню в продуктах взаємодії поповнюється гідроксильними іонами, тому:



Зрівняємо сумарний заряд в обох частинах напівреакції, віднімаючи три електрони з лівої частини рівняння:



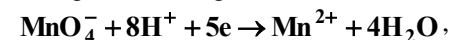
Задача 6. Розрахувати редокс-потенціал напівреакції:



якщо стандартний потенціал $E_{298}^0 = +1,51 \text{ В}$, а $[\text{MnO}_4^-] = 0,1 \text{ моль/л}$; $[\text{Mn}^{2+}] = 10^{-3} \text{ моль/л}$; $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ моль/л}$.

Розв'язання. Скористаємося формулою Нернста для розрахунку редокс-потенціалів:

оскільки рівняння електродної напівреакції

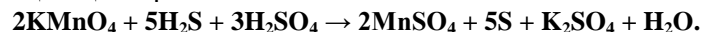


то $z = 5$ і тоді

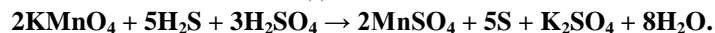
$$E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}} = E_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[\text{MnO}_4^-] \times [\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

відновленні. У даній реакції – це атоми калію, кількість яких уже зрівняна.

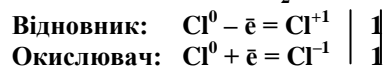
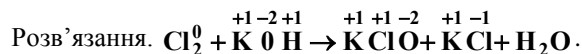
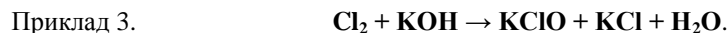
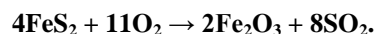
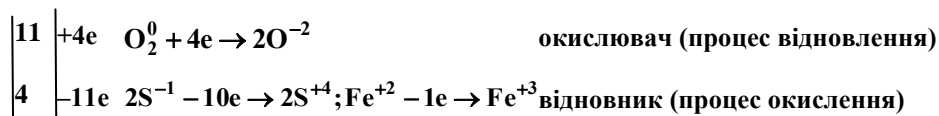
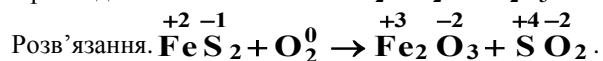
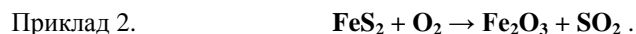
6. Зрівняємо кислотні залишки, що не беруть участі в окисленні-відновленні. У даній реакції – це SO_4^{2-} .



7. Зрівняємо кількість атомів водню



8. Перевіряємо кількість атомів кисню. Якщо кількість атомів кисню не зрівняна, помилку треба шукати, починаючи з першого етапу.



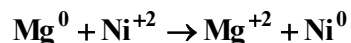
Це реакція диспропорціонування.

Задача 4. Серед перелічених далі металів знайти ті, які можуть відновити катіон нікелю Ni^{2+} : **Mg, Al, Cu, Ag.**

Розв'язання. Випишемо значення стандартних електродних потенціалів даних металів:

Метал	Mg	Al	Ni	Cu	Ag
$E^0, \text{В}$	-2,37	-1,66	-0,25	+0,337	+0,799

Оскільки магній та алюміній мають більш негативні електродні потенціали, ніж нікель, вони є більш сильними відновниками порівняно з нікелем:



Ентропія **S** – термодинамічна функція, що відображує неупорядкованість системи. Залежить від температури, об'єму, агрегатного стану речовини.

Стандартна ентропія S_{298}^0 – абсолютне значення ентропії 1 моля речовини за стандартних умов. Зміну ентропії під час реакції можливо розрахувати за формулою:

$$\Delta S_{\text{р-ції}}^0 = \sum S_{298, \text{прод.}}^0 - \sum S_{298, \text{вих.}}^0.$$

Хімічна спорідненість — здатність речовин взаємодіяти одна з одною. Кількісною мірою хімічної спорідненості є ізобарно-ізотермічний потенціал **G** (енергія Гіббса):

$$G = H - TS.$$

Зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ під час реакції характеризує можливість її перебігу.

Якщо $\Delta G < 0$, то реакція може перебігати у прямому напрямку,
 $\Delta G > 0$, то реакція може перебігати у зворотному напрямку,
 $\Delta G = 0$, то у системі установлюється хімічна рівновага.

Стандартний ізобарно-ізотермічний потенціал утворення речовини $\Delta G_{298, \text{реч.}}^0$ – це зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу реакції утворення 1 моля складної речовини з простих речовин у стандартних умовах. Зміну ізобарно-ізотермічного потенціалу під час хімічної реакції можливо розрахувати за формулою:

$$\Delta G_{\text{р-ції}}^0 = \sum \Delta G_{298, \text{прод.}}^0 - \sum \Delta G_{298, \text{вих.}}^0.$$

2.3 ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.

Задача № 1. Розрахунки зміни ентальпії реакції.

Приклад 1. Розрахувати енергетичний ефект хімічної реакції за стандартних умов: $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{SO}_{3(\text{г})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{к})}$. Відомі ентальпії утворення сполук, що беруть участь у реакції: $\Delta H_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}^0 = -3434$ кДж/моль;

$$\Delta H_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 = -1675 \text{ кДж/моль}; \Delta H_{298, \text{SO}_3}^0 = -395,2 \text{ кДж/моль}.$$

Розв'язання. Зміну ентальпії цієї реакції обчислюють за формулою

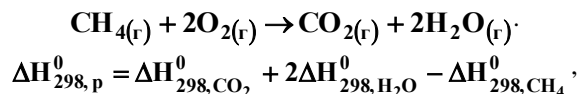
$$\Delta H_{298, \text{р}}^0 = \Delta H_{298, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}^0 - (\Delta H_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 + 3\Delta H_{298, \text{SO}_3}^0);$$

$$\Delta H_{298, \text{р}}^0 = -3434 + 1675 + 3 \cdot 395,2 = -573,4 \text{ кДж}.$$

Ентальпія системи у ході реакції зменшується, реакція екзотермічна.

Приклад 2. Визначити стандартну ентальпію утворення метану, знаючи, що ентальпія реакції горіння метану $\Delta H_{298, \text{р}}^0 = -804,75$ кДж/моль, а

стандартні значення ентальпій утворення CO₂ і H₂O дорівнюють відповідно -396 і -241,8 кДж/моль.
Розв'язання.

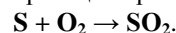


звідки

$$\Delta H_{298, \text{CH}_4}^0 = \Delta H_{298, \text{CO}_2}^0 + 2\Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H_{298, \text{p}}^0 = -396 - 2 \times 241,8 + 804,75 = -74,85 \text{ кДж/моль.}$$

Приклад 3. Яка кількість теплоти виділяється у ході горіння 10 г сірки, якщо стандартне значення ентальпії утворення SO₂ дорівнює -296,9 кДж/моль.

Розв'язання. Рівняння хімічної реакції горіння сірки



Ентальпія цієї реакції визначається за формулою:

$$\Delta H_{298, \text{p}}^0 = \Delta H_{298, \text{SO}_2}^0, \Delta H_{298, \text{p}}^0 = -296,9 \text{ кДж, - реакція екзотермічна.}$$

Визначаємо кількість теплоти, виділену при горінні 10 г сірки. Згідно з рівнянням реакції 1 моль дає 296,9 кДж теплоти,

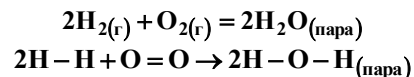
$$\begin{aligned} 32 \text{ г S} & - 296,9 \text{ кДж,} \\ 10 \text{ г S} & - x \text{ кДж,} \end{aligned} \quad x = \frac{10 \text{ г} \cdot 296,9 \text{ кДж}}{32 \text{ г}} = 93 \text{ кДж}$$

Задача № 2. Розрахунок енергії зв'язку за ентальпією.

Приклад. Визначити енергію зв'язку O-H в молекулі води, якщо відомо, що стандартне значення ентальпії утворення води у газоподібному стані дорівнює -241,6 кДж/моль, а енергія зв'язку в молекулі кисню та молекулі водню:

$$E_{\text{O=O}} = 493,24 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \quad E_{\text{H-H}} = 434,72 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

Розв'язання. Рівняння реакції утворення води:



Відомо, що для реакції з участю усіх речовин у газоподібному стані ентальпія може визначатися за формулою:

$$\begin{aligned} \Delta H_{298, \text{p-ції}}^0 &= \sum E_{\text{зв. вих.}} - \sum E_{\text{зв. прод.}} \\ \Delta H_{298, \text{p-ції}}^0 &= 2\Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}}^0(\text{пар}) = -241,6 \times 2 = -483,2 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Тільки окислювачі: $\overset{0}{\text{O}_2}; \overset{+7}{\text{KMnO}_4}; \overset{+5}{\text{HNO}_3}; \overset{+3}{\text{FeCl}_3}$.

Тільки відновники: $\overset{0}{\text{H}_2}; \overset{-}{\text{KI}}; \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}; \overset{0}{\text{Zn}}; \overset{+2}{\text{FeCl}_2}$.

І окислювачі і відновники: $\overset{+3}{\text{HNO}_2}; \overset{+3}{\text{KNO}_2}; \overset{+4}{\text{MnO}_2}; \overset{+}{\text{HCl}}$.

Пояснюємо докладніше. Наприклад, HCl – і окислювач, і відновник, тому що може відбуватися процес відновлення $\text{H}^+ + 1\text{e} = \text{H}^0$ та окислення $\text{Cl}^- - 1\text{e} = \text{Cl}^0$.

Задача 3. Зрівняти ОВ реакції методом електронного балансу.

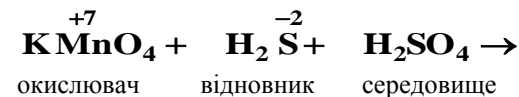
Приклад 1. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Розв'язання. 1. Серед речовин, що беруть участь у реакції, знаходимо окислювач і відновник.

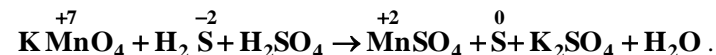
У KMnO₄ марганець виявляє свій максимальний ступінь окислення (+7), отже, він може бути тільки окислювачем.

У H₂S сірка виявляє свій мінімальний ступінь окислення (-2), отже, вона може бути тільки відновником.

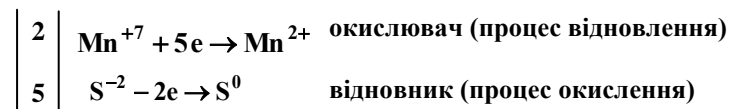
H₂SO₄ в цій реакції слугує для створення кислого середовища:



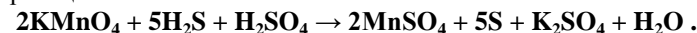
2. Якщо немає продуктів реакції, їх визначаємо на основі знань ступенів окислення елементів і хімічних властивостей речовин, що беруть участь у реакції. У кислому середовищі KMnO₄ відновлюється до Mn⁺², а H₂S окислюється до S⁰. Крім того, утворюються K₂SO₄ і H₂O:



3. Складаємо електронний баланс згідно із законом збереження заряду (кількість електронів, прийнятих окислювачем, повинна дорівнювати кількості електронів, відданих відновником):



4. Розставляємо відповідні коефіцієнти перед окислювачем і відновником до і після реакції:



5. Зрівнюємо кількість атомів металів, що не беруть участь в окисленні –

ε – електрорушійна сила окислювально – відновного процесу, В.

Взагалі $\varepsilon = E_{Ox} - E_{Red}$; де E_{Ox} , E_{Red} редокс-потенціали окислювача та відновника відповідно.

Очевидно, якщо $\varepsilon > 0$, то реакція буде проходити у прямому напрямку (тоді $\Delta G < 0$). Таким чином, зокрема для окислювально-відновних реакцій, що проходять у розведених водних розчинах при температурах до 298К, для визначення напрямку їх перебігу можна, користуватися значеннями стандартних редокс-потенціалів $E^0_{298 Ox/Red}$.

Окислювально-відновна реакція може самодовільно відбуватися у такому напрямку, при якому електростатична система з більшим редокс потенціалом буде відігравати роль окислювача.

5.3 ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.

Задача 1. Визначити ступінь окислення азоту в таких молекулах та іонах:



Розв'язання. Визначаючи ступінь окислення елементів, скористаємося правилом: сума степенів окислення всіх елементів дорівнює заряду частинки (для молекули – нуль, для іону – заряд іона).

Відомо, що ступінь окислення водню дорівнює +1, ступінь окислення кисню дорівнює -2 (крім перекисних сполук).

Ступінь окислення азоту в молекулі N_2 дорівнює нулю N_2^0 ; в молекулі $[N^{3-}H_3^{+}]^0$ дорівнює -3; в іоні $[N^{3-}H_4^{+}]^+$ дорівнює -3; в молекулі $[H^+N^xO_3^{2-}]^0$ дорівнює +5.

Для HNO_3 складемо рівняння: $+1+X+3(-2) = 0$; $X = +5$ (ступінь окислення азоту в HNO_3);

В іонах ступень окислення буде: $\left[\begin{matrix} +5 & -2 \\ N & O_3 \end{matrix} \right]^-$; $\left[\begin{matrix} +3 & -2 \\ N & O_2 \end{matrix} \right]^-$

Задача 2. Знайти серед зазначених речовин такі, які можуть виконувати роль: тільки окислювача; тільки відновника; окислювача і відновника.

Приклад. Згрупувати речовини за здатністю їх виконувати певну роль в ОВ реакціях:



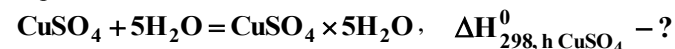
Розв'язання. Скористаємося таким правилом: молекули, атоми яких можуть лише підвищувати свої ступені окислення, відіграють роль тільки відновників; молекули, атоми яких можуть лише знижувати свої ступені окислення, відіграють роль тільки окислювачів; молекули, атоми яких можуть як підвищувати так і знижувати свої ступені окислення, можуть відігравати роль як окислювачів, так і відновників.

$$\Delta H^0_{298, p-ції} = 2E_{H-H} + E_{O=O} - 4E_{O-H}, \text{ звідки}$$

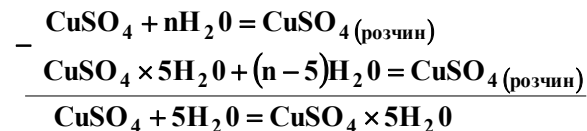
$$E_{O-H} = \frac{2E_{H-H} + E_{O=O} - \Delta H^0_{298, p-ції}}{4} = \frac{2 \times 434,72 + 493,24 - (-483,2)}{4} = 461,47 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

Задача № 3. Розрахунок ентальпії гідратації.

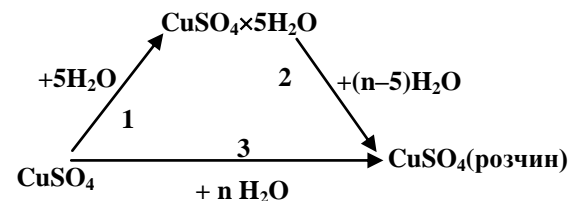
Приклад. Відомі ентальпії розчинення безводного сульфату міді (- 66,46 кДж/моль) та кристалогідрату $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (11,7 кДж/моль) Визначити ентальпію гідратації $CuSO_4$.



Розв'язання. Реакція гідратації може бути записана як алгебраїчна різниця двох реакцій:



або у вигляді наступної схеми:



Відповідно з законом Гесса:

$$\Delta H(1) + \Delta H(2) = \Delta H(3),$$

або

$$\Delta H^0_{298, h CuSO_4} + \Delta H^0_{298, \text{розчин } CuSO_4 \cdot 5H_2O} = \Delta H^0_{298, \text{розчин } CuSO_4},$$

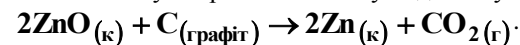
Звідки

$$\Delta H^0_{298, h CuSO_4} = \Delta H^0_{298, \text{розчин } CuSO_4} - \Delta H^0_{298, \text{розчин } CuSO_4 \cdot 5H_2O};$$

$$\Delta H^0_{298, h CuSO_4} = -66,46 - 11,7 = -78,16 \text{ кДж/моль.}$$

Задача № 4. Розрахунок зміни ентропії реакції.

Приклад. Визначити зміну ентропії системи у ході наступної реакції:



Стандартні значення ентропій речовин, що беруть участь у реакції, такі:

$$S_{298, \text{ZnO}}^0 = 43,5 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}, \quad S_{298, \text{C}}^0 = 5,74 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}},$$

$$S_{298, \text{Zn}}^0 = 41,59 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}, \quad S_{298, \text{CO}_2}^0 = 213,6 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Розв'язання. Розрахуємо зміну ентропії реакції за формулою:

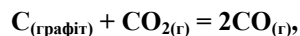
$$\Delta S_{298, \text{p-ції}}^0 = \sum S_{\text{прод.}}^0 - \sum S_{\text{вих.}}^0;$$

$$\Delta S_{298, \text{p-ції}}^0 = S_{298, \text{CO}_2}^0 + 2S_{298, \text{Zn}}^0 - (2S_{298, \text{ZnO}}^0 + S_{298, \text{C}}^0);$$

$$\Delta S_{298, \text{p-ції}}^0 = 213,6 + 241,59 - 243,5 - 5,74 = 204,04 \frac{\text{Дж}}{\text{К}}.$$

Задача № 5. Розрахунок зміни енергії Гіббса реакції.

Приклад 1. Визначити зміну енергії Гіббса системи у стандартних умовах у ході наступної реакції:



якщо зміна ентальпії системи у ході цієї реакції $\Delta H_{298, \text{p-ції}}^0 = 175 \text{ кДж}$,

а зміна ентропії $\Delta S_{298, \text{p-ції}}^0 = 188,5 \frac{\text{Дж}}{\text{К}} \left(188,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{К}} \right)$.

Чи можлива ця реакція за стандартних умов? Який її характер?

Розв'язання. Підставимо значення ΔH_{298}^0 і ΔS_{298}^0 у рівняння Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S; \text{ якщо } T = 298 \text{ К, тоді}$$

$$\Delta G_{298, \text{p-ції}}^0 = 175 - 298 \times 188,5 \cdot 10^{-3} = 118,8 \text{ кДж.}$$

За стандартних умов ця реакція термодинамічно неможлива ($\Delta G > 0$).

Щоб відповісти на запитання, який характер цієї реакції та чи можлива вона у будь-яких умовах, що відрізняються від стандартних, необхідно вивчити знаки ΔH та ΔS цієї реакції (табл. 1.1.).

Таблиця 1.1. Характер реакції в залежності від значень ΔH та ΔS реакції

Знак			Характер реакції
$\Delta H_{\text{p-ції}}$	$\Delta S_{\text{p-ції}}$	$\Delta G_{\text{p-ції}}$	
—	+	—	Реакція необоротна і відбувається повністю у прямому напрямку.
+	—	+	Реакція необоротна і відбувається повністю у зворотному напрямку.
—	—	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції у прямому напрямку, а високотемпературний – у зворотному.
+	+	?	Реакція оборотна. Низькотемпературний режим сприяє протіканню реакції у зворотному напрямку, а високотемпературний – у прямому.

Кожна окислювально-відновна реакція складається з напівреакцій окислення та відновлення.

Ці напівреакції характеризуються певним значенням електродного потенціалу (або окислювально-відновного, або редокс-потенціалу). Редокс-потенціали залежать, зокрема, від природи речовин, що приймають участь у процесі, від характеру реакційного середовища (величини рН), від співвідношення між концентраціями речовин, від температури. Ця залежність відбивається рівнянням Нернста. Для температури 298К воно має вигляд:

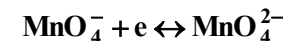
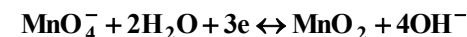
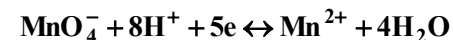
$$E_{\text{Ox/Red}} = E_{\text{Ox/Red}}^0 + \frac{0,059}{z} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]},$$

де $E_{\text{Ox/Red}}^0$ – стандартний редокс-потенціал процесу – це потенціал при концентраціях усіх речовин $C = 1$ моль/л;

z – кількість електронів, що беруть участь у процесі;

$[\text{Ox}]$ та $[\text{Red}]$ – концентрації речовин що беруть участь у процесі у окисленій та відновленій формах.

Існують багато речовин, які можуть окислюватись чи відновлятися до різних продуктів залежно від умов, наприклад, перманганат калію KMnO_4 залежно від рН розчину відновлюється або до іону Mn^{2+} , або до MnO_2 , або до іону MnO_4^{2-} . Ці процеси відновлення можна відобразити за допомогою рівнянь таких напівреакцій:



Кожна з цих напівреакцій має певне значення стандартного редокс-потенціалу ($E_{298 \text{ Ox/Red}}^0$).

Таким чином один й той же окислювач (MnO_4^-) займає у ряду стандартних редокс-потенціалів кілька місць. Багато місць у цьому ряду займають ті елементи, що утворюють сполуки, в яких вони мають різні ступені окислення, – це неметали та численні d-метали. Таким чином, редокс-потенціал будь-якої електрохімічної системи характеризує її окислювально-відновну властивість (електрохімічна система – це сукупність усіх речовин, що приймають участь у даному процесі).

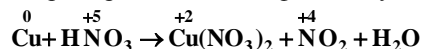
Для кількісної оцінки спрямованості окислювально-відновних реакцій користуються значеннями $\Delta G_{\text{реакції}}$:

$$\Delta G_{\text{p}} = -zF\varepsilon,$$

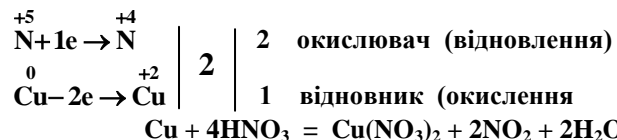
де z – кількість електронів, що беруть участь у процесі;

F – число Фарадея ($F = 96500$ Кл/екв);

Наприклад, треба розставити коефіцієнти у схемі :

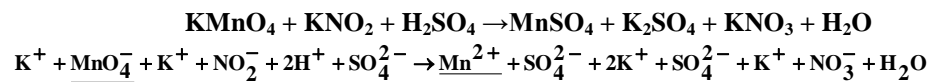


Після визначення ступенів окислення елементів, складемо рівняння електронного балансу:

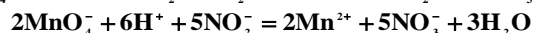
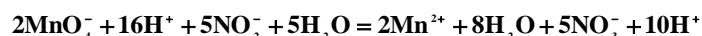
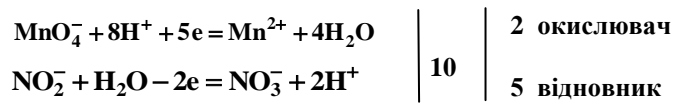


Якщо користуються іонно-електронним методом, діють у такій послідовності:

- 1 Складають рівняння хімічної окислювально-відновлювальної реакції в іонній формі та знаходять іони, що приймають участь у окислювально-відновних процесах.
- 2 Складають іонні рівняння напівреакцій окислення та відновлення з урахуванням характеру реакційного середовища. Для реакцій у водних розчинах треба пам'ятати, що надлишок атомів кисню треба зв'язати в кислому середовищі катіонами водню в молекули води, а у лужному середовищі – молекулами води у гідроксильні іони. У нейтральному середовищі, якщо надлишок кисню у вихідних речовинах, то він зв'язується водою у гідроксильні іони, а якщо надлишок кисню у продуктах взаємодії, то він зв'язується катіонами водню в молекули води. Зрівнюють кількість атомів кожного елементу в обох частинах напівреакції.
- 3 Зрівнюють сумарний заряд в обох частинах напівреакції за допомогою додавання або віднімання певної кількості електронів.
- 4 За допомогою коефіцієнтів зрівнюють число відданих та приєднаних електронів у обох напівреакціях.
- 5 Складають напівреакції, враховуючі знайдені коефіцієнти.
- 6 Зрівнюють кількість атомів кожного елементу в рівнянні окислювально-відновлювальної реакції. Приклад:

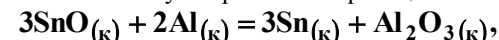


Рівняння напівреакцій (середовище кисле):



Знаки ΔH і ΔS розглянутої реакції додатні, отже вона оборотна. Високі температури сприяють протіканню цієї реакції у прямому напрямку.

Приклад 2. Визначити зміну енергії Гіббса реакції



якщо відомі значення стандартних ізобарно-ізотермічних потенціалів речовин, що беруть участь у реакції:

$$\Delta G_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 = -1580 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}, \quad \Delta G_{298, \text{SnO}}^0 = -256,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Розв'язання. Формула для розрахунку стандартної енергії Гіббса (ізобарно-ізотермічного потенціалу) хімічної реакції за значеннями стандартних енергій Гіббса утворених речовин, що беруть участь у реакції, має вигляд:

$$\Delta G_{298, \text{p-цїї}}^0 = \sum \Delta G_{298, \text{прод.}}^0 - \sum \Delta G_{298, \text{вих.}}^0.$$

Для реакції, що вивчається:

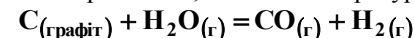
$$\Delta G_{298, \text{p-цїї}}^0 = \Delta G_{298, \text{Al}_2\text{O}_3}^0 - 3\Delta G_{298, \text{SnO}}^0.$$

Значення ізобарно-ізотермічних потенціалів простих речовин у стандартних умовах дорівнюють нулю, отже

$$\Delta G_{298, \text{p-цїї}}^0 = -1580 - 3(-256,7) = -809,9 \text{ кДж}.$$

За стандартних умов ця реакція термодинамічно можлива.

Приклад 3. Визначити приблизно, за якої температури реакція



стає термодинамічно можливою ($\Delta G_{298, \text{p-цїї}}^0 \leq 0$)

Зауваження. Зміною величин $\Delta S_{298, \text{p-цїї}}^0$, $\Delta H_{298, \text{p-цїї}}^0$ зі зміною температури знехтувати.

Відомі такі величини:

$$\Delta H_{298, \text{CO}}^0 = -110,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}, \quad \Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{г})}^0 = -241,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}},$$

$$S_{298, \text{C}(\text{графіт})}^0 = 5,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}, \quad S_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{г})}^0 = 188,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}\cdot\text{К}},$$

$$S_{298, \text{CO}}^0 = 197,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}, \quad S_{298, \text{H}_2}^0 = 130,6 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}\cdot\text{К}}.$$

Розв'язання. Розрахуємо зміну ентропії реакції у стандартних умовах:

$$\begin{aligned} \Delta S_{298, \text{p-цїї}}^0 &= S_{298, \text{CO}}^0 + S_{298, \text{H}_2}^0 - (S_{298, \text{H}_2\text{O}}^0 + S_{298, \text{C}}^0) = \\ &= 130,6 + 197,4 - (188,7 + 5,7) = 133,6 \frac{\text{Дж}}{\text{К}} = 0,134 \frac{\text{кДж}}{\text{К}} \end{aligned}$$

Розрахуємо зміну ентальпії реакції у стандартних умовах:

$$\Delta H_{298, \text{p-цїї}}^0 = \Delta H_{298, \text{CO}}^0 - \Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}}^0 = -110,5 - (-241,8) = 131,3 \text{ кДж}.$$

Зміна енергії Гіббса реакції у стандартних умовах:

$$\Delta G_{298, p-ii}^0 = \Delta H_{298, p-ii}^0 - T\Delta S_{298, p-ii}^0 = 131,3 - 298 \times 0,134 = 91,4 \text{ кДж}$$

За стандартних умов ця реакція термодинамічно неможлива. Проте, вона оборотна, високі температури сприяють протіканню реакції у прямому напрямку. Визначаємо приблизно температуру, при якій реакція стає термодинамічно можливою, рахуючи що

$$\Delta H_{T,P} = \Delta H_{298, p-ii}^0 = 131,3 \text{ кДж};$$

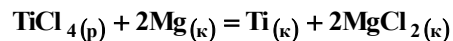
$$\Delta S_{T,P} = \Delta S_{298, p-ii}^0 = 0,134 \frac{\text{кДж}}{\text{К}};$$

$$\Delta G_{T,P} = \Delta H_{T,P} - T\Delta S_{T,P}; \quad \Delta G_{T,P} \leq 0; \quad \Delta H_{T,P} - T\Delta S_{T,P} \leq 0;$$

$$T \geq \frac{\Delta H_{T,P}}{\Delta S_{T,P}}; \quad T \geq \frac{131,3}{0,134}; \quad T \geq 980 \text{ К.}$$

Задача № 6. Розрахунки за хімічною спорідненістю.

Приклад 1. Чи можна використати магній для виробництва титану за такою реакцією:



$$\Delta G_{298, \text{TiCl}_4(\text{р})}^0 = 175,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \quad \Delta G_{298, \text{MgCl}_2(\text{к})}^0 = -141,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

Розв'язання. Можна прогнозувати напрямок перебігу реакції розрахунком її енергії Гіббса, однак зручніше використати поняття хімічної спорідненості. Енергія Гіббса бінарної сполуки, віднесена до кількості хімічних зв'язків у цій сполуці характеризує хімічну спорідненість один до одного двох хімічних елементів, що утворюють хімічний зв'язок. Чим менше це відношення, тим більша хімічна спорідненість даних елементів один до одного.

$$\Delta G_{298, \text{Mg-Cl}}^0 = \frac{-141,4}{2} = -70,7 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta G_{298, \text{Ti-Cl}}^0 = \frac{-175,8}{4} = -43,95 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

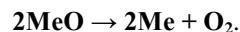
Можна зробити висновок, що хімічна спорідненість хлору до магнію вища, ніж до титану. Таким чином, реакція TiCl_4 з магнієм термодинамічно можлива за стандартних умов.

Приклад 2. Який оксид, серед перелічених, термічно найбільш стабільний?

$$\text{Відомо таке: } \Delta G_{298, \text{ZnO}}^0 = -319,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta G_{298, \text{CoO}}^0 = -226,1 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \quad \Delta G_{298, \text{HgO}}^0 = -58,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

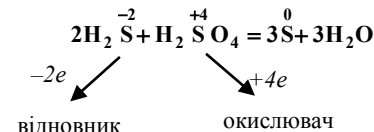
Розв'язання. Оксид є термічно стійким, якщо він менш схильний до реакції розкладу



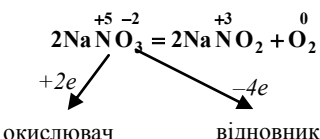
розрахувати як частку від ділення мольної маси відновника або окислювача на кількість електронів, що їм віддано або прийнято.

$$E_{O-V} = \frac{M_{\text{відн. (окисл.)}}}{n_{\text{електронів}}}$$

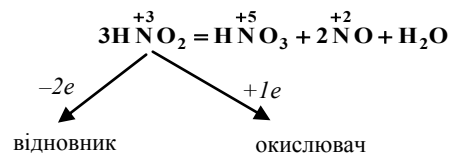
Окислювально-відновлювальна реакція називається міжмолекулярною, якщо окислювач та відновник знаходяться в різних молекулах, наприклад:



Окислювально-відновлювальна реакція називається внутрішньо-молекулярною, якщо окислювач та відновник знаходяться в молекулі однієї речовини, наприклад:



До реакцій диспропорціонування відносяться такі, що супроводжуються одночасним збільшенням та зменшенням ступеню окислення одного й того ж елемента, наприклад:



Щоб підібрати коефіцієнти в окислювально-відновлювальних реакціях, застосовують два методи: метод електронного балансу та іонно – електронний метод. В методі електронного балансу діють в такій послідовності:

1. Визначають ступені окислення елементів у сполуках до та після реакції; знаходять відновник та окислювач.
2. Складають рівняння електронного балансу (схему перебігу електронів) та за допомогою коефіцієнтів зрівнюють число приєднаних та відданих електронів.
3. Коефіцієнти, що були знайдені, ставлять перед окислювачем та відновником, а також продуктами їх відновлення та окислення у рівнянні хімічної реакції.
4. Зрівнюють кількість атомів елементів, кислотних залишків, атомів водню.
5. Перевіряють, чи правильно розставлені коефіцієнти за допомогою числа атомів кисню, яке повинно бути однаковим в обох частинах рівняння.

- 8 У якому напрямку зміщена рівновага в таких іонообмінних реакціях:
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{KF} \leftrightarrow \text{CaF}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$; $\text{PbCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{NaCl}$?
- 9 Визначити рН розчину, якщо до 4л води додали 2мл H_2SO_4 з $\omega = 96\%$ та $\rho = 1,84\text{г/мл}$.
- 10 Розрахувати, чи буде утворюватися осад PbSO_4 , якщо змішати у рівних об'ємах 0,2 М розчин $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ та 0,2М розчин Na_2SO_4 .
- 11 У 500мл води при 18°C розчиняється 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Визначити ДР цієї солі.
- 12 Знайти масу срібла, що міститься у вигляді іонів у 1л насиченого розчину AgBr .
- 13 Чи утвориться осад Ag_2SO_4 при змішуванні рівних об'ємів 0,02М розчину AgNO_3 та 1л розчину H_2SO_4 ?
- 14 Визначити рН таких розчинів слабких електролітів: а) 0,02М NH_4OH ; б) 0,1М HCN .

5 РОБОТА № 8. ОКИСЛЮВАЛЬНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ.

5.1 ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ

- Основні терміни та визначення: ступінь окислення, відновник, окислювач, процеси відновлення та окислювання.
- Окислювально-відновні властивості простих та складних речовин.
- Класифікація окислювально-відновних реакцій.
- Методи розстановки коефіцієнтів: метод електронного балансу та іонно – електронний метод.
- Редокс-потенціали. Напрямок перебігу окислювально – відновних реакцій.

5.2 КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ [1.,с. 264 –272,279-290]

Окислювально-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеню окислення хімічних елементів, які входять до складу реагентів.

Ступінь окислення – це формальний заряд, який можна приписати атомам в сполуці, якщо припустити, що всі електрони кожного зв'язку перейшли до більш електронегативного атома (тобто припустити, що молекула складається з іонів). Окислювач – це реагент, що приймає електрони в ході окислювально-відновного процесу та знижує свій ступень окислення. Відновник – це реагент, що віддає електрони в ході окислювально-відновного процесу та підвищує свій ступень окислення. Окисленням називається процес віддачі електронів відновником. Відновленням називається процес приднання електронів окислювачем.

Окислювально-відновним еквівалентом називається маса окислювача або відновника, що припадає на одиницю зміни ступеню окислення. Його можна

Тобто, чим більше $\Delta G_{p-ції}$, тим більш стійкий оксид до реакції розкладу.

Оскільки $\Delta G_{p-ції}^0 = -2\Delta G_{298, \text{MeO}}^0$, то чим більш від'ємні величини

ΔG_{298}^0 оксидів, тим вони термічно стійкіші.

По-іншому, використовуючи поняття хімічної спорідненості: чим більш від'ємне значення має відношення енергії Гіббса оксиду до кількості зв'язків метал-кисень, тим більша хімічна спорідненість металу до кисню, отже оксид термічно стійкіший.

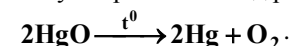
У даних оксидах число зв'язків $\text{Me} = \text{O}$ однакове, отже порівнюємо величини енергій Гіббса самих оксидів.

Порівняння дає такий результат:

Термічно найбільш стійкий оксид цинку;

Термічно найменш стійкий оксид ртуті.

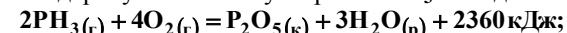
Відомо, що при несильному нагріванні оксид ртуті розкладається:



2.4 ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ.

- При з'єднанні 2,1 г заліза із сіркою виділилось 3,77кДж теплоти. Розрахувати стандартну ентальпію утворення сульфиду заліза FeS .

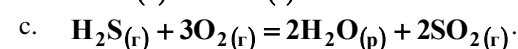
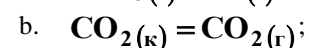
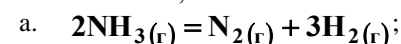
- Визначити стандартну ентальпію утворення PH_3 на підставі рівняння:



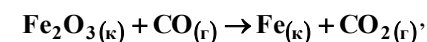
$$\Delta H_{298, \text{P}_2\text{O}_5}^0 = -1492 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}; \quad \Delta H_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{р})}^0 = -285,8 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

- При відновленні 12,7г CuO вугіллям (з утворенням CO) поглинається 8,24 кДж теплоти. Знайти $\Delta H_{298, \text{CuO}}^0$, якщо $\Delta H_{298, \text{CO}}^0 = -110,5 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$.

- Не роблячи обчислень, знайти знак ΔS таких процесів:



- Розрахувати ΔG_{298}^0 реакції:



якщо відомо

$$\Delta G_{298, \text{Fe}_2\text{O}_3}^0 = -110,3 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta G_{298, \text{CO}_2}^0 = -394,4 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}};$$

$$\Delta G_{298, \text{CO}}^0 = -137,1 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}.$$

- 6 Чи можна відновити воднем до вільного металу при 298 К такі оксиди, CaO , ZnO , Al_2O_3 ,?

3 РОБОТА № 6. РОЗЧИННИ.

3.1 ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ.

- 1 Поняття про дисперсні системи.
- 2 Способи виразу концентрацій розчинів (масова частка, масовий процент, молярність, нормальність, моляльність, мольна частка, титр).
- 3 Зміна ентальпії та ентропії системи під час процесу розчинення. Механізм розчинення.
- 4 Розчинність. Розчинність газів у рідинах. Взаємна розчинність рідин. Розчинність твердих речовин у рідинах.
- 5 Закони Рауля. Тиск пари розчину. Температура кипіння та кристалізації розбавлених розчинів.
- 6 Осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

3.2 КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ [1, с. 305-309, 213-230]

Розчини – однорідні (гомогенні) системи, що складаються з двох та більше компонентів та продуктів їх взаємодії.

Розчинність – здатність речовин розчинятись у воді чи в іншому розчиннику. Процес розчинення – фізико-хімічний процес. При розчиненні спостерігається дифузія молекул чи іонів розчиненої речовини між молекулами розчинника (фізичний процес, $\Delta H > 0$) та хімічна взаємодія часток розчиненої речовини з молекулами розчинника (хімічний процес, $\Delta H < 0$), що призводить до утворення сольватів (гідратів).

Розчинення речовини, як правило, супроводжується тепловим ефектом. $\Delta H_{\text{розч}}$ складається з енергії, яка необхідна для руйнування кристалічної решітки, та енергії, що виділяється при утворенні сольватів.

$$\Delta H_{298, \text{розч}}^0 = \Delta H_{298, \text{реш.}}^0 + \Delta H_{298, \text{сольв.}}^0$$

Насиченим називається такий розчин, який знаходиться у динамічній рівновазі з надлишком розчиненої речовини. Кількісно розчинність визначається масою розчиненої речовини у 100 г розчинника в насиченому при даній температурі розчині. Склад будь-якого розчину відбивається концентрацією.

Масовий процент вказує скільки грамів розчиненої речовини міститься у 100 г розчину.

Масова частка ω – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Молярна концентрація чи молярність C – число молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину при 20°C.

Приклад 5. Визначити концентрацію сульфат-іонів, при якій можливе практично повне осадження іонів барію, якщо $D_{\text{BaSO}_4} = 1,1 \times 10^{-10}$.

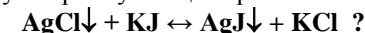
Розв'язання. Практично повне осадження означає, що кількість іонів, які лишилися у розчині, неможливо зважити на аналітичних терезах. Чутливість аналітичних терезів становить 0,0001г. Припустимо, що середня молярна маса іонів становить 100 г/моль, тоді концентрація іонів після практично повного осадження не повинна бути більша, ніж 10^{-6} моль/л. Звідси :

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{D_{\text{BaSO}_4}}{[\text{Ba}^{2+}]} = \frac{1,1 \times 10^{-10}}{10^{-6}} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Таким чином, концентрація сульфат-іонів повинна бути не менша, ніж $1,1 \times 10^{-4}$ моль/л.

$$[\text{SO}_4^{2-}] \geq 1,1 \times 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

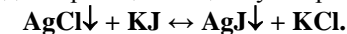
Приклад 6. В якому напрямку зміщена рівновага іонообмінної реакції:



Розв'язання. Рівновага іонообмінних реакцій за участю малорозчинних речовин зміщена у напрямку утворення речовини з меншим добутком розчинності

$$D_{\text{AgCl}} = 1,56 \times 10^{-10}; \quad D_{\text{AgJ}} = 1,5 \times 10^{-16}.$$

Таким чином, рівновага даної реакції зміщена у напрямку утворення AgJ:



4.4 ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ

- 1 Розчин луку у воді містить $2,5 \times 10^{-5}$ моль/л гідроксид-іонів. Знайти концентрацію водневих іонів у розчині та його рН.
- 2 Чому дорівнює рН 0,001М розчину соляної кислоти? ($\alpha = 100\%$).
- 3 рН розчину дорівнює: а)4,4; б)3,3; в)2,8. Визначити концентрацію іонів водню та рОН.
- 4 Яка концентрація гідроксид-іонів у розчині, рН якого дорівнює: а)10,8; б)11,2; в)8,7 ?
- 5 Обчислити рН 0,01н розчину оцтової кислоти, ступінь дисоціації якої у розчині дорівнює 4,2 %.
- 6 Обчислити D_{AgCl} для AgCl, якщо відомо, що 1 л насиченого розчину при 20°C містить 0,0016 г AgCl.
- 7 D_{PbI_2} за кімнатної температури дорівнює $1,4 \times 10^{-8}$. Розрахувати розчинність солі за цієї температури і концентрацію кожного з її іонів у насиченому розчині .

Позначимо $[Pb^{2+}]$ за X моль/л, тоді $[Cl^-]$ буде складати $2X$ моль/л.

$$DP_{PbCl_2} = X(2X)^2 = 4X^3;$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{DP_{PbCl_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2.4 \times 10^{-4}}{4}} = 0,039 \text{ моль / л};$$

$$[Pb^{2+}] = 0,039 \text{ моль / л};$$

$$[Cl^-] = 0,039 \times 2 = 0,078 \text{ моль / л};$$

Після додавання до 1 літру вихідного розчину 2 літрів 3н розчину NaCl концентрація іонів Pb^{2+} зменшиться утричі, тому що загальний об'єм розчину становитиме 3 літри:

$$[Pb^{2+}]_1 = \frac{0,039}{3} = 0,013 \text{ моль / л}.$$

Концентрація NaCl в отриманому розчині становитиме:

$$C_{NaCl} = \frac{C_{NaCl} V}{V'} = \frac{3 \times 2}{3} = 2 \text{ моль / л}.$$

Визначимо концентрацію іонів Cl^- в отриманому розчині, враховуючі тільки ті хлорид-іони, що утворилися при дисоціації NaCl (дисоціацією $PbCl_2$ можна знехтувати):

$$[Cl^-]_1 = C_{NaCl} \alpha i = 2 \times 0,65 \times 1 = 1,3 \text{ моль/л}.$$

Розрахуємо добуток концентрацій іонів Pb^{2+} та Cl^- :

$$[Pb^{2+}]_1 [Cl^-]_1^2 = 0,013 \times (1,3)^2 = 2,197 \times 10^{-2}.$$

Це більш, ніж DP_{PbCl_2} : $2,197 \times 10^{-2} > 2,4 \times 10^{-4}$.

Таким чином, буде спостерігатися утворення осаду $PbCl_2$. Розрахуємо масу отриманого осаду, для чого визначимо концентрацію іонів Pb^{2+} у розчині після осаджування $PbCl_2$:

$$[Pb^{2+}]_2 = \frac{DP_{PbCl_2}}{(Cl^-)_1^2} = \frac{2.4 \times 10^{-4}}{1,3^2} = 1,42 \times 10^{-4} \text{ моль / л}.$$

Вихідна концентрація іонів Pb^{2+} становила 0,013 моль/л, після осаджування $PbCl_2$ концентрація іонів Pb^{2+} у розчині становить $1,42 \times 10^{-4}$ моль/л, тому концентрація іонів, що утворили осад, становить:

$$[Pb^{2+}]_3 = 0,013 - 0,000142 = 0,01286 \text{ моль/л}.$$

Визначимо масу отриманого осаду $PbCl_2$:

$$m_{PbCl_2} = \frac{[Pb^{2+}]_3 M_{PbCl_2} V}{i} = \frac{0,01286 \times 278 \times 3}{1} = 10,73 \text{ г}.$$

34

Нормальна (еквівалентна) концентрація чи нормальність C_n – число еквівалентів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину при $20^0 C$.

Моляльна концентрація чи моляльність C_m – кількість молів речовини, що розчинено у 1000 г розчинника.

Молярна частка N_A – це відношення кількості молів даного компонента до загальної кількості молів усіх компонентів розчину.

3.3 ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ

Задача 1. Розрахунки за масовою процентною концентрацією розчинів.

Формула, що виражає масовий процент розчину:

$$\omega = \frac{m}{m_{p-ну}} \cdot 100\%,$$

де m – маса розчиненої речовини;

$m_{p-ну}$ – маса розчину;

$m_{p-ну} = m + m_{p-ка}$.

Приклад 1. Розрахувати масовий процент розчину, добутого розчиненням 80 г цукру в 160 г води.

Розв'язання. $m_{p-ну} = m_{H_2O} + m_{цукру} = 80 + 160 = 240 \text{ г}.$

$$\omega = \frac{80}{240} \times 100\% = 33,3\%.$$

Приклад 2. Розрахувати масу кухонної солі й води, які потрібні для приготування 250 г 2,5%-го розчину.

Розв'язання.

$$m = \frac{m_{p-ну} \omega}{100};$$

$$m_{NaCl} = \frac{250 \times 2,5}{100} = 6,25 \text{ г};$$

$$m_{H_2O} = m_{p-ну} - m_{NaCl} = 250 - 6,25 = 243,75 \text{ г}.$$

Приклад 3. Розрахувати концентрацію розчину, добутого змішуванням 300г 10%-го розчину і 400г 20%-го розчину хлористого водню.

Розв'язання. Визначаємо маси розчиненого хлористого водню у кожному розчині:

$$m'_{HCl} = \frac{m'_{p-ну} \omega}{100} = \frac{300 \times 10}{100} = 30 \text{ г};$$

$$m''_{HCl} = \frac{400 \times 20}{100} = 80 \text{ г}.$$

Після змішування

$$m_{\text{HCl}} = m'_{\text{HCl}} + m''_{\text{HCl}} = 30 + 80 = 110 \text{ г};$$

$$m_{\text{р-ну}} = m'_{\text{р-ну}} + m''_{\text{р-ну}} = 300 + 400 = 700 \text{ г}.$$

Визначаємо концентрацію добутого розчину :

$$\omega = \frac{m_{\text{HCl}} \times 100\%}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{110 \times 100}{700} = 15,7\%.$$

Приклад 4. Яка концентрація сірчаної кислоти у розчині, добутому змішуванням 200 г 10%-го розчину сірчаної кислоти і 100 г 5%-го розчину сульфату натрію.

Розв'язання. Маса добутого розчину визначається як сума мас вихідних розчинів:

$$m_{\text{р-ну}} = m' + m'' = 200 + 100 = 300 \text{ г};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m'_{\text{р-ну}} \omega}{100\%} = \frac{200 \times 10}{100} = 20 \text{ г}.$$

Далі визначаємо концентрацію сірчаної кислоти у здобутому розчині:

$$\omega = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times 100\%}{m_{\text{р-ну}}} = \frac{20 \times 100}{300} = 6,67\%.$$

Задача 2. Розрахунки за молярною концентрацією (молярністю) розчину.

Формула для розрахунку молярності розчину:

$$C = \frac{1000m}{MV} [\text{моль/л}],$$

де C – молярність розчину, моль/л; m – маса розчиненої речовини, г; M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль; V – об'єм розчину, мл; якщо об'єм виражається у літрах, тоді у формулі пропускають коефіцієнт 1000.

Приклад 1. Яка маса сірчаної кислоти потрібна для приготування 2 л 2-молярного розчину?

Розв'язання.

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль}$$

$$m = CMV; m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \times 98 \times 2 = 392 \text{ г}.$$

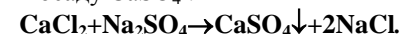
Приклад 2. 250 мл розчину містить 7г КОН. Яка молярність цього розчину?

Розв'язання.

$$M_{\text{KOH}} = 56 \text{ г/моль};$$

$$C = \frac{1000m_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}} V} = \frac{1000 \times 7}{56 \times 250} = 0,5 \text{ моль/л}.$$

Рівняння утворення осаду CaSO_4 :



Припустимо, що для усіх солей $\alpha = 1$. Якщо змішують однакові об'єми вихідних розчинів, то загальний об'єм отриманого розчину подвоюється, а концентрації вихідних солей зменшуються удвічі.

$$C_{\text{CaCl}_2} = \frac{0,002}{2} = 0,001 \text{ м};$$

$$C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{0,004}{2} = 0,002 \text{ м};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = C_{\text{CaCl}_2} \alpha i = 0,001 \times 1 \times 1 = 0,001 \text{ моль/л};$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = C_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \alpha i = 0,002 \times 1 \times 1 = 0,002 \text{ моль/л}.$$

Добуток концентрацій іонів Ca^{2+} та SO_4^{2-} становить :

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 0,001 \times 0,002 = 2 \times 10^{-6};$$

$$\text{ДР}_{\text{CaSO}_4} = 6,1 \times 10^{-5};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] < \text{ДР}_{\text{CaSO}_4},$$

тому осад CaSO_4 в даних умовах не утворюється.

Щоб осад утворився :

$$[\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \geq \text{ДР}_{\text{CaSO}_4};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] \geq \frac{\text{ДР}_{\text{CaSO}_4}}{[\text{SO}_4^{2-}]};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] \geq \frac{6,1 \times 10^{-5}}{0,002};$$

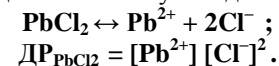
$$[\text{Ca}^{2+}] \geq 3,05 \times 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

Таким чином концентрація іонів Ca^{2+} повинна бути не менша ніж $3,05 \times 10^{-2}$ моль/л, а концентрація вихідного розчину повинна бути не меншою, ніж $6,1 \times 10^{-2}$ моль/л, щоб почалось утворення осаду CaSO_4 .

Приклад 4. Що буде спостерігатися, якщо до 1 літру насиченого розчину PbCl_2 ($\text{ДР}_{\text{PbCl}_2} = 2,4 \times 10^{-4}$) додати 2 літра 3н розчину NaCl ($\alpha = 0,65$)?

Розв'язання.

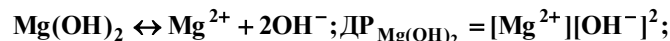
Визначаємо концентрацію іонів Pb^{2+} у вихідному розчині :



$$C_{Mg^{2+}} = \frac{R_m i}{M_{Mg(OH)_2}} = \frac{6,4 \times 10^{-3} \times 1}{58} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

$$C_{OH^-} = \frac{R_m i}{M_{Mg(OH)_2}} = \frac{6,4 \times 10^{-3} \times 2}{58} = 2,2 \times 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

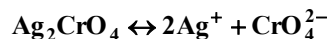
Знайдемо добуток розчинності :



$$DP_{Mg(OH)_2} = 1,1 \times 10^{-4} (2,2 \times 10^{-4})^2 = 5,3 \times 10^{-12}.$$

Приклад 2. Визначити концентрацію іонів Ag^+ і розчинність Ag_2CrO_4 , виражену в грамах на літр насиченого розчину, якщо ($DP_{Ag_2CrO_4} = 9 \times 10^{-12}$).

Розв'язання.



$$DP_{Ag_2CrO_4} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}].$$

Припустимо, що концентрація $[CrO_4^{2-}]$ дорівнює X моль/л, тоді $[Ag^+] = 2X$, тому що дисоціація однієї молекули Ag_2CrO_4 дає один іон CrO_4^{2-} і два іони Ag^+ .

$$DP_{Ag_2CrO_4} = X \times (2X)^2 = 4X^3; DP_{Ag_2CrO_4} = 9 \times 10^{-12}; 4X^3 = 9 \times 10^{-12};$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{9 \times 10^{-12}}{4}} = 1,31 \times 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

$$[CrO_4^{2-}] = 1,31 \times 10^{-4} \text{ моль / л.}; [Ag^+] = 2,62 \times 10^{-4} \text{ моль / л.}$$

Визначимо розчинність солі у грамах на літр:

$$R_{m, Ag_2CrO_4} = \frac{C_A \times M_{Ag_2CrO_4}}{i},$$

де C_A – молярна концентрація іона A ; i – його індекс.

$$R_{m, Ag_2CrO_4} = \frac{[Ag^+] \times M_{Ag_2CrO_4}}{2} = \frac{2,62 \times 10^{-4} \times 332}{2} = 0,0435 \text{ г / л.}$$

Приклад 3. Чи буде утворюватися осад $CaSO_4$, якщо змішуються однакові об'єми 0,002М розчину $CaCl_2$ та 0,004М розчину Na_2SO_4 ? Якою повинна бути мінімальна концентрація розчину $CaCl_2$, щоби почалося утворення осаду $CaSO_4$? ($DP_{CaSO_4} = 6,1 \times 10^{-5}$).

Розв'язання. Осад $CaSO_4$ буде утворюватись, якщо добуток концентрацій його іонів у розчині є не меншим, ніж DP :

$$C_{Ca^{2+}} \times C_{SO_4^{2-}} \geq DP.$$

Задача 3. Розрахунки за нормальною концентрацією /нормальністю/ розчину.

Для розрахунку нормальності використовуємо таку формулу:

$$C_N = \frac{1000m}{m_E V} \text{ [моль / л]},$$

де C_N – нормальна концентрація розчину;

m_E – еквівалентна маса розчиненої речовини.

Приклад. Яка маса фосфорної кислоти необхідна для приготування 2 л 0,1н розчину?

Розв'язання.

$$m_{E, H_3PO_4} = \frac{M_{H_3PO_4}}{3} = \frac{98}{3} = 32,7 \text{ г / моль};$$

$$m_{H_3PO_4} = C_N m_{E, H_3PO_4} V \text{ (л)};$$

$$m_{H_3PO_4} = 0,1 \times 32,7 \times 2 = 6,54 \text{ г.}$$

Задача 4. Розрахунки з розбавлення розчинів.

Виведемо формулу для розрахунків при розбавленні розчинів, враховуючи, що концентрацію як вихідного, так і приготованого розчину можна виразити будь-яким способом (ω, C, C_N), а також виходячи з того, що при розбавленні розчинів сталою залишається маса розчиненої речовини.

Для розчину, концентрація якого виражена у масових процентах,

$$m = \frac{\omega m_{p-ny}}{100}, \text{ а оскільки } m_{p-ny} = V \rho_{p-ny}, \text{ то } m = \frac{\omega V \rho_{p-ny}}{100},$$

де ρ_{p-ny} – густина розчину, г/мл.

Для молярної концентрації

$$m = \frac{CMV'}{1000},$$

Для нормальної концентрації

$$m = \frac{C_N m_E V''}{1000},$$

Зрівнюємо праві частини рівняння:

$$\frac{\omega V \rho_{p-ny}}{100} = \frac{CMV'}{1000} = \frac{C_N m_E V''}{1000}$$

Приклад. Скільки мілілітрів 98 %-го розчину ($\rho = 1,84$ г/мл) потрібно для приготування 300 мл 3н розчину цієї кислоти?

Розв'язання. Скористуємося першим членом наведеного рівняння для концентрованого вихідного розчину кислоти і третім членом – для приготування розбавленого розчину сірчаної кислоти, де за умовою задачі $\omega = 98\%$, $C_H = 3 \text{ экв/л}$; V – невідомий об'єм вихідного концентрованого розчину; $\rho_{p-ny} = 1,84 \text{ г/мл}$; V''_{p-ny} – об'єм розбавленого розчину, дорівнює 300 мл; $m_{E,H_2SO_4} = 49 \text{ г/моль}$.

Звідси

$$V = \frac{100 C_H m_{E,H_2SO_4} V''}{1000 \omega \rho_{p-ny}} = \frac{100 \times 3 \times 49 \times 300}{1000 \times 98 \times 1,84} = 24,46 \text{ мл.}$$

Задача 5. Розрахунки для переходу від одного способу вираження концентрації даного розчину до іншого

При переході від однієї концентрації даного розчину до іншої залишаються сталими як маса розчиненої речовини, так і об'єм розчину, тобто $V = V' = V''$.

Попередня формула набуває такого вигляду:

$$\frac{\omega \rho_{p-ny}}{100} = \frac{C_M}{1000} = \frac{C_H m_E}{1000}$$

Приклад. Визначити молярність 36,5%-го розчину соляної кислоти ($\rho = 1,18 \text{ г/мл}$).

Розв'язання. Скористаємося першим і другим членами останнього рівняння і виведемо вираз для визначення молярності:

$$C = \frac{1000 \omega \rho}{100 M_{HCl}} = \frac{1000 \times 36,5 \times 1,18}{100 \times 36,5} = 11,8 \text{ моль/л}$$

Задача 6. Розрахунки за законами Рауля. Тиск насиченої пари розбавленого розчину.

За законом Рауля зниження тиску насиченої пари ΔP над розчином прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\Delta P = P_1^0 \cdot N,$$

де P_1^0 – тиск насиченої пари чистого розчинника;

P_1 – тиск насиченої пари розчинника над розчином.

$$N = \frac{n}{n + n_{H_2O}},$$

N – мольна частка розчиненої речовини,

n – кількість молів розчиненої речовини, n_{H_2O} – кількість молів води.

$$\Delta P = P_1^0 - P_1;$$

$$K_{д, HClO} = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]}; \quad [H^+] = [ClO^-],$$

$$\text{тоді } K_{д, HClO} = \frac{[H^+]^2}{[HClO]},$$

де $[HClO]$ – рівноважна концентрація кислоти $HClO$, проте через слабку дисоціацію її беруть рівною загальній концентрації молекул кислоти, як дисоційованих, так і недисоційованих:

$$[HClO] = C_{HClO} = 0,6 \text{ моль/л}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_{д, HClO} C_{HClO}} = \sqrt{3,2 \times 10^{-8} \times 0,6} = 1,39 \times 10^{-4} \text{ моль/л};$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 1,39 \times 10^{-4} = 3,857.$$

Задача 2. Розрахунки за добутком розчинності.

Приклад 1. Розрахувати добуток розчинності $Mg(OH)_2$, якщо його розчинність дорівнює $6,4 \times 10^{-3} \text{ г/л}$.

Розв'язання. Для визначення розчинності малорозчинних речовин найчастіше використовують два способи її виразу:

1. Розчинність у грамах на літр розчину

$$R_m = \frac{1000m}{V_{p-ny}},$$

де R_m – розчинність речовини, г/л;

m – маса розчиненої речовини, г;

V_{p-ny} – об'єм розчину, мл.

Тоді молярна концентрація якого-небудь іону розчиненої речовини визначається за формулою

$$C_A = \frac{R_m i}{M},$$

де M – молярна маса розчиненої речовини,

i – індекс іону у формулі розчиненої речовини.

2. Молярну концентрацію насиченого розчину

$$C = \frac{1000m}{MV} \quad (\text{моль/л}).$$

Тоді молярна концентрація іоне A визначається за формулою

$$C_A = iC$$

У цій задачі розчинність $Mg(OH)_2$ виражена у грамах на літр. Визначаємо концентрацію іонів Mg^{2+} та іонів OH^- у насиченому розчині $Mg(OH)_2$:

- a) 0,1 молярного розчину HNO_3 [$\alpha=0,92$; $\gamma=0,79$];
 б) 0,01 молярного розчину KOH [$\alpha=0,93$; $\gamma=0,90$].
 Розв'язання. Для 0,1 молярного розчину HNO_3 знаходимо

$$\alpha = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{HNO}_3}},$$

де α – ступінь дисоціації;

$$[\text{H}^+] = \alpha C_{\text{HNO}_3} = 0,92 \times 0,1 = 0,092 \text{ моль/л.}$$

Далі визначаємо

$$a = \gamma C,$$

де a – активність, тобто концентрація іонів що виявляється;

C – реальна концентрація;

γ – коефіцієнт активності, для дуже розбавлених розчинів $\gamma \rightarrow 1$ тоді $a \approx C$.

Активність іонів водню знаходимо за формулою

$$a = \gamma [\text{H}^+] = 0,79 \times 0,092 = 0,0727 \text{ моль/л.}$$

Визначаємо рН розчину, причому замість реальної концентрації використовуємо активність:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg 0,0727 = 1,14.$$

Для 0,01 молярного розчину KOH

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{C_{\text{KOH}}}; \quad [\text{OH}^-] = \alpha C_{\text{KOH}} = 0,01 \times 0,93 = 0,0093 \text{ моль/л.}$$

$$a_{\text{OH}^-} = \gamma [\text{OH}^-] = 0,90 \times 0,0093 = 0,00837 \text{ моль/л.}$$

$$\text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-} = -\lg 0,00837 = 2,077;$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,077 = 11,927.$$

Приклад 4. Визначити рН 0,6 молярного розчину HClO ($K_d = 3,2 \times 10^{-8}$).

Розв'язання. Для слабого електроліту розрахунок виконують за величиною константи дисоціації K_d . Оскільки величини концентрацій дуже малі, активність $a \approx C$.



звідси

$$P_1^0 - P_1 = P_1^0 \cdot N; \quad P_1 = P_1^0 (1 - N).$$

Приклад. Визначити тиск насиченої пари над розчином який містить 45г глюкози ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) у 720 г води за 25°C . Тиск насиченої пари води за 25°C дорівнює 3153,4 Па.

Розв'язання. Розраховуємо мольну частку розчиненої речовини:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{720 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 40 \text{ моль};$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = \frac{45 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль};$$

$$N_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = \frac{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}} = \frac{0,25}{0,25 + 40} = 0,0062.$$

Обчислюємо тиск пари води над розчином:

$$P_1 = P_1^0 (1 - N) = 3153,4 (1 - 0,0062) = 3133,8 \text{ Па.}$$

Задача 7. Розрахунки зниження температури замерзання розчинів.

За законом Рауля зниження температури замерзання прямо пропорційне моляльній концентрації розчину:

$$\Delta T_3 = K_{\text{кр}} C_m,$$

де $K_{\text{кр}}$ – криоскопічна стала води;

C_m – моляльна концентрація розчину (число моль розчиненої речовини в 1000г розчинника);

$$C_m = \frac{1000m}{Mm_{\text{р-ка}}},$$

$$\text{звідси} \quad \Delta T_3 = \frac{1000K_{\text{кр}}m}{Mm_{\text{р-ка}}}.$$

Приклад. Розрахувати температуру замерзання 3%-го водного розчину етиленгліколю ($\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$); $K_{\text{кр}, \text{H}_2\text{O}} = 1,835$.

Розв'язання. Виведемо формулу для переходу від масової процентної концентрації до моляльності розчину. Для цього виразимо масу розчиненої речовини з формул обох концентрацій.

$$\text{Для масової процентної концентрації: } m = \frac{\omega m_{\text{р-ну}}}{100}.$$

Для моляльності

$$m = \frac{C_m \cdot Mm_{p-ка}}{1000};$$

$$\frac{\omega m_{p-ну}}{100} = \frac{C_m \cdot Mm_{p-ка}}{1000}.$$

Звідси
$$C_m = \frac{1000 \omega m_{p-ну}}{100 Mm_{p-ка}}.$$

Якщо взяти

$m_{p-ну}$ за 100 г, тоді

$$m_{p-ка} = 100 - \omega \text{ (г)},$$

$$C_m = \frac{1000 \omega}{M_{p,реч}(100 - \omega)}.$$

Знаходимо моляльність досліджуваного розчину:

$$C_m = \frac{3 \times 1000}{(100 - 3)M_{C_2H_6O_2}} = \frac{3 \times 1000}{97 \times 62} = 0,5 \text{ моль/1000 г р-ка}.$$

Розраховуємо зниження температури замерзання розчину:

$$\Delta T_3 = K_{кр} C_m = 1,853 \times 0,5 = 0,92 \text{ К}.$$

Температура замерзання водного розчину

$$T_{з,р-ну} = T_{з,H_2O} - \Delta T_3 = 273 - 0,92 = 272,08 \text{ К}.$$

Задача 8. Розрахунки підвищення температури кипіння розчинів:

$$\Delta T_{кип} = E C_m = E \frac{1000m}{Mm_{p-ка}},$$

де $\Delta T_{кип}$ – підвищення температури кипіння розчину;

E – ебуліоскопічна константа розчинника.

Приклад. Розрахувати температуру кипіння 0,1 молярного водного розчину глюкози. $E_{H_2O} = 0,516$.

Розв'язання. Формула для переходу від молярної концентрації до моляльної:

$$C_m = \frac{1000C}{1000\rho_{p-ну} - CM}$$

Оскільки розчин розбавлений, беремо $\rho_{p-ну} = 1 \text{ г/мл}$, тоді

$$C_m = \frac{1000 \times 0,1}{1000 - 0,1 \times 180} = 0,102 \text{ моль/1000 г р-ка},$$

де $M_{C_6H_{12}O_6} = 180 \text{ г/моль}$.

20

$$K = \frac{[K^{j+}]^i [A^{i-}]^j}{[K_i A_j]}.$$

Знаменник цієї дробі – концентрація твердої речовини – є сталою величиною, тому її можна ввести до константи:

$$K [K_i A_j] = [K^{j+}]^i [A^{i-}]^j.$$

Таким чином, у насиченому розчині електроліту добуток концентрацій його іонів є величиною сталою при даній температурі. Це є кількісна характеристика здатності електроліту до розчинення, її називають **добутком розчинності (ДР)**:

$$ДР_{K_i A_j} = K [K_i A_j] = [K^{j+}]^i [A^{i-}]^j$$

Умови утворення осадів:

1. Якщо добуток концентрацій іонів більше або дорівнює ДР, то утворюється осад;
2. Якщо добуток концентрації іонів менше, ніж ДР, то утворення осаду неможливо.

4.3 ТИПОВІ ЗАДАЧІ З РОЗВ'ЯЗАННЯМИ.

Задача 1. Розрахунки за водневим показником.

Приклад 1. Яке значення рН має розчин, концентрація гідроксильних іонів якого дорівнює 10^{-9} моль/л?

Розв'язання.

$$K_{H_2O} = [H^+][OH^-], \text{ звідки } [H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg(10^{-5}) = 5, \text{ або } pOH = -\lg[OH^-] = -\lg(10^{-9}) = 9;$$

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 9 = 5.$$

Приклад 2. Яка концентрація іонів водню та іонів гідроксилу в розчині, рН якого дорівнює 10,3?

Розв'язання

$$pH = -\lg[H^+];$$

$$\lg[H^+] = -pH = -10,3 = \bar{11},7$$

За таблицями логарифмів знаходимо: $[H^+] = 5,01 \times 10^{-11}$ моль/л.

Оскільки $[H^+][H^-] = 10^{-14}$, визначаємо $[OH^-]$:

$$[OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{5,01 \times 10^{-11}} = 2 \times 10^{-4} \text{ моль/л}.$$

Приклад 3. Визначити рН розчинів сильних електролітів:

температурі є сталою величиною та називається іонним добутком води.

У нейтральних розчинах $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л. У кислому середовищі більшою є $[H^+]$, а у лужному $[OH^-]$. Однак, незалежно від кислотно-лужної реакції розчину, добуток концентрації іонів водню та гідроксильних іонів є завжди сталим (за сталої температури).

Якщо концентрація іонів водню у розчині відома, то можна розрахувати концентрацію гідроксильних іонів:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}, \quad \text{або навпаки} \quad [H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

Таким чином, ступінь кислотності та лужності середовища можна кількісно характеризувати концентрацією іонів водню.

Нейтральне середовище – $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л;

Кислотне середовище – $[H^+] > 10^{-7}$ моль/л;

Лужне середовище – $[H^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Але більш зручно характеризувати кислотність чи лужність розчину за допомогою так званих водневого чи гідроксильного показників.

Водневий показник (рН) – кількісна характеристика кислотності середовища, що дорівнює від'ємному десятковому логарифму активності концентрації іонів водню:

$$pH = -\lg a_{H^+} \approx -\lg [H^+].$$

У нейтральному середовищі $pH = 7$, у кислому – $pH < 7$, у лужному – $pH > 7$.

Гідроксильний показник (рОН) – від'ємний десятковий логарифм активності (концентрації) іонів гідроксилу:

$$pOH = -\lg a_{OH^-} \approx -\lg [OH^-]$$

$$pH + pOH = 14.$$

Приблизно кислотно-лужну реакцію середовища можна оцінити за допомогою індикаторів – речовин, які здатні змінювати забарвлення при зміні концентрації іонів водню у розчині. Наприклад, метиловий оранжевий, лакмус, фенолфталеїн.

4.2.2 Добуток розчинності.

Більшість речовин мають обмежену розчинність в воді та інших розчинниках. Тому існує багато систем, в яких у стані рівноваги знаходяться осад та насичений розчин електроліту:



осад розчин

де K^{j+} – катіон; A^{i-} – аніон електроліту.

Константу рівноваги даного процесу відображають рівнянням:

Визначаємо підвищення температури кипіння розчину:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E C_m = 0,516 \times 0,102 = 0,053 \text{ К.}$$

Температура кипіння цього розчину

$$T_{\text{кип.р-ну}} = T_{\text{кип.Н}_2\text{О}} + \Delta T_{\text{кип.}} = 373 + 0,053 = 373,053 \text{ К}$$

Задача 9. Розрахунки за розчинністю твердих речовин у рідинах.

Основна формула для вираження розчинності твердої речовини у рідині:

$$R_{\text{речовини}}^t = \frac{m}{m_{\text{р-ка}}} \cdot 100,$$

де $R_{\text{речовини}}^t$ – розчинність речовини за даної температури;

m – максимально можлива кількість речовини, розчиненої в 100г розчинника за даної температури, г.

Приклад 1. Для приготування насиченого розчину KCl за 40°C (313 К) знадобилося 50г води і 20г KCl. Чому дорівнює розчинність KCl в воді за даної температури?

Розв'язання

$$R_{\text{KCl}}^{313\text{К}} = \frac{100m_{\text{KCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100 \times 20}{50} = 40\text{г} / 100\text{гH}_2\text{O}$$

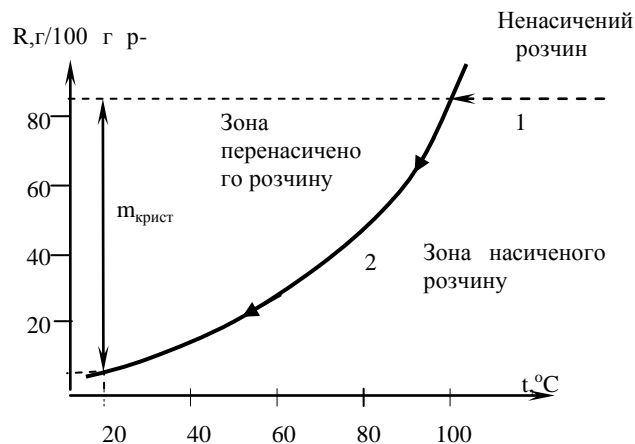
Приклад 2. У 300г гарячої води розчинено 219г $K_2Cr_2O_7$. Знайти масу кристалів $K_2Cr_2O_7$, отриманих під час охолодження приготованого гарячого розчину до 293К. Відомо, що розчинність $K_2Cr_2O_7$ за 293К дорівнює 13,1г на 100г води.

Розв'язання. Визначаємо, скільки можна розчинити $K_2Cr_2O_7$ у 300г води за 20 °С

$$m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} R_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}^{20^\circ\text{C}}}{100} = \frac{300 \times 13,1}{100} = 39,3\text{г.}$$

Маса кристалів – це різниця маси розчиненої речовини у гарячому розчині та маси розчиненої речовини в охолодженому розчині:

$$m_{\text{крист}} = 219 \text{ г} - 39,3 \text{ г} = 179,7 \text{ г K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$



1 – ділянка охолодження ненасиченого розчину від заданої температури до температури утворення насиченого розчину;
 2 – ділянка охолодження насиченого розчину до заданої температури зі зменшенням розчинності речовини, що приводить до її кристалізації (в цьому випадку ми припускаємо, що перенасичений розчин не утворюється).
 Рисунок 3.1 – Графічне зображення процесу випадання кристалів при охолодженні розчину

Задача 10. Розрахунки за рівнянням хімічної реакції, що відбувається в розчині

Для хімічного рівняння загального вигляду.



Співвідношення еквівалентів усіх реагуючих речовин має бути таким:

$$n_{E,A} = n_{E,B} = n_{E,C}$$

Якщо речовини, що беруть участь у реакції, знаходяться у розчинах та якщо їх концентрації виражені:

- а) для речовини А – ω (масовий процент);
- б) для речовини В – С (молярність)
- в) для речовини С – C_H (нормальність),

тоді маси і кількості еквівалентів кожної з речовин, що знаходяться у визначених об'ємах розчинів в цих речовинах, визначаються за формулами:

$$m_A = \frac{\omega V_{p-ну} \rho_{p-ну}}{100\%};$$

- 11 Є 10%-й розчин метанолу CH_3OH і 10%-й розчин етанолу C_2H_5OH . Який з цих розчинів замерзатиме при більш низькій температурі?
- 12 До 100 мл 0.5 М водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ додали 300 мл води. Визначити осмотичний тиск отриманого розчину при 25°C.
- 13 Розчин, у 100 мл якого міститься 2.3 г речовини, має осмотичний тиск 618,5 кПа при 298 К. Визначити молекулярну масу речовини.
- 14 Температура кипіння водного розчину сахарози $C_{12}H_{22}O_{11}$ дорівнює 101.4 °C. Визначити молярну концентрацію та масову долю сахарози у розчині. При якій температурі замерзає цей розчин?

4 РАБОТА 7. ВОДНЕВИЙ ПОКАЗНИК. ДОБУТОК РОЗЧИННОСТІ

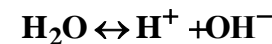
4.1 ТЕОРЕТИЧНІ ЗАПИТАННЯ

- 1 Електролітична дисоціація води. Іонний добуток води.
- 2 Водневий показник. Гідроксильний показник. Поняття про індикатори.
- 3 Добуток розчинності. Умови утворення осадів.

4.2 КОРОТКІ ТЕОРЕТИЧНІ ВІДОМОСТІ [1, с. 249-253]

4.2.1 Іонний добуток води. Водневий та гідроксильний показники.

Вода є слабким електролітом та незначно дисоціює за рівнянням :



Константа дисоціації води занадто мала:

$$K_d = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = 1,8 \cdot 10^{-16}.$$

$$\text{Звідси: } [H^+][OH^-] = [H_2O] \cdot K_d.$$

Кількість недисоційованих молекул води $[H_2O]$ в одному її літрі практично дорівнює загальній концентрації води:

$$[H_2O] = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль / л}$$

У розведених водневих розчинах концентрацію недисоційованих молекул води можна урахувувати також. Таким чином, змінюючи добуток $[H_2O] \cdot K_d$ на нову константу K_{H_2O} та ураховуючи численні значення $[H_2O]$ та K_d , одержимо:

$$K_{H_2O} = 1.8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}, \text{ або}$$

$$[H^+][OH^-] = K_{H_2O} = 10^{-14} \quad (\text{при } 295 \text{ К})$$

Відповідно цьому рівнянню, добуток концентрації іонів водню та гідроксильних іонів для води та розведених водних розчинів при незмінній

$$n_{E, BaSO_4} = \frac{m_{BaSO_4}}{m_{E, BaSO_4}}, \text{ звідки}$$

$$m_{BaSO_4} = n_{E, BaSO_4} \times m_{E, BaSO_4};$$

$$m_{E, BaSO_4} = \frac{M_{BaSO_4}}{2} = 116,5 \text{ г/моль};$$

$$m_{BaSO_4} = 0,128 \times 116,5 = 14,9 \text{ г.}$$

3.4 ЗАДАЧІ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОЗВ'ЯЗАННЯ.

- Скільки грамів $FeCl_3$ міститься в 20 мл 40%-го розчину, густина якого 1,133 г/мл? Яка молярна концентрація розчину?
- Скільки грамів $FeSO_4 \times 7H_2O$ можна здобути випарюванням одного літра 12%-го розчину безводної солі $FeSO_4$, густина якого 1,122 г/см³?
- Скільки грамів $CuSO_4$ міститься в 10,0 мл 0,2М розчину? Яка його нормальність?
- Обчислити молярність і нормальність 5%-го розчину H_3PO_4 , густина якого дорівнює 1,027 г/мл.
- Скільки мілілітрів 0,5н розчину лугу потрібно, щоб осадити у вигляді $Cu(OH)_2$ всю мідь, яка міститься у 15 мл 1,2н розчину $CuCl_2$?
- При 25°C розчинність $NaCl$ дорівнює 36,0г у 100г води. Виразити в процентах концентрацію насиченого розчину солі.
- Який об'єм 92%-ї сірчаної кислоти густиною 1,83 г/см³ слід взяти для приготування 3л 0,5н розчину?
- Обчислити осмотичний тиск розчину, який містить 16 г цукру $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 250г води за 293К. Густину розчину вважати такою, що дорівнює одиниці.
- У 50г бензолу розчинено 1,6г нафталіну. Температура замерзання добутого розчину виявилась рівною 4,2°C. Визначити молекулярну масу нафталіну, якщо температура плавлення бензолу дорівнює 5,5°C, а криоскопічна стала бензолу – 5,2 К/(моль·кг).
- Хлороформ кипить за температури 61,2°C. Розчин, що містить 1,9г камфори у 50г хлороформу, кипить за температури 62,17°C. Обчислити молекулярну масу камфори, якщо ебуліоскопічна стала хлороформу дорівнює 3,88.

$$n_{E,A} = \frac{m_A}{m_{E,A}} = \frac{\omega V'_{p-ny} \rho_{p-ny}}{100 m_{E,A}};$$

$$m_B = \frac{C_M V''_{p-ny}}{1000};$$

$$n_{E,B} = \frac{m_B}{m_{E,B}} = \frac{C_M V''_{p-ny}}{1000 m_{E,B}};$$

$$m_C = \frac{C_H m_{E,C} V'''_{p-ny}}{1000};$$

$$n_{E,C} = \frac{m_C}{m_{E,C}} = \frac{C_H V'''_{p-ny}}{1000}.$$

Через те, що кількість еквівалентів речовин, що приймають участь у реакції рівні проміж собою, можна записати:

$$n_E = \frac{\omega V'_{p-ny} \rho_{p-ny}}{100 m_{E,A}} = \frac{C_M V''_{p-ny}}{1000 m_{E,B}} = \frac{C_H V'''_{p-ny}}{1000}.$$

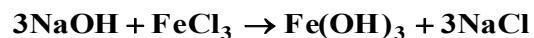
Якщо концентрації речовин, що приймають участь у реакції, виражені нормальністю, то формула для розрахунків набуває вигляду:

$$C'_H V'_{p-ny} = C''_H V''_{p-ny},$$

Де V'_{p-ny} та V''_{p-ny} – об'єми двох розчинів з концентрацією реагентів C'_H та C''_H відповідно. Цю формулу можна використовувати не лише для реакцій між розчинами, але і для розведення розчинів.

Приклад № 1. Який об'єм 0,2н розчину лугу необхідний для осадження 2,708 г хлориду трьохвалентного заліза у вигляді гідроксиду заліза?

Розв'язання. Запропонований метод не потребує обов'язкового написання рівняння реакції для здійснення таких розрахунків.



$$n_{\text{E,FeCl}_3} = \frac{m_{\text{FeCl}_3}}{m_{\text{E,FeCl}_3}} = \frac{C_{\text{H,NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{1000};$$

$$\text{Звідки } V_{\text{NaOH}} = \frac{1000 m_{\text{FeCl}_3}}{m_{\text{E,FeCl}_3} C_{\text{H,NaOH}}};$$

$$m_{\text{E,FeCl}_3} = \frac{M_{\text{FeCl}_3}}{3} = \frac{162,5}{3} = 54,1 \text{ г/моль};$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{2,708 \times 1000}{54,1 \times 0,2} = 250 \text{ мл.}$$

Приклад №2. Для нейтралізації 20 мл 2-х молярного розчину H_2SO_4 необхідно 8 мл розчину лугу. Яка нормальність розчину лугу?

Розв'язання. Формула для розрахунків з урахуванням переводу молярності кислоти в нормальність:

$$\frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} M_{\text{H}_2\text{SO}_4} V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{1000 m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}} = \frac{C_{\text{H,NaOH}} V_{\text{NaOH}}}{1000}.$$

Оскільки $\frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}} = n_{\text{H}}$ – кількість атомів водню кислоти, що беруть

участь у реакції, то формула приймає вигляд:

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} n_{\text{H}} V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_{\text{H,NaOH}} V_{\text{NaOH}},$$

$$\text{звідки } C_{\text{H,NaOH}} = \frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} n_{\text{H}} V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{NaOH}}} = \frac{2 \times 2 \times 20}{8} = 10 \text{ екв/л.}$$

Приклад №3. Який об'єм 80%-ного розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,72 \text{ г/мл}$) необхідний для реакції з 200 мл 1,5 молярного розчину Ba(OH)_2 ?

Розв'язання. Формула для розрахунків:

$$\frac{\omega V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rho_{\text{р-ну}}}{100 m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}} = \frac{C_{\text{Ba(OH)}_2} M_{\text{Ba(OH)}_2} V_{\text{Ba(OH)}_2}}{1000 m_{\text{E,Ba(OH)}_2}}.$$

$$\text{Через те, що } \frac{M_{\text{Ba(OH)}_2}}{m_{\text{E,Ba(OH)}_2}} = n_{\text{OH}},$$

де n_{OH} – кількість груп OH , що приймають участь у реакції, тоді

$$\frac{\omega V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rho_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}} = \frac{C_{\text{Ba(OH)}_2} n_{\text{OH}} V_{\text{Ba(OH)}_2}}{10};$$

$$\text{Звідки } V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{\text{Ba(OH)}_2} n_{\text{OH}} V_{\text{Ba(OH)}_2} m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}}{10 \omega \rho_{\text{H}_2\text{SO}_4}};$$

$$m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль};$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,5 \times 2 \times 200 \times 49}{10 \times 80 \times 1,72} = 21,37 \text{ мл.}$$

Приклад №4. Який об'єм 0,2н розчину лугу необхідний для реакції осадження у вигляді Al(OH)_3 з 200 мл 0,6н розчину AlCl_3 ?

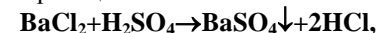
Розв'язання. Формула для розрахунків:

$$C_{\text{H,NaOH}} V_{\text{NaOH}} = C_{\text{H,AlCl}_3} V_{\text{AlCl}_3};$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{C_{\text{H,AlCl}_3} V_{\text{AlCl}_3}}{C_{\text{H,NaOH}}} = \frac{200 \times 0,6}{0,2} = 600 \text{ мл.}$$

Приклад №5. Змішуються 300 мл 0,5М розчину хлориду барію з 100 мл 6%-ного розчину сірчаної кислоти ($\rho = 1,04 \text{ г/мл}$). Яка маса осаду, що утворився?

Розв'язання. Рівняння реакції



здобутий осад – сульфат барію.

Через те, що вказані кількості обох реагуючих речовин, необхідно визначити речовину, яка взята у надлишку. Знайдемо кількості еквівалентів для обох реагентів і порівняємо їх

$$n_{\text{E,BaCl}_2} = \frac{C_{\text{BaCl}_2} M_{\text{BaCl}_2} V_{\text{BaCl}_2}}{1000 m_{\text{E,BaCl}_2}} = \frac{0,5 \times 2 \times 300}{1000} = 0,3 \text{ екв};$$

$$n_{\text{E,H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{\text{H}_2\text{SO}_4} V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rho_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{100 m_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}} = \frac{6 \times 100 \times 1,04}{100 \times 49} = 0,128 \text{ екв.}$$

Таким чином BaCl_2 взято у надлишку: $n_{\text{E,BaCl}_2} > n_{\text{E,H}_2\text{SO}_4}$

Подальший розрахунок проводять по речовині, що взята у нестачі, тобто по сірчаній кислоті, оскільки прореагують $n_{\text{E,BaCl}_2} = n_{\text{E,H}_2\text{SO}_4} = 0,128 \text{ екв.}$

Знаходимо масу BaSO_4 :