

# Die Reaktionsenergie bei der Verbrennung von Alkanen

Aus dem Alltag ist die Oxidation der Alkane nicht wegzudenken, schließlich ist es die Reaktion, die in jedem Verbrennungsmotor und in jeder Heizungsanlage abläuft, wenn sie mit Erdöl oder Erdgas betrieben wird. So allgegenwärtig diese Reaktion ist, so ist ihr genauer Ablauf doch noch weitgehend ungeklärt. Fest steht, dass es sich um eine Reaktion handelt, die einerseits durch eine hohe Aktivierungsenergie und andererseits durch eine hohe Reaktionsenergie gekennzeichnet ist.

## Berechnung der Reaktionsenergie bei der Verbrennung von Methan

Die Bindungsenergie ist eine charakteristische Größe für eine Elektronenpaarbindung zwischen zwei Atomen. Angegeben wird dabei die durchschnittliche Energiemenge in kJ, die zur Spaltung der Bindung in genau 1 mol der Moleküle erforderlich ist (kJ/mol; *sprich: Kilojoule pro Mol*), bzw. die bei der Bildung einer Atombindung von genau 1 mol der Moleküle freigesetzt wird. (Was irgendwie ja auch logisch ist: wenn man zur Spaltung einer Bindung Energie aufwenden muss, sollte diese bei der Entstehung einer solchen Bindung auch wieder frei werden.)

Hier ein paar typische mittlere Bindungsenergien bei einer Umgebungstemperatur von 25 °C:

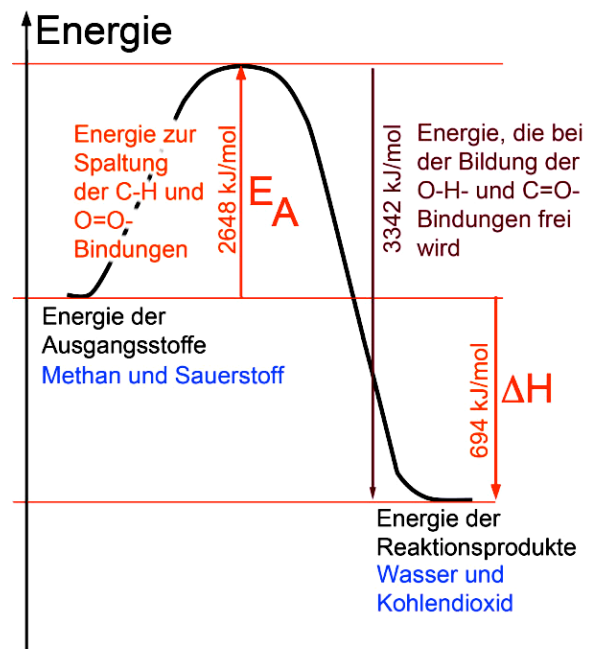
Bindung	C – H	C – C	C – O	C = O	H – O	O = O
Bindungsenergie in kJ/mol	413	348	358	745	463	498

Zur Berechnung der Reaktionsenergie von Methan stellt man zunächst die Reaktionsgleichung auf:



Im  $\text{CH}_4$  müssen für eine Reaktion also vier C-H-Bindungen gespalten werden und dafür muss Energie in Höhe von  $4 \times 413 \text{ kJ/mol} = 1652 \text{ kJ/mol}$  aufgewandt werden. Außerdem müssen zwei O=O-Bindungen gespalten werden, was  $2 \times 498 \text{ kJ/mol} = 996 \text{ kJ/mol}$  kostet. Insgesamt hat man bis jetzt also  $2648 \text{ kJ/mol}$  Energie in die Reaktion hineingesteckt (= Aktivierungsenergie).

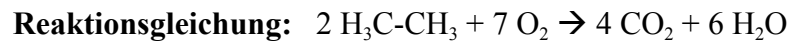
Es entstehen aber auch einige neue Bindungen. Zunächst einmal bilden sich zwei C=O-Bindungen im Kohlenstoffdioxid, dabei werden  $2 \times 745 \text{ kJ/mol} = 1490 \text{ kJ/mol}$  frei. Außerdem bilden sich vier O-H-Bindungen in den Wasser-Molekülen, was zur Freisetzung von  $4 \times 463 \text{ kJ/mol} = 1852 \text{ kJ/mol}$  führt. Insgesamt entstehen also  $3342 \text{ kJ/mol}$ , das sind  $694 \text{ kJ/mol}$  mehr als zuvor in die Reaktion investiert wurden – die Reaktion verläuft also exotherm und setzt  $694 \text{ kJ/mol}$  Energie frei.



### Aufgaben:

1. Berechne die Reaktionsenergie von Ethan und vergleiche diese mit der von Methan!
2. Hauptbestandteil im Motorenbenzin für Straßenfahrzeuge sind Kohlenwasserstoffe mit 5 bis 11 Kohlenstoffatomen. Kerosin (Flugzeugtreibstoff) hingegen besteht aus Kohlenwasserstoffen mit 8 – 13 Kohlenstoffatomen. Finde eine Begründung in Zusammenhang mit Aufgabe 1!

## Lösungsweg Berechnung der Reaktionsenergie: Verbrennung von Ethan



Spaltung von 6 C-H-Bindungen je Ethanmolekül. Da 2 Ethanmoleküle in der Gleichung stehen, werden insgesamt bei dieser Reaktion  $2 \cdot 6 = 12$  C-H-Bindungen gespalten.

Dies erfordert  $12 \cdot 413 \text{ kJ/mol} = 4956 \text{ kJ/mol}$  Energie.

Außerdem wird zwei Mal eine C-C-Bindung im Ethanmolekül gespalten.

Dies erfordert noch einmal  $2 \cdot 348 \text{ kJ/mol} = 696 \text{ kJ/mol}$  Energie.

Weiterhin müssen auch noch 7 O=O-Doppelbindungen gespalten werden.

Dies erfordert zusätzlich  $7 \cdot 498 \text{ kJ/mol} = 3486 \text{ kJ/mol}$  Energie.

Insgesamt werden also für alle Spaltungen  $4956 \text{ kJ/mol} + 696 \text{ kJ/mol} + 3486 \text{ kJ/mol} = 9138 \text{ kJ/mol}$  Aktivierungsenergie benötigt.

---

Es werden pro  $\text{CO}_2$  Molekül zwei C=O-Doppelbindungen gebildet. Da 4  $\text{CO}_2$ -Moleküle gebildet werden, werden insgesamt  $4 \cdot 2 = 8$  C=O-Doppelbindungen gebildet.

Dies bringt  $8 \cdot 745 \text{ kJ/mol} = 5960 \text{ kJ/mol}$  Energie.

Weiterhin werden pro  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekül zwei H-O-Bindungen gebildet. Bei 6 Wassermolekülen werden also insgesamt  $6 \cdot 2 = 12$  H-O-Bindungen gebildet.

Dies bringt  $12 \cdot 463 \text{ kJ/mol} = 5556 \text{ kJ/mol}$  Energie.

Insgesamt werden also bei allen Bindungsbildungen  $5960 \text{ kJ/mol} + 5556 \text{ kJ/mol} = 11516 \text{ kJ/mol}$  Energie freigesetzt.

---

Bilanz:  $11516 \text{ kJ/mol} - 9138 \text{ kJ/mol} = 2378 \text{ kJ/mol}$

**Die Reaktion setzt also 2378 kJ/mol Reaktionsenergie frei.**

---

Da hierbei 2 Ethanmoleküle berücksichtigt wurden, wird pro Ethanmolekül  $1189 \text{ kJ/mol}$  Energie produziert. Dies ist in etwa das Doppelte der Verbrennungsenergie von Methan.

---

**Interpretation:** Längerkettige Kohlenwasserstoffe setzen bei vollständiger Verbrennung mehr Energie frei, als kürzerkettige Kohlenwasserstoffe. Da Flugzeuge für ihre Bewegung mehr Schub (d.h. mehr Antriebsenergie) als Straßenfahrzeuge benötigen, wird ein Treibstoff verwendet, der bei gleichem Treibstoffvolumen mehr Energie liefert.

Daher wird für Flugzeuge Kerosin verwendet, während man bei KFZ auch mit Benzin-Treibstoff auskommt, der weniger Energie liefert.