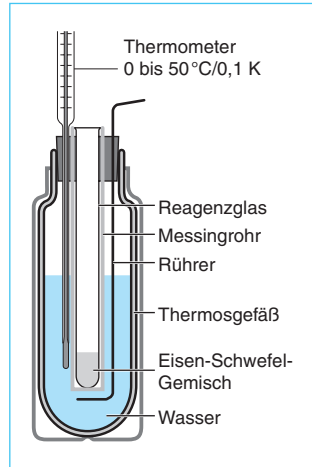


Energieformen

- Die Beteiligung von Energie ist Kennzeichen chemischer Reaktionen. Sie kann bei einer Reaktion freigesetzt werden (exotherme Reaktion) oder muss aufgewendet werden (endotherme Reaktion).
- Energie kann in verschiedenen Formen an einer Reaktion beteiligt sein:
 - Energieform **Licht**, z. B. das helle Licht beim Verbrennen von Magnesiumband (exotherm) oder das Licht, das zur Photosynthese benötigt wird (endotherm)
 - Energieform **elektrische Energie**: Batterien setzen elektrische Energie frei (exotherm), während man für die Elektrolyse elektrische Energie aufwenden muss (endotherm).
 - Energieform **Volumenarbeit**, z. B. die Explosion des Benzin-Luft-Gemisches im Motor (exotherm), die den Kolben bewegt
 - Energieform **Wärme** (thermische Energie): Jede Verbrennung ist ein Beispiel für die Freisetzung von Wärme (exotherm), wogegen bei der Thermolyse von Quecksilberoxid Wärmeenergie aufgewendet werden muss (endotherm).
 - Energieform **innere Energie**: Energie, die in chemischen Verbindungen gespeichert ist. Bei der Reaktion der Edukte zu den Produkten, die sich in der inneren Energie unterscheiden, wird die Differenz aus der Umgebung aufgenommen (endotherm) oder abgegeben (exotherm).

Energieumwandlungen – Reaktionswärme

- Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden. Die Energieformen werden nur ineinander **umgewandelt**.
- Bei einer exothermen chemischen Reaktion wird die Änderung der inneren Energie durch Umwandlung in Wärme an die Umgebung abgegeben. Führt man die Reaktion in einem Kalorimeter durch, kann man dies nutzen, um die **Reaktionsenergie** zu bestimmen.
- Das **Kalorimeter** ist gut isoliert und enthält eine definierte Menge Wasser.
- Um 1 Gramm Wasser um 1 Kelvin zu erwärmen, benötigt man die Wärmemenge $Q = 4,19$ Joule. Deshalb kann man aus der Temperaturerhöhung des Wassers auf die Energie der Reaktion schließen und diese wiederum auf ein Mol Stoffumsatz hochrechnen.



Kalorimeter

- **Beispiel:** Bei der Verbrennung mit Luft erwärmen 0,3 g Holzkohle 500 g Wasser um 4,3 Kelvin (°C):

$$Q = \frac{4,19 \text{ J}}{\text{g} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ g} \cdot 4,3 \text{ K} = 9008,5 \text{ Joule.}$$

Bei der Verbrennung von 0,3 g Holzkohle werden also 9008,5 Joule frei. 0,3 g Kohlenstoff entsprechen der Stoffmenge von 0,025 mol. Die Reaktionswärme bei 1 mol Kohlenstoff beträgt also:

$$\Delta H_{\text{R}} = \frac{-9008,5 \text{ joule}}{0,025 \text{ mol}} = -360\,340 \frac{\text{joule}}{\text{mol}} = -360,34 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}.$$

Enthalpie ΔH

- Die Reaktionsenthalpie ist die **Reaktionswärme** einer Reaktion bei konstantem Druck p .
- Sie ist die Summe aus der Änderung der inneren Energie ΔU und der Volumenarbeit $p \cdot \Delta V$: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$.
- Sie entspricht der Wärmeabgabe oder Wärmezufuhr ΔQ , die man mit einem Kalorimeter bestimmen kann.
- **Exotherme Reaktionen**
 - geben Wärme an die Umgebung ab;
 - ΔH ist kleiner Null (negatives Vorzeichen).
- **Endotherme Reaktionen**
 - nehmen Wärme aus der Umgebung auf;
 - ΔH ist größer Null.
- Berechnung der **molaren Reaktionsenthalpie** aus den molaren Standardbildungsenthalpien ΔH_f^0
 - $\Delta H_{\text{Reaktion}} = -\Delta H_f^0(\text{Edukte}) + \Delta H_f^0(\text{Produkte})$
 - oder $\Delta H_{\text{Reaktion}} = \Delta H_f^0(\text{Produkte}) - \Delta H_f^0(\text{Edukte})$

Entropie S

- Die Entropie ist eine der treibenden Kräfte beim Ablauf **spontaner** Reaktionen.
- Entropie ist eine Energieform.
- **Entropiezunahme** bedeutet die Zunahme der Unordnung eines Systems.
- Unordnung oder Entropie nimmt mit verschiedenen Faktoren zu:
 - wenn die Anzahl der Teilchen zunimmt,
 - wenn feste Stoffe flüssig und flüssige Stoffe gasförmig werden,
 - wenn sich Teilchen durch Lösen in einem Lösungsmittel freier bewegen können,
 - wenn sich Teilchen regellos verteilen und sich so Temperaturunterschiede und Konzentrationsunterschiede ausgleichen,
 - wenn die Temperatur zunimmt und sich deshalb Teilchen schneller bewegen.
- Entropie kann so großen Einfluss haben, dass auch endotherme Reaktionen spontan, also freiwillig ablaufen.
- Die Entropie nimmt im Universum ständig zu.

Freie Enthalpie ΔG

- Die freie Enthalpie ΔG setzt sich zusammen aus Enthalpie und Entropie.
- $\Delta G < 0$: Die Reaktion ist spontan/freiwillig ablaufend, exergonisch.
- $\Delta G > 0$: Reaktion muss angetrieben werden, sie ist endergonisch.
- Man berechnet die freie Enthalpie aus Enthalpie und Entropie durch die Gleichung von Gibbs-Helmholtz: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ (T: Temperatur).
- Vier Fälle werden unterschieden:
 - $\Delta H < 0, \Delta S > 0$: Die Reaktion ist bei jeder Temperatur exergonisch und spontan (z.B. Explosionen mit Wärmeabgabe und Zunahme der gasförmigen Teilchen).
 - $\Delta H > 0, \Delta S < 0$: Die Reaktion ist immer endergonisch (z.B. die Photosynthese, bei der aus vielen CO_2 - und Wasserteilchen die hochgeordnete und energiereiche Glucose gebildet wird).
 - $\Delta H > 0, \Delta S > 0$: Die Reaktion ist exergonisch, wenn
$$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0 \rightarrow \Delta H < T \cdot \Delta S \rightarrow T > \frac{\Delta H}{\Delta S},$$
wenn also die Temperatur einen bestimmten Wert übersteigt (Eis schmilzt erst ab 0°C bzw. 273 K).
 - $\Delta H < 0, \Delta S < 0$
$$\Delta H - T \cdot \Delta S < 0 \rightarrow \Delta H < T \cdot \Delta S \rightarrow T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$$
(Gefrieren von Eis unter 0°C)