

Die *Stöchiometrie* ist die Lehre von der Zusammensetzung chemischer Verbindungen, sowie der Massen-, Volumen- und Ladungsverhältnisse bei chemischen Reaktionen.

Die bei chemischen Reaktionen auftretenden Energieumsätze werden nicht durch stöchiometrische Gesetze erfasst. Sie sind Gegenstand der Thermodynamik.

Gesetz von der Erhaltung der Masse (A. Lavoisier 1774):

„Bei allen chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse der Reaktionsteilnehmer unverändert.“

Gesetz der konstanten Proportionen (J. Proust 1799):

„Das Massenverhältnis zweier sich zu einer chemischen Verbindung vereinigender Elemente ist konstant.“

Gesetz der multiplen Proportionen (J. Dalton 1808):

„Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigender Elemente stehen im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen zueinander.“

Chemisches Volumengesetz (J. Gay-Lussac 1808):

„Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Umsetzung beteiligter Stoffe, lässt sich bei gegebener Temperatur und gegebenem Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben.“

Avogadro'sches Gesetz (1811):

„Gleiche Volumina idealer Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen (Moleküle*).“

*molecula (lat.) = kleine Masse

Die relative Atommasse

Experimentelle Befunde bei der Wassersynthese:

2 Liter Wasserstoff + 1 Liter Sauerstoff \longrightarrow 1 Liter Wasserdampf



1g Wasserstoff reagiert mit 7.936 g Sauerstoff zu Wasser.

Ein Sauerstoffatom ist 7.936mal schwerer als zwei Wasserstoffatome.

Ein Sauerstoffatom ist 15.872mal schwerer als ein Wasserstoffatom.

Dalton: relative Atommasse $A_r(\text{H}) = 1 \quad \Rightarrow \quad A_r(\text{O}) = 15.872$

	bezogen auf H = 1 Dalton 1810	bezogen auf O = 16 Stas 1865	bezogen auf $^{12}\text{C} = 12$ IUPAC 1961
Wasserstoff	<i>1.000</i>	1.008	1.008
Chlor	35.175	35.457	35.453
Sauerstoff	15.872	<i>16.000</i>	15.999
Stickstoff	13.896	14.008	14.007
Kohlenstoff	11.916	12.011	<i>12.011</i>

Heutige Bezugsbasis der relativen Atommassen:

Das Kohlenstoffisotop ^{12}C (natürliche Häufigkeit 98.893%) hat die relative Atommasse 12.

Das Mol ist als Stoffmenge definiert, die aus genau so vielen Teilchen besteht, wie Atome in 12 g des Kohlenstoffisotops ^{12}C enthalten sind. Die zugehörige Zahl ist die Avogadro-Zahl N_A (Loschmidt-Zahl).

$$N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Stoffmenge $n(x)$:

$$n(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$

$M(x)$ - Molmasse

Bestimmung der Avogadro-Konstante:

Zur elektrolytischen Abscheidung von 0.12 g Kupfer aus CuSO_4 -Lösung muss ein Strom von $I = 0.4 \text{ A}$ innerhalb eines Zeitraums von $t = 900 \text{ s}$ fließen.

$$M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$e^- = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ As} \text{ (Ladung eines Elektrons)}$$



$$Q = I \cdot t = 0.4 \text{ A} \cdot 900 \text{ s} = 360 \text{ As}$$

$$\text{Anzahl}(e^-) = \frac{360 \text{As}}{1.602 \cdot 10^{-19} \text{As}} = 2.25 \cdot 10^{21}$$

Abgeschiedene Stoffmenge Kupfer:

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0.12 \text{g}}{63.5 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1.88 \cdot 10^{-3} \text{mol}$$

Stoffmenge der benötigten Elektronen:

$$n(e^-) = 2 \cdot n(\text{Cu}) = 2 \cdot 1.88 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 3.76 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(e^-) = 3.76 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2.25 \cdot 10^{21} \text{ Elektronen}$$

$$1 \text{ mol} = \frac{2.25 \cdot 10^{21} \text{ Elektronen}}{3.76 \cdot 10^{-3}} = 5.98 \cdot 10^{23} \text{ Elektronen}$$

Berechnung der prozentualen Zusammensetzung einer Verbindung:

$$w(x) = \frac{m(x)}{m(\text{ges.})} = \frac{n(x) \cdot M(x)}{n(\text{ges.}) \cdot M(\text{ges.})}$$

Ermittlung chemischer Formeln:

$$n(A) : n(B) : n(C) = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)} : \frac{m(C)}{M(C)}$$

Stoffmengenanteil x_i (Molenbruch, engl. mole fraction)

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i}$$

Für ein binäres Gemisch aus den Stoffen A und B gilt:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$x_A + x_B = 1$$

Massenanteil w_i (Massenbruch, Masse-%)

$$w_i = \frac{m_i}{\sum_i m_i}$$

Für ein binäres Gemisch aus den Stoffen A und B gilt:

$$w_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$$

$$w_B = \frac{m_B}{m_A + m_B}$$

$$w_A + w_B = 1$$

Volumenanteil φ (Volumenbruch, Vol.-%)

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V_{ges}}$$

$$\varphi_A = \frac{V_A}{V_{ges}}$$

$$\varphi_B = \frac{V_B}{V_{ges}}$$

Nur für ideale Mischungen gilt:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{\sum_i V_i}$$

$$\varphi_A + \varphi_B = 1$$

Stoffmengenkonzentration c (Molarität)

$$c = \frac{n}{V_{Lsg.}}$$

Verdünnungsgleichung

$$n_1 = n_2 \qquad c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Zustandsgleichung des idealen Gases

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R: Gaskonstante

Für V, T = konst. gilt:

$$p \sim n$$

Der **Gasdruck** kommt durch ständige Kollisionen der Teilchen mit der Gefäßwand zustande.

Der Gesamtdruck eines Gasgemisches setzt sich aus den **Partialdrücken** der einzelnen Komponenten A, B, C... zusammen.

$$p = p(A) + p(B) + p(C) \dots$$

Stoffmengenanteil x

Für ein Gemisch der Gase A und B gilt:

$$x(\text{A}) = \frac{n(\text{A})}{n(\text{A}) + n(\text{B})}$$

$$x(\text{A}) + x(\text{B}) = 1$$

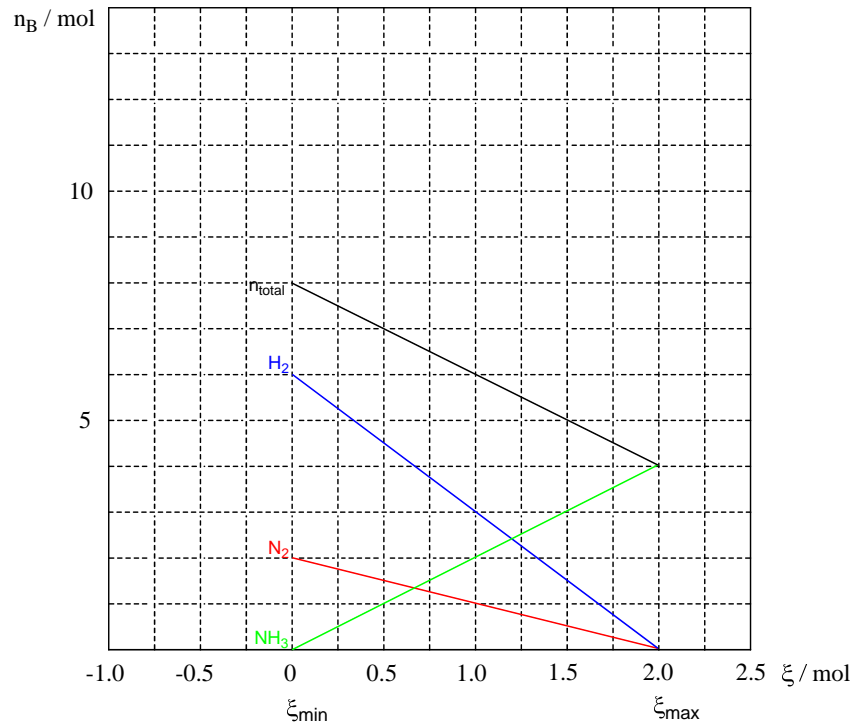
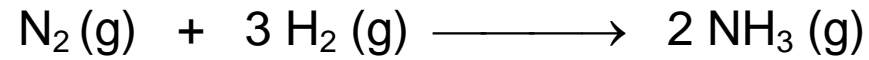
Partialdruck $p(\text{A})$

Für ein Gemisch der Gase A und B gilt:

$$p(\text{A}) = \frac{n(\text{A})}{n(\text{A}) + n(\text{B})} \cdot p = x(\text{A}) \cdot p$$

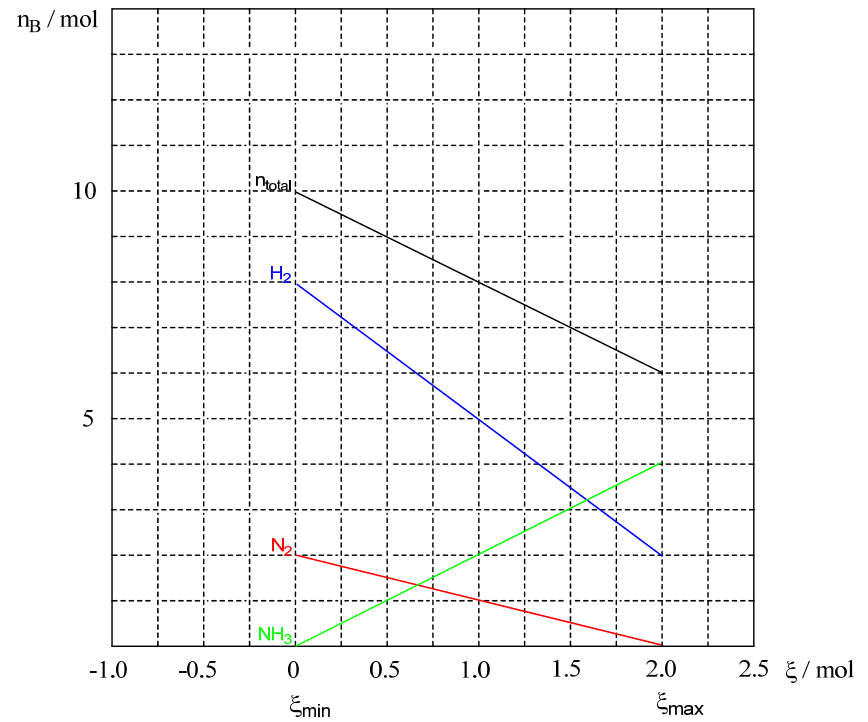
$$p(\text{A}) + p(\text{B}) = p$$

Reaktionslaufzahl ξ



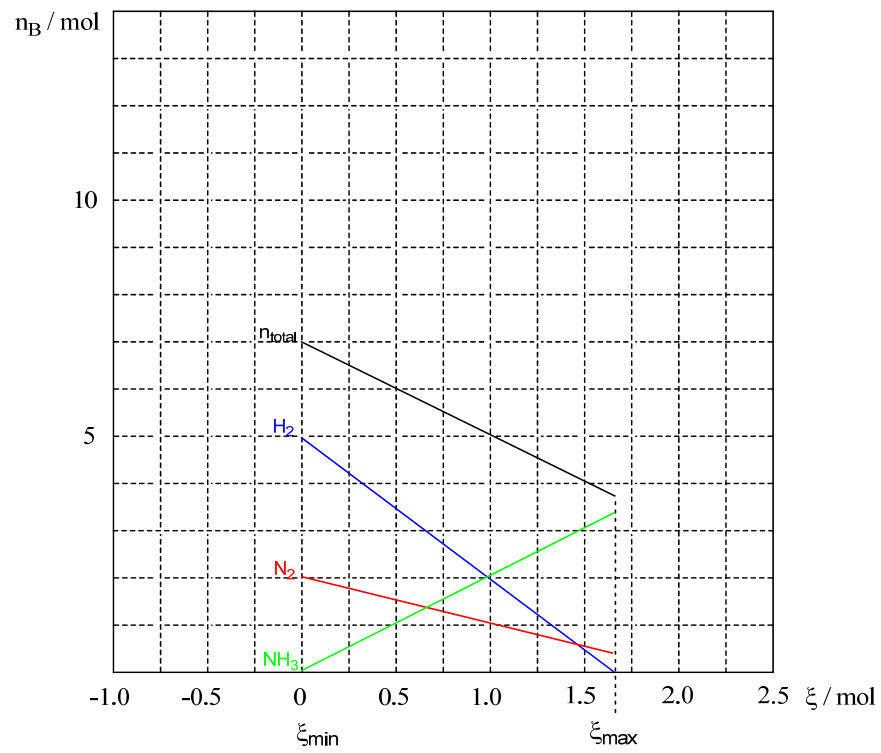
Umsetzung von 2 mol N_2 mit 6 mol H_2

$\xi_{\min} = 0$

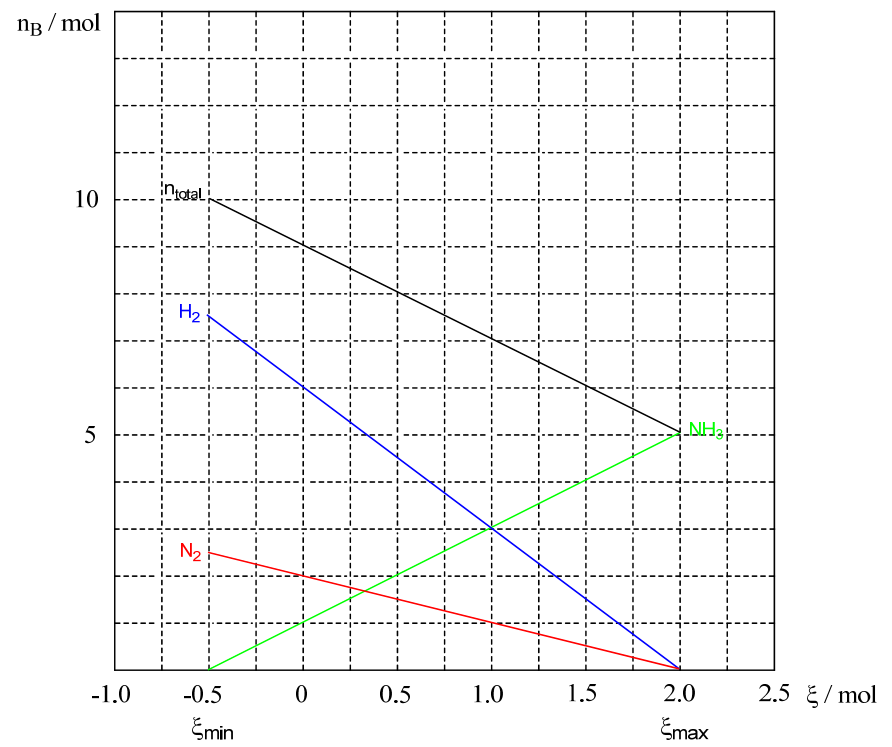


Umsetzung von 2 mol N_2 mit 8 mol H_2

Begrenzender Reaktand: N_2 $\xi_{\min} = 0$

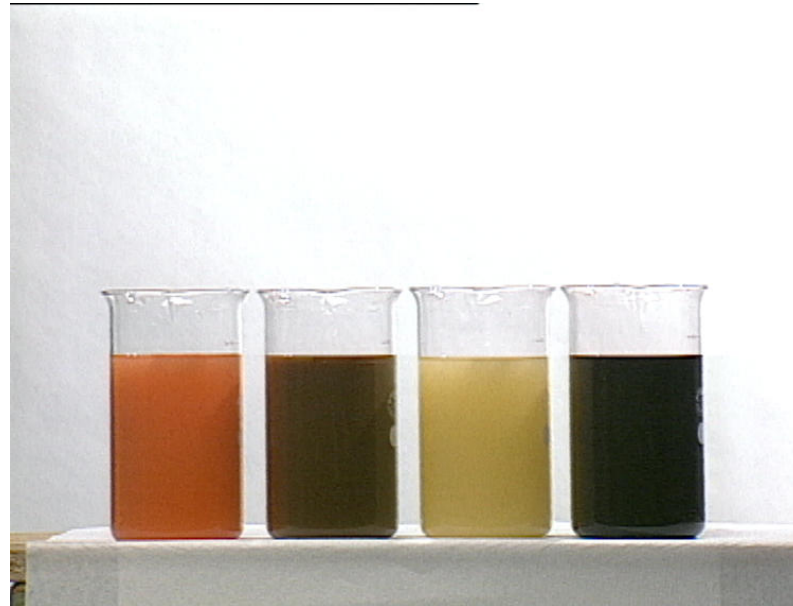


Umsetzung von 2 mol N_2 mit 5 mol H_2
 Begrenzender Reaktand: H_2 $\xi_{\min} = 0$



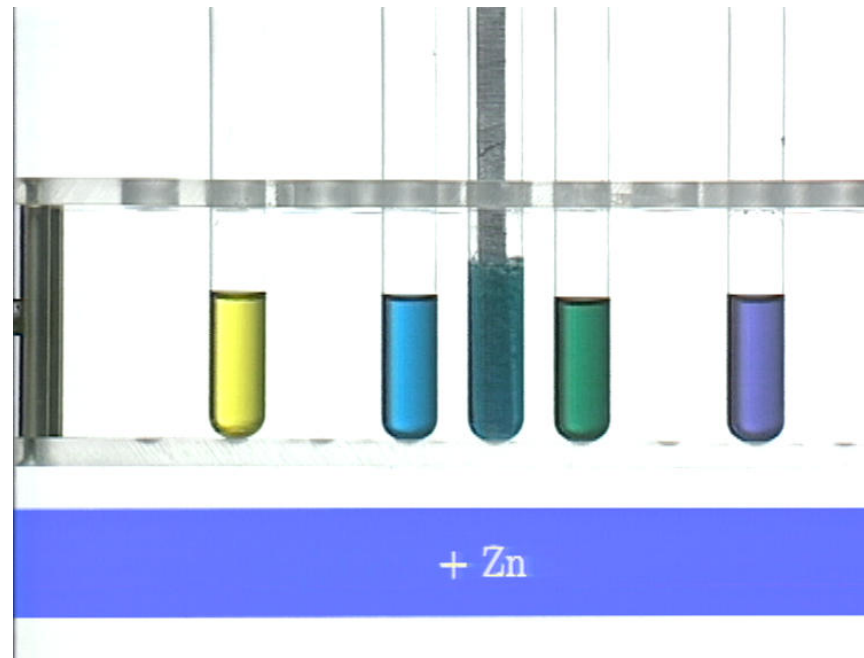
Umsetzung von 2 mol N_2 mit 6 mol H_2 und 1 mol NH_3
 $\xi_{\min} = -0.5$ mol

Landoltreaktion unter Zusatz von Quecksilber(II)-chlorid



<https://www.cci.ethz.ch/mainpic.html?picnum=-1&control=0&language=0&ismovie=1&expnum=99>

Oxidationsstufen des Vanadiums



<https://www.cci.ethz.ch/mainpic.html?picnum=-1&control=0&language=0&ismovie=1&expnum=108>