**Лабораторна робота №4**

**Тема. ВИЗНАЧЕННЯ ЕНТАЛЬПІЇ НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ**

**Мета. Визначити зміну ентальпії реакції нейтралізації**

**сильної кислоти сильною основою**.

**1 Основні поняття**

**Термодинаміка** – це наука, яка встановлює закони взаємних перетворень різних видів енергії, обміну енергією між системою, що вивчається, і зовнішнім середовищем, а також визначає можливість та напрям самовільного перебігу хімічних і фізико-хімічних процесів за певних умов.

Величини, які характеризують енергетичний стан системи і зміни, що відбуваються в ній, називають **функціями стану**: внутрішня енергія (U), ентальпія (H), ентропія (S), енергія Гіббса (G).

**Хімічна термодинаміка** - наука, яка вивчає перетворення енергії під час протікання хімічних реакцій, базується на основних законах термодинаміки.

***І* *закон термодинаміки:***енергія не зникає і не створюється знову, а тільки перетворюється з одного виду на інший. Закон дозволяє оцінити зміну енергії реакцій за допомогою термодинамічних функцій U и H.

|  |  |
| --- | --- |
| **Термодинамічні функції стану, одиниці вимірювання** | **Фізична суть** |
| **U**- **внутрішня енергія**, кДж | **загальна енергія системи**, яка складається з кінетичної енергії (енергії поступального, коливального та оберталь-ного рухів) і потенційної енергії ( енергії притягання та відштовхування) всіх частинок системи, за винятком потенціальної і кінетичної енергій системи як цілого.Розраховують: **ΔU= U2 - U1**за умови **V = const**$; Δ U=Q v при V= const $ |
| **H**- **ентальпія утворення**, кДж | **повний тепловміст системи** (речовини), міра впорядко-ваності системи, або міра енергії, яка накопичується речовиною при її утворенні (енергія хімічних зв’язків у речовині).Розраховують: **ΔН= Н2 - Н1**за умови **р**$ = const$ **= const** |
| $ ∆Н\_{298}^{0}$**Для сполук:** $ ∆Н\_{298}^{0}$-стандартна ентальпія утворення, кДж/моль | **ентальпія утворення 1 моль** складної речовини з простих речовин (її стійкість) в стандартних умовах р0 =101325 Па, Т0 = 298 К (значення$ ∆Н\_{298}^{0}$ приведені в довідковій літера-турі)Хімічна стійкість сполуки зростає із збільшенням $ ∆Н\_{298}^{0}$ |
| **Для процесів**:$∆Нхр,$ - ентальпія хімічної реакції, $∆Нхр,$кДж  | **тепловий ефект хімічної реакції** за умови р,Т = const **:**- якщо ΔНх.р. < $если ∆Нхр ˂ $0, реакція **екзотермічна** (+Q - теплота виділяється системою в середовище);- якщо ΔНх.р > $если ∆Нхр ˂ $0, реакція **ендотермічна** (–Q - теплота поглинається системою з середовища). Q – **кількість теплоти** як еквівалент обміну енергією між системою та зовнішнім середовищем. |

**Термохімія** - вчення про теплові ефекти хімічних реакцій (ТЕР). Рівняння хімічних реакцій, в яких вказано теплові ефекти, називають **термохімічними рівняннями**.

Теплові ефекти розраховують за **законом Гесса: *тепловий ефект реакції ΔН не залежить від шляху проведення процесу, а залежить від початкового і кінцевого стану системи.*** Із закону Гесса випливає:

$∆Нхр=$ Σν$∆Н\_{298}^{0}$(продуктів реакції) - Σν$∆Н\_{298}^{0}$ (вихідних речовин),

де ν – кількість речовини, що дорівнює стехіометричним коефіцієнтам реак-ції.

**Приклад 1.** Розрахувати стандартну ентальпію нейтралізації хлоридної кислоти гідроксидом натрію.

**Розв’язок**

Рівняння нейтралізації розчину НСl розчином NaOH:

$H^{+}Cl^{-}+ Na^{+}OH^{-}= Na^{+}Cl^{-}+ H\_{2}O^{0}$

Термодинамічне рівняння нейтралізації ( скорочене)

$$Н\_{(р)}^{+}+ ОН\_{(р)}^{-}= Н\_{2}О\_{(ж)}^{0} ∆Н\_{х.р. }- ?$$

Розрахунок **теоретичного значення** $∆Н\_{х.р.}$ по довідковим даним **за законом Гесса**:

$$∆Н\_{х.р.}^{теор.}= ∆Н\_{298}^{0}\left(Н\_{2}О\_{ж}\right)-[∆H\_{298}^{0}\left(Н\_{(р)}^{+}\right)+∆H\_{298}^{0}(ОНр¯)]$$

$$∆H\_{х.р.}^{теор.}= -285,84-\left(0-228,62\right)=-57,22 кДж/моль$$

$$∆Н\_{х.р.}^{теор.} =-57,22\frac{кДж}{моль}<0$$

-$ ∆Н\_{х.р.}^{теор.} $= + Q -$ реакція нейтралізації- экзотермічний процес.$

***ІІ закон* *термодинаміки* –** в ізольованій системі самовільно протіка-ють тільки ті процеси, які супроводжуються збільшенням ентропії.

Закон дозволяє оцінити напрямок реакцій за допомогою термодинамічних функцій S і G. $ $

|  |  |
| --- | --- |
| **S** - **ентропія**, Дж/моль∙К | **міра хаотичності**, **невпорядкованості системи**: нагрівання, плавлення, випаровування, утворення розчинів збільшують невпорядкованість систем (ентропія зростає). |
| **Для сполук:**$S\_{298}^{0}$ - стандартна ентропія утворення,$S\_{298}^{0}$ Дж/моль∙К | **ентропія утворення одного моль** речовини(міра невпорядкованості у речовині в кількості 1моль) за стандартних умов. Ентропія ідеального кристалу при Т = 0 К дорівнює 0.(значення $S\_{298}^{0}$ приведені в довідковій літературі) |
| **Для процесів**:ΔSх.р. – зміна ентропії в хімічній реакції, Дж/К.  | розрахунок ΔSхр за законом Гесса: $∆Sхр=$ ΔSх.р. = Σν$S\_{298}^{0}$(прод. реакції) - Σν$S\_{298}^{0}$ (вих. речовин) |
| **G - енергія Гіббса,** кДж  | **критерій напрямленості процесів,**рушійна сила хімічної реакції, яка враховує ентальпійний та ентропійний фактори.Розраховують: **ΔG = G2 - G1** за умови **р**$ = const$ **= const** |
| **Для сполук:**Δ$ G\_{298}^{0}$- стандартна вільна енергія Гіббса$ G\_{298}^{0}$, кДж/моль | **зміна енергії Гіббса при утворенні** **1 моль** складної речовини з простих речовин в стандартних умовах(значення Δ$ G\_{298}^{0}$приведені в довідковій літературі) |
| **Для процесів**:$∆Gхр,$ ΔGх.р -вільна енергія Гіббса хімічної реакції, $∆Gхр,$ кДж  | розрахунок ΔGх.р за законом Гесса:ΔGх.р = Σν$∆G\_{298}^{0}$(прод.реакції)-Σν$∆G\_{298}^{0}$ вих. речовин)якщо $∆Gхр ˂ $ ΔGх.р < 0, реакція відбувається самовільно в прямому напрямку;якщо$ ∆Gхр ˃0,$ ΔGх.р > 0 реакція не відбувається самовільно, а протікає в зворотному напрямку;якщо ΔGх.р. = 0, система знаходиться в стані хімічної рівноваги.Основне рівняння термодинаміки враховує **ентальпійний** **ΔНх.р та ентропійний ТΔSхр фактори**: Якщо ΔG = 0, то температура рівноваги дорівнюєТравн = $∆Нхр$/$∆Sхр$ |

**2 Контрольні питання і завдання**

1. Термохімія. Тепловий ефект реакції (ТЕР). Екзо- і ендотермічні реакції. Закон Г.І.Гесса , висновки з нього.

2. Перший закон термодинаміки. Енергетика хімічних процесів. Термодинамічні функції: внутрішня енергія - *U* і ентальпія - *Н*, їх фізична суть.

3. Другий закон термодинаміки. Напрямок хімічних процесів. Термодинамічні функції: енергія Гіббса - *G* і ентропія - *S*, їх фізична суть.

4. Стандартні значення величин утворення $ΔН\_{298}^{0}$, $ΔG\_{298}^{0}$ і $S\_{298}^{0}$ , розмірність. Визначення *ΔНхр, ΔGхр* і *ΔSхр* хімічних реакцій за допомогою закону Гесса.

5. Умови проведення експеримента по визначенню ентальпії нейтралізації: устрій калориметра, розрахунок ТЕР за графіком та експериментальними даними.

6. Для реакцій (1-3) скласти термохімічні рівняння, визначити *ΔНх.р*., *ΔGх.р*.і *ΔSх.р*. процесів та зробити висновки щодо зміни енергії, напрямку процесу і температури рівноваги:

1. Са(ОН)2 + 2СО2 → Са(НСО3)2

2. Са(ОН)2 + СО2 → СаСО3 + Н2О

3. Fe2O3 + 3CО → 2Fe + 3CO2

**3 Експериментальна частина**

**Реактиви та обладнання:**

1. Розчини HCI, HNO3, NaOH - 1н.

2. Калориметр.

3. Мірні циліндри на 50 мл - 2 шт.

Дослідним шляхом тепловий ефект реакції нейтралізації визначають за допомогою калориметра ( рис. 1).



 Рис. 1. Устрій калориметра:

1 – зовнішній стакан; 2 – реакційний стакан; 3 – підставка; 4 – кришка;

5 – воронка; 6 – мішалка; 7 – термометр

**Виконання роботи:**

1) У внутрішній стакан калориметра налити циліндром 50мл 1н розчину досліджуваної кислоти і, витримавши розчин протягом 3 хв. , визначити температуру. Ця величина є початковою температурою процесу - tпоч.

2) Іншим циліндром відміряти 50мл 1н розчину лугу і влити її через лійку в розчин кислоти, одночасно включивши секундомір і мішалку для перемішування розчину. Провести вимірювання температури через кожні 30 секунд протягом 4,5 хвилин.

 Результати записати в таблицю:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Час від початку досліду, хв | 0 | 0,5 | 1,0 | 1,5 | 2,0 | 2,5 | 3,0 | 3,5 | 4,0 | 4,5  |
| Температура, 0С |  | tпоч |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

**4 Обробка результатів**

1. Побудувати на міліметровому папері графік у координатах "час – темпера-тура". Провести екстраполяцію лінійного ходу температури по осі "час". Ця величина є кінцевою температурю процесу - tкін . Δt реакції визначають графічно по різниці ( tкін - tпоч ) .

2. Обчислити кількість теплоти QМ на 1 моль кислоти за формулою ( 2 ), визначити знак ентальпії ΔНх.р. за формулою ( 3 ), вказати екзо- чи ендотермічною є дана реакція.

 ***Експериментальне*** значення загальної кількості теплоти розраховують за формулою:

 *q* = *(*$t\_{кон}^{0}-t\_{нач}^{0}$*)*$∙С\_{уд.тепл. }∙m\_{р-ра}=∆t^{0}∙C\_{уд.тепл.}∙V\_{р-ра}∙ρ\_{р-ра}$*,* (1)

|  |  |
| --- | --- |
| *q* | кількість теплоти, що припадає на нейтралізацію **ν** моль кислоти |
| *Δt0* | зміна температури, знаходять графічно *Δt0* =( $t\_{2}^{0}$ − $t\_{1 }^{0} )$ |
| *С* | питома теплоємність скляного калориметра, С = 4,2 $\frac{кДж}{кг·К}$; |
| *m* | маса розчину кислоти і основи, кг $m\_{р-ра} = V\_{р-ра}∙ρ\_{р-ра}$ |
| *V* р-ра | об’єм розчину кислоти и основи:  *V* р-ра== (50+50 ) =100мл = 0,1л. |
| *ρ р-ра* | густина розчину, прийнята рівною густині води, $ρ\_{р-ра}= $1,00 $\frac{кг}{л}$. |
| *QM* | кількість теплоти на 1 моль кислоти *QM = q/ νM*  (2) |
| *νМ* | кількість моль кислоти і, відповідно, *νМ*  води, що утворилася: *νМ* = $\frac{C\_{к-ты}∙V\_{к-ты}}{1000},$ |
| *Cк-ти* | молярна концентрація кислоти, *Cк-ти* = 1 моль/л |
| *Vк-ти* | об’єм розчину кислоти, *Vк-ти* = 50 мл |
| *Δ Нх.р* | тепловий ефект (ентальпія) реакції: *Δ Нх.р. = - QM* (3) |

3. Розрахувати похибку експерименту, якщо

$∆Н\_{х.р.}^{теор.} =-57,22\frac{кДж}{моль}<0$ ;

 абсолютна похибка:

 $∆\_{абс.}=\left|∆Н\_{х.р.}^{теор.}-∆Н\_{х.р.}^{эксп.}\right|$

 відносна похибка:

$$δ\_{отн.}=\frac{∆\_{абс.}}{∆Н\_{х.р.}^{теор.}}∙100\%$$

4. Зробити **висновки** щодо ентальпії реакції. Пояснити протилежність знаків ΔНх.р. і Q; обґрунтувати чому ентальпії нейтралізації будь-яких сильних кислот і основ мають однакові значення.