

Ćwiczenie nr 2

ENTALPIA ZOBOJĘTNIANIA

I. Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie molowej entalpii tworzenia wody podczas reakcji zobojętniania z jonów pochodzących z:

- mocnej zasady - mocnego kwasu,
- mocnej zasady - słabego kwasu,
- słabej zasady - mocnego kwasu,
- słabej zasady - słabego kwasu.

II. Zagadnienia wprowadzające

1. Pojęcia energii wewnętrznej i entalpii. Znakowanie stosowane w termodynamice.
2. Termodynamika i termochemia.
3. I zasada termodynamiki.
4. Sposoby wyrażania efektów energetycznych reakcji. Prawo Hessa.
5. Funkcje stanu.
6. Pojemność cieplna układu. Prawo Kirchoffa. Pomiary kalorymetryczne.

Literatura obowiązuująca:

1. S. Danek, „*Chemia fizyczna*”, PZWL, 1977.
2. Praca zbiorowa, „*Chemia fizyczna*”, PWN, 2001.
3. P.W. Atkins, „*Podstawy chemii fizycznej*”, PWN, 1999.
4. L. Sobczyk, A. Kiswa, „*Eksperymentalna chemia fizyczna*”, PWN, 1982.
5. H. Buchowski, W. Ufnalski, „*Podstawy termodynamiki*”, WNT, 1998.

III. Część teoretyczna

III. 1. Energia wewnętrzna

Układem nazywamy obiekt, stanowiący przedmiot badań. Może nim być czysta substancja (np. woda w zlewce), mieszanina kilku substancji lub zbiór wielu elementów (np. ogniwo). Pozostałą część przyrody nazywamy **otoczeniem**, przy czym na ogół rozważa się tylko tę jej część, która ma wpływ na układ.

Układ, który nie może wymieniać z otoczeniem masy nosi nazwę **układu zamkniętego**. Jeśli dodatkowo nie może wymieniać energii, nosi nazwę **układu izolowanego**.

Stan układu określamy podając bezpośrednio mierzalne wielkości makroskopowe, charakteryzujące układ, takie jak ilość poszczególnych substancji (najczęściej liczbę moli), temperaturę, ciśnienie, objętość itp. Nazywamy je **zmiennymi** lub **współrzędnymi termodynamicznymi**. Do całkowitego określenia termodynamicznego stanu układu zamkniętego wystarczy znajomość jego składu (liczby moli poszczególnych substancji) oraz dwa inne parametry. Najczęściej są to temperatura i ciśnienie lub temperatura i objętość. Zmienne termodynamiczne wystarczające do całkowitego opisu stanu układu nazywane są **parametrami stanu**. Wszystkie inne wielkości, charakteryzujące układ, będące funkcjami tych niezależnych parametrów, są nazywane **funkcjami stanu**.

Jedną z takich funkcji stanu jest **energia wewnętrzna**, oznaczana zwykle symbolem U . Jest to zgromadzona w układzie energia, na którą składają się energia kinetyczna i potencjalna składników układu (cząsteczek i atomów). Do energii wewnętrznej nie wlicza się natomiast energii kinetycznej układu jako całości oraz jego energii potencjalnej w polu sił. Ścisła definicja energii wewnętrznej to przepis na obliczanie jej zmiany (ΔU):

$$\Delta U = Q + W \quad (1)$$

Zmiana energii wewnętrznej układu zamkniętego jest równa sumie ciepła (Q) i pracy (W), a ściślej sumie energii wymienionej z otoczenie na sposób ciepła i pracy. Jest to **I zasada termodynamiki** dla układu zamkniętego.

Kilka spraw, związanych z I zasadą termodynamiki należy podkreślić:

1. Układ nie zawiera ciepła ani pracy, nie są to zatem jakieś formy energii, a jedynie sposób, w jaki układ i otoczenie mogą wymieniać energię. Stosuje się jednak nadal określenia typu: „ciepło dostarczone do układu” lub „praca wykonana przez układ”. Są to skróty myślowe, których rzeczywiste znaczenie należy dobrze rozumieć.
2. Ponieważ energia wewnętrzna jest funkcją stanu, zatem jej zmiana zależy jedynie od stanu początkowego i końcowego układu, a nie zależy od drogi przemiany:

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad (2)$$

gdzie U_1 i U_2 oznaczają energię wewnętrzną układu w stanie początkowym i końcowym.

3. Przyjęta obecnie konwencja znakowania efektów energetycznych nosi nazwę **znakowania z punktu widzenia układu**. Wynika z niej, że energia dostarczona do układu (na sposób ciepła lub pracy) ma wartość dodatnią, natomiast energia przekazana przez układ otoczeniu ma znak ujemny.

4. Praca i ciepło nie są funkcjami stanu. Dopiero ich suma, czyli ΔU , jest taką funkcją.

5. Energia wewnętrzna układu nie ulega zmianie, czyli $\Delta U = 0$, gdy:

- przemiana ma charakter cykliczny (kołowy), czyli układ po cyklu przemian powraca do stanu początkowego,
- układ jest izolowany, gdyż Q i W wynoszą wówczas zero (nie ma wymiany energii),
- układ znajduje się w **stanie stacjonarnym**, czyli wartości parametrów stanu nie ulegają zmianie w czasie, pomimo wymiany energii z otoczeniem; dzieje się tak wtedy, gdy układ pobiera (lub oddaje) tyle samo energii na sposób pracy, ile oddaje (lub pobiera) na sposób ciepła, czyli gdy $W = -Q$.

Praca (W) występująca w równaniu (1) może być zarówno **pracą objętościową**, czyli pracą związaną ze zmianą objętości układu, jak i pracą nieobjętościową (np. w ogniwie chemicznym). Najczęściej mamy do czynienia z przemianami, w których występuje wyłącznie praca objętościowa. Jeżeli ciśnienie, przeciwko któremu wykonywana jest praca, jest stałe pracę można obliczyć z następującej zależności:

$$W = -p\Delta V \quad (3)$$

gdzie ΔV oznacza zmianę objętości układu. Wówczas równanie I zasady termodynamiki można zapisać:

$$\Delta U = Q - p\Delta V \quad (4)$$

III.2. Enalpia

Różnego rodzaju przemiany fizyczne i chemiczne są bardzo często prowadzone pod stałym ciśnieniem, najczęściej atmosferycznym. Z tego powodu procesy takie, zwane izobarycznymi, mają duże znaczenie praktyczne. Zmiana energii wewnętrznej w dowolnym procesie, a więc również izobarycznym, określona jest równaniem (4). Dodając do obu stron tego równania wielkość $\Delta(pV)$ otrzymujemy:

$$\Delta U + \Delta(pV) = Q - p\Delta V + \Delta(pV) \quad (4a)$$

a następnie:

$$\Delta(U + pV) = Q - p\Delta V + p\Delta V + V\Delta p = Q + V\Delta p \quad (4b)$$

Oznaczając wyrażenie w nawiasie symbolem H otrzymujemy nową funkcję stanu, zwaną **entalpią**. Jeżeli zatem proces prowadzony jest w warunkach izobarycznych, to z równania (4b) wynika, że zmiana entalpii układu jest miarą wymienionego pod stałym ciśnieniem ciepła (Q_p), gdyż $\Delta p = 0$:

$$\Delta H = Q_p \quad \text{dla } p = \text{const} \quad (5)$$

Zmiana entalpii może być oczywiście określona nie tylko dla procesu izobarycznego, ale dla dowolnej przemiany. Na przykład w procesie izochorycznym zmiana entalpii, jak to wynika z równania (4b), wynosi:

$$\Delta H = Q + V\Delta p \quad \text{dla } V = \text{const} \quad (6)$$

III.3. Termochemia

Termochemia jest działem termodynamiki, badającym efekty cieplne, towarzyszące przemianom chemicznym, a w szerszym sensie również procesom fizycznym, takim jak przejścia fazowe, mieszanie, rozpuszczanie, adsorpcja itp.

W każdej reakcji chemicznej lub procesie fizykochemicznym stan energetyczny układu przed przemianą jest inny, niż po przemianie. Przejawia się to w postaci pobranej (proces **endoenergetyczny**) lub wydzielonej (proces **egzoenergetyczny**) przez układ energii. Należy pamiętać, że zgodnie ze stosowanym obecnie sposobem znakowania, w procesie endoenergetycznym $\Delta U > 0$ a w egzoenergetycznym $\Delta U < 0$.

Jeżeli proces prowadzony jest w warunkach izochorycznych ($V = \text{const}$), to energia wewnętrzna wymieniana jest jedynie na sposób ciepła, co można zapisać:

$$\Delta U = Q_V \quad (7)$$

gdzie Q_V oznacza ciepło przemiany w stałej objętości.

Jeśli przemiana zachodzi w warunkach izobarycznych ($p = \text{const}$) to z kolei zmiana entalpii jest równoważna ciepłu procesu:

$$\Delta H = Q_p \quad (8)$$

gdzie Q_p oznacza ciepło przemiany pod stałym ciśnieniem. Ponieważ większość przemian prowadzona jest w układach otwartych, a więc w warunkach izobarycznych, w termochemii mierzy się najczęściej efekty cieplne pod stałym ciśnieniem, czyli zmianę entalpii (ΔH), towarzyszącą danemu procesowi, którą należy rozumieć jako różnicę entalpii produktów (stan końcowy „2”) i substratów (stan początkowy „1”):

$$\Delta H = Q_p = H_2 - H_1 \quad (9)$$

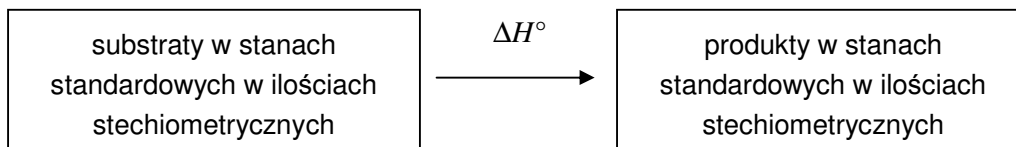
Tą zmianę entalpii nazywa się często skrótowo, ale niezbyt ściśle, entalpią danego procesu. Mówimy zatem dla przykładu: „ciepło spalania (pod stałym ciśnieniem)” lub „entalpia spalania”. W dalszej części zajmować się będziemy jedynie procesami prowadzonymi izobarycznie.

Przemiany, w których ciepło jest pochłaniane przez układ, czyli $\Delta H > 0$, nazywamy procesami **endotermicznymi**, a te, w których ciepło jest wydzielane do otoczenia, czyli $\Delta H < 0$, procesami **egzotermicznymi**.

III. 4. Standaryzacja efektów cieplnych

Efekt cieplny reakcji zależy od szeregu czynników, takich jak ilość reagentów, temperatura i ciśnienie, panujące w układzie, stany skupienia reagentów itp. Aby możliwe było porównywanie efektów cieplnych różnych procesów konieczna jest standaryzacja warunków przemiany.

W związku z tym wprowadza się pojęcie **standardowego efektu cieplnego** reakcji, który oznaczany jest prawym górnym indeksem „ $^\circ$ ” (ΔH°). Standardowa entalpia procesu to zmiana entalpii reakcji, w której substraty w swoich stanach standartowych ulegają przemianie w produkty, które także są w stanach standardowych:

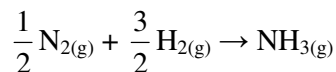


Stan standardowy substancji w danej temperaturze odpowiada jej czystej postaci pod ciśnieniem 101325 Pa = 1013.25 hPa (1 atm). W niektórych podręcznikach ciśnienie w stanie standardowym jest określone jako 1 bar = 10^5 Pa. Można zatem powiedzieć, że standardowa entalpia reakcji to zmiana entalpii w procesie przemiany czystych, nie zmieszanych substratów, w czyste, rozdzielone produkty, prowadzonym pod ciśnieniem normalnym.

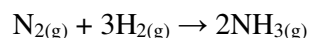
Należy zwrócić uwagę na to, że temperatura nie podlega standaryzacji, chociaż dane, zawarte w tablicach, dotyczą najczęściej procesów, prowadzonych w temperaturze 25°C (298 K).

Standardowy efekt cieplny reakcji jest zawsze związany z konkretnym równaniem stechiometrycznym, w którym podane są liczby moli reagentów a także ich stany skupienia oraz, o ile to konieczne, inne informacje, mówiące o formie występowania substancji (np. odmiana alotropowa).

Na przykład reakcję syntezy amoniaku można zapisać:



lub



Standardowy efekt cieplny pierwszej z nich wynosi -45.72 kJ a drugiej jest dwukrotnie większy (-91.44 kJ). Z reguły efekt cieplny procesu jest podawany w przeliczeniu na 1 mol, przy czym dla pełnej jasności należy wiedzieć, czy wartość ta odnosi się do 1 mola produktu czy substratu. W podanym wyżej przykładzie ciepło reakcji wynosi -45.72 kJ/mol w przeliczeniu na 1 mol produktu, a -91.44 kJ/mol w przeliczeniu na 1 mol substratu (konkretnie azotu).

III. 5. Równanie termochemiczne

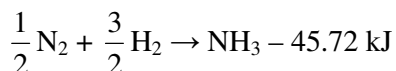
Równanie chemiczne wraz z zaznaczonym efektem cieplnym nosi nazwę **równania termochemicznego**. Jak to już wspomniano, w równaniu termochemicznym, oprócz stechiometrii, zaznaczone muszą być stany skupienia lub formy występowania reagentów.

Istnieje kilka sposobów zapisywania równań termochemicznych. Z kilku metod zapisywania stanu, w jakim znajdują się reagenty, preferowany jest obecnie sposób, polegający na dopisaniu odpowiedniego wskaźnika do symbolu lub wzoru reagenta w postaci dolnego indeksu lub w nawiasie. Substancję w stanie gazowym oznacza się indeksem „g” (np. $\text{N}_{2\text{g}}$ lub $\text{N}_{2(\text{g})}$), w stanie ciekłym – „c” (np. $\text{H}_2\text{O}_\text{c}$ lub $\text{H}_2\text{O}(\text{c})$), w stanie stałym – „s” (np. $\text{I}_{2\text{s}}$ lub $\text{I}_{2(\text{s})}$). Jeśli substancja występuje w postaci roztworu wodnego, zaopatruje się ją symbolem „aq” (np. HCl_{aq} bądź $\text{HCl}(\text{aq})$) lub „r”, chociaż symbol ten oznacza w zasadzie dowolny, niekoniecznie wodny, roztwór. Postać, w jakiej występuje substancja, oznacza się odpowiednimi skrótami, np.: C_{sadza} lub $\text{C}(\text{sadza})$ – węgiel pod postacią sadzy, C_{grafit} lub $\text{G}(\text{grafit})$ – węgiel pod postacią grafitu, S_{jedn} lub $\text{S}(\text{jedn})$ – siarka jednoskośna itp.

Wartość ciepła reakcji zapisuje się po prawej stronie równania stechiometrycznego, przy czym możliwe są dwa sposoby notacji, które pokazano w poniższym przykładzie:



lub



Stosując drugą formę zapisu należy pamiętać, że znakowanie efektu cieplnego musi być zgodne z podanymi na wstępie regułami („-” dla procesu egzotermicznego a „+” dla endotermicznego), gdy tymczasem w starszych

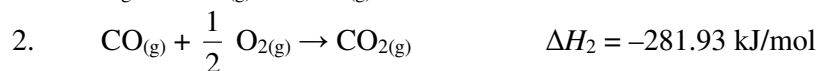
podręcznikach stosowany bywa sposób odwrotny (tzn. „+”, gdy ciepło się wydziela). Może to czasami prowadzić do nieporozumień, dlatego coraz częściej stosowana jest pierwsza z wymienionych metod.

III. 5. Prawo Hessa

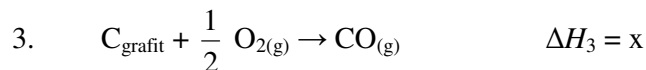
Prawo Hessa odkryte zostało na drodze empirycznej w połowie XIX w., zanim sformułowana została I zasada termodynamiki. Jest ono oczywistą konsekwencją tej zasady, z której wynika, że w procesie izochorycznym lub izobarycznym, w którym nie występuje praca nieobjętościowa, efekt cieplny procesu jest równy odpowiednio zmianie energii wewnętrznej lub entalpii. Ponieważ energia wewnętrzna i entalpia nie zależą od drogi procesu, zatem i *efekt cieplny procesu izochorycznego lub izobarycznego, w którym praca może mieć jedynie charakter objętościowy, nie zależy od drogi procesu*. Jest to treść **prawa Hessa**.

Z prawa Hessa wynika, że efekt cieplny dowolnej reakcji można obliczyć, dysponując efektami cieplnymi innych reakcji, których kombinacja daje rozważany proces chemiczny. W praktyce polega to na sumowaniu lub odejmowaniu reakcji składowych w taki sposób, aby uzyskać równanie szukanej reakcji. W analogiczny sposób należy następnie postąpić z entalpiami reakcji składowych.

Przykład: Dysponując następującymi równaniami termochemicznymi w temp. 298K:

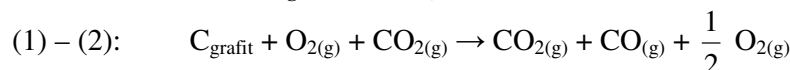


obliczyć ciepło reakcji:



Rozwiązanie:

Odejmujemy równanie (2) od równania (1) – (*odejmowanie jest równoważne dodaniu równania odwróconego stronami*):



Po zredukowaniu tych samych reagentów, występujących po obu stronach równania, otrzymujemy szukane równanie (3). Analogiczną operację odejmowania wykonujemy dla entalpii składowych:

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 - \Delta H_2 \quad (10)$$

Metoda ta jest szczególnie użyteczna w odniesieniu do reakcji chemicznych, których efektu cieplnego nie da zmierzyć się bezpośrednio.

III. 5. Entalpia zobojętniania

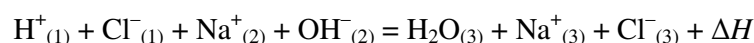
Reakcja neutralizacji lub zobojętniania polega na reakcji jonów wodorowych H^+ (a ściślej hydroniowych H_3O^+) z jonami hydroksylowymi (OH^-):



Ciepłem lub **entalpią neutralizacji (zobojętnienia)** nazywa się efekt cieplny powyższego procesu, w którym 1 mol jonów H^+ reaguje z 1 molem jonów OH^- bez zmiany stężenia roztworu. Najczęściej efekt cieplny odnosi się do roztworu nieskończenie rozcieńczonego.

Efekt cieplny reakcji zobojętnienia mierzony w kalorymetrze pochodzi jednak nie tylko od samej neutralizacji, gdyż zachodzący tam proces chemiczny jest w rzeczywistości bardziej złożony.

Założmy, że mocny kwas jednoprotonowy (na przykład HCl) jest zobojętniany mocną zasadą jednowodorotlenową (na przykład NaOH). W praktyce do roztworu kwasu solnego (roztwór 1) wprowadza się roztwór zasady sodowej (roztwór 2), a w wyniku reakcji otrzymuje się roztwór chlorku sodu (roztwór 3):



W czasie tego procesu następuje najpierw przeniesienie jonów z roztworu (1) i (2) do roztworu (3) (procesy rozcieńczania) a następnie reakcja jonów wodorowych i wodorotlenowych w roztworze (3) (właściwy proces neutralizacji):

- a. $H^+_{(1)} = H^+_{(3)} + \Delta H_{r,H^+}$
- b. $Cl^-_{(1)} = Cl^-_{(3)} + \Delta H_{r,Cl^-}$
- c. $Na^+_{(2)} = Na^+_{(3)} + \Delta H_{r,Na^+}$
- d. $OH^-_{(2)} = OH^-_{(3)} + \Delta H_{r,OH^-}$
- e. $H^+_{(3)} + OH^-_{(3)} = H_2O_{(3)} + \Delta H_{zob}$

Wielkości $\Delta H_{r,i}$ oznaczają tu molowe ciepła rozcieńczania poszczególnych jonów. Z kolei sumaryczny efekt cieplny procesów a i b oraz c i d to odpowiednio ciepło rozcieńczania kwasu solnego i wodorotlenku sodowego ($\Delta H_{r,HCl} = \Delta H_{r,H^+} + \Delta H_{r,Cl^-}$ oraz $\Delta H_{r,NaOH} = \Delta H_{r,Na^+} + \Delta H_{r,OH^-}$). Zatem ciepło zobojętniania jest różnicą zmierzonego efektu cieplnego (ΔH) oraz entalpii rozcieńczania kwasu i zasady:

$$\Delta H_{zob} = \Delta H - \Delta H_{r,HCl} - \Delta H_{r,NaOH} \quad (11)$$

Potrzebne do obliczeń entalpie rozcieńczania wyznacza się najczęściej doświadczalnie. Ciepło neutralizacji mocnych kwasów mocnymi zasadami jest praktycznie niezależne od rodzaju kwasu i zasady i w temperaturze 25°C wynosi 55.8 kJ/mol.

Jeszcze bardziej złożony jest proces zobojętniania, w którym kwas lub zasada jest słabym elektrolitem. W tym przypadku, oprócz ciepła rozcieńczenia kwasu i zasady należy uwzględnić ciepło dysocjacji słabego elektrolitu, bowiem oprócz przeniesienia słabego elektrolitu z roztworu początkowego do końcowego mamy do czynienia z jego dysocjacją. Jeśli, dla przykładu, słaby kwas jednoprotonowy zobojętniany jest mocną zasadą (np. NaOH) to ciepło neutralizacji wynosi:

$$\Delta H_{zob} = \Delta H - \Delta H_{r,kw.} - \Delta H_{dys kw.} - \Delta H_{r,NaOH} \quad (12)$$

Entalpie dysocjacji słabych elektrolitów wyznacza się również doświadczalnie. Mierząc w kalorymetrze efekt cieplny procesu, polegającego na dolaniu wody do stężonego roztworu słabego kwasu, uzyskujemy sumaryczną wartość $\Delta H_{r,kw.} + \Delta H_{dys kw.}$, gdyż rozcieńczenie i dysocjacja zachodzą równocześnie.

IV Część doświadczalna

A. Aparatura i odczynniki

1. Aparatura:
 - naczynie Dewara,
 - mieszadło mechaniczne,
 - pojemnik szklany z zatyczką,
 - miernik temperatury,
 - rejestrator,
 - grzałka,
 - zestaw elektryczny służący do pomiaru pojemności cieplnej układu,
 - tryskawka.
2. Odczynniki:
 - kwas solny 4 M,
 - kwas octowy 4 M,
 - zasada sodowa 1 M,
 - wodorotlenek amonowy 1 M.

B. Zerowanie układu pomiarowego

- włączyć rejestrator do sieci oraz nacisnąć czerwony przycisk znajdujący się z tyłu rejestratora
- włączyć filtr – polaryzacja ujemna (przycisk biały wciśnięty)
- włączyć zakres pomiarowy na 20mV
- ustawić przesuw papieru na 1 cm/min
- połączyć miernik temperatury z rejestratorem
- wyzerować rejestrator pokrętkiem "zero" rejestratora
- sprawdzić przesuw papieru.

C. Kalibracja kalorymetru

Do naczynia Dewara wlać 300 ml wody destylowanej, a w pokrywę zamontować mieszadło, czujnik temperatury oraz grzałkę. Włączyć mieszadło mechaniczne i po 5 minutach włączyć przesuw papieru i czujnik temperatury. Jeśli linia pisaka utrzymuje się na stałym poziomie, można rozpocząć kalibrację kalorymetru. W tym celu należy włączyć grzałkę (zamknąć obwód prądu stałego – napięcie ustawić na 20V). Włączyć stoper i odczytać dokładnie wartość napięcia i natężenia. Grzałkę należy wyłączyć, gdy pisak osiągnie ok. 80% szerokości papieru. Energia dostarczona przez prąd [$U \cdot i \cdot t$] odpowiada wychyleniu pisaka rejestratora.

Po zakończeniu kalibracji wyjąć grzałkę z pokrywy kalorymetru!

D. Wyznaczanie entalpii reakcji zobojętniania zasady kwasem

Wlać do naczynia Dewara 290 ml zasady (NaOH 1 M lub NH₄OH 1M).

Zamontować pokrywę kalorymetru zawierającą atrapę grzałki, miernik temperatury oraz mieszadło. Włączyć mieszadło, odczekać ok. 5 minut aby ustaliła się temperatura w kalorymetrze. Wyzerować układ (wg. pkt. B). Włączyć przesuw papieru. Odmierzyć 10ml kwasu (HCl 4 M lub CH₃COOH 4 M) i przez lejek (ze szlifem) wprowadzić do naczynia Dewara. Zmierzyć wychylenie pisaka rejestratora i obliczyć efekt cieplny towarzyszącej reakcji zobojętniania. Zdemontować układ kalorymetryczny, umyć wodą destylowaną poszczególne części pokrywy.

Reakcję zobojętniania należy przeprowadzić dla:

- 1) NaOH (1 M) – HCl (4 M)
- 2) NaOH (1 M) – CH₃COOH (4 M)
- 3) NH₃ · H₂O (1 M) – HCl (4 M)
- 4) NH₃ · H₂O (1 M) – CH₃COOH (4 M)

E. Opracowanie wyników

1. Wyznaczenie pojemności cieplnej kalorymetru.

Pojemność cieplną kalorymetru wyznacza się obliczając ilość doprowadzonego do układu ciepła.

$$Q = U \cdot I \cdot t \quad [\text{VAs} = \text{J}] \quad (13)$$

Ta ilość energii spowodowała wychylenie pisaka rejestratora o E mm.

2. Wyznaczenie entalpii zobojętnienia.

Ilość wydzielonego ciepła w czasie reakcji zobojętniania 290 ml zasady 10 ml kwasu przy stałym ciśnieniu wyznacza się ze zwykłej proporcji:

$$\begin{aligned} Q[\text{J}] & - \text{wychyła pisak o E [mm]} \\ Q_{\text{zob}} [\text{J}] & - \text{wychyła pisak o Z [mm]} \end{aligned}$$

$$Q_{\text{zob}} = \frac{QZ}{E} \quad (14)$$

Znając ilość moli jonów H⁺, biorących udział w reakcji zobojętniania, można obliczyć molową wartość entalpii tej reakcji (ΔH).

$$\Delta H = - \frac{Q_{\text{zob}}}{V_{\text{HCl}} C_m} \quad (15)$$

Wartość ΔH należy podawać ze znakiem minus, ponieważ wydzielone ciepło jest oddawane przez daną mieszaninę reakcyjną.

Od uzyskanej w ten sposób wartości entalpii molowej należy odjąć wartość entalpii rozcieńczenia kwasu, wynoszącą dla HCl około -820 J/mol , zaś dla CH_3COOH około -450 J/mol . Entalpię rozcieńczenia zasad można zaniedbać, gdyż objętość roztworu zasady zmienia się nieznacznie (od 290 ml do 300 ml). Uzyskane wyniki zestawić w tabeli.

Zasada-kwas	Ciepło reakcji $Q \text{ [J]}$	Molowa entalpia reakcji $\Delta H \text{ [J]}$	Molowa entalpia zobojętnienia $\Delta H_{zob} \text{ [J]}$
NaOH – HCl			
NaOH – CH_3COOH			
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – HCl			
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – CH_3COOH			

F. Wnioski

1. Porównać uzyskane wartości entalpii z danymi literaturowymi (mocny kwas – mocna zasada, mocny kwas – słaba zasada, itp.).
2. Jakie inne metody można by wykorzystać do wyznaczenia pojemności cieplnej kalorymetru?
3. Jakie wielkości muszą być znane, aby można było obliczyć pojemność cieplną danego kalorymetru?