

# Chemisches Gleichgewicht: Dissoziation von $N_2O_4$

Ziel des Versuches ist die Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf das Dissoziationsgleichgewicht von  $N_2O_4$ .

Aus der Temperaturabhängigkeit der Gleichgewichtskonstanten sind die Standardreaktionsenergie  $\Delta_R U^\ominus$ , die Standardreaktionsenthalpie  $\Delta_R H^\ominus$  sowie die Standardreaktionsentropie  $\Delta_R S^\ominus$  zu ermitteln und mit Tabellenwerten zu vergleichen.

## Theoretische Grundlagen

Die beiden Oxide  $NO_2$  und  $N_2O_4$  stehen in einem stark temperaturabhängigen Gleichgewicht



Das Gleichgewicht stellt sich (im Gegensatz zu den meisten anderen Gasgleichgewichten) bereits bei Raumtemperatur sehr schnell ein. Im festen Zustand liegt das Oxid vollständig als  $N_2O_4$  vor. In der Flüssigkeit tritt teilweise Dissoziation ein, am Gefrierpunkt ( $-11.2\text{ }^\circ\text{C}$ ) ist etwa 1 %  $NO_2$  vorhanden, am Siedepunkt unter Normaldruck ( $21.15\text{ }^\circ\text{C}$ ) bereits 10 %. In der Dampfphase (bei Normaldruck) ist die Dissoziation bei  $T > 140\text{ }^\circ\text{C}$  praktisch vollständig. Dieses Verhalten ist zu erwarten, da die Reaktion (1) endotherm ist (bei der Dissoziation muß die Bindungsenergie zwischen den beiden Molekülhälften durch Zufuhr von Wärme überwunden werden). Nach dem Le Chatelier-Braunschen Prinzip des kleinsten Zwanges muß sich deshalb das Gleichgewicht bei steigender Temperatur zu den Reaktionsprodukten hin verschieben. Dieser Zusammenhang wird in diesem Versuch quantitativ untersucht.

Im Dissoziationsgleichgewicht sind die Aktivitäten  $a_{NO_2}$  und  $a_{N_2O_4}$  in folgender Weise verknüpft (Massenwirkungsgesetz):

$$\frac{a_{NO_2}^2}{a_{N_2O_4}} = K(T) \quad (2)$$

Um Gl.(2) zur Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten anwenden zu können, muß zunächst definiert werden, was unter den Aktivitäten  $a_{NO_2}$  und  $a_{N_2O_4}$  zu verstehen ist.

Aktivitäten sind dimensionslose Konzentrationsmaße. In unserem Falle ist folgende Definition zweckmäßig:

$$a_{NO_2} = f_{NO_2} \cdot \frac{c_{NO_2}}{c^\ominus} \quad \text{und} \quad a_{N_2O_4} = f_{N_2O_4} \cdot \frac{c_{N_2O_4}}{c^\ominus} \quad (3)$$

Dabei ist  $c^\ominus$  die Standardkonzentration, das ist hier die Konzentration des idealen Gases

$$c^\ominus = \frac{p^\ominus}{R \cdot T_0} \quad \text{bei } p^\ominus = 10^5 \text{ Pa und } T_0 = 298 \text{ K} .$$

$f_{NO_2}$  und  $f_{N_2O_4}$  sind die Aktivitätskoeffizienten, die Abweichungen gegenüber dem Zustand des idealen Gases beschreiben. Im folgenden werden die beteiligten Gase als ideal betrachtet, so dass die Aktivitätskoeffizienten den Wert 1 haben. Diese Näherung ist bei  $p < 300 \text{ mbar}$  gut erfüllt.

Aus Gl. (2) wird somit

$$\frac{c_{NO_2}^2}{c^\ominus \cdot c_{N_2O_4}} = K(T) \quad (4)$$

Die Konzentrationen beider Gase hängen wegen der Reaktion (1) voneinander ab: wenn 1 mol  $N_2O_4$  zerfällt, entstehen 2 mol  $NO_2$ . Der Dissoziationsgrad  $\alpha$  gibt den Bruchteil der ursprünglichen Konzentration  $c_{N_2O_4,0}$  an, der in  $NO_2$  zerfallen ist.

Die Konzentration des undissoziierten  $N_2O_4$  ist deshalb

$$c_{N_2O_4} = c_{N_2O_4,0} \cdot (1 - \alpha), \quad \text{die von } NO_2 \text{ dagegen} \quad c_{NO_2} = 2 \cdot c_{N_2O_4,0} \cdot \alpha \quad (5)$$

Die Gleichgewichtskonstante wird somit

$$K(T) = \frac{4\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot \frac{c_{N_2O_4,0}}{p^\ominus} \cdot RT_0 \quad (6)$$

Da im vorliegenden Versuch die Reaktion bei konstantem Volumen durchgeführt wird, kann die temperaturabhängige Gleichgewichtskonstante  $K(T)$  aus der „Freien Standardreaktionsenergie“  $\Delta_R F^\ominus$  berechnet werden (*Hinweise 1 und 2 am Ende der Anleitung*):

$$K(T) = e^{\frac{\Delta_R F^\ominus}{RT}} \quad \text{bzw.} \quad \ln K(T) = -\frac{\Delta_R F^\ominus}{R \cdot T} \quad (7)$$

( $R = 8.3145 \text{ J/mol K}$  ist die universelle Gaskonstante).

Dabei ist die Freie Reaktionsenergie wie folgt definiert (Gibbs-Helmholtz-Gleichung):

$$\Delta_R F^\ominus = \Delta_R U^\ominus - T \cdot \Delta_R S^\ominus \quad (8)$$

$$\text{Aus (7) und (8) folgt} \quad \ln K(T) = -\frac{\Delta_R U^\ominus}{R} \cdot \frac{1}{T} + \frac{\Delta_R S^\ominus}{R} \quad (9)$$

In kleinen Temperaturintervallen hängen die Standardreaktionsenergie  $\Delta_R U^\ominus$  und die Standardreaktionsentropie  $\Delta_R S^\ominus$  praktisch nicht von der Temperatur ab. Wenn man also die Gleichgewichtskonstante  $K$  als Funktion der absoluten Temperatur  $T$  misst und  $\ln K$  als Funktion von  $\frac{1}{T}$  graphisch darstellt, ergibt sich nach Gl. (5) eine Gerade, deren Anstieg

$$-\frac{\Delta_R U^\ominus}{R} \quad \text{und deren Ordinatenabschnitt} \quad \frac{\Delta_R S^\ominus}{R} \quad \text{ist.}$$

## Versuchsdurchführung

Der Dissoziationsgrad kann spektralphotometrisch bestimmt werden, da  $\text{NO}_2$  unterhalb von 500 nm stark absorbiert. Im Versuch wird bei  $\lambda = 480$  nm gemessen. Die Intensität  $I_0$  des einfallenden Lichtes sinkt beim Durchlaufen der  $\text{NO}_2$ -gefüllten Küvette auf den Wert  $I$  ab.

Die Absorbanz, das ist der Logarithmus des Intensitätsverhältnisse  $A = \log \frac{I_0}{I}$ , kann am Spektralphotometer direkt abgelesen werden. Sie ist zur  $\text{NO}_2$ -Konzentration proportional.

Die leere Küvette wird zunächst im Spektralphotometer auf  $T_{\text{füll}} = 120$  °C aufgeheizt, die Absorbanz wird auf 0 eingestellt. Sodann wird die Küvette mit der  $\text{N}_2\text{O}_4/\text{NO}_2$ -Mischung gefüllt und mit dem Teflonhahn verschlossen. Der Fülldruck  $p_{\text{füll}}$  sollte im Bereich 150 bis 300 mbar liegen. Da bei 120 °C das  $\text{N}_2\text{O}_4$  praktisch vollständig dissoziiert ist, kann die fiktive Anfangskonzentration des undissoziierten  $\text{N}_2\text{O}_4$  mit der Zustandsgleichung idealer Gase berechnet werden:

$$c_{\text{N}_2\text{O}_4,0} = \frac{c_{\text{NO}_2}}{2} = \frac{p_{\text{füll}}}{2RT_{\text{füll}}} \quad (11)$$

Die Küvette wird nun auf 25 ...30 °C heruntergekühlt. Nun wird die Absorbanz  $A(T)$  bei Solltemperaturen zwischen 40 und 90 °C in 10 K-Schritten und zusätzlich bei der Fülltemperatur  $T_{\text{füll}} = 120$  °C gemessen. (wichtig: bei jeder neuen Solltemperatur ist mindestens 5 min lang die Einstellung des Temperatur- und Dissoziationsgleichgewichtes abzuwarten!)

Der Dissoziationsgrad bei der Temperatur  $T$  ist :  $\alpha = \frac{A(T)}{A(T_{\text{füll}})}$  . (12)

Aus (6), (11) und (12) folgt endgültig:

$$K = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \frac{p_{\text{füll}}}{2p^\ominus} \cdot \frac{T_0}{T_{\text{füll}}} \quad (13)$$

## Aufgaben

1. Messung der Temperaturabhängigkeit der Absorbanz bei zwei Fülldrücken im Bereich 150 bis 300 mbar . Fülltemperatur 120°C, Messtemperaturen 40 ... 90°C und 120°C. Wellenlänge 480 nm.
2. Berechnung der Gleichgewichtskonstanten  $K(T)$  für beide Drücke
3. Graphische Darstellung  $\ln K = f\left(\frac{1}{T}\right)$ , Berechnung der Ausgleichsgeraden und Bestimmung von  $\Delta_R U^\ominus$ ,  $\Delta_R S^\ominus$  einschließlich der Streuungen.
4. Berechnung von  $\Delta_R U^\ominus$ ,  $\Delta_R S^\ominus$  aus Tabellenwerten (siehe *Hinweis 3*), Diskussion eventueller Abweichungen.

## Anhang

**Hinweis 1:**

Der „Standardzustand“ (für den die Standardwerte  $\Delta_R F^\ominus$ ,  $\Delta_R U^\ominus$ ,  $\Delta_R S^\ominus$  gelten), ist der Zustand des Systems, in dem die Aktivitäten aller beteiligten Stoffe gleich 1 sind (d.h.  $f_{NO_2} \cdot c_{NO_2} = f_{N_2O_4} \cdot c_{N_2O_4} = c^\ominus$ ).

**Hinweis 2:**

Würde die Reaktion bei konstantem Druck (und nicht bei konstantem Volumen) ablaufen, ist  $\Delta_R F^\ominus$  durch die Freie Reaktionsenthalpie  $\Delta_R G^\ominus = \Delta_R F^\ominus + p \cdot \Delta_R V^\ominus$  und  $\Delta_R U^\ominus$  durch die Reaktionsenthalpie  $\Delta_R H^\ominus = \Delta_R U^\ominus + p \cdot \Delta_R V^\ominus$  zu ersetzen.

**Hinweis 3:**

Die Größen  $\Delta_R F^\ominus$ ,  $\Delta_R U^\ominus$ ,  $\Delta_R S^\ominus$  bzw.  $\Delta_R G^\ominus$ ,  $\Delta_R H^\ominus$ ,  $\Delta_R S^\ominus$  können auch aus tabellierten Werten der Standardbildungsenthalpien  $\Delta_B H^\ominus$  und der Standardentropien  $S^\ominus$  aller beteiligten Stoffe berechnet werden, z. B.

$$\Delta_R H^\ominus = 2\Delta_B H_{NO_2}^\ominus - \Delta_B H_{N_2O_4}^\ominus$$

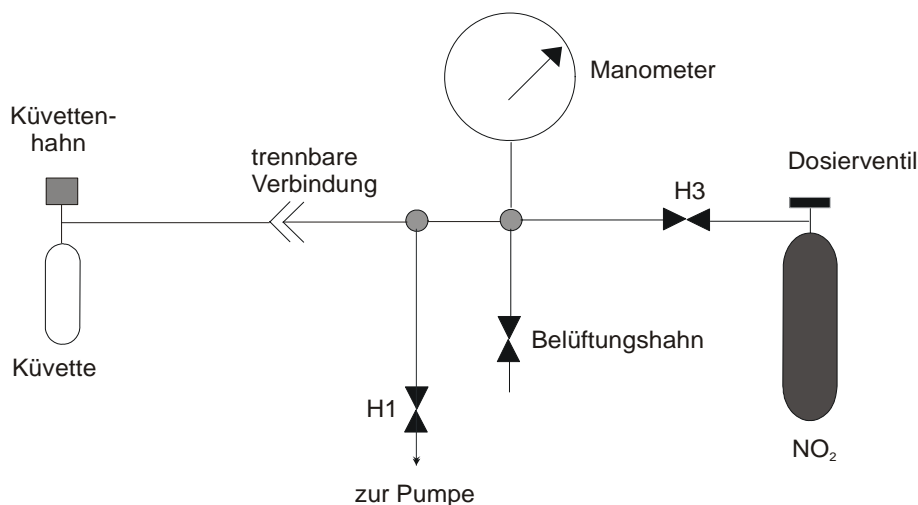
$$\Delta_R S^\ominus = 2S_{NO_2}^\ominus - S_{N_2O_4}^\ominus \quad (10)$$

$$\Delta_R U^\ominus = \Delta_R H^\ominus - p(2V_{NO_2}^\ominus - V_{N_2O_4}^\ominus) = \Delta_R H^\ominus - R \cdot T$$

wobei in der letzten Gleichung die Molvolumina aus der Zustandsgleichung idealer Gase berechnet wurden.

Tabellenwerte für  $p^\ominus = 1000 \text{ mbar}$ ,  $T_0 = 298 \text{ K}$  (Atkins)

Gas	$\Delta_B H^\ominus$ in kJ/mol	$\Delta_B G^\ominus$ in kJ/mol	$S^\ominus$ in J/mol K
$NO_2$	33.18	51.31	240.06
$N_2O_4$	9.16	97.89	304.29



Apparatur zum Füllen der Küvette