

Chemisches Praktikum

Die Reaktion von Stoffen ist immer mit einem Energieumsatz verbunden. Dieser kann sich auf folgende Arten bemerkbar machen:

- Volumenarbeit
- elektrische Energie
- Lichtenergie
- Wärme

Läuft die Reaktion bei einem konstanten Druck ab und wird hierbei Wärmeenergie frei, handelt es sich um die Reaktionsenthalpie.

Die Wärmemenge wird über die Formel: $Q = c * m * \Delta T$ bestimmt, wobei c die spezifische Wärme des Stoffes, m seine Masse und ΔT die Temperaturdifferenz ist.

Experiment 12 :

Bestimmung der Reaktionsenthalpie von Magnesium in verdünnter Schwefelsäure.

Arbeitsvorgang:

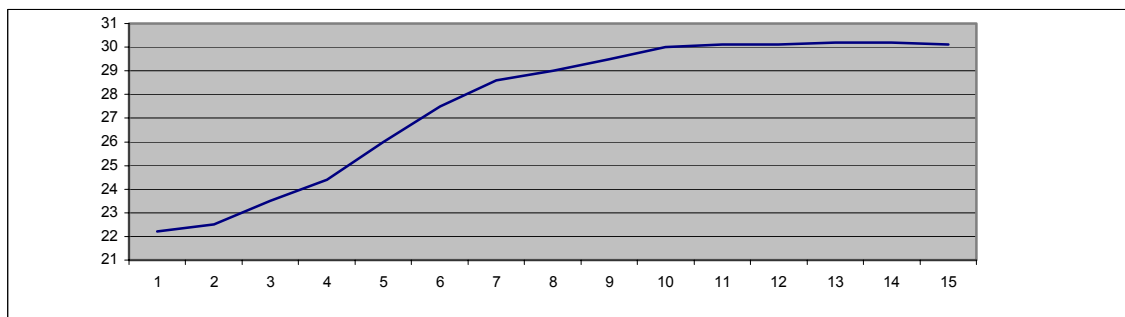
In ein abgewogenes Kalorimeter werden ca. 100 ml Schwefelsäure der Konzentration 1 mol/l gegeben. Anschließend wird erneut gewogen (um die Masse der Schwefelsäure zu bestimmen) und die Temperatur der Flüssigkeit festgehalten. Nun gibt man eine genau abgewogene Menge Magnesiumband (ca. 150g) in das Kalorimeter und rührt mit dem Thermometer langsam in dem Gefäß. Während dessen wird ca. alle 5 Sekunden der Temperaturanstieg festgehalten, bis sie nicht mehr weiter steigt.

Messdaten:

Masse Kalorimeter leer:	772,08 g	
Masse Kalorimeter mit Schwefelsäure:	875,04 g	
Masse Schwefelsäure:	102,96 g	
Masse Magnesium:	0,1941 g	
Wasserwert des Kalorimeters bei ca. 100ml:	59,55 J/Grad	(79,4 J/Grad * $\frac{3}{4}$)
Spez. Wärme der verdünnten Schwefelsäure:	3,9776 J/(g * K)	(c = 1 mol/l)
Temperaturdifferenz ΔT :	8 K	

Messreihe:

Sec	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	110	120	130	140
Temp.	22,2	22,5	23,5	24,5	26	27,5	28,5	29	29,5	30	30	30,2	30,2	30,1



Auswertung:

Für die Gesamtenergie gilt:

$$Q_{\text{ges}} = Q_{\text{gemessen}} + Q_{\text{Thermo-Gefäß}}$$

$$Q_{\text{ges}} = c * (\text{Masse Mg} + \text{Masse H}_2\text{SO}_4) * \Delta T + 59,55 \text{ J/Grad} * \Delta T$$

$$Q_{\text{ges}} = 3758,846 \text{ J}$$

Diese Reaktionsenergie gilt für 0,1941 g Magnesium.
Die Masse von 1 mol Magnesium beträgt 24,305 g.

$$\begin{aligned} \text{Für die Reaktionsenthalpie ergibt sich : } \Delta H &= -(3758,846 \text{ J} * 24,305 \text{ g}) / 0,1941 \text{ g} \\ \Delta H &= -470,68 \text{ kJ/Mol} \end{aligned}$$

Experiment 13:

Bestimmung der Neutralisationsenergie von NaOH mit HCl.

Arbeitsvorgang:

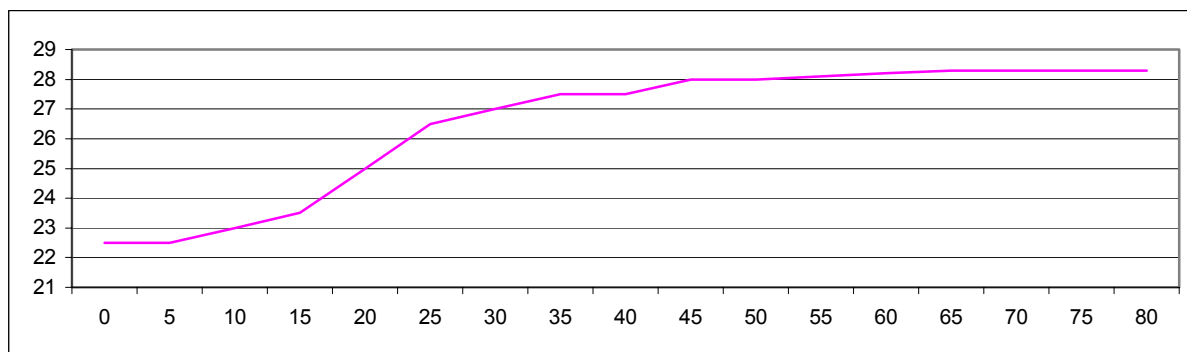
50 ml Lauge werden in das Kalorimeter pipettiert und deren Temperatur auf 1/10 Kelvin festgehalten.
Mit einer neuen Pipette wird nun 50 ml der Säure in das Kalorimeter gegeben.
Wie bei Experiment 12 wird ebenfalls der Temperaturanstieg festgehalten.
Während der Messung sollte gleichmäßig im Gefäß mit dem Thermometer gerührt werden, um eine gute Temperaturverteilung zu erreichen.

Messdaten:

Wasserwert des Kalorimeters bei ca. 100ml: 59,55 J/Grad (79,4 J/Grad * $\frac{3}{4}$)
Temperaturdifferenz ΔT : 5,7 K
Spez. Wärme des Wasser: 4,1782 J/Grad

Messreihe:

Sec	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	110	120	130	140
Temp.	22,5	22,5	25,0	27,0	27,5	28,0	28,2	28,2	28,2	28,2	28,2	28,2	28,1	28,1



Auswertung:

$$\begin{aligned} \text{Für die Neutralisationsenergie gilt: } Q_{\text{ges}} &= c * (m_{\text{Base}} + m_{\text{Säure}}) * \Delta T + 59,55 \text{ J/Grad} * \Delta T \\ Q_{\text{ges}} &= 2721,009 \text{ J} \end{aligned}$$

Hierbei handelt es sich um 1/20 Mol (da in 50ml NaOH 0,05 Mol NaOH enthalten sind) !
Daraus folgt: $\Delta H = -54,42 \text{ kJ/Mol}$

Experiment 14:

Charakterisierung der leichtflüchtigen Chloride von Li, K, Ca, Sr, Ba und Na anhand ihrer Flammfärbung.

Arbeitsvorgang:

Jeweils eine Spatelspitze in obiger genannter Reihenfolge wird in ein Uhrglas gebracht und mit einem Tropfen konzentrierter Salzsäure angefeuchtet.

Mit einem Platindraht oder einem ausgeglühten Magnesiumstäbchen wird etwas der feuchten Substanz aufgenommen und in die blaue Brennerflamme gebracht. Die dabei entstehende Flammfärbung wird festgehalten. Vor dem Substanzwechsel muss das Stäbchen gut ausgeglüht werden, um alle anderen Stoffe zu beseitigen.

Substanz	Farbe	Intensität	Dauer
Li	rot / weinrot	kräftig	ca 15 sec
K	lila	sehr schwach	kurz
Ca	feuerrot	mittel	ca 10 sec
Sr	kaminrot	mittel	ca 10 sec
Ba	kaminrot / kurz grün	mittel	?
Na	starkes gold/gelb	stark	sehr lange

Fazit:

Wird das Stäbchen nicht vollständig ausgeglüht lässt sich Na in weiteren Versuchen immer wieder feststellen.

Experiment 15:

Untersuchung der Chloride mit einem Handspektroskop.

Substanz	Wellenlänge
Li	670 nm
K	Keine Linien da zu schwach
Ca	550 nm, bei 620 nm Streifen
Sr	600 nm bis 610 nm Streifen
Ba	520 nm grüne Linie
Na	589 nm

Experiment 16:

Ein erhaltenes Stoffgemisch (Chloride) soll anhand der Spektralanalyse und Flammfärbung identifiziert werden.

Versuchsablauf:

Sobald das Gemisch in die Brennerflamme gebracht wird, lässt sich eine starke gold/gelb -Färbung der Flamme feststellen. Hieraus lässt sich sofort auf Na schließen, da nur es eine so deutliche starke Reaktion zeigt. Betrachtet man die Flamme durch ein Kobalddglas, schimmert ein deutliches rot hindurch. Diese Eigenschaft besitzt nur das Ca.

Die Betrachtung der Flammfärbung durch das Spektroskop bestätigt diese Feststellung.

Bei 585nm zeigt das Na einen kräftigen Strich.

Der leichten Balken von 550 – 620nm lässt auf Ca schließen (diesen konnte ich in unserem Spektroskop leider nicht richtig wahrnehmen), was durch den Rotstich beim Kobalddglas bewiesen ist.

Bei den 2 Stoffen handelt es sich also um Ca und Na.

Fazit:

Ein typischer Anfängerfehler liegt in der Verwechslung von Li und Ca