

Kapitel 5 - Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

Thermochemie = Untersuchung der Wärmemengen, die bei chem. Prozessen umgesetzt werden

Energiemaße

Kraft = Masse * Beschleunigung $\rightarrow F = m * a$ (1N = 1kg * m/s²)

Arbeit = Kraft * Weglänge $\rightarrow W = F * s$ (1J = 1N * m = 1kg * m²/s²)

Energie = Fähigkeit, Arbeit zu leisten (in Joule)

- Bewegungsenergie (kinetische Energie) $\rightarrow E_{\text{kin}} = W = \frac{1}{2} mv^2$
- elektrische Energie
- Wärme(-energie)
- chemische Energie

Ein Maß für die Energie ist die Arbeit, die mit ihr geleistet werden kann.

I. Hauptsatz der Thermodynamik = Energie kann von einer Form in die andere umgewandelt werden, sie kann aber nie erzeugt oder vernichtet werden \rightarrow Kap. 19

Temperatur und Wärme

Wärme = Form von Energie
(Temperaturfluss zwischen Körpern unterschiedlicher Temperatur)

Temperatur = Maß, für die Richtung des Wärmeflusses (in °C, K)

spezifische Wärme = Wärmemenge, die benötigt wird um 1 g einer Substanz um 1 °C zu erwärmen \rightarrow 1 Kalorie = 4,184 Joule

Kalorimetrie

Wärmekapazität C = Wärmemenge Q, die benötigt wird um einen Körper mit der Masse m um 1 °C zu erwärmen $\rightarrow Q = C * (T_2 - T_1)$

Kalorimeter = Messung der Wärmemengen, die bei chem. Reaktionen freigesetzt oder aufgenommen werden. Bombenkalorimeter wird verwendet, um den bei Verbrennungsprozessen freigesetzten Wärmebetrag zu messen.

Reaktionsenergie und Reaktionsenthalpie

Volumenarbeit = Arbeit, die geleistet wird, wenn ein Volumen um einen Betrag ΔV bei einem Druck p verändert wird $\rightarrow W = F * s = A * p * s = \Delta V * p$

Innere Energie = Energie, die in irgendeiner Form in einem Stoff gespeichert ist

Reaktionsenergie = ΔU = Gesamtenergie, die bei einer chem. Reaktion aufgenommen oder abgegeben wird. Entspricht der Differenz der inneren Energie von Produkten und Reaktanden ($\Delta U = U_2 - U_1$)

Reaktionsenthalpie = Reaktionswärme oder Wärmetönung = ΔH = Energie, die als Wärme bei einer chem. Reaktion aufgenommen oder abgegeben werden kann $\rightarrow \Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$
(ΔV = Volumenarbeit, $p \cdot \Delta V$ = Mechanische Arbeit)

\rightarrow Enthalpie abhängig von Temperatur, Druck und Aggregatzustand

\rightarrow Konvention:

ΔH -Werte bezogen auf 25°C und Norm-Atmosphärendruck 101,3kPa

Exotherme Reaktion = Reaktionen, bei denen Wärme freigesetzt wird $\rightarrow \Delta H$ negativ

Endotherme Reaktion = Reaktionen, die eine Wärmezufuhr benötigen $\rightarrow \Delta H$ positiv

Der Satz von Hess

Gesetz der konstanten Wärmesummen = Reaktionsenthalpie einer Reaktion ist konstant, unabhängig davon, ob sie in einem Schritt oder über Zwischenstufen abläuft

Bildungsenthalpien

Standard-Bildungsenthalpie = ΔH -Wert, der zur Bildung von 1 mol reiner Substanz aus den reinen Elementen unter Standardbedingungen gehört

Standardbedingungen = Elemente und Verbindungen liegen bei Norm-Atmosphärendruck (101,3kPa) und Standard-Temperatur (meist 25°C) vor.

\rightarrow Von den Verbindungen wird dabei die bei diesen Bedingungen stabilste Form genommen

$$\Delta G_0 = \Delta G_f^0(\text{Produkte}) - \Delta G_f^0(\text{Reaktanden})$$

Bindungsenergien

Bindungsenergie = Benötigte Energie, um die Bindung zwischen zwei Atomen aufzubrechen

Dissoziationsenergie = Energie, die zum Aufbrechen der Bindung eines zweiatomigen Moleküls benötigt wird (in kJ/mol) \rightarrow Zufuhr von Energie erforderlich

Mittlere Bindungsenergie = Mittelwert für gleichartige Bindungen in mehratomigen Molekülen

- Die erste Trennung ist schwieriger als die nachfolgenden
- Nicht immer sind Schätzwerte anwendbar
- Stärke der Bindung in einem Molekül ist von der Gesamtstruktur abhängig

Die Bindungsenergie nimmt zu: Einfachbindung < Doppelbindung < Dreifachbindung