

## BASISWISSEN

## KATALYTISCHE AKTIVIERUNG

Viele Reaktionen laufen bei Umgebungstemperatur für eine technische Nutzung zu langsam ab, weil ihre Aktivierungsenergien sehr hoch sind. Katalysatoren senken die Aktivierungsenergie und beschleunigen die chemische Reaktion. Somit wird die Nutzung einiger Reaktionen überhaupt erst ermöglicht und der Energieaufwand bei der Produktion gesenkt.

Nach Wilhelm Ostwald ist ein Katalysator jeder Stoff, der, ohne im Endprodukt einer chemischen Reaktion zu erscheinen, ihre Geschwindigkeit ändert. Unter Katalyse kann dann die Beschleunigung einer chemischen Reaktion unter Wirkung eines Katalysators verstanden werden. An schätzungsweise mehr als 80% aller industriellen chemischen Prozesse sind Katalysatoren beteiligt.

Für den einfachen Fall der Reaktion eines Eduktes **A** in ein Produkt **P** unter Mitwirkung eines Katalysators **K** kann man sich vorstellen, dass die Katalyse über ein Zwischenprodukt **X** verläuft. Das Edukt und der Katalysator bilden also zunächst ein Zwischenprodukt. Aus dem Zwischenprodukt entsteht dann das Produkt **P** unter Freisetzung des Katalysators. Der Katalysator ist nach der Reaktion unverändert und steht wieder für weitere Reaktionen zur Verfügung.

Eine mögliche Erklärung der Katalyse ist die Theorie des Übergangszustandes. Diese Theorie geht davon aus, dass die an der Reaktion beteiligten Edukte eine Energie-

schwelle überwinden müssen, damit es zu einer Reaktion kommt. Den Molekülzustand am Maximum der Energieschwelle  $E_1$  bezeichnet man als aktivierten Komplex. Aus diesem Molekülzustand entstehen dann direkt die Produkte. Bei der Katalyse wird der aktivierte Komplex aus den Edukten und dem Katalysator gebildet. Die Energie  $E_2$ , die zur Bildung des Komplexes mit Katalysator benötigt wird, ist geringer als die Energie  $E_1$ , die ohne Katalysator benötigt wird. Dieser geringere Energieaufwand hat zur Folge, dass pro Zeiteinheit eine größere Anzahl von Edukten zu Produkten reagiert. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist also größer.

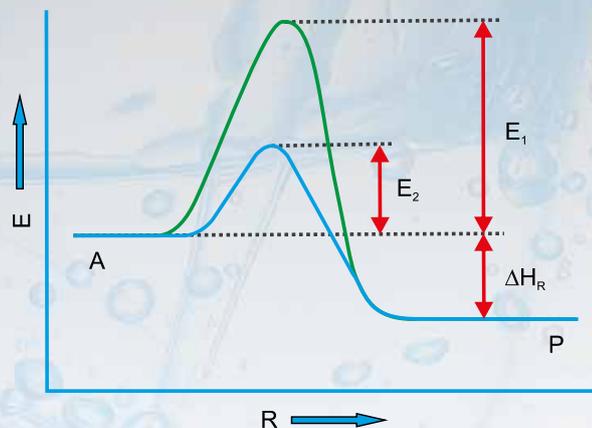
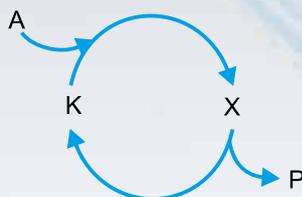
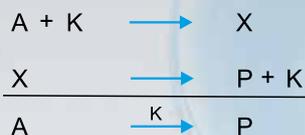
Man unterscheidet zwei Arten der Katalyse:

#### ■ Homogene Katalyse

Der Katalysator und die Ausgangsstoffe der chemischen Reaktion liegen in der gleichen Phase vor. Sie findet also in der flüssigen oder gasförmigen Phase statt. In der flüssigen Phase beeinflussen neben der Art der Edukte und des Katalysators auch Eigenschaften des Lösungsmittels (z. B. Viskosität) die Reaktionsgeschwindigkeit.

#### ■ Heterogene Katalyse

Der Katalysator liegt meist in fester Form vor. Die Ausgangsstoffe der Reaktion liegen in flüssiger oder gasförmiger Form vor. Neben der eigentlichen chemischen Reaktion zwischen Edukten und Katalysator spielen Prozesse wie die Diffusion im Inneren des festen Katalysators und Sorptionsprozesse eine große Rolle für die Reaktionsgeschwindigkeit.



Reaktionsschema einer einfachen katalytischen Reaktion als Schema (oben) und Zyklus (unten):

**A** Edukt, **K** Katalysator, **X** Zwischenprodukt, **P** Produkt

Energieänderung mit und ohne Katalysator (exotherm):

**E** Energie, **R** Reaktionskoordinate,  $E_1$  notwendige Energie zur Bildung eines aktivierten Komplexes ohne Katalysator,  $E_2$  notwendige Energie zur Bildung eines aktivierten Komplexes mit Katalysator,  $\Delta H_R$  Reaktionsenthalpie