



# Übersichtsblatt: Katalyse

**Definition:** Verbesserung der Reaktionsbedingungen durch Beigabe eines Katalysators.

**Zweck:** Viele Reaktionen laufen in der Natur nur sehr langsam, oder gar nicht ab. Um sie einzuleiten bzw. zu beschleunigen ist es daher i.d.R. erforderlich die Reaktionsbedingungen in der Form zu verändern, dass man eine nicht unerhebliche Menge an Aktivierungsenergie hinzugibt. Da solche Reaktionen meist sehr aufwändig sind bedient man sich in der Technik heute gern der Katalyse.

## Funktionsweise:

Um die Funktionsweise der Katalyse zu verdeutlichen wollen wir hier zunächst eine Reaktion nachstellen, welche wir im Unterricht bereits kennengelernt haben. Was nämlich passiert, wenn man reinen Wasserstoff über eine gereinigte Platinoberfläche fließen lässt.

Bei diesem Vorgang verbrennt der Wasserstoff scheinbar, ohne jede Aktivierungsenergie. Wie kann das sein?

Der Wasserstoff wird von der Platinoberfläche angezogen, hierbei wird das Molekül physisch so stark belastet, dass es in zwei Wasserstoffatome zerfällt. Diese beiden Wasserstoff Atome reagieren nun sehr leicht mit anderen Molekülen, welche sich ebenfalls auf der Metalloberfläche befinden. In unserem Fall ist es ein Sauerstoff Molekül, welches ebenfalls vom Platin gebunden wird. Eines der beiden O-Atome verbindet sich nun mit den beiden Wasserstoffatomen zu  $H_2O$  (Wasser). Bei diesem Vorgang wird kinetische Energie (Wärme) frei. Diese Wärmebewegung sorgt dafür, dass sich das Wasser-Molekül vom Platin lösen kann. Durch die entstehende Wärme kann die Reaktion auch ohne den Katalysator weiterlaufen.

Bei dieser Reaktion spricht man von einer heterogenen Katalyse, da der Katalysator einen anderen Aggregatzustand hat als die Edukte. Hat der Katalysator denselben Aggregatzustand so spricht man von einer homogenen Katalyse.

