

Лабораторна робота 2
ЕНЕРГЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Мета роботи: навчитися визначати теплові ефекти та напрямок перебігу хімічних реакцій.

Теоретичні відомості

Внутрішня енергія та ентальпія, екзо- та ендотермічні реакції. Перший закон термодинаміки. Теплові ефекти за умов сталості тиску та сталості об'єму, їх зв'язок з ентальпією та внутрішньою енергією системи. Термохімічні рівняння. Закони термохімії. Закон Гесса та його використання в термохімічних розрахунках. Стандартний тепловий ефект утворення хімічної сполуки. Розрахунок теплових ефектів за теплотами утворення.

Поняття про ентропію. Ентропія як міра неупорядкованості системи. Стандартні ентропії. Вплив ентропійного та ентальпійного факторів на напрямленість процесів. Зміна ізобарно-ізотермічного потенціалу (вільної енергії Гіббса) як критерій самодовільності протікання процесів.

Якщо до системи підвести певну кількість теплоти, то за законом збереження енергії вона піде на зміну внутрішньої енергії системи та на виконання системою роботи проти зовнішніх сил: $Q = \Delta U + A$. Тоді можемо ввести нову термодинамічну функцію, яка називається ентальпія і позначається символом H : $H = U + pV$. Зміна цієї термодинамічної функції відповідає кількості теплоти, що надається системі або виділяється системою у зовнішнє середовище за сталого тиску: $Q_p = \Delta H$.

За своїм тепловим ефектом реакції поділяються на екзотермічні та ендотермічні.

Під час екзотермічних реакцій виділяється теплота, система при цьому теплоту втрачає, і рівень енергії системи зменшується.

$$H_2 < H_1; H_2 - H_1 < 0; \Delta H < 0; Q_p = \Delta H < 0;$$

Під час ендотермічних реакцій теплота поглинається, рівень енергії системи буде збільшуватися.

$$H_2 > H_1; H_2 - H_1 > 0; \Delta H > 0; Q_p = \Delta H > 0;$$

Термохімічні рівняння — хімічні рівняння, в яких вказується тепловий ефект. Оскільки теплові ефекти залежать від агрегатних станів вихідних речовин та продуктів реакції, в термохімічному рівнянні для кожної речовини вказується її агрегатний стан. Їх іноді не вказують, якщо вони наперед відомі (наприклад з контексту). Зазвичай теплові ефекти відносять до стандартних умов. Стандартними умовами є: для газоподібних речовин тиск $p = 1$ атм або 101325 Па, $T = 298$ К (25°C); для речовин у розчинах стандартною є молярна концентрація 1 моль/л. Коефіцієнти в термохімічному рівнянні відповідають кількостям речовин і можуть бути дробовими. Окрім того, термохімічні рівняння можна додавати чи віднімати

одна від одної (разом з їхніми тепловими ефектами) подібно до алгебраїчних рівнянь.

Закони термохімії

Термохімія вивчає теплові ефекти реакцій. А закони термохімії є окремими випадками закону збереження енергії.

Перший закон термохімії — закон Лавуазьє-Лапласа: тепловий ефект будь-якої реакції відповідає тепловому ефекту зворотної реакції, але з протилежним знаком.

Другий закон термохімії — закон Гесса (встановлений експериментально): тепловий ефект хімічної реакції не залежить від шляху її перебігу (тобто кількості та природи проміжних стадій реакції), а залежить лише від природи і агрегатного стану вихідних речовин та продуктів реакції, а також від умов її проведення (тиску та температури).

Наслідки закону Гесса:

- 1) Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює сумі теплових ефектів проміжних стадій реакції.
- 2) Термохімічні рівняння можна додавати та віднімати разом з їхніми тепловими ефектами як алгебраїчні рівняння.
- 3) Якщо з різних вихідних речовин внаслідок двох різних реакцій було отримано однакові продукти, то різниця теплових ефектів цих реакцій дорівнює теплоті перетворення одних вихідних речовин на інші.
- 4) Якщо з однакових вихідних речовин внаслідок двох різних реакцій було отримано різні продукти, то різниця теплових ефектів цих реакцій дорівнює теплоті перетворення одних продуктів на інші.

Способи обчислення теплових ефектів реакцій

- 1) Додаємо чи віднімаємо термохімічні рівняння з відомими тепловими ефектами так, щоб отримати шукане термохімічне рівняння.
- 2) Реакцію з невідомим тепловим ефектом розбивають на стадії так, щоб теплові ефекти цих стадій були відомі. А потім використовують той факт, що тепловий ефект сумарної реакції дорівнює сумі теплових ефектів усіх проміжних стадій.
- 3) Якщо невідомий тепловий ефект однієї стадії реакції, а відомий тепловий ефект цієї реакції та усіх інших стадій, то можна визначити тепловий ефект цієї стадії.

Найчастіше теплові ефекти реакцій обчислюють, використовуючи стандартні теплоти утворення речовин.

Стандартна теплота утворення речовини — кількість теплоти, яка виділяється чи поглинається під час утворення одного моля речовини з простих речовин, найстійкіших за стандартних умов. Тоді стандартний тепловий ефект реакції можна обчислити так:

$$\Delta H_{\text{хімічної реакції}}^0 = \sum_{i=1}^N n_i \Delta H_{f_i}^0 (\text{продуктів}) - \sum_{j=1}^M n_j \Delta H_{f_j}^0 (\text{реагентів}), \text{ де } N - \text{кількість видів}$$

продуктів, M — кількість видів реагентів.

Характеристикою хаотичності або неупорядкованості системи є термодинамічна функція – ентропія (позначається літерою S). Чим більшою є ентропія, тим більш ймовірним є стан з найбільшою неупорядкованістю. Ентропія пов'язана з термодинамічною ймовірністю системи (позначається грецькою літерою ω). Термодинамічна ймовірність – кількість мікростанів, за допомогою яких реалізується даний макростан системи.

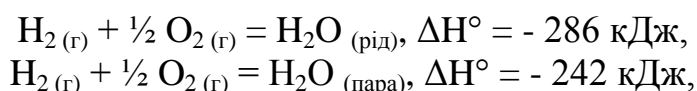
Контрольні запитання і задачі

1. Що називається внутрішньою енергією системи? Чи можна визначити абсолютне значення внутрішньої енергії? Чому?

2. Що таке ентальпія системи, як вона пов'язана з внутрішньою енергією та тепловим ефектом? Чому значення ΔH° найчастіше використовують у термохімічних рівняннях?

3. Сформулюйте закон Гесса, наведіть приклади, що його ілюструють.

4. Використовуючи термохімічні рівняння :



визначте ΔH° випаровування води. Відповідь мотивуйте.

5. Що називається стандартною теплотою утворення речовини, для яких речовин вона приймається рівною нулю? Використання теплот утворення в термохімічних розрахунках.

6. Складіть термохімічне рівняння горіння сірководню та визначте зміну ентальпії системи, якщо ΔH утворення речовин H_2S , SO_2 та H_2O дорівнюють відповідно +20, -297 і -242 кДж/моль.

7. Що таке ентропія системи, від чого вона залежить? Як та чому впливає зміна ентропії системи на напрямленість реакцій?

8. Як та чому змінюється ентропія системи при таких перетвореннях:

а) лід \rightarrow вода; б) водяна пара \rightarrow вода; в) $\text{C}_{(\text{тв.})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{CH}_4(\text{r})$;

г) $2\text{O}_{3(\text{r})} \rightarrow 3 \text{O}_{2(\text{r})}$; д) $\text{Fe}_{(\text{тв.})} + 1/2 \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{FeO}_{(\text{тв.})}$;

е) $\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2 \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$.

9. Як впливає зміна ентальпії (ΔH) та зміна ентропії (ΔS) системи на напрямленість процесу, чому? Що таке енергія Гіббса, як вона змінюється під час перебігу самочинних процесів?

10. Використовуючи наведені нижче довідкові дані, розрахуйте для вказаних реакцій тепловий ефект та зміну ентропії. Як впливають ентальпійний та ентропійний фактори на напрямленість заданої реакції? Зробіть висновок чи є оборотною ця реакція. Розрахуйте зміну енергії Гіббса за стандартних умов. В якому напрямку протікає реакція: за стандартних умов; за низьких температур; за високих температур?

а) $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} = 2\text{NH}_3(\text{r})$;

б) $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$;

в) $4\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) = 2\text{N}_2(\text{r}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{r})$.

Речовина	H ₂ (г)	N ₂ (г)	O ₂ (г)	NH ₃ (г)	H ₂ O (г)
ΔH _f ^o , кДж/моль	-	-	-	- 46	- 242
S ^o , Дж/(моль·К)	131	192	205	192	189

Порядок виконання лабораторної роботи.

Визначення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації

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

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



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

$$n(\text{кислоти}) = C(\text{кислоти}) \cdot V_{\text{р-ну}}$$

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

Заповніть бюретку розчином кислоти та налейте заданий об'єм розчину кислоти у внутрішній стакан калориметра. Виміряйте температуру розчину кислоти термометром та запишіть до лабораторного журналу значення температури:

$$t_1 = \dots \text{ } ^{\circ}\text{C}.$$

Використавши мірний циліндр, відміряйте необхідний для проведення нейтралізації об'єм розчину лугу. Додайте розчин лугу у стакан з розчином кислоти, перемішайте вміст стакану термометром та зафіксуйте максимальне значення температури:

$$t_2 = \dots \text{ } ^{\circ}\text{C}.$$

Після проведення досліді виконайте необхідні розрахунки:

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

$$m_{\text{р-ну}} = m_{\text{к.ти}} + m_{\text{лугу}} = V_{\text{к-ти}} \cdot \rho_{\text{к-ти}} + V_{\text{лугу}} \cdot \rho_{\text{лугу}}$$

Розрахуйте кількість теплоти, що виділилася під час проведеного процесу нейтралізації $Q_{\text{нейтр}}$ (кДж), прийнявши теплоємність нейтралізованого розчину такою ж, як і теплоємність води $C_{\text{H}_2\text{O}}$. Тоді

$$Q_{\text{нейтр}} = m_{\text{р-ну}} \cdot \Delta T \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}; \quad C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \cdot 10^{-3} \text{ [кДж/(г} \cdot \text{К)]}.$$

Експериментальне значення стандартного теплового ефекту реакції нейтралізації $\Delta H_{\text{нейтр. експ}}^{\circ}$ розрахуйте за формулою:

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

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

$$\Delta = \left| \Delta H_{\text{нейтр. експ}}^0 - \Delta H_{\text{нейтр. теор}}^0 \right| \quad \delta = \frac{\Delta}{\left| \Delta H_{\text{нейтр. теор}}^0 \right|} \cdot 100\%$$

Вихідні дані

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

Результати роботи

t ₁ , °C	t ₂ , °C	Δt , °C	m _{р-ну} , Г	$\Delta H_{\text{експ}}^0$, кДж/моль	Похибка	
					Δ , кДж/моль	δ , %