

Enthalpy and entropy as driving forces of chemical reactions

(Item No.: P1136300)

Curricular Relevance



Difficulty



Difficult

Preparation Time



10 Minutes

Execution Time



20 Minutes

Recommended Group Size



1 Student

Additional Requirements:

Experiment Variations:

Keywords:

Principle and equipment

Principle

The first experiment described here can be used to introduce the concept of enthalpy as a driving force of chemical reactions. High-energy chemical systems tend to assume a lower-energy, more stable state or to enter a lower-energy system while releasing energy. This becomes particularly clear in the case of reactions that occur and proceed spontaneously without the supply of activation energy (ignition energy, start energy). The second experiment can be used to introduce the concept of entropy as a driving force of chemical reactions. The transition from a solid, ordered state to a less ordered state (liquid) or to a completely disordered state is usually accompanied by the absorption of energy (see also the phenomenon of enthalpy of solution with a reduction in temperature (CT 24.5) during the dissolution of many solid substances in solvents or the absorption of heat during melting and evaporation processes). Evaporation is a good example of the tendency of substances to transition to the gaseous state even at normal temperatures

The aim of the experiments in chapter 11 (energy turnover during chemical reactions) is the introduction of reaction processes. Stable and metastable systems are used to explain the effect of activation energy and catalysts. Once the release of energy has been recognised as an important driving force of the reactions, the enthalpies can be determined in a quantitative manner in order to understand the reaction processes. An important result is the realisation that the energy turnover of a reaction can be measured relatively easily.

Tasks

1. Spontaneous exothermic reactions
2. Spontaneous endothermic reactions

Equipment

Safety information



Concentrated acids are highly caustic. They burn the skin and destroy textile fabrics. For diluting them, first add the water and then the acid (protective glasses, laboratory coat, gloves).

First aid

Rinse the affected skin areas and eyes with the lid gap wide open thoroughly with plenty of water.

Disposal

Solutions must be diluted with water, neutralised (pH 6-8), and flushed away. Collect any solutions that contain heavy-metal ions in a collecting vessel for heavy-metal salt solutions.

Aufbau und Durchführung

Versuchsteil 1: Selbständig ablaufende exotherme Reaktionen

Nach Abb. 1 wird ein 250 ml-Zweihalskolben an ein Stativ gehalten und mit etwa 100 ml halbkonzentrierter Salzsäure beschickt. Die halbkonzentrierte Salzsäure wird aus 50 ml Wasser und 60 ml konzentrierter Salzsäure hergestellt.



Abb. 1: Versuchsaufbau

In den seitlichen Hals des Kolbens setzt man einen Temperaturfühler ein, der in einem Schutzrohr zur Sicherung vor Säureeinwirkung steckt und der mit einem Temperaturmeßgeräte verbunden ist.

Nach Beendigung des Aufgabus gibt man über den senkrechten Hals des Kolbens 2g Zink zu der Säure

Versuchsteil 2: Selbständig ablaufende endotherme Reaktion

In ein 150 ml - Becherglas werden 10 g Bariumhydroxid und 5 g Ammoniumthiocyanat eingewogen. In die Mischung führt man einen Temperaturfühler, der in einem Schutzrohr steckt. Dann stellt man das Becherglas rasch auf einen Unterlegklotz, der mit einigen Tropfen Wasser benetzt ist und rührt das Gemisch mittels des Schutzrohres um (siehe Abb. 2)

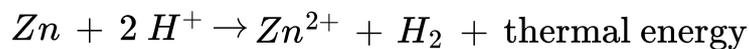
Observation and evaluation

Observation

Task 1

Strong formation of hydrogen and a temperature rise of the solution by approximately 10°C.

Reaction equation:



After this observation, the experiment is repeated with an equivalent mass of magnesium (0.75 g).

Temperature rise by several degrees.

Task 2

The mixture of solid substances quickly turns into a solution (liquid). At the same time, the smell of ammonia can be noticed. After approximately 2 minutes, the beaker has frozen to the supporting block. The temperature measuring device indicates a temperature of several degrees below zero (up to -20°C).

Beobachtung und Auswertung

Auswertung

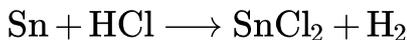
Der erste Versuchsteil dient zur Einführung des Begriffes der Enthalpie als Triebkraft chemischer Reaktionen. Energiereiche chemische Systeme (wie Zink und Salzsäure) haben das Bestreben, unter Energieabgabe in einen energieärmeren, stabileren Zustand (energieärmeres System) überzugehen.

Besonders deutlich wird die anhand von Reaktionen, die ohne Zufuhr von Aktivierungsenergie (Zündenergie, Startenergie) selbständig einsetzen und ablaufen.

Der zweite Versuchsteil dient als Möglichkeit zur Einführung des Begriffs Entropie als eine Triebkraft chemischer Reaktionen. Der Übergang vom festem, geordneten Zustand in einen weniger geordneten Zustand (Flüssigkeit) bzw. in einen völlig ungeordneten Zustand (Gas) ist meist mit einem Energieverbrauch verbunden. Diese Erscheinung lässt sich bei sehr vielen Vorgängen beobachten, beim Lösen vieler fester Stoffe in Lösungsmitteln, den Wärmeverbrauch bei Schmelzvorgängen und Verdampfungsvorgängen. Der Vorgang der Verdampfung zeigt deutlich das Bestreben der Stoffe, (auch bei normaler Temperatur) in einen "ungeordneten" Zustand überzugehen.

Versuchsteil 1: Selbständig ablaufende exotherme Reaktionen

Das Zink reagiert mit der Salzsäure unter Wasserstoffbildung nach folgender Reaktionsgleichung:



Durch die Reaktionen der Metalle mit Säuren entsteht nicht nur Wasserstoff. Es wird auch eine erhebliche Menge Wärmeenergie frei. Reaktionen, die unter Wärmeabgabe, aber auch unter Abgabe anderer Formen der Energie (elektrische Energie, Lichtenergie) ablaufen, nennt man exotherme Reaktionen. Weitere Beispiele exothermer, selbständig ablaufender Reaktionen sind die "Selbstzündung eines Gemisches aus Kaliumpermanganat und Glycerin".

Versuchsteil 2: Selbständig ablaufende endotherme Reaktion

Beim Mischen der beiden festen Stoffe Bariumhydroxid und Ammoniumthiocyanat entsteht eine Lösung, der Geruch nach Ammoniak beweist, dass eine chemische Reaktion stattgefunden hat. Die Bildung einer Flüssigkeit und eines Gases zeigt, dass während der Reaktion auch Übergänge in andere Aggregatzustände erfolgt sind.

Die niedrige Temperatur der Reaktionslösung bzw. das Gefrieren des Wassers unter dem Becherglas zeigt, dass Wärmeenergie verbraucht wurde. Reaktionen, die unter Verbrauch von Wärmeenergie ablaufen, werden als endotherme Reaktion bezeichnet. Die Umsetzung von Bariumhydroxid und Ammoniumthiocyanat zeigt, dass auch endotherme Reaktionen selbständig einsetzen und ablaufen können, ohne dass Energie aus einer äußeren Energiequelle zusätzlich hinzugefügt werden muss.