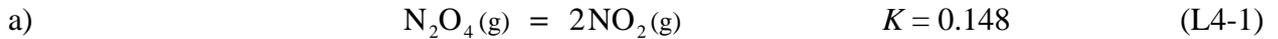


LÖSUNG 4

1. Die Zersetzung einer Substanz ohne weitere Reaktandenangabe ist ein Zerfall dieser Substanz in mehrere Produkte, hier 2 identische:



b) links, würde man meinen alleine aufgrund des Wertes von K (weil $K < 1$), doch bei Werten nahe bei 1 heisst es aufpassen, s. unten, Aufgaben f) und g), bzw. man muss eine Zuordnung «liegt links» resp. «liegt rechts» eindeutig *definieren*.

$$\text{c) } \quad \frac{\left(\frac{p_{\text{NO}_2}}{p^\circ}\right)^2}{\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^\circ}} = 0.148 \quad (\text{L4-2})$$

d) Aus 1 wird 2: die Abnahme von einem Molekül Distickstofftetroxid ergibt eine Zunahme von 2 Molekülen Stickstoffdioxid. Die Teilchenzahl kann nur zunehmen.

e) Bei konstantem Volumen (und konstanter Temperatur) ist der Druck direkt proportional zur Teilchenzahl. Der Druck kann nur zunehmen.

f) Ein etwas komplizierteres Beispiel ist im Skript durchgeführt mit $\text{H}_2(\text{g})$ und $\text{I}_2(\text{g})$ (Gl. (2-91)). Hier gelten folgende Gleichungen:

Der Anfangsdruck sei p_0 , der Partialdruck von Distickstofftetroxid (eine Variable) ist jederzeit $p_{\text{N}_2\text{O}_4}$, der Partialdruck von Stickstoffdioxid (eine Variable) ist jederzeit p_{NO_2} . Die Zunahme des Partialdruckes des Produktes ist doppelt so gross wie die Abnahme des Partialdruckes des Reaktanden, also doppelt so gross wie die Differenz zwischen Anfangsdruck und vorhandenem Druck des Distickstofftetroxids:

$$p_{\text{NO}_2} = 2 \cdot (p_{\text{N}_2\text{O}_4,0} - p_{\text{N}_2\text{O}_4}) \quad (\text{L4-3})$$

Im *Gleichgewicht* müssen die Gleichgewichtsdrücke des Reaktanden und des Produktes die *Gleichgewichtsbedingung* erfüllen, eingesetzt mit Gl. (L4-3) erhalten wir eine Gleichung mit noch 1 Unbekannten, dem Partialdruck Distickstofftetroxid:

$$\frac{\left(2 \cdot \left(\frac{p_0}{p^\circ} - \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^\circ}\right)\right)^2}{\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^\circ}} = \frac{4 \cdot \left(\frac{p_0^2 - 2 \cdot p_0 \cdot p_{\text{N}_2\text{O}_4} + p_{\text{N}_2\text{O}_4}^2}{(p^\circ)^2}\right)}{\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^\circ}} = K \quad (\text{L4-4})$$

Daraus erhalten wir die quadratische Gleichung:

$$4 \frac{(p_{\text{N}_2\text{O}_4})^2}{(p^\circ)^2} - (8 \frac{p_0}{p^\circ} + K) \cdot \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^\circ} + 4 \frac{p_0^2}{(p^\circ)^2} = 0 \quad (\text{L4-5})$$

Mit der vernünftigen Lösung aus zwei möglichen werden für $p_0 = 0.1$ bar, $K = 0.148$:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.0549 \text{ bar}, \quad p_{\text{NO}_2} = 0.0902 \text{ bar}, \quad p = 0.145 \text{ bar}.$$

$$\text{Die Kontrolle ergibt: } \frac{(0.0902)^2}{0.0549} = 0.148 \quad (\text{L4-6})$$

g) Ebenfalls mit Gleichung (L4-5), aber jetzt mit $p_0 = 1 \text{ bar}$, werden:

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.825 \text{ bar}, \quad p_{\text{NO}_2} = 0.349 \text{ bar}, \quad p = 1.17 \text{ bar}.$$

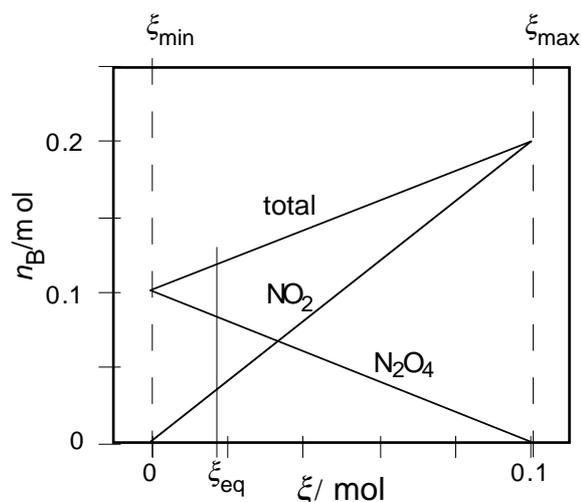
$$\text{Die Kontrolle ergibt: } \frac{(0.349)^2}{0.825} = 0.148 \quad (\text{L4-7})$$

h) Bei f) ist der Partialdruck der Produkte (p_{NO_2}) grösser als der der Reaktanden ($p_{\text{N}_2\text{O}_4}$), bei g) ist es umgekehrt. Der Grund liegt in der Quadrierung nur des Produktdruckes, und weil das Quadrat einer Zahl z , $-1 < z < 1$, einen noch kleineren Betrag ergibt, (nur die Quadrierung einer Zahl, $z < -1$ oder $z > 1$ wird im Betrag noch grösser). Die Zuordnung eines Gleichgewichtes zu «liegt mehr links» resp. «liegt mehr rechts» ist somit nicht zwingend gleich bedeutend mit $K < 1$, resp. $K > 1$, sie hängt *zusätzlich* von den Ausgangsbedingungen ab. Um diese Nichteindeutigkeit zu vermeiden, *definieren* wir die Gleichgewichtslage ausschliesslich über den Wert von K (s. S. 2-11)! Es gilt:

$K > 1$: Das Gleichgewicht liegt rechts; $0 < K < 1$: Das Gleichgewicht liegt links. Für die Zersetzungsreaktion des Distickstofftetroxids liegt bei 25 °C das Gleichgewicht links.

Merke: Bei Gleichgewichtskonstanten nahe 1 *und* ungleichen Summen der Exponenten im Zähler und im Nenner muss man vorsichtig sein mit einer schnellen Analyse über die Lage des Gleichgewichtes, wenn diese etwas anderes Aussagen soll, als nur eine Betrachtung des Werts der Konstanten!

i) Wir berechnen die Anfangs-Stoffmenge $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ über das ideale Gasgesetz bei $p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 10^5 \text{ Pa}$, $V_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$, $T = 300 \text{ K}$ zu: $n_{\text{N}_2\text{O}_4, 0} = 0.100 \text{ mol}$. Der Definitionsbereich von ξ ist: $0 \leq \xi \leq 0.1$; $n_{\text{N}_2\text{O}_4, \xi_{\text{max}}} = 0 \text{ mol}$; $n_{\text{NO}, \xi_{\text{max}}} = 0.2 \text{ mol} = n_{\text{tot}}$. Über die Gleichgewichtsberechnung kann noch $\xi_{\text{eq}} = 0.0175$ gefunden werden. Das zugehörige Diagramm ist unten abgebildet.



Figur L4.1 Zersetzung von Distickstofftetroxid zu Stickstoffdioxid. Aufgetragen sind die Stoffmengen des Reaktanden, des Produkts und deren Summe als Funktion der Reaktionslaufzahl, ξ . Startbedingung ist $\xi = \xi_{\text{min}} = 0$, Gleichgewicht ist bei $\xi = \xi_{\text{eq}}$; $\xi \geq \xi_{\text{eq}}$ können bei den gültigen Randbedingungen ($p_0 = p_{\text{N}_2\text{O}_4, 0} = 0.1 \text{ bar}$, $\theta = 25 \text{ °C}$) nicht erreicht werden.

2. Die Aufgabe ist z.T. sehr simpel, sie soll Ihnen nochmals deutlich vor Augen führen, dass für ideale Gase: Volumenanteile, Stoffmengenanteile und Molenbrüche immer *denselben* Wert ergeben und proportional sind zu den Partialdrücken; Stoffmengenanteil, Molenbruch und Molfraktion sind sogar Synonyme! Zwischen Stoffmengenkonzentration und Molenbruch in Lösungen steht hingegen eine Proportionalitätskonstante, die mit dem Molvolumen, V_m , (Volumen von 1 Mol Stoff) der Lösung (resp. ihrem Reziprokwert, der Stoffmenge pro Volumen) zu tun hat. Für die untenstehenden Umrechnungen habe ich das Eigenvolumen des sehr geringen Anteils des gelösten Stoffes vernachlässigt und die Stoffmenge des Lösemittels Wasser der Gesamtstoffmenge gleichgesetzt ($55.34 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}} \cdot \text{dm}_{\text{sln}}^{-3} = 1/V_m$).

$$n_{\text{B,g}}/n = n \% / 100; \quad x_{\text{B,g}} = n_{\text{B,g}}/n \text{ (per def.)}; \quad p_{\text{B}} = x_{\text{B,g}} \cdot p$$

$$c_{\text{B}} = p_{\text{B}} \cdot K(\text{B}) = x_{\text{B,g}} \cdot p \cdot K(\text{B}); \quad x_{\text{B, aq}} \approx c_{\text{B}} \cdot V_{\text{m,H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{m,H}_2\text{O}} = 1.807 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}_{\text{H}_2\text{O}}^{-1}$$

Tabelle L4.1 Zusammensetzung der Gasmischung Luft in der Luft und im Wasser

Die Zusammensetzung ist angegeben in den Grössen Stoffmenge B pro Gesamtstoffmenge, Molenbruch, Partialdruck, Stoffmengenkonzentration im Wasser und Molenbruch im Wasser.

B	$n_{\text{B,g}}/n$	$x_{\text{B,g}}$	p_{B}/bar	c_{B}/M	$x_{\text{B, aq}}$
N ₂	0.78	0.78	0.62	$4.1 \cdot 10^{-4}$	$7.4 \cdot 10^{-6}$
O ₂	0.21	0.21	0.17	$2.1 \cdot 10^{-4}$	$3.7 \cdot 10^{-6}$
Ar	0.010	0.010	0.0080	$1.1 \cdot 10^{-5}$	$2.0 \cdot 10^{-7}$
CO ₂	$3.6 \cdot 10^{-4}$	$3.6 \cdot 10^{-4}$	$2.9 \cdot 10^{-4}$	$9.8 \cdot 10^{-6}$	$1.8 \cdot 10^{-7}$



b)
$$\frac{\left(\frac{p_{\text{SO}_3}}{p^\circ}\right)^2}{\left(\frac{p_{\text{SO}_2}}{p^\circ}\right)^2 \cdot \frac{p_{\text{O}_2}}{p^\circ}} = 10^{24.8} \quad (\text{L4-9})$$

c) Die Stoffkonzentration des Schwefeldioxid ist angegeben in Masse pro Volumen, um daraus über das ideale Gasgesetz den daraus resultierenden Partialdruck berechnen zu können, benötigen wir zwingend die Stoffmengenkonzentration, denn der Partialdruck eines idealen Gases ist proportional ausschliesslich über seine Teilchenzahl und nicht über die Teilchenmasse. Die Umrechnung ist einfach:

$$\frac{n_{\text{SO}_2}}{V} = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2} \cdot V} = \frac{100 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{64.1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1 \text{ m}^3} = 1.56 \cdot 10^{-6} \text{ mol}_{\text{SO}_2} \cdot \text{m}^{-3} \quad (\text{L4-10})$$

Das ideale Gasgesetz für eine Substanz B ist:

$$p_{\text{B}} \cdot V = n_{\text{B}} \cdot R \cdot T \quad (\text{L4-11})$$

Daraus erhalten wir sofort den Partialdruck für B (B = SO₂), p_{SO_2} :

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2}}{V} \cdot R \cdot T \quad (\text{L4-12})$$

Achtung!! Wichtig sind die **Einheiten** im idealen Gasgesetz, es gelten **strikte**:

p_B	Partialdruck von B	$[p_B] = \text{Pa} = \text{N} \cdot \text{m}^{-2} = \text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$
n_B	Stoffmenge von B	$[n_B] = \text{mol}$
V	Volumen der Gasmischung	$[V] = \text{m}^3$
T	absolute (!) Temperatur	$[T] = \text{K}$
R	(universelle) Gaskonstante	$R = 8.31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Nur mit diesen, vielleicht etwas ungewohnten, Einheiten: *nicht* Bar, sondern Pa; *nicht* Liter, sondern Kubikmeter und *nicht* Grad Celsius, sondern Kelvin gilt der Wert von $R = 8.31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ (der exakte Wert ist: $R = 8.31451 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$)!

Einsetzen des Wertes aus Gl. (L4-10) und $T = 298 \text{ K}$ (für $\theta_R = 25 \text{ }^\circ\text{C}$) erhalten wir:

$$p_{\text{SO}_2} = 1.56 \cdot 10^{-6} \text{ mol}_{\text{SO}_2} \cdot \text{m}^{-3} \cdot 8.31 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 3.86 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$$

Mit Einsetzen des Newton, N ($1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$) erhalten wir:

$$p_{\text{SO}_2} = 3.86 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2} = 3.86 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{m}^{-2} = 3.86 \cdot 10^{-3} \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} = 3.86 \cdot 10^{-3} \text{ Pa}$$

Und für die Gleichgewichtskonstante, K , verwenden wir das bar, mit $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$:

$$p_{\text{SO}_2} = 3.86 \cdot 10^{-8} \text{ bar.}$$

- d) Würde permanent ein Gleichgewicht zwischen Schwefeldioxid, Sauerstoff und dem Produkt Schwefeltrioxid herrschen, liesse sich der Gleichgewichtsdruck des Schwefeltrioxids aus den andern beiden berechnen über den Gleichgewichtsausdruck und die Konstante:

$$\left(\frac{p_{\text{SO}_3}}{p^\circ} \right)^2 = \left(\frac{p_{\text{SO}_2}}{p^\circ} \right)^2 \cdot \frac{p_{\text{O}_2}}{p^\circ} \cdot K = (3.86 \cdot 10^{-8})^2 \cdot 0.21 \cdot 10^{24.8} = 1.98 \cdot 10^9 \quad (\text{L4-13})$$

$$\frac{p_{\text{SO}_3}}{p^\circ} = 4.45 \cdot 10^4; \quad p_{\text{SO}_3} = 4.45 \cdot 10^4 \cdot p^\circ = 4.45 \cdot 10^4 \text{ bar}$$

- e) Das System (Luft mit $\text{SO}_2(\text{g})$ und $\text{SO}_3(\text{g})$) schliessen heisst, keine Stoffe mehr hinein oder herauslassen, die Summe der Stoffmengen bleibt für jedes Element konstant. Es liesse sich eine Rechnung machen für den Gleichgewichtszustand mit dem Verhältnis der Partialdrücke von $\text{SO}_2(\text{g})$, $\text{SO}_3(\text{g})$ und $\text{O}_2(\text{g})$ und der Zusatzbedingung, dass die Stoffmengen von $\text{SO}_2(\text{g})$ und $\text{SO}_3(\text{g})$ gleich der Anfangsstoffmenge $\text{SO}_2(\text{g})$ ist. Aber es geht auch viel einfacher – per Kopf, statt per Rechner: Das Gleichgewicht liegt extrem weit rechts ($10^{24.8}$), also reagiert *alles* $\text{SO}_2(\text{g})$ zu $\text{SO}_3(\text{g})$.

i) Wenn *alles* $\text{SO}_2(\text{g})$ reagiert, so braucht dies von den anfänglich 0.21 bar Sauerstoff nur gerade $1/2 \cdot (3.86 \cdot 10^{-8} \text{ bar})$ – **der Sauerstoffpartialdruck ändert nicht!**

ii) Wenn *alles* $\text{SO}_2(\text{g})$ reagiert, so sind im Gleichgewicht maximal (sehr genau) so viele $\text{SO}_3(\text{g})$ entstanden wie zu Beginn $\text{SO}_2(\text{g})$ vorhanden waren, also ist der $\text{SO}_3(\text{g})$ -Partialdruck im Gleichgewicht gleich dem Partialdruck des $\text{SO}_2(\text{g})$ zu Beginn.

$$p_{\text{SO}_3} = 3.86 \cdot 10^{-8} \text{ bar.}$$

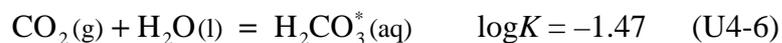
- f) Wir wenden nochmals dieselbe Überlegung an, wie vorhin (e)): Wegen der extrem grossen Gleichgewichtskonstanten der Schwefelsäurebildung liegt das Gleichgewicht der Reaktion (II-31) ganz rechts, also wird alles Schwefeltrioxid im Beisein von Wasser zu Schwefelsäure, also ist im Gleichgewicht die ursprüngliche Stoffmenge $\text{SO}_3(\text{g})$ der Luft jetzt die Stoffmenge H_2SO_4 im Regenwasser. In der Luft waren pro Kubikmeter $1.56 \cdot 10^{-6}$ Mol $\text{SO}_3(\text{g})$, jetzt sind diese $1.56 \cdot 10^{-6}$ Mol H_2SO_4 in 1 Milliliter Regenwasser, folglich ist die Stoffmengenkonzentration im Regen: $c_{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{aq}} = 1.56 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1.56 \text{ mM}$.

Bemerkung: Sehen Sie den Zusammenhang? Schwefel ist ein (natürlicher) Bestandteil des Erdöls, bei der Verbrennung wird Schwefeldioxid in die Atmosphäre freigesetzt, welches weiter zu Schwefeltrioxid oxidiert, welches im Regen als Schwefelsäure wieder zurückkommt. Der Schwefelgehalt im Heizöl hat nicht nur, aber auch, diese Konsequenz, und es wird in diesem Licht auch verständlich, weshalb Grenzwertvorschriften Sinn machen, selbst wenn sie an scheinbar unsinnigem Ort (bei $\text{SO}_2(\text{g})$ oder beim S-Gehalt im Heizöl) gemacht werden.

4. Die Wechselwirkung einer Luftkomponente mit Wasser haben wir auch in diesem Beispiel mit dem Kohlendioxid in der Atmosphäre und der Kohlensäure im Wasser. Die Sachlage ist aber eine völlig andere, weil erstens die mittlere Konzentration des Gases CO_2 sehr viel grösser ist als die von SO_2 , und auch, weil CO_2 nicht nur ein Zivilisationsproblem ist wie SO_2 (aber immer mehr wird es eines), sondern schon über Jahrtausende eine global vertretene Spezies ist, die sehr viele Gleichgewichte (abiotische und biologische) nicht nur beeinflusst, sondern geradezu steuert. Die vorhin gemachte Überlegung, dass beim Übertritt in Wasser die gesamte gasförmige Komponente verschwindet (umgeformt wird) lässt sich für $\text{CO}_2(\text{g})$ nicht halten. Es ist genau umgekehrt, egal wie gross unser Reinwassersystem ist, die Menge des darin aus der Atmosphäre aufgenommenen Kohlendioxids ist so extrem klein, dass sich deswegen die enorme Menge an $\text{CO}_2(\text{g})$ in der Atmosphäre (ca. $65 \cdot 10^{15}$ mol) nicht ändert. Wohin immer auch sich also atmosphärisches CO_2 verteilt, sein Partialdruck auf Meereshöhe bleibt konstant $3.6 \cdot 10^{-4}$ bar:

$$p_{\text{CO}_2, \text{Atmosph.}} = \text{konstant} = 3.6 \cdot 10^{-4} \text{ bar bei } p_{\text{Atmosph.}} = 1 \text{ bar (sonst } p_{\text{CO}_2} = 3.6 \cdot 10^{-4} \cdot p)$$

Eine über die Jahrzehnte hinweg festzustellende Zunahme (ein Trend) kam und kommt durch die Verbrennung fossiler Brennstoffe (Treibhauseffekt). Betrachten wir, was diese Randbedingung ($p_{\text{CO}_2} = \text{konst.}$) für Folgen zeigt auf die Luft-Wasser-Verteilung von Kohlendioxid. Aus der Gleichung:



erhält man für den Gleichgewichtsdruck in Aktivitäten:

$$\frac{a_{\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})}}{a_{\text{CO}_2(\text{g})} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}} = K \quad (\text{L4-14})$$

Bei der immer gerechtfertigten Annahme, dass CO_2 ein ideales Gas ist, ergibt sich:

$$\frac{\gamma_{\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})} \cdot \frac{c_{\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})}}{c^\circ}}{\frac{p_{\text{CO}_2(\text{g})}}{p^\circ} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}} = K \quad (\text{L4-15})$$

Ist $\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})$ der einzige gelöste Stoff, so ist die Lösung sehr nahe bei einer idealen Lösung, und wir können seinen Aktivitätskoeffizienten 1 setzen, und die Aktivität des Lösemittels ist ebenfalls 1, daraus ergibt sich bei $\theta = 25\text{ °C}$:

$$\frac{\frac{c_{\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})}}{c^\circ}}{\frac{p_{\text{CO}_2(\text{g})}}{p^\circ}} \approx 10^{-1.47} \quad (\text{L4-16})$$

Den Partialdruck des Kohlendioxids in der Luft (bei einem Gesamtdruck von 1 bar) kennen wir, damit wird die Konzentration der Kohlensäure (Summe der Konzentrationen aus aquatisiertem $\text{CO}_2, \text{CO}_2(\text{aq})$, und echter Kohlensäure, $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$):

$$\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})]}{c^\circ} = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^\circ} \cdot K = 3.6 \cdot 10^{-4} \cdot 10^{-1.47} = 10^{-4.91} \quad (\text{L4-17})$$

Der Logarithmus der Kohlensäurekonzentration in Wasser ist -4.91, die Kohlensäurekonzentration im Wasser ist $1.22 \cdot 10^{-5}\text{ M}$.

Merke: Äquilibriert mit Luft bei einem Gesamtdruck von 1 bar hat jedes Wasser, unabhängig von übrigen Bedingungen, bei $\theta = 25\text{ °C}$ eine **konstante Konzentration an $\text{H}_2\text{CO}_3^*(\text{aq})$** ! Da neutrale Moleküle nur eine geringe Abhängigkeit des Aktivitätskoeffizienten von der Ionenstärke haben, ändert sich dieser Wert auch nicht wesentlich, falls weitere Ionen im Wasser vorliegen. Die Temperatur hingegen hat einen deutlichen Einfluss auf die Konzentration, doch dies kommt in einer temperaturabhängigen Konstante zum Ausdruck.

5. Jede Flüssigkeit und jeder Festkörper in einem geschlossenen Gefäß steht mit dem Gasdruck im Gleichgewicht, das stark temperaturabhängig ist. Im Gleichgewicht heisst dieser Druck Sättigungsdruck der Flüssigkeit, bzw. des Festkörpers. Er ist durch eine einfache Prozessgleichung beschreibbar (s. Skript, S. 2-45 f). Für flüssiges Quecksilber mit der Konstanten bei $\theta = 25\text{ °C}$: $pK = 5.57$ erhalten wir:

$$\frac{a_{\text{Hg},\text{g}}^*}{a_{\text{Hg},\text{l}}^*} = K \quad (\text{L4-18})$$

Das Gas ist ein ideales, und die Flüssigkeit ist rein, also gilt:

$$\frac{p_{\text{Hg}}^*}{p^\circ} = 10^{-5.57} \quad (\text{L4-19})$$

Der Sättigungsdruck von $\text{Hg}(\text{l})$ beträgt bei $\theta = 25\text{ °C}$: $p_{\text{Hg}}^* = 10^{-5.57} \cdot p^\circ = 10^{-5.57}\text{ bar}$.