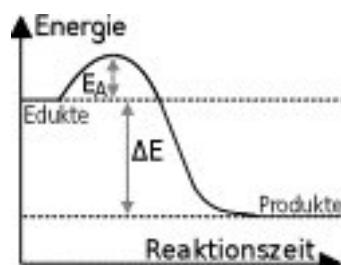


Energie bei chemischen Reaktionen

Exotherme und endotherme Reaktionen:

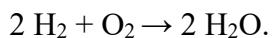
Wird bei einer chemischen Reaktion Energie zum Beispiel in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben, so nennt man dies eine exotherme Reaktion. Bei exothermen Reaktionen reicht eine (meist kleine) Aktivierungsenergie (E_A , auch: Anregungsenergie) aus, damit die chemische Reaktion von alleine abläuft – kontrolliert oder unkontrolliert. Verbrennungen und Explosionen sind Beispiele für exotherme Reaktionen; das dabei meist nötige Anzünden ist ein Beispiel für das Zuführen von Aktivierungsenergie. Das nebenstehende Diagramm veranschaulicht, wie eine solche Reaktion abläuft. Die Energie ΔE wird in Form von Wärme (und/oder Licht usw.) an die Umgebung abgegeben; man nennt sie die „Reaktionsenthalpie“.



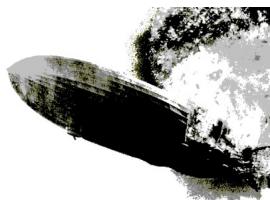
Der Umkehrprozess nennt sich endotherm. Endotherme Reaktionen finden also nur unter ständiger Energiezuführung (z. B. durch Erhitzen) statt. Dabei muss man auch hier meist nicht nur den eigentlichen Energieunterschied ΔE zwischen Edukten und Produkten zuführen, sondern außerdem auch noch eine Aktivierungsenergie E_A . Bricht die Energiezuführung ab, bricht auch die chemische Reaktion ab.

Die Herstellung von Wasserstoff ist ein Beispiel für eine endotherme Reaktion: $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$.

Die Knallgasexplosion ist entsprechend umgekehrt ein Beispiel für eine exotherme Reaktion:



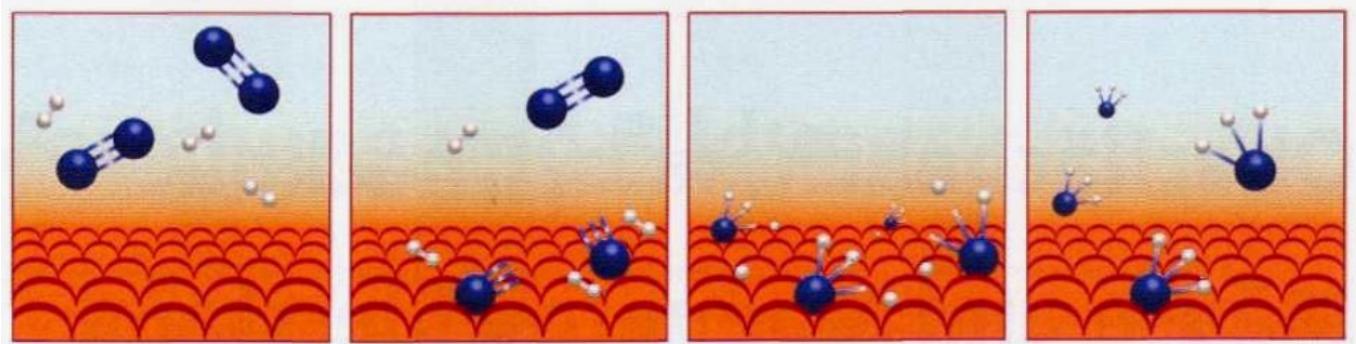
Beispiel: Der Zeppelin LZ129 „Hindenburg“ war neben seinem Schwesterschiff LZ130 eines der beiden größten jemals gebauten Luftfahrzeuge. Am 6. Mai 1937 wurde es bei der Landung im US-amerikanischen Lakehurst zerstört, als sich die Wasserstofffüllung entzündete. 36 Menschen, darunter ein Mitglied der Landemannschaft, kamen zu Tode.



Katalyse:

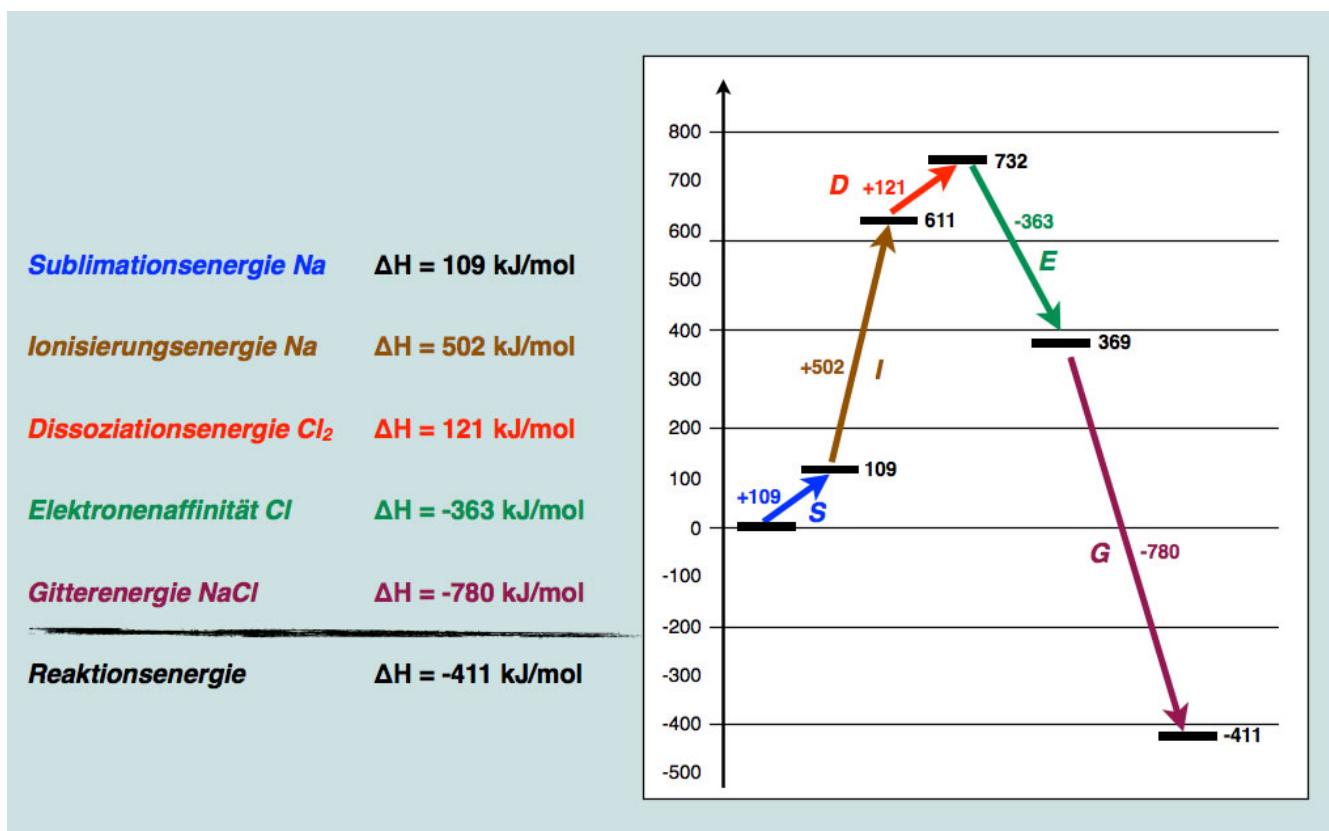
Katalyse bezeichnet die Einleitung, Beschleunigung oder Lenkung chemischer Reaktionen durch Beteiligung bestimmter Stoffe (z. B. Platin), so genannter Katalysatoren, die sich bei diesem Prozess nicht aufbrauchen. Dies geschieht dadurch, dass eines oder mehrere der Edukte zunächst mit dem Katalysator reagieren statt miteinander, wofür eine kleinere Aktivierungsenergie nötig ist; deshalb läuft die Reaktion leichter bzw. schneller ab. Erst anschließend reagieren die Edukte miteinander; die Produkte lösen sich dabei vom Katalysator, sodass dieser danach wieder unverändert zurück bleibt.

Beispiel: Reaktion von Wasserstoff H_2 und Stickstoff N_2 an einem Eisen-Katalysator im „Haber-Bosch-Verfahren“ (Nobelpreise 1918, 1931 und 2007!)



Beispiel: Reaktion von Natrium und Chlor zu Kochsalz

(Quelle: <http://www.u-helmich.de/che/0809/04-Ionen/Ionenbindung-04.html>)



Die [...] Energie der beiden Ausgangsstoffe $\text{Na}_{(s)}$ und $\text{Cl}_{2(g)}$ wurden willkürlich auf den Wert 0 gesetzt. Durch die Sublimation des Natriums [Umwandlung von Feststoff in Gas durch Erhitzen] steigt diese Energie auf +109 kJ/mol, durch die Ionisierung des Natriums auf 611 kJ/mol und durch die Dissoziation des Chlors [Spaltung der Chlormoleküle in Atome] auf 732 kJ/mol. Die Aufnahme eines Elektrons durch Chlor ist exotherm, da hierbei 363 kJ/mol frei werden, sinkt die [...] Energie auf 369 kJ/mol. Den größten Beitrag schließlich liefert die Bildung des Kristallgitters. Die Gitterenergie des NaCl beträgt -780 kJ/mol, und die [...] Energie der beteiligten Stoffe sinkt auf einen Wert von -411 kJ/mol.

Bei der gesamten Reaktion zwischen festem Natrium und gasförmigem Chlor werden also 411 kJ/mol freigesetzt, damit ist die Reaktion stark exotherm.