

DIE CHEMISCHE REAKTION

1) DEFINITIONEN

Eine chemische Reaktion läuft ab, wenn reaktionsfähige Teilchen mit genügend Energie zusammenstoßen.

Der Massenerhalt: Die Masse ändert sich im Laufe einer Reaktion nicht!

Nach und vor der Reaktion sind gleich viel Teilchen vorhanden. Somit ist die **Gesamtmasse** aller an einer Reaktion beteiligten Teilchen **vor und nach der Reaktion gleich!**

Der Energieerhalt: (Energie kann nicht zerstört oder neu gebildet werden, sondern nur umgewandelt werden)

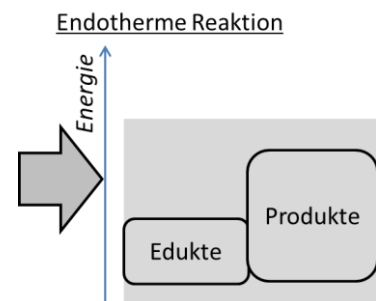
Bei chemischen Reaktionen wird entweder Energie aus der Umgebung aufgenommen oder in die Umgebung abgegeben.

• **REAKTIONEN MIT ENERGIEAUFNAHME AUS DER UMGEBUNG „ENDOTHERME REAKTIONEN“:**

ENERGIEAUFNAHME AUS DER UMGEBUNG KANN SEIN:

- die Umgebung kühlt ab oder
- es wird von außen erhitzt (Bunsenbrenner etc..) oder
- elektrischer Strom wird angelegt (Laden eines Akkus, Elektrolyse)

diese zugeführte Energie ist nach der Reaktion in den Produkten gespeichert

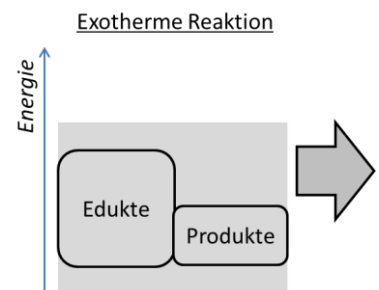


• **REAKTIONEN MIT ENERGIEABGABE AN DIE UMGEBUNG „EXOTHERME REAKTIONEN“:**

ENERGIEABGABE AN DIE UMGEBUNG KANN SEIN:

- die Umgebung erwärmt sich oder
- Strahlung wie z.B. Licht wird erzeugt oder
- elektrischer Strom wird erzeugt (Batterie)

die Produkte sind um diese abgegebene Energiemenge energieärmer als die Edukte



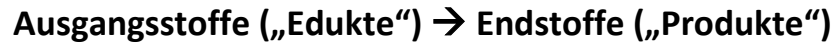
Weitere exotherme und endotherme Prozesse:

Auch andere Prozesse als chemische Reaktionen können endo- bzw. exotherm sein. So sind Schmelzen, Verdampfen oder Sublimieren immer endotherm. Erstarren, Kondensieren und Resublimieren sind immer exotherm. Löse- und Kristallisationsvorgänge können beides sein. Wobei Hydratisierung und Gitterbildung immer exotherm sind. (Siehe → Zusammenfassung „Kapitel 2“)

exotherme Prozesse	endotherme Prozesse
Kondensieren	Schmelzen
Erstarren	Verdampfen
Resublimieren	Sublimieren
Gitterbildung	Gitterabbau
Hydratisierung (Anlagerung von Wasser an polare Teilchen)	Entfernen des umgebenden Wassers von polaren Teilchen

2) DIE CHEMISCHE GLEICHUNG

Eine chemische Reaktion wird mit einer chemischen Gleichung beschrieben:



Die Stoffe werden meist mit Summenformel, manchmal mit Strukturformel angegeben.

„Ausgleichen“ von Gleichungen

Um die **richtigen Mengenverhältnisse** der beteiligten Teilchen zu kennen, muss man eine Gleichung „ausgleichen“.

Dabei wird durch Multiplikation der Summenformeln erreicht, dass **links und rechts vom Pfeil die gleiche Anzahl gleicher Atome** stehen (im Zuge einer Reaktion bleibt die Anzahl der Atome gleich!!!)

Vor der Reaktion (Edukte)			Nach der Reaktion (Produkte)	
CH ₄	+ O ₂	→	CO ₂	+ H ₂ O
1xC	4xH 2xO		1xC	2xH 3xO
C ist „ausgeglichen“, H und O nicht multipliziere H ₂ O mit 2 um die H auszugleichen				
CH ₄	+ O ₂	→	CO ₂	+ 2 H ₂ O
1xC	4xH 2xO		1xC	4xH 4xO
C und H sind „ausgeglichen“, O nicht multipliziere O ₂ mit 2 um die O auszugleichen				
CH ₄	+ 2 O ₂	→	CO ₂	+ 2 H ₂ O
1xC	4xH 4xO		1xC	4xH 4xO

Beim Verbrennen von Methan (CH₄) werden also 2 Moleküle Sauerstoff (O₂) verbraucht und es entstehen 2 Moleküle Kohlendioxid (CO₂) und 2 Moleküle Wasser (H₂O)

3) BERECHNUNGEN DER ENERGIE

Um die **Energie eines Vorgangs** (chemische Reaktion) zu berechnen, **subtrahiert** man die Energie der **Ausgangsstoffe**(der Edukte) **von** der Energie der **Produkte**.

Diese Differenz wird mit einem Delta „Δ“ bezeichnet: **ΔE ist die Energieänderung**.

Die Energie in chemischen Reaktionen muss auf die Menge der Teilchen bezogen werden: Je mehr Teilchen reagieren, desto mehr Energie wird umgesetzt. Diese **Energie pro Mol** wird **Enthalpie „H“** genannt.

$$\Delta H_{\text{Reaktion}} = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte})$$

Einheit: Energie/Menge = Joule/mol (meist **kJ/mol**)

Da bei **endothermen** Reaktionen die Produkte mehr Energieinhalt haben als die Edukte

gilt $H(\text{Pr}) > H(\text{Ed})$: ΔH ist positiv.

$$\Delta H > 0$$

Da bei **exothermen** Reaktionen die Produkte weniger Energieinhalt haben als die Edukte

gilt $H(\text{Pr}) < H(\text{Ed})$: ΔH ist negativ.

$$\Delta H < 0$$

Man ordnet demnach **Stoffen** einen gewissen **Energieinhalt** zu. Die sogenannte „**Bildungsenthalpie**“ ΔH_f (f steht hier für engl.: formation; nachdem man unter ΔH_f die Energie versteht, die umgesetzt wird wenn man die Stoffe aus den Elementen herstellt, wird diese Bildungsenthalpie auch schon mit einem Δ versehen)

Reine Elemente wie Kohlenstoff, Sauerstoff usw. haben ein $\Delta H_f = 0 \text{ kJ/mol}$

Die **Reaktionsenthalpie** ΔH_r erhält man, indem man **die Summe der Enthalpien der Edukte von der Summe der Enthalpien der Produkte subtrahiert.**

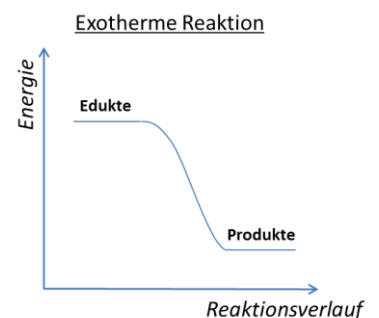
$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f(\text{Edukte})$$

Dabei müssen die **Faktoren** aus der **Reaktionsgleichung** berücksichtigt werden!

Zum Beispiel:	$2 \text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2$
Die Bildungsenthalpien der beteiligten Stoffe (aus Tabellen): $\Delta H_f(\text{CO}) = -111 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f(\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f(\text{CO}_2) = -394 \text{ kJ/mol}$;	
Berechnung der Reaktionsenthalpie $\Delta H_r = \sum \Delta H_f(\text{Produkte}) - \sum \Delta H_f(\text{Edukte})$ $\Delta H_r = 2 \Delta H_f(\text{CO}_2) - [2 \Delta H_f(\text{CO}) + \Delta H_f(\text{O}_2)] = 2 \times (-394 \text{ kJ/mol}) - [2 \times (-111 \text{ kJ/mol}) + 0 \text{ kJ/mol}] = -566 \text{ kJ/mol}$	
Bei der Verbrennung von 2 mol CO werden 566 Kilojoule frei. Die Reaktionsenthalpie ist negativ – somit ist die Reaktion exotherm.	

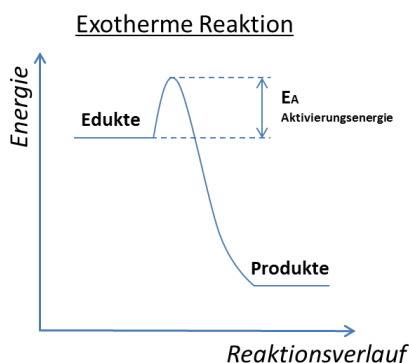
4) DIE AKTIVIERUNGSENERGIE E_A - DER KATALYSATOR

In der Natur strebt alles auf ein niedrigeres Energieniveau zu. Eine Kugel rollt freiwillig den Berg hinab, da sie unten ein niedrigeres Energieniveau hat. Aber nicht alle exothermen Reaktionen laufen freiwillig oder „spontan“ ab. (Obwohl das auch ein Anstreben eines niedrigeren Energieniveaus wäre)



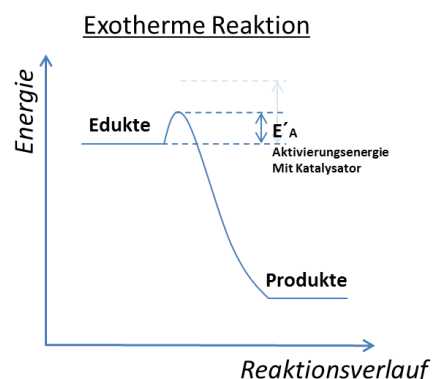
Aktivierungsenergie

Oft muss man erst eine gewisse Energiemenge aufwenden, dass die Reaktion „in Gang“ kommt: Die Aktivierungsenergie E_A



Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff, der diese Aktivierungsenergie verringert und so die Reaktion mit der zur Verfügung stehenden Energie zum Ablaufen bringt

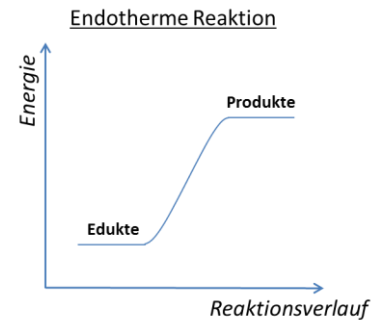


Weitere Merkmale eines Katalysators sind:

- er wird im Zuge der Reaktion nicht verbraucht
- er wird in deutlich kleineren Mengen als die Reaktanden eingesetzt
- er hat keinen Einfluss auf die Gleichgewichtslage (siehe später in Kapitel 5)

5) DIE ENTROPIE ΔS – DIE GIBBS-ENERGIE ΔG

Ungewöhnlich ist, dass es endotherme Reaktionen gibt, die freiwillig ablaufen. Es gibt Reaktionen, bei denen das Gemisch während der Reaktion abkühlt. Es wird also der Umgebung Energie entzogen und somit haben die Produkte ein höheres Niveau als die Edukte. (Rollt die Kugel jetzt freiwillig den Berg hinauf?)



Es muss demnach eine zweite treibende Kraft für Reaktionen geben: **Die Entropie ΔS** .

Einheit: Energie/Menge mal Temperatur = Joule/(K*mol)

Das ist ein **Maß für die „Unordnung“**. Zustände mit **wenig Ordnung** sind **wahrscheinlicher**, da hier die Moleküle mehr Möglichkeiten haben sich anzuordnen als z.B. in einem geordneten Kristall. D.h. jedes System strebt nicht nur einem Energieminimum, sondern auch einem Unordnungsmaximum zu. Erst die Verknüpfung beider Werte – die **Gibbs-Energie ΔG** - gibt an, ob eine Reaktion spontan (freiwillig) abläuft.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Wobei T die Temperatur in Kelvin ist.

ΔG gibt also an ob eine Reaktion freiwillig abläuft:

Wenn $\Delta G > 0$ spricht man von endergonischen Reaktionen, die nicht spontan ablaufen.

Wenn $\Delta G < 0$ spricht man von exergonischen Reaktionen, die spontan ablaufen.

6) DIE STANDARDBEDINGUNGEN

Wenn bei diesen Angaben ΔG , ΔH , ΔS eine kleine 0 als Hochzahl angegeben wird, meint man diese Werte bei **Standardbedingungen**. ΔG^0 , ΔH^0 , ΔS^0

Das bedeutet

$$c = 1 \text{ mol/l}; p = 100000 \text{ Pa oder } p = 1 \text{ bar}; T = 273,15 \text{ K}$$

(In der Biochemie kommt noch pH = 7 dazu)

Im Gegensatz dazu versteht man unter **Normalbedingungen**

$$c = 1 \text{ mol/l}; p = 101300 \text{ Pa oder } p = 1,013 \text{ bar}; T = 298,15 \text{ K}$$

7) DIE „STÖCHIOMETRIE“ = BERECHNUNGEN ZU CHEMISCHEN REAKTIONEN

Rechnungen mit Stoffmenge (mol):				
2 N₂	+	5 O₂	→	2 N₂O₅
2 mol Stickstoff	und	5 mol Sauerstoff	ergeben	2 mol Distickstoffpentoxid
<i>die Verhältnisse (nur für mol gültig!) sind also</i>				
2	:	5	:	2
<i>¼ mol N₂ : Wie viel Mol O₂ wird benötigt und wie viel Mol N₂O₅ entsteht (maximal)?</i>				
¼ mol N ₂		$O_2/N_2 = 5/2 = x / \frac{1}{4}$ <u>$x = 5/8 \text{ mol } O_2$</u>		$N_2O_5/N_2 = 2/2 = x / \frac{1}{4}$ <u>$x = \frac{1}{4} \text{ mol } N_2O_5$</u>
<i>Wie viel N₂ und O₂ brauche ich um 8 mol N₂O₅ herzustellen?</i>				
$N_2/N_2O_5 = 2/2 = x / 8$ <u>$x = 8 \text{ mol } N_2$</u>		$O_2/N_2O_5 = 5/2 = x / 8$ <u>$x = 20 \text{ mol } O_2$</u>		8 mol N ₂ O ₅
Rechnungen mit Masse				
wenn Gramm gegeben sind, muss in mol umgerechnet werden: $n = m / M$ (die molare Masse ergibt sich aus der Summenformel und der Massenzahl im Periodensystem)				
<i>Wie viel mol N₂O₅ entstehen aus 14 g N₂?</i>				
14 g N ₂ in mol: (molare Masse N ₂ : 28g/mol) $n = m / M = 14 \text{ g} / (28 \text{ g/mol}) = 0,5 \text{ mol}$				$N_2O_5/N_2 = 2/2 = x / 0,5$ <u>$x = 0,5 \text{ mol } N_2O_5$</u>
wenn Gramm gefragt sind, muss am Ende mol in Gramm umgerechnet werden: $m = n * M$				
<i>Wie viel g O₂ braucht man zur Oxidation von 3 mol N₂?</i>				
3 mol N ₂		$O_2/N_2 = 5/2 = x / 3$ $x = 7,5 \text{ mol}$ (molare Masse O ₂ : 32g/mol) $m = n * M = 7,5 \text{ mol} * 32 \text{ g/mol} = \underline{240 \text{ g } O_2}$		
Rechnungen mit Volumen				
Wenn Gasvolumen bei Normalbedingungen gegeben sind, gilt für die Umrechnung in die Stoffmenge (mol) näherungsweise: 1 mol Gas = 24 l				
<i>Gegeben sind 120 l gasförmiger Stickstoff...</i>				
$n = 120 \text{ l} / (24 \text{ l/mol}) = \underline{5 \text{ mol } N_2}$				
Wenn Flüssigkeitsvolumen gegeben sind muss über die Dichte $\rho = m / V$ in die Masse (g) umgerechnet werden, und dann in die Stoffmenge (mol)				
<i>Gegeben sind 8 l flüssiger Sauerstoff mit einer Dichte von $\rho = 1,14 \text{ kg/l}$...</i>				
$m = V * \rho = 8 \text{ l} * 1,14 \text{ kg/l} = 9,12 \text{ kg} = \underline{9120 \text{ g } O_2}$ $n = m/M = 9120\text{g}/(32\text{g/mol}) = \underline{285 \text{ mol } O_2}$				

