

## Aktivierungsenergie und Katalysatoren

Eigentlich sollte man erwarten, dass Reaktionen mit großer Triebkraft, also beispielsweise stark exotherme Reaktionen, besonders schnell ablaufen. Gibt man aber z. B. Wasserstoff und Sauerstoff zusammen, so passiert zunächst nichts. Erst durch Energiezufuhr (z. B. einen Funken) kommt es zur Knallgasreaktion, also zur Bildung von Wasser.

Die Teilchen (Atome oder Moleküle der Ausgangsstoffe) brauchen beim Zusammenstoß eine bestimmte **Mindestenergie**, erst dann kann eine **Reaktion** stattfinden.

Man unterscheidet **wirksame** und **unwirksame** Zusammenstöße.

**Unwirksame** Zusammenstöße bleiben ohne Effekt, es entstehen keine Produkte.

Wirksame Zusammenstöße führen über Übergangszustände oder **aktivierte Komplexe** zur Bildung von Produkten.

Aktivierter Komplex (entspricht im Energie-Diagramm immer einem Maximum):

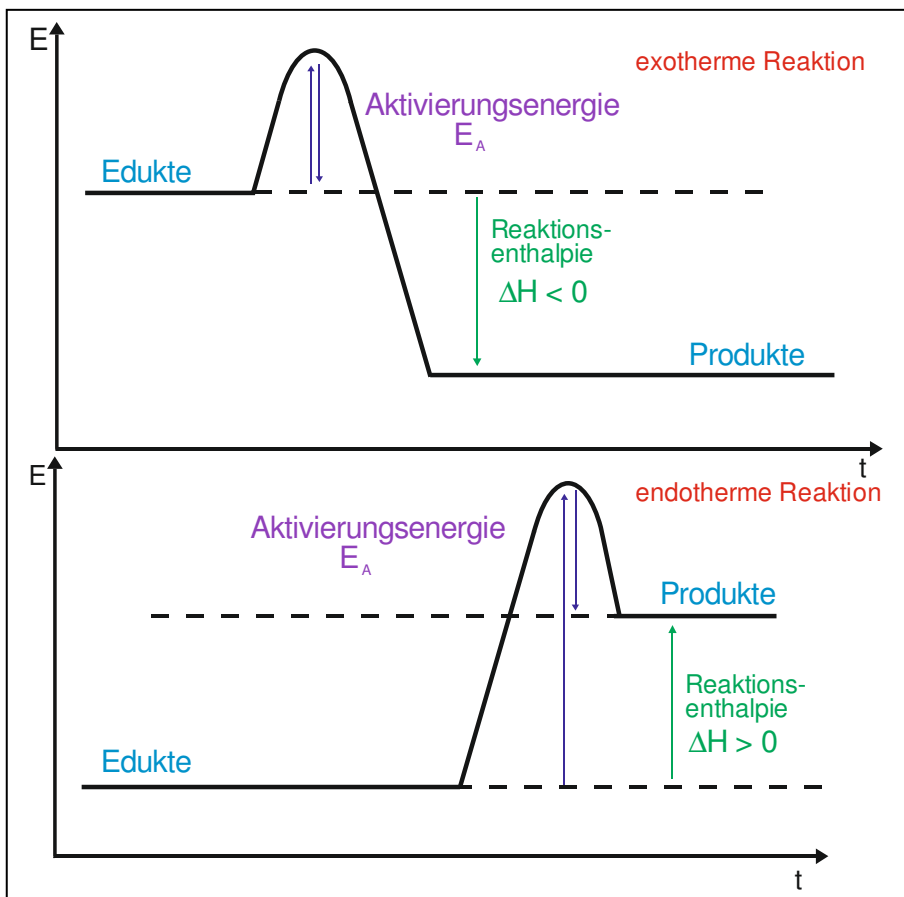
Die alten Bindungen sind teilweise gelöst und die neuen schon teilweise geknüpft.

Für den Start einer Reaktion muss daher Energie zugeführt werden, es muss eine bestimmte Energiebarriere überwunden werden.

Aktivierungsenergie: Differenz zwischen der Energie **des Ausgangszustands** und **des Übergangszustands**.

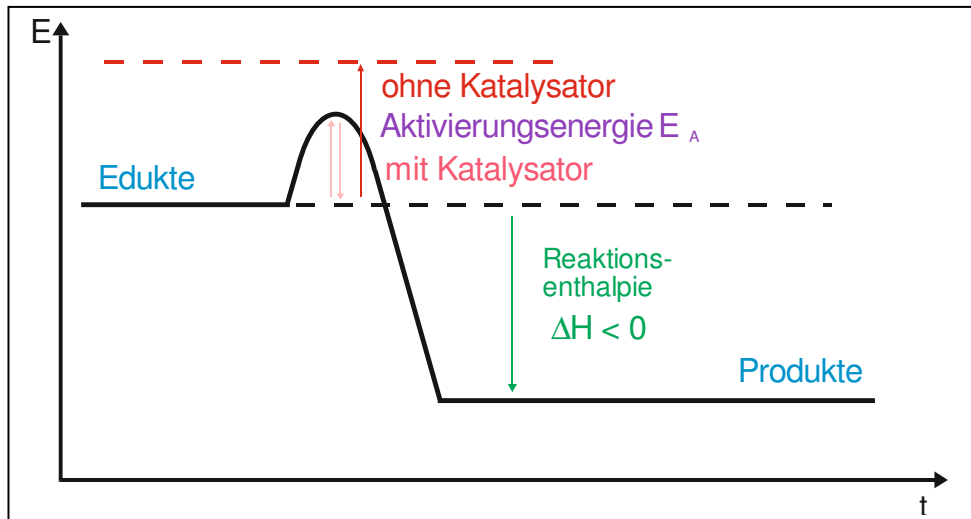
**Aktivierungsenergie** ist die zur **Auslösung** einer chemischen Reaktion zuzuführende **Energie**.

Energiediagramm:



## Aktivierungsenergie und Katalysatoren

---



### Katalysatoren

- + erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion.
- + setzen die Aktivierungsenergie herab.
- + werden dabei selbst nicht verbraucht.