

# Ammoniaksynthese

## A1: WAS IST EIN KATALYSATOR?

Ein Katalysator ist jeder Stoff, der, ohne im Endprodukt einer chemischen Reaktion zu erscheinen, ihre Geschwindigkeit verändert. In Lehrbüchern steht allerdings meist, dass der Katalysator beschleunigend wirkt – „Reaktionsbremsen“ sind selten interessant.

## A2: DAS HABER-BOSCH-VERFAHREN



Einen besonderen Beitrag haben Katalysatoren zur Welternährung geleistet – denn ohne sie gäbe es keine Ammoniaksynthese. Diese bindet den Stickstoff aus der Luft chemisch im Ammoniak, aus dem wiederum Stickstoffdünger produziert wird. Ohne diesen Dünger würden Ackerböden wesentlich weniger Ertrag bringen. Als sich Ende des 19. Jahrhunderts der Weltvorrat an natürlichem Salpeter, aus dem damals Stickstoffdünger produziert wurde, erschöpfte, drohte eine Hungerkatastrophe. Den Chemikern war aber bereits bekannt, dass Luft einen riesigen Stickstoffvorrat enthält. Allerdings verschloss eine chemische Dreifachbindung den Zugang: Sie „klebt“ die zwei Stickstoffatome fest aneinander. Mit diesem Trick füllen die beiden Atome sich gegenseitig

ihre lückenhaften Elektronenschalen und sparen viel Energie ein.

An der dreifach harten „Nuss“ scheiterten alle Wissenschaftler – bis Fritz Haber sie 1909 knackte. Er entdeckte, dass Osmium als Katalysator unter hohem Druck die Ammoniaksynthese aus dem  $N_2$  ermöglicht. Leider ist Osmium extrem selten, doch Chemiker um Carl Bosch fanden Ersatz: Eisen in Form – wie wir heute wissen – winziger Nanopartikel erwies sich ebenfalls als guter Katalysator. Allerdings benötigte die Reaktion einen Druck von mindestens 200 Atmosphären und Temperaturen zwischen 400 und 500 °C. Die Forscher meisterten die Herausforderung und konstruierten einen Durchflussreaktor, der kontinuierlich arbeitete. Schon 1913 startete die industrielle Produktion nach dem Haber-Bosch-Verfahren, das bis heute im Einsatz ist. Haber erhielt den Nobelpreis für Chemie im Jahr 1919, Bosch 1931.

Die chemische Reaktion der Ammoniaksynthese sieht eigentlich einfach aus:  $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$ . Den Forschern gelang es jedoch nicht aufzudecken, was sich auf dem Eisenkatalysator genau abspielt. Klar war nur, dass die Anlagerung der  $N_2$ -Moleküle an seiner Oberfläche, ihre Adsorption, die Geschwindigkeit der Reaktion bestimmte. Offen blieb aber, ob die Stickstoffmoleküle auf der Fläche zuerst in einzelne Stickstoffatome zerfallen und dann mit dem Wasserstoff reagieren oder ob das komplette Stickstoffmolekül reaktiv wird.

## A3: „HUNGER“ NACH CHEMISCHEN BINDUNGEN

Das Stickstoffmolekül tatsächlich zuerst zerfällt. Sie setzten dafür die damals neuesten Methoden der Oberflächenforschung ein und untersuchten die katalytische Wirkung von perfekt glatten Eisenoberflächen im Ultrahochvakuum. Schneidet man durch nahezu fehlerlose Einkristalle, dann sind die Atome auf diesen Flächen in einem regelmäßigen Muster angeordnet. Unter solchen Idealbedingungen lassen sich die einzelnen Schritte des Katalyseprozesses leichter entschlüsseln als am Nanopartikel-Chaos echter Industriekatalysatoren.

Die Eisenatome an der Oberfläche unterscheiden sich von denjenigen, die tiefer im Kristall stecken. Jedes Atom ist dort auf allen Seiten von Nachbaratomen umgeben, die seinen „Hunger“ nach chemischen Bindungen sättigen. An der Oberfläche dagegen liegen die Atome offen; sie haben sozusagen eine chemische „Hand“ frei. Kommt ein Stickstoffmolekül vorbei, dann können sie es an sich binden. Das passiert allerdings nur in etwa einem von einer Million Fällen. Das gebundene Stickstoffmolekül erfährt auf der Eisenoberfläche eine radikal veränderte Energielandschaft: Plötzlich verliert die starke Dreifachbindung ihren Energiegewinn. Die Stickstoffatome lösen sich und werden frei. Dem  $H_2$ -Molekül des gasförmigen Wasserstoffs ergeht es genauso, doch dessen Einfachbindung ist ohnehin recht locker. Die freien Stickstoff- und Wasserstoffatome können nun ihre chemische Hochzeit feiern. Die Wissenschaftler schafften es schließlich, den kompletten Ablauf der Ammoniaksynthese zu entschlüsseln und zu zeigen, wie man sie optimiert.

(Bild: „Getreidefeld“ / USDA)