

13. TERMODYNAMIKA

WYZNACZANIE ENTALPII REAKCJI ZOBOJĘTNIANIA MOCNEJ ZASADY MOCNYMI KWASAMI I ENTALPII PROCESU ROZPUSZCZANIA SOLI (formularz opracowania wyników ćwiczenia)

Data wykonania ćwiczenia:

Imię i nazwisko studenta:

GS.:

Imię i nazwisko asystenta:

1. Zadania do wykonania:

1.1. Wykonać pomiar temperatury roztworu NaOH, roztworów kwasów (HCl i HNO₃), a następnie dwóch roztworów powstałych w wyniku dodania do roztworu zasady mocnych kwasów.

1.2. Narysować wykres 1 ilustrujący zmianę temperatury roztworu w zależności od czasu. W oparciu o sporządzony wykres dokonać ekstrapolacji temperatury roztworu odpowiadającej $t = 0$ s (moment zmieszania roztworów)

1.3. W oparciu o wartości T_p i T_k (wartości ekstrapolowane) dokonać obliczeń.

1.4. Porównać wartości ΔH_{eks} procesu zobojętniania mocnych kwasów mocną zasadą z wartością literaturową $\Delta H_{\text{lit}} = 58$ kJ/mol.

1.5. Uzasadnić podobieństwo wartości ΔH_{eks} uzyskanych dla różnych par kwas – zasada.

1.6. Uzasadnić różnice w wartościach ΔH_{eks} i ΔH_{lit} , uwzględniając sposób przeprowadzenia doświadczenia.

1.7. Wykonać pomiar temperatury roztworów powstałych w wyniku rozpuszczania soli 1 i soli 2

1.8. Na podstawie uzyskanych wyników narysować wykres 2 ilustrujący zmianę temperatury roztworu w zależności od czasu. W oparciu o sporządzony wykres dokonać ekstrapolacji temperatury roztworu odpowiadającej $t = 0$ s (moment dodania soli do wody)

1.9. W oparciu o wartości T_p i T_k (wartości ekstrapolowane) przeprowadzić obliczenia

1.10. Wyjaśnić, jak niedoskonałość użytego urządzenia pomiarowego wpływa na wartości uzyskane w pomiarze.

Dla chętnych.

1.11. Poprzez wykorzystanie następujących danych: zamiast 50 ml 1,1 M HCl dodano przez pomyłkę tylko 40 ml kwasu do 50 ml 1,0 M NaOH, wyjaśnić konsekwencje powstałego błędu.

TERMODYNAMIKA

1.12. Odpowiedz na pytanie, czy w przypadku reakcji zobojętniania słabych kwasów mocną zasadą entalpia zobojętniania będzie jednakowa, niezależnie od rodzaju słabego kwasu?

1.13. Czy stężenia kwasu i zasady mają wpływ na wyznaczoną wartość ΔH_n ?

1.14. W trakcie pomiaru ciepła zobojętniania ciepło z roztworu jest częściowo pochłaniane przez styropianowy kalorymetr (zakładamy, że pobór ciepła przez opisany wcześniej kalorymetr jest znikomy i z tego względu może być pomijany w obliczeniach). Zakładając, że zmierzona różnica temperatur wyniosła $6,22^\circ\text{C}$ w reakcji HCl (aq) i NaOH (aq) , oblicz utratę ciepła na rzecz metalowej obudowy kalorymetru o masie 10g i o cieple właściwym $1,34\text{ J/g}^\circ\text{C}$.

1.15. Niewielkie ilości soli pozostają na papierze, użytym przy ważeniu, a tym samym nie zostały przeniesione do kalorymetru. Odpowiedz na pytanie, czy obliczona wartość ΔH_r będzie za wysoka, czy za niska.

2. Wielkości stosowane

- Temperatura układu początkowa (wartość ekstrapolowana) T_p [$^\circ\text{C}$],
- Temperatura końcowa układu (wartość ekstrapolowana) T_k [$^\circ\text{C}$],
- Całkowita zmiana entalpii (ciepło) zobojętniania Q [J],
- Liczba moli wody powstająca w reakcji, $n_{\text{H}_2\text{O}}$ [mol],
- Ciepło wytworzone w odniesieniu do 1 mola wody ΔH_n° [kJ / mol],
- Całkowitą zmianę entalpii (ciepło) rozpuszczenia soli H_r [J],
- Ciepło wytworzone w odniesieniu do 1 mola soli ΔH_r° [J / mol].

3. Równania stosowane do obliczeń

$\Delta T = T_k - T_p$, $Q = (-\text{ciepło właściwe wody} \times \text{masa roztworu (suma masy roztworu}$

$\text{zasady i masy roztworu kwasu)} \times \Delta T)$ (1); $\Delta H_n = \frac{Q}{n_{\text{H}_2\text{O}}}$ (2);

$\Delta H_r = (-\text{zmiana entalpii (energii) wody}) + (-\text{zmiana entalpii (energii) soli})$ (3);

$\Delta H_r^\circ = (-\text{ciepło właściwe wody} \times \text{masa wody} \times \Delta T_w) / (\text{liczba moli soli})$
 $+ (-\text{ciepło właściwe soli} \times \text{masa soli} \times \Delta T_s) / (\text{liczba moli soli})$

TERMODYNAMIKA

4. Wyniki

4.1. Pomiar temperatury roztworu NaOH, roztworów kwasów (HCl i HNO₃), a następnie dwóch roztworów powstałych w wyniku dodania do roztworu zasady mocnych kwasów.

Tabela 1. Pomiar temperatury roztworów powstałych w wyniku zmieszania mocnych kwasów i mocnej zasady

Czas, t [s]	Temperatura, T [°C]	Czas, t [s]	Temperatura, T [°C]
NaOH		NaOH	
0		0	
30		30	
60		60	
90		90	
120		120	
Dodanie HCl		Dodanie HNO₃	
5		5	
10		10	
15		15	
30		30	
45		45	
60		60	
90		90	
120		120	
150		150	
180		180	
240		240	
300		300	

Tabela 2. Charakterystyka roztworów kwasów i zasady

Parametry	NaOH + HCl	NaOH + HNO ₃
1. Objętość kwasu [ml]		
2. Temperatura kwasu [°C]		
3. Objętość zasady [ml]		
Temperatura początkowa zasady, T _p [°C] odczytana z wykresu (wartość ekstrapolowana)		
5. Stężenie zasady [mol / l]		
6. Temperatura końcowa, T _k [°C] odczytana z wykresu (wartość ekstrapolowana)		

TERMODYNAMIKA

4.2. W oparciu o wartość T_p i T_k (wartości ekstrapolowane) obliczono entalpie reakcji zobojętniania mocnych kwasów mocną zasadą, uzyskane dane umieszczono w tabeli 3.

Tabela 3. Obliczenie entalpii reakcji zobojętniania mocnych kwasów mocną zasadą

Parametry	NaOH + HCl	NaOH + HNO ₃
1. Średnia temperatura roztworu kwasu i zasady [°C]		
2. Przyrost temperatury [°C]		
3. Końcowa objętość roztworu (zasada + kwas) [ml]		
4. Masa roztworu kwasu i zasady [g] (przy założeniu, że gęstość roztworu, $d = 1 \text{ g/ml}$)		
5. Ciepło właściwe roztworu kwasu i zasady [$\text{J} / \text{g} \cdot ^\circ\text{C}$]	4,18	4,18
6. Wytworzone ciepło, Q [J]		
7. Ilość reagujących jonów OH^- [mol]		
8. Ilość powstałej wody [mol]		
9. Ciepło wytworzone w odniesieniu do 1 mola wody ΔH_n° [$\text{kJ} / \text{mol} \text{H}_2\text{O}$]		

4.3. Pomiar temperatury roztworów powstałych w wyniku rozpuszczania soli 1 i soli 2

Tabela 4. Pomiar temperatury wodnych roztworów powstałych w wyniku rozpuszczania soli

Czas, t [s]	Temperatura, T [°C]	Czas, t [s]	Temperatura, T [°C]
Sól 1:		Sól 2:	
Woda		Woda	
0		0	
30		30	
60		60	
90		90	
120		120	
Dodanie soli 1		Dodanie soli 2	
5		5	
10		10	
15		15	
30		30	
45		45	
60		60	
90		90	

TERMODYNAMIKA

120		120	
150		150	
180		180	
240		240	
300		300	

Tabela 5. Charakterystyka roztworów soli

Parametry	Nazwa soli 1:	Nazwa soli 2:
1. Masa soli [g]		
2. Ilość moli soli [mol]		
3. Masa kalorymetru i wody [g]		
4. Masa kalorymetru [g]		
5. Masa wody [g]		
6. Temperatura początkowa wody, T_p [°C] odczytana z wykresu (wartość ekstrapolowana)		
7. Temperatura końcowa, T_k [°C] odczytana z wykresu (wartość ekstrapolowana)		

4.4. W oparciu o wartości T_p i T_k (wartości ekstrapolowane) obliczono entalpie rozpuszczania badanych soli, uzyskane dane umieszczono w tabeli 6.

Tabela 6. Obliczenie entalpii rozpuszczania soli

Parametry	Wzór soli 1:	Wzór soli 2:
1. Zmiana temperatury roztworu, ΔT [°C]		
2. Ciepło utracone/ zyskane przez wodę [J]		
3. Ciepło utracone/ zyskane przez sól [J]		
4. Całkowita zmiana entalpii [J] $\Delta H_r = (- \text{zmiana energii wody}) + (- \text{zmiana energii soli})$		
5. ΔH_r° [J / mol] $\Delta H_r^\circ = (- \text{ciepło właściwe wody} \times \text{masa wody} \times \Delta T_w) /$ liczba moli soli) + (- ciepło właściwe soli x masa soli x ΔT_s / liczba moli soli)		

5. Załączniki:

5.1. Omówienie wyników i wnioski,

5.2. Przykładowe obliczenia,

5.3. Wykresy:

- Wykres 1. Zależność temperatury roztworu od czasu dla reakcji zobojętniania mocnej zasady mocnymi kwasami: $T = f(t)$,
- Zależność temperatury roztworu od czasu dla reakcji rozpuszczania soli: $T = f(t)$.

Podpis studenta:

Podpis opiekuna:

Data