

1. Calorimetria – C. Reazioni Acido-Base

In questa esperienza verrà misurata la quantità di calore trasferita in differenti processi chimici e fisici.

Introduzione

Molte reazioni chimiche vengono fatte avvenire con i reagenti disciolti in acqua. L'uso di queste soluzioni ha molti vantaggi rispetto all'impiego delle sostanze non disciolte. La presenza del solvente consente una più facile ed intima miscelazione delle specie reagenti, le soluzioni possono essere dosate con misure di volume e non solo di massa, la presenza di acqua può agire come moderatore degli effetti prodotti nella reazione.

Il calore prodotto dalle reazioni che avvengono in soluzione sono facili da determinare perché la misura può avvenire con un semplice calorimetro. Un volume misurato della soluzione del primo reagente è collocato nel calorimetro e ne viene misurata la sua temperatura. La soluzione del secondo reagente viene preparata in un secondo contenitore e lasciato a riposo fino a quando la soluzione possiede la stessa temperatura della soluzione contenuta nel calorimetro. Quando le due soluzioni hanno la stessa temperatura, vengono riunite nel calorimetro e viene monitorata la temperatura al suo interno. Se la reazione che avviene è **esoergonica**, la temperatura dell'acqua nel calorimetro *aumenterà* perché l'energia prodotta verrà trasferita ad essa dai reagenti. Se la reazione è **endoergonica**, la temperatura dell'acqua nel calorimetro *diminuirà* poiché l'energia termica verrà impiegata dai reagenti.

La catalogazione dei calori sviluppati dalle diverse reazioni chimiche prevede che questi vengano usualmente espressi come il numero di kilojoule di energia sviluppato dalla trasformazione di una mole di sostanza (o prodotto). In una normale determinazione sperimentale sono impiegati una piccola frazione di mole di reagente, con l'effetto che saranno sviluppati solo pochi joule di energia, sarà necessario riferire i risultati ad una mole di sostanza. Quando la misura del calore scambiato dai reagenti è condotto in un calorimetro in equilibrio con la pressione atmosferica, il calore scambiato in kJ/mol è indicato con il simbolo ΔH , ed è definito come la **variazione di entalpia** della reazione. I testi di chimica elencano le variazioni di entalpia per differenti reazioni.

Noi misureremo il calore di reazione per quattro differenti reazioni:

1. $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow$
2. $\text{HCl (aq)} + \text{KOH (aq)} \rightarrow$
3. $\text{HNO}_3 \text{ (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow$
4. $\text{HNO}_3 \text{ (aq)} + \text{KOH (aq)} \rightarrow$

Ognuna di queste reazioni rappresenta la neutralizzazione di un acido con una base, e sebbene le reazioni formalmente appaiono coinvolgere differenti sostanze, la reazione netta che si verifica in ciascun caso è la stessa:



L'effettiva reazione che avviene in ciascuna situazione è la combinazione di un protone con lo ione idrossido. Per questo motivo il calore scambiato da ciascuna di queste reazioni sarà lo stesso

Procedura

Se necessario eseguire la Parte A nella quale viene determinata la costante del calorimetro.

La procedura seguente è riferita alla reazione tra l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio. Eseguire prima questa determinazione, quindi ripetere la procedura per ciascuna altra combinazione acido/base indicate nelle equazioni dell'introduzione.

Prelevare con un cilindro 75 mL di NaOH 0.5 M e versarlo nel calorimetro. Prelevare 75 mL di HCl 0.5 M in un cilindro asciutto. Permettere alle due soluzioni di raggiungere la stessa temperatura (± 0.5 °C). Assicurarsi di lavare e asciugare il bulbo del termometro, prima di ciascuna misura, per prevenire la miscelazione dei reagenti prematuramente. Annotare la temperatura delle soluzioni con una precisione di 0.2 °C.

Aggiungere l' HCl da cilindro tutto in una volta nel calorimetro coprire il calorimetro velocemente, agitare la miscela per 30 secondi, e registrare la massima temperatura raggiunta dalla miscela (precisione di 0.2°C).

Dalla variazione di temperatura prodotta dalla miscela di reazione, la massa totale (volume) delle soluzioni combinate, e dalla costante del calorimetro, calcolare la quantità di calore che si è trasferito dai reagenti all'acqua della soluzione.

Calcolare il numero di moli di acqua prodotte quando 75 mL di HCl 0.5 M reagiscono con 75 mL di NaOH 0.5 M.

Calcolare il ΔH in termini di numero di kilojoule di energia trasferita quando 1 mol di acqua è formata dalla neutralizzazione di HCl acquoso con NaOH acquoso.

Ripetere altre due volte la determinazione del ΔH per la reazione HCl/NaOH, e calcolare la media del ΔH della reazione.

Ripetere la procedura per le altre combinazioni di acidi e basi:



Calcolare il valore medio e la deviazione standard per il ΔH della reazione netta avvenuta in ciascuna delle miscele, per tutte e 12 le determinazioni:



Calorimetria

Data: _____ Studente: _____
Classe: _____ Componenti gruppo: _____
Docente: _____

Risultati (Osservazioni)

1. Reazione di HCl e NaOH

| | Prova 1 | Prova 2 | Prova 3 |
|---------------------------------------|---------|-----------------------|---------|
| Volume di NaOH 0.5 M usato | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura iniziale di NaOH | _____ | _____ | _____ |
| Volume di HCl 0.5 M usato | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura iniziale di HCl | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura di reazione finale | _____ | _____ | _____ |
| Massa totale (volume) della miscela | _____ | _____ | _____ |
| Variazione di Temperatura, ΔT | _____ | _____ | _____ |
| Calore scambiato, Joule | _____ | _____ | _____ |
| Moli di acqua prodotta | _____ | _____ | _____ |
| ΔH (kJ/mol acqua) | _____ | _____ | _____ |
| Valore medio di ΔH | _____ | Valore di letteratura | _____ |

2. Reazione di HCl e KOH

| | Prova 1 | Prova 2 | Prova 3 |
|---------------------------------------|---------|-----------------------|---------|
| Volume di KOH 0.5 M usato | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura iniziale di KOH | _____ | _____ | _____ |
| Volume di HCl 0.5 M usato | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura iniziale di HCl | _____ | _____ | _____ |
| Temperatura di reazione finale | _____ | _____ | _____ |
| Massa totale (volume) della miscela | _____ | _____ | _____ |
| Variazione di Temperatura, ΔT | _____ | _____ | _____ |
| Calore scambiato, Joule | _____ | _____ | _____ |
| Moli di acqua prodotta | _____ | _____ | _____ |
| ΔH (kJ/mol acqua) | _____ | _____ | _____ |
| Valore medio di ΔH | _____ | Valore di letteratura | _____ |

3. Reazione di HNO_3 e NaOH

| | Prova 1 | Prova 2 | Prova 3 |
|--|---------|-----------------------|---------|
| Volume di NaOH 0.5 M usato | | | |
| Temperatura iniziale di NaOH | | | |
| Volume di HNO_3 0.5 M usato | | | |
| Temperatura iniziale di HNO_3 | | | |
| Temperatura di reazione finale | | | |
| Massa totale (volume) della miscela | | | |
| Variazione di Temperatura, ΔT | | | |
| Calore scambiato, Joule | | | |
| Moli di acqua prodotta | | | |
| ΔH (kJ/mol acqua) | | | |
| Valore medio di ΔH | | Valore di letteratura | |

4. Reazione di HNO_3 e KOH

| | Prova 1 | Prova 2 | Prova 3 |
|--|---------|-----------------------|---------|
| Volume di KOH 0.5 M usato | | | |
| Temperatura iniziale di KOH | | | |
| Volume di HNO_3 0.5 M usato | | | |
| Temperatura iniziale di HNO_3 | | | |
| Temperatura di reazione finale | | | |
| Massa totale (volume) della miscela | | | |
| Variazione di Temperatura, ΔT | | | |
| Calore scambiato, Joule | | | |
| Moli di acqua prodotta | | | |
| ΔH (kJ/mol acqua) | | | |
| Valore medio di ΔH | | Valore di letteratura | |