



# Aktivierungsenergie

Paula Werner, SS 20

## Inhalt

1	Voraussetzungen für eine chemische Reaktion .....	1
2	Reaktionsverlauf und Aktivierungsenergie .....	2
2.1	Energieumwandlungen bei einer chemischen Reaktion .....	2
2.2	Aktivierungsenergie .....	3
2.3	Temperaturabhängigkeit.....	4

**Einstieg:** Im Mai 1937 machte sich der Zeppelin „Hindenburg“ auf den Weg von Deutschland nach Amerika. Dort angekommen kam es beim Anlegemanöver zu einer riesigen Explosion. Das Luftschiff sank innerhalb einer halben Minute und ging in Flammen auf. Ca. 35 der 100 Menschen, welche sich an Bord befanden, starben. Wie konnte es zu dieser Katastrophe kommen? Im Folgenden soll geklärt werden, wie diese heftige Reaktion ausgelöst werden konnte.

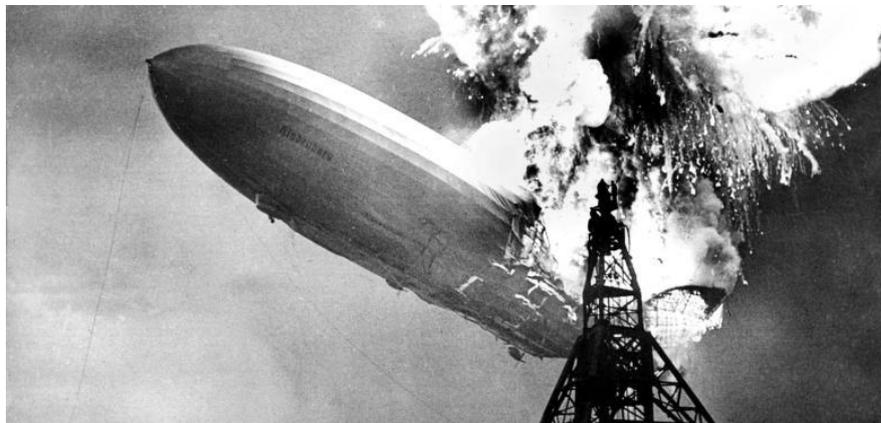
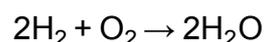


Abb. 1 Absturz des Luftschiffes Hindenburg 1937 [1]

## 1 Voraussetzungen für eine chemische Reaktion

Ein Luftschiff wird durch Wasserstoff angetrieben. Es liegt also nahe, dass dieser mit dem Sauerstoff aus der Luft reagiert hat und eine sogenannte Knallgasreaktion ausgelöst hat:



Lässt man etwas Wasserstoff aus einer Gasflasche entweichen, passiert erstmal gar nichts, obwohl in der Luft genug Sauerstoff für eine Reaktion vorhanden ist. Offensichtlich löst das reine Vorhandensein von Wasserstoff und Sauerstoff also noch keine Explosion aus. Um zu verstehen warum, sollen zunächst die Bedingungen, unter denen eine chemische Reaktion stattfinden kann, genauer untersucht werden.

Unter der Annahme, dass Teilchen starre Körper sind, welche sich mit zunehmender Temperatur immer schneller bewegen, ergeben sich die folgenden 3 Bedingungen für eine chemische Reaktion:

1. Voraussetzung für eine chemische Reaktion ist ein Zusammenstoß.
2. Eine Reaktion findet nur statt, wenn die Teilchen bei einem Zusammenstoß die richtige Orientierung haben.
3. Für einen erfolgreichen Zusammenstoß benötigen die Teilchen eine bestimmte Mindestenergie. [2]

Sind genügend Teilchen vorhanden, kommt es durch die Bewegung der Teilchen zu Zusammenstößen und bei einem gewissen Prozentsatz dieser Zusammenstöße besitzen die Teilchen auch die richtige Orientierung. Es kann also davon ausgegangen werden, dass beim Entweichen von Wasserstoff aus einer Gasflasche die Bedingungen 1 und 2 erfüllt sind. Die entscheidende Voraussetzung ist demnach die 3. Um diese besser zu verstehen, muss als erstes geklärt werden, was Mindestenergie überhaupt ist.

## 2 Reaktionsverlauf und Aktivierungsenergie

### 2.1 Energieumwandlungen bei einer chemischen Reaktion

Vereinfacht soll im Folgenden erstmal angenommen werden, dass Teilchen A und Teilchen B zu einer Verbindung AB reagieren.

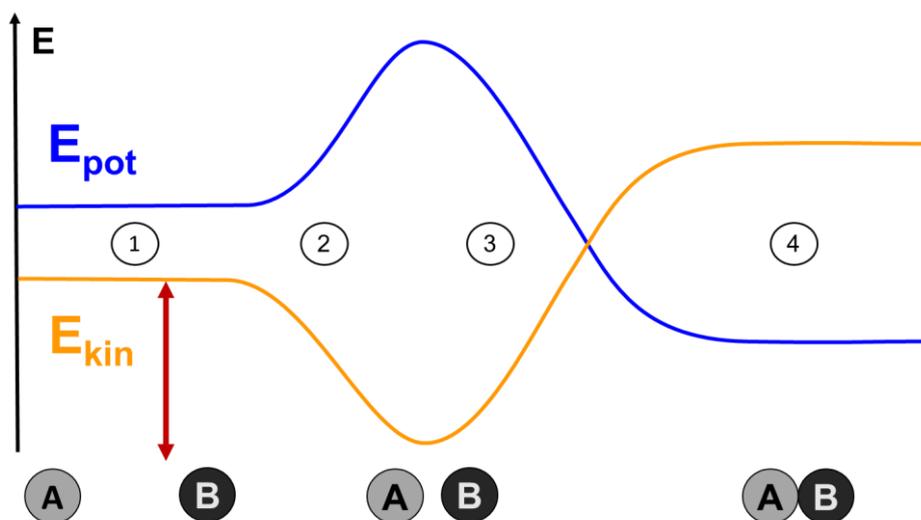


Abb. 2 Energieumwandlungen bei einer chemischen Reaktion

1. Zunächst bewegen sich die Teilchen unabhängig voneinander mit einer bestimmten Geschwindigkeit. Die Ausgangsstoffe besitzen eine potenzielle und eine kinetische Energie (blau und orange in Abb. 2 eingezeichnet).
2. Wenn die Teilchen sich annähern, sinkt die kinetische Energie und wandelt sich in potenzielle Energie um, da die Elektronenhüllen wechselwirken. Es bildet sich ein aktivierter Komplex, bei dem die potenzielle Energie ihr Maximum erreicht und die kinetische ihr Minimum.
3. Es bildet sich das Produkt AB und die potenzielle Energie wird wieder in kinetische umgewandelt.
4. Das Produkt AB hat sich gebildet, bewegt sich frei im Raum und besitzt seinerseits wieder eine spezielle potenzielle und kinetische Energie. Es ist thermodynamisch stabil.

Damit so eine Reaktion stattfinden kann, muss das System mindestens so viel kinetische Energie (als roter Pfeil in Abb. 2 eingezeichnet) besitzen, wie zur Bildung des Übergangszustandes in potenzielle Energie umgewandelt werden muss. Dieser Zuwachs an potenzieller Energie ist die Mindestenergie, welche die Teilchen besitzen müssen, damit es zu einer Reaktion kommt. [2]

## 2.2 Aktivierungsenergie

Wird nur die potenzielle Energie betrachtet, erhält man Abb. 3. Das, was experimentell als Aktivierungsenergie ( $E_A$ ) ermittelt werden kann, entspricht damit dem mittleren Zuwachs an potenzieller Energie, die für die Bildung des Übergangszustandes notwendig ist.

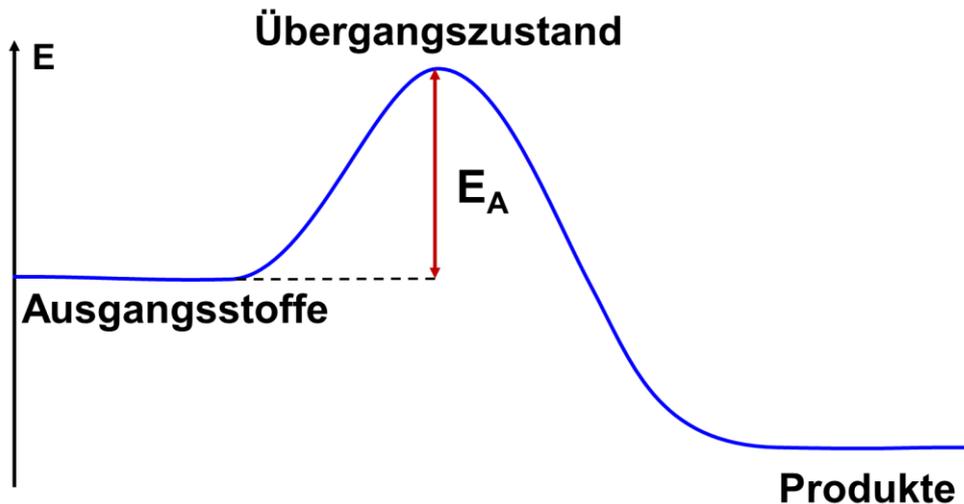


Abb. 3 Energiediagramm für eine exotherme Reaktion

Bei einer bestimmten Temperatur besitzt nur eine bestimmte Zahl von Teilchen eine gewisse Energie. Der Zusammenhang ist in Abb. 4 dargestellt. [2]

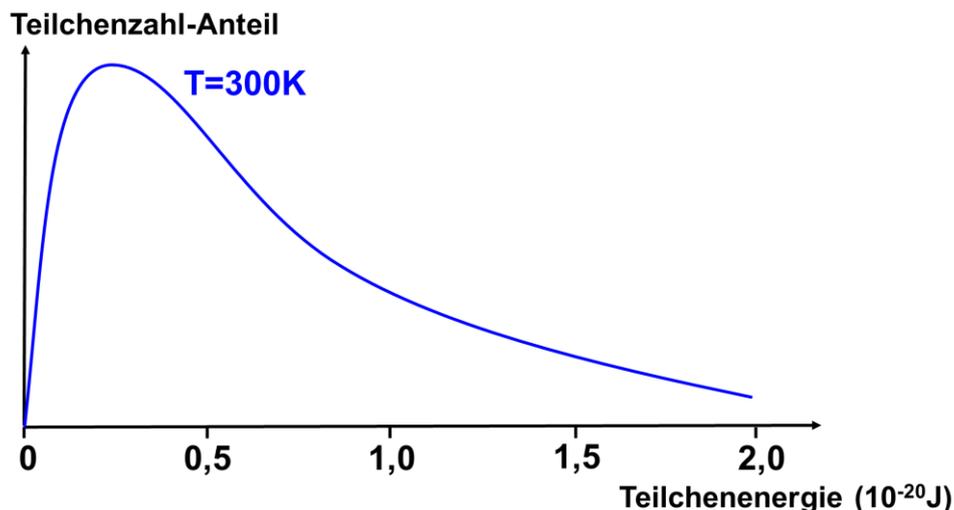


Abb. 4 Teilchenzahl in Abhängigkeit von der Teilchenenergie bei 300K (Raumtemperatur)

Die Aktivierungsenergie stellt im übertragenen Sinne eine Energiebarriere dar, die von nur wenigen Teilchen überwunden werden kann, da bei einer bestimmten Temperatur nur ein bestimmter Teil der Teilchen die notwendige Mindestenergie besitzt. [3]

Gut möglich, dass es auch beim Entweichen von Wasserstoff aus einer Gasflasche zu einer Knallgasreaktion kommt, jedoch so langsam, dass es nicht bemerkt wird.

Wenn die Energiebarriere herabgesetzt werden könnte, würden sie mehr Teilchen überwinden können. Dann wäre die Reaktionsgeschwindigkeit höher und die Reaktion im Gesamten heftiger. Das ist mithilfe eines Katalysators möglich. (Vergleiche Abb. 5)

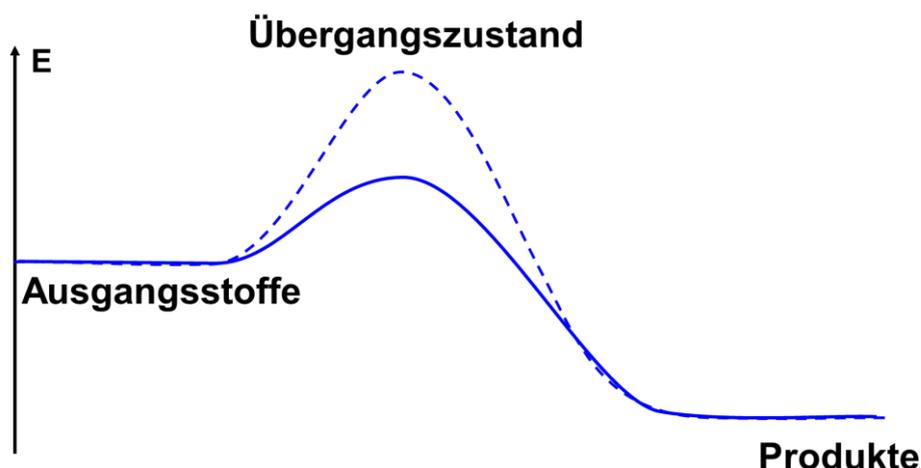


Abb. 5 Energiediagramm einer exothermen Reaktion ohne (gestrichelte Linie) und mit Katalysator (durchgezogene Linie)

Dieser setzt die Aktivierungsenergie herab. Im Fall von der Reaktion mit Wasserstoff und Sauerstoff funktioniert das mit Platin. Im Experiment „Das fliegende Schnapsglas“ kann die Wirkungsweise eines Platinkatalysators leicht demonstriert werden:

Experiment	„Das fliegende Schnapsglas“	
Geräte & Chemikalien	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Palladium-Platin-Katalysator (beschichtete <math>Al_2O_3</math>-Kügelchen)</li> <li>• Wasserstoff</li> <li>• Sauerstoff</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Schnapsglas aus Plastik</li> </ul>
Durchführung	Aus Wasserstoff und Sauerstoff wird Knallgas hergestellt. Dieses wird in ein Schnapsgläschen aus Plastik geleitet, welches dann verkehrtherum auf den Palladium-Platin-Katalysator gestellt wird.	
Beobachtung	Das Kügelchen beginnt zu glühen und das Schnapsglas fliegt weg.	
Deutung	Das Platin katalysiert die Knallgasreaktion. [2] $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l)$	



Abb. 6 Glühender Palladium-Platin-Katalysator während einer Knallgasreaktion

Ein Katalysator könnte somit ein Auslöser für die Explosion der Hindenburg gewesen sein. Allerdings wird diese Möglichkeit geschichtlich gesehen ausgeschlossen.

Anstatt die Energiebarriere herabzusetzen, könnte genauso gut dem System Energie zugeführt werden.

## 2.3 Temperaturabhängigkeit

Würde sich die Temperatur erhöhen, besäßen die Teilchen mehr kinetische Energie, da sie sich schneller bewegen. Es gibt also mehr Teilchen, die die Energiebarriere überwinden können. (Vergleiche Abb. 4)

Deshalb läuft eine Reaktion auch schneller ab, wenn die Temperatur erhöht wird. Diesen Einfluss der Temperatur hat Arrhenius untersucht. Er hat festgestellt, dass sich die Geschwindigkeitskonstante  $k$  proportional zu einem Faktor  $e^{\frac{c}{T}}$  verändert.  $C$  kann mit Hilfe der Gaskonstante  $R$  physikalisch gedeutet werden:  $c = \frac{E_A}{R}$ , wobei  $E_A$  die Aktivierungsenergie ist. Damit ergibt sich die Arrhenius-Gleichung:  $k = A e^{\frac{E_A}{RT}}$ , wobei  $A$  den Proportionalitätsfaktor bezeichnet. Im Folgenden sei  $K = \frac{k}{A}$ . Da die Aktivierungsenergie unabhängig von der Temperatur ist, kann sie graphisch ermittelt werden, indem  $\ln(K)$  gegen  $1/T$  aufgetragen wird, wodurch sich eine Gerade ergibt. Deren Steigung ist dann die Aktivierungsenergie. (Vergleiche Abb. 7) [2]

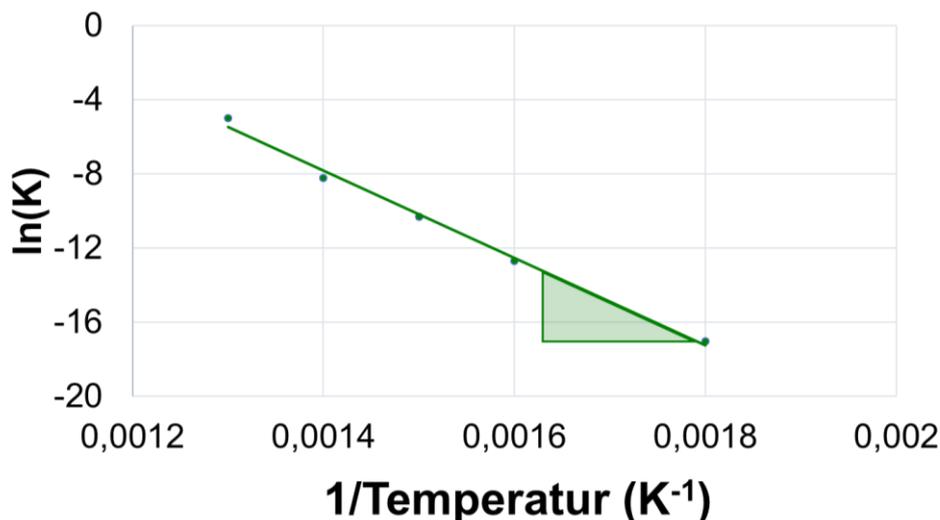


Abb. 7 Diagramm mit Regressionsgerade von  $\ln(K)$  in Abhängigkeit von  $1/T$  für den Zerfall von HI

Würde man die Aktivierungsenergie der Knallgasreaktion kennen, könnten man eventuell auf die Ursache der Explosion schließen. Um Sie zu berechnen, werden lediglich Geschwindigkeitskonstanten der Reaktion bei einer bestimmten Temperatur benötigt.

Der Verlauf der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser kann allerdings nicht so einfach auf ein solches AB-Schema herunter gebrochen werden, da es sich um eine Radialkettenreaktion handelt. Die Spaltung von Wasserstoff ist hierbei die Startreaktion. Die dafür notwendige Energie kann somit als Aktivierungsenergie der gesamten Reaktion betrachtet werden. Allerdings sind diese Werte für den Zerfall von Wasserstoff nur sehr schwer zu bestimmen, da die Reaktion sehr schnell abläuft. Ein einfacheres aber ähnliches System stellt der Zerfall von HI dar. (Werte und Berechnung aus [2]) Diese Reaktion verläuft langsamer und auch ohne dass viel Energie aufgewendet werden muss. Anhand dieser Aktivierungsenergie kann dann die Aktivierungsenergie für den Zerfall eines Wasserstoffmoleküls eingegrenzt werden.

Nach Arrhenius gilt:  $K = e^{\frac{E_A}{RT}}$

$$\Leftrightarrow \ln(K) = \left(-\frac{E_A}{R}\right) \frac{1}{T}$$

Für die Steigung einer Geraden gilt:  $m = \frac{y_1 - y_2}{x_1 - x_2}$

Einsetzen von Wertepaaren aus Abbildung 7 ergibt:  $\frac{-12,7 - (-8,2)}{0,0016 - 0,0014} K = -\frac{E_A}{R}$

$$\Leftrightarrow E_A = R \cdot 25000K = 187 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$$

Anmerkung: „ $\Leftrightarrow$ “ bedeutet „genau dann, wenn“

Die Bindung eines Wasserstoffmoleküls ist wesentlich stärker als die von HI. Somit hat H<sub>2</sub> eine geringere potenzielle Energie. Es muss also mehr kinetische Energie vorhanden sein, die in potenzielle umgewandelt werden kann, damit sich ein aktivierter Zustand bilden kann. Damit wird die Aktivierungsenergie für den Zerfall von Wasserstoff höher sein als das, was im Beispiel berechnet wurde.

Die berechnete Energie ist vergleichbar mit der Energie, welche in einer halben Banane steckt oder die wir verbrauchen, wenn wir ca. 10 min langsam gehen. Also wirklich nicht so viel. Ein kleiner Funke könnte also genügt haben, um die Reaktion auszulösen. Diese Hypothese kann durch das folgende Experiment [3] leicht überprüft werden:

Experiment	„Knallgasreaktion“	
<b>Geräte Chemikalien</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Spülmittel</li> <li>• Wasserstoff</li> <li>• Sauerstoff</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Glasschale</li> <li>• Glimmspan</li> </ul>
<b>Durchführung</b>	Es wird Knallgas hergestellt. Mit diesem werden in der Glasschale mit Wasser und Spülmittel Blasen erzeugt. Die Blasen werden mit dem Glimmspan zum Platzen gebracht.	
<b>Beobachtung</b>	Es ertönt ein lauter Knall.	
<b>Deutung</b>	Der Glimmspan reicht aus, um eine Knallgasreaktion auszulösen. $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	

**Zusammenfassung:** Eine chemische Reaktion kann nur unter bestimmten Bedingungen ablaufen. Oft muss erst Energie zugeführt werden, damit genügend aktivierte Teilchen vorhanden sind. Die sogenannte Aktivierungsenergie kann durch einen Katalysator gesenkt werden.

**Abschluss:** Die Hindenburg ist wohl aufgrund eines kleinen Funkens explodiert. Aber nicht nur einem Luftschiff von vor 80 Jahren wurde die Aktivierungsenergie zum Verhängnis. Es gibt einen Vorfall, bei dem eine Verpuffung von Waschbenzin nur durch eine elektrostatische aufgeladene Nylon-Strumpfhose ausgelöst wurde. Genauso kann die Aktivierungsenergie im Alltag auch sehr nützlich sein, z.B. beim Anzünden einer Kerze oder dem Fahren mit dem Auto.

## Quellen:

1. <https://www.welt.de/geschichte/article164285185/Hindenburg-Absturz-eine-Abfolge-fataler-Physik-Verkettungen.html> , 11.08.2020
2. Binnewies, Michael, Allgemeine und Anorganische Chemie, Springer Spektrum, Berlin 2016.
3. Riedel, Erwin; Janiak, Christoph, Anorganische Chemie, De Gruyter, Berlin 2015
4. <http://daten.didaktikchemie.uni-bayreuth.de/experimente/standard/schulversuche.pdf> , 29.05.2020 (Seite 110)