

Chemisches Gleichgewicht

Im folgenden bedeuten Angaben in eckigen Klammern wie $[A]$ die Stoffmengenkonzentration $c(A)$ eines Stoffes. Es gilt also wenn nicht anders angegeben $[A] \equiv c(A)$.

Aufgaben

1. Reaktionsgeschwindigkeit

Bei der Reaktion von 5 mmol Mg mit 10 mL 1 m Salzsäure wurde das Volumen $V(\text{H}_2)$ in mL des entwickelten Wasserstoffgases über die Zeit t in Minuten in die folgende Tabelle eingetragen:

t in min	1	2	3	4	5	10	15
$V(\text{H}_2)$ in mL	29.0	50.5	66.5	78.2	87.4	106.4	110.7
$n(\text{H}_2)$ in mmol							
$n(\text{Mg}^{2+})$ in mmol							
$[\text{Mg}^{2+}]$ in mmol/mL							

- Rechnen Sie die Volumina $V(\text{H}_2)$ in die Zahl $n(\text{H}_2)$ der gebildeten Wasserstoffmoleküle um. (1 mmol Teilchen = 24.8 mL)
- Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf.
- Geben Sie mit Hilfe der Reaktionsgleichung die Zahl $n(\text{Mg}^{2+})$ der gebildeten Mg^{2+} -Ionen an.
- Tragen Sie die Konzentrationen $[\text{Mg}^{2+}]$ der Mg^{2+} -Ionen in die letzte Zeile ein.
- Beschreiben Sie den Verlauf der Reaktion in einem Konzentrations-Zeit-Diagramm über 15 Minuten.
- Lesen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit bei $t = 0, 2, 5$ und 10 Minuten ab und erstellen Sie daraus ein Reaktionsgeschwindigkeits-Zeit-Diagramm.
- Wie verändern sich die beiden Diagramme, wenn man die Temperatur um 10°C erhöht?
- Welche 2 Möglichkeiten gibt es noch, um die Reaktion zu beschleunigen?

2. Abhängigkeit von der Konzentration

Bestimmen Sie die Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit für die folgenden Reaktionen:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ | b) $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$ |
| c) $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ | d) $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ |
| e) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ | f) $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ |
| g) $\text{IO}_3^- + 3\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{I}^- + 3\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}^+$ | h) $2\text{I}^- + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{SO}_4^{2-}$ |

3. Verteilungsgleichgewichte

Ein Stoff A löst sich in Hexan 10 mal besser als in Wasser: $\frac{[A]_{\text{Hexan}}}{[A]_{\text{Wasser}}} = 10$. 1 mmol dieses Stoffes sind in 100 mL Wasser gelöst. Um das Wasser zu reinigen, stehen 100 mL Hexan zur Verfügung. Berechnen Sie die im Wasser verbleibende Restmenge des Stoffes, wenn zur Extraktion

- 1 mal 100 mL Hexan in einem Arbeitsgang
- 2 mal 50 mL Hexan in zwei Arbeitsgängen
- 10 mal 10 mL Hexan in zehn Arbeitsgängen

verwendet werden.

4. Iodwasserstoffgleichgewicht

Wasserstoff und Iod reagieren zu Iodwasserstoff: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ mit $K = 54.3$.

- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.1 mol Wasserstoff und 0.1 mol Iod gefüllt. Wie viel Mole Iodwasserstoff werden daraus gebildet?
- Warum ist das Volumen des Reaktionsgefäßes bei dieser Berechnung unerheblich?
- Wie viel Mole Wasserstoff und Iod werden gebildet, wenn 0.1 mol Iodwasserstoff eingefüllt wurde?
- Berechnen Sie die Ausbeute für b.

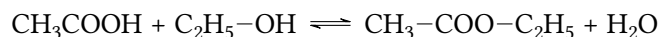
5. Massenwirkungsgesetz

Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für die folgenden Reaktionen:

- | | |
|--|--|
| a) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | b) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ |
| c) $\text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ | d) $2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ |
| e) $3\text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ | f) $\text{CH}_4 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{HCN} + 3\text{H}_2$ |

6. Estersynthese

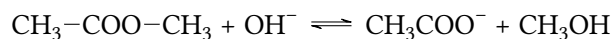
Bei der Reaktion von Ethansäure CH_3COOH mit Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ bildet sich unter Austritt von Wasser Ethansäureethylester $\text{CH}_3\text{COO-C}_2\text{H}_5$:



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- 1 mol Säure wurden mit 1 mol Alkohol versetzt. Nach einiger Zeit sind 0.8 mol Ester entstanden. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K .
- Warum ist das Volumen der Reaktionslösung bei dieser Berechnung unerheblich?
- Wieviele Mole Ester werden gebildet, wenn 1 mol Säure mit 4 mol Alkohol versetzt wurden?
- Berechnen Sie die Ausbeute für d.
- Berechnen Sie die Ausbeute für d, wenn der Ester jeweils abdestilliert wird, so dass nur noch 0.1 mol Ester in der Reaktionslösung zurückbleiben.

7. Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten bei der Esterhydrolyse

Bei der Reaktion von 10 mmol Ethansäuremethylester mit 10 mL 10 m Natronlauge nach der Gleichung



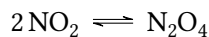
wurden die folgenden Werte gemessen:

t in Min	1	2	3	4	5	10	15
$[\text{OH}^-]$ in mmol/mL	8.5	7.2	6.3	5.6	5.0	3.57	3.2
$[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$ in mmol/mL							
$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ in mmol/mL							
$[\text{CH}_3\text{OH}]$ in mmol/mL							

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung mit Strukturformeln
- Ergänzen Sie die fehlenden Konzentrationen in der Tabelle.
- Beschreiben Sie den Verlauf der Reaktion in einem Konzentrations-Zeit-Diagramm über 15 Minuten.
- Wie hoch sind die Konzentrationen der Edukte und Produkte im Gleichgewicht
- Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante K

8. Dimerisierung von Stickstoffdioxid

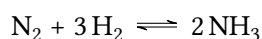
Zwei Moleküle Stickstoffdioxid dimerisieren zu einem Molekül Distickstofftetroxid:



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.26 mol Stickstoffdioxid gefüllt. Nach einiger Zeit sind 0.08 mol Distickstofftetroxid entstanden. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K .
- Welche Einheit hat K ? In welchen Fällen hat K keine Einheit?
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.1 mol Stickstoffdioxid gefüllt. Wie viel Mole Distickstofftetroxid werden daraus gebildet?
- Wie viel Mole Stickstoffdioxid werden gebildet, wenn 0.1 mol Distickstofftetroxid eingefüllt wurde?
- Berechnen Sie die Ausbeute für b.

9. Ammoniaksynthese

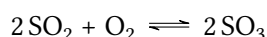
Stickstoff N_2 und Wasserstoff H_2 reagieren zu Ammoniak NH_3 :



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.24 mol Stickstoff und 0.32 mol Wasserstoff gefüllt. Nach einiger Zeit sind 0.08 mol Ammoniak entstanden. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K .
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 2 mol Stickstoff und 4 mol Wasserstoff gefüllt. Wie viel Mole Ammoniak werden daraus gebildet?
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.1 mol Ammoniak gefüllt. Wie viel Mole Stickstoff und wie viel Mole Wasserstoff werden daraus gebildet? (Nehmen Sie einen GTR zur Hilfe.)
- Berechnen Sie die Ausbeute für b und c.

10. Schwefeltrioxidsynthese

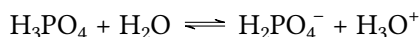
Zwei Moleküle Schwefeldioxid reagieren mit einem Molekül Sauerstoff O_2 zu zwei Molekülen Schwefeltrioxid:



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 0.4 mol Schwefeldioxid und 1.1 mol Sauerstoff gefüllt. Nach einiger Zeit sind 0.2 mol Schwefeltrioxid entstanden. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante.
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1\text{ L}$ wurde mit 4 mol Schwefeldioxid und 2 mol Sauerstoff gefüllt. Wie viel Mole Schwefeltrioxid werden daraus gebildet?
- Wie viel Mole Schwefeldioxid werden gebildet, wenn 0.1 mol Schwefeltrioxid eingefüllt wurde? (Nehmen Sie den GTR zur Hilfe.)
- Berechnen Sie die Ausbeute für c.

11. pH-Wert einer schwachen Säure

Phosphorsäure reagiert mit Wasser unter Bildung von Dihydrogenphosphat-Ionen und Oxonium-Ionen:



- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion.
- Wie viel Mole H_2O enthält ein Liter Wasser? Wie groß ist $[\text{H}_2\text{O}]$ in einer verdünnten wässrigen Lösung?
- Wie groß ist der pH-Wert bei $[\text{H}_3\text{O}^+] = 104 \text{ mol/L}$? Wie groß ist $[\text{H}_3\text{O}^+]$ bei $\text{pH} = 8$?
- Löst man 2 mol Phosphorsäure in einem Liter Wasser, so erhält man $\text{pH} = 1$. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K und runden Sie auf die 4. Stelle nach dem Komma.
- Wie viel Mole Phosphorsäure müssen in einem Liter Wasser gelöst werden, wenn man $\text{pH} = 2$ erreichen will?
- Welchen pH erhält man, wenn man 0.5 mol Phosphorsäure in einem Liter Wasser löst?

12. Prinzip vom kleinsten Zwang

In welche Richtung verschieben sich die folgenden Gleichgewichte

- bei der angegebenen Konzentrationsänderung
 - bei Druckerhöhung
 - bei Temperaturerhöhung?
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}), \Delta H < 0$
 $[\text{NH}_3]$ herauf- oder herabsetzen
 - $\text{C}(\text{f}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}), \Delta H > 0$
 $[\text{CO}_2]$ herauf- oder herabsetzen
 - $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{f}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{f}) + \text{H}_2\text{O}(\text{fl}) + \text{CO}_2(\text{g}), \Delta H > 0$
 $[\text{CO}_2]$ herauf- oder herabsetzen
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}_{(\text{s})} \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}), \Delta H > 0$
 $[\text{CO}]$ herauf- oder herabsetzen
 - $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g}), \Delta H < 0$
 $[\text{O}_2]$ herauf- oder herabsetzen
 - $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{fl}), \Delta H < 0$
 $[\text{H}_3\text{O}^+]$ herauf- oder herabsetzen

Bevor es an die nächsten Aufgaben geht, kommt hier noch etwas mathematisch-physikalische Theorie zur Gleichgewichtskonstanten. Genauer werden wir uns verschiedene Arten der Darstellung anschauen und wie die verschiedenen Konstanten ineinander umgerechnet werden können. Das wird bei den Lösungen der folgenden Aufgaben behilflich sein.

Bei allen bisherigen Aufgaben wurde $K = K_c$ angenommen, das heißt die Berechnung der Gleichgewichtskonstanten aus den Gleichgewichtskonzentrationen. Es gibt allerdings keinen Grund, die Konzentrationen zu verwenden, auch wenn das allgemein üblich ist und oft stillschweigend angenommen wird, wenn nichts anderes angegeben wird. Genauso gut könnte man die Stoffmengen verwenden (K_n), die Molenbrüche (K_x), die Partialdrücke (K_p) und so weiter. Wir wollen uns nun mit K_c , K_n und K_x etwas genauer beschäftigen.

Klären wir zunächst, was ein *Molenbruch* ist. Der Molenbruch x_i der Substanz i ist definiert als ihre Stoffmenge n_i geteilt durch die Gesamtstoffmenge n und ist damit dimensionslos:

$$x_i = \frac{n_i}{n} \quad n_i = x_i \cdot n$$

Nun führen wir eine kompakte Schreibweise für Summen und Produkte ein. Die Summe $n_1 + n_2 + \dots + n_j$ schreiben wir als $\sum_{i=1}^j n_i$ oder kurz $\sum_i n_i$:

$$\sum_i n_i = n_1 + n_2 + \dots + n_i$$

Analog verwenden wir $\prod_i n_i$ für Produkte:

$$\prod_i n_i = n_1 \cdot n_2 \cdot \dots \cdot n_i$$

Diese Schreibweise ermöglicht eine Kurzdarstellung der Gleichgewichtskonstanten. Nehmen wir eine allgemeine Reaktion



Hier habe ich eine weitere kleine Neuerung eingeführt: ν_i gibt den stöchiometrischen Faktor des Stoffes i an. ν_i ist negativ, wenn i ein Edukt ist, weswegen die Edukte in der Reaktionsgleichung ein Minuszeichen erhalten haben, um positive stöchiometrische Faktoren zu haben. Nun stellen wir das MWG auf:

$$K_c = \frac{c_C^{\nu_C} \cdot c_D^{\nu_D}}{c_A^{-\nu_A} \cdot c_B^{-\nu_B}}$$

Diese Gleichung lässt sich als Produkt schreiben:

$$K_c = c_C^{\nu_C} \cdot c_D^{\nu_D} \cdot c_A^{\nu_A} \cdot c_B^{\nu_B} = \prod_i c_i^{\nu_i}$$

Ganz entsprechend lassen sich nun K_n und K_x notieren:

$$K_n = \prod_i n_i^{\nu_i} \quad K_x = \prod_i x_i^{\nu_i}$$

Jetzt werden wir mit dieser neuen Schreibweise Zusammenhänge zwischen den drei genannten Gleichgewichtskonstanten herstellen.

$$K_c = \prod_i c_i^{v_i} = \prod_i \left(\frac{n_i}{V} \right)^{v_i} = \prod_i n_i^{v_i} \cdot V^{-\sum_i v_i} = K_n \cdot V^{-\sum_i v_i}$$

K_c lässt sich also aus K_n berechnen, indem man es mit dem Volumen hoch der negativen Summe der stöchiometrischen Faktoren multipliziert. (Vergessen Sie dabei nicht, dass die stöchiometrischen Faktoren der Edukte negativ in die Summe eingehen.) Einen ähnlichen Zusammenhang können wir zu K_x herstellen. Dafür beginnen wir mit einem Zwischenergebnis der obigen Gleichung:

$$K_c = \prod_i n_i^{v_i} \cdot V^{-\sum_i v_i} = \prod_i (x_i \cdot n)^{v_i} \cdot V^{-\sum_i v_i} = \prod_i x_i \cdot \left(\frac{V}{n} \right)^{-\sum_i v_i} = K_x \cdot V_m^{-\sum_i v_i}$$

K_c errechnet sich aus K_x durch Multiplikation mit dem molaren Volumen $V_m = \frac{V}{n}$ hoch der negativen Summe der stöchiometrischen Faktoren. Dieses letzte Ergebnis wollen wir uns nun für zwei konkrete Beispiele anschauen, die Sie in den beiden verbleibenden Übungsaufgaben gebrauchen können.

Für die Reaktion $\text{H}_2 + 3 \text{N}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ ist

$$K_c = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2) \cdot c^3(\text{H}_2)} \quad \text{und} \quad K_x = \frac{x^2(\text{NH}_3)}{x(\text{N}_2) \cdot x^3(\text{H}_2)}.$$

Die Summe der stöchiometrischen Faktoren ist $\sum_i v_i = -1 + (-3) + 2 = -2$. Damit ergibt sich folgende Beziehung: $K_c = K_x \cdot V_m^2$.

Für die Reaktion $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ ist

$$K_c = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)} \quad \text{und} \quad K_x = \frac{x^2(\text{SO}_3)}{x^2(\text{SO}_2) \cdot x(\text{O}_2)}.$$

Die Summe der stöchiometrischen Faktoren ist $\sum_i v_i = -2 + (-1) + 2 = -1$. Damit ergibt sich folgende Beziehung: $K_c = K_x \cdot V_m$.

Und nun viel Spaß mit den weiteren Übungsaufgaben!

13. Technische Ammoniaksynthese

Die exotherme Ammoniaksynthese aus den Elementen wird technisch bei $p = 200 \text{ bar}$ und $T = 500^\circ\text{C}$ unter Verwendung eines Eisenkatalysators durchgeführt (Haber-Bosch-Verfahren). In einem geschlossenen Reaktionsbehälter erhält man einen Volumenanteil von 17.6 % NH_3 , wenn vorher N_2 und H_2 im Verhältnis 1 : 3 eingefüllt wurden. Um die Ausbeute zu erhöhen, werden die Gase nach dem Verlassen des Ammoniakofens abgekühlt, wobei NH_3 kondensiert und abgetrennt werden kann. Das restliche N_2 und H_2 wird wieder in den Ammoniakofen zurückgepumpt.

- Erklären Sie mit Hilfe des Prinzips vom kleinsten Zwang, wie sich hohe Drücke und Temperaturen auf die Ausbeute auswirken.
- Aus wirtschaftlichen Gründen wird eine ziemlich hohe Reaktionstemperatur gewählt, obwohl sich dadurch die Ausbeute verringert. Erklären Sie, warum sich die Produktionsleistung (= Ausbeute pro Zeit) des Ammoniakofens durch die Temperaturerhöhung trotzdem verbessert.

- c) Warum wird der Katalysator zugefügt? Welchen Einfluss hat der Katalysator auf die Ausbeute?
- d) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K bei $p = 200$ bar und $T = 500^\circ\text{C}$. Das Molvolumen bei $p = 200$ bar und $T = 500^\circ\text{C}$ ist $V_m = 0.32\text{L/mol}$. Der Molenbruch von Ammoniak im Gleichgewicht beträgt $x_{\text{NH}_3} = 0.176$.
- Hinweis: Stellen Sie die Gleichgewichtsstoffmengen der beteiligten Stoffe in Abhängigkeit der Gesamtstoffmenge n_0 vor Beginn der Gleichgewichtseinstellung auf und bestimmen Sie damit die Molenbrüche im Gleichgewicht. Daraus lässt sich dann die Gleichgewichtskonstante berechnen.
- e) Erklären Sie mit Hilfe des Prinzips vom kleinsten Zwang, warum die Abtrennung des NH_3 und Rückführung des restlichen N_2 und H_2 die Ausbeute erhöhen.

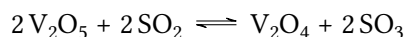
14. Technische Schwefelsäuresynthese

1. Rösten von Pyrit FeS_2 an der Luft:

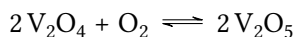


2. Kontaktverfahren: Schwefeldioxid wird an der Luft bei $T = 600^\circ\text{C}$ und $p = 1$ bar über Vanadiumpentoxid V_2O_5 geleitet, das als Katalysator dient:

- 1. Schritt: Oxidation des SO_2 durch V_2O_5 :



- 2. Schritt: Regeneration des Katalysators durch Luft- O_2 :

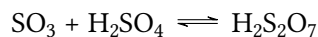


- Gesamtbilanz:

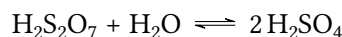


3. SO_3 löst sich nur schwer in Wasser, relativ leicht und schnell dagegen in ca. 20 %-iger Schwefelsäure, wobei sich zunächst Dischwefelsäure $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ bildet. In diesem Fall dienen die schon vor der Reaktion vorhandenen Schwefelsäuremoleküle als Katalysator:

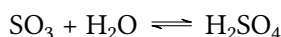
- 1. Schritt: Bildung der Dischwefelsäure:



- 2. Schritt: Regeneration des Katalysators durch Wasser:



- Gesamtbilanz:



- a) Geben Sie die Oxidationszahlen für Eisen und Schwefel beim Röstvorgang an und kennzeichnen Sie den Elektronenübergang durch einen Pfeil.
- b) In einem geschlossenen Reaktionsgefäß bei $T = 600^\circ\text{C}$ und $p = 1\text{ bar}$ wurden SO_2 und O_2 im Verhältnis 2 : 1 eingepumpt und zur Reaktion gebracht. Nach Einstellung des Gleichgewichtes $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ wurde ein Volumenanteil von 76 % SO_3 gemessen. Das Molvolumen bei diesen Bedingungen ist 72.5 L/mol. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante. (Der Molenbruch von SO_3 im Gleichgewicht beträgt entsprechend dem prozentualen Anteil $x_{\text{SO}_3} = 0.76$.)
- Hinweis: Stellen Sie die Gleichgewichtsstoffmengen der beteiligten Stoffe in Abhängigkeit der Gesamtstoffmenge n_0 vor Beginn der Gleichgewichtseinstellung auf und bestimmen Sie damit die Molenbrüche im Gleichgewicht. Daraus lässt sich dann die Gleichgewichtskonstante berechnen.
- c) Erklären Sie, warum die Ausbeute an SO_3 bei steigenden Drücken und sinkenden Temperaturen wächst.
- d) Warum arbeitet man im großtechnischen Verfahren trotzdem mit einer relativ hohen Temperatur von 600°C ?
- e) SO_3 entsteht auch ohne Katalysator bei der Verbrennung von Schwefel oder Schwefeldioxid. Welchen Zweck hat der Katalysator?
- f) Erklären Sie, warum die Abtrennung des SO_3 und Rückführung des restlichen SO_2 und O_2 die Ausbeute erhöhen.

Lösungen

Die Lösungen gehen davon aus, dass die benötigte Mathematik beherrscht wird. Das bedeutet zum Beispiel, dass die Umrechnung in Prozentwerte und das Lösen quadratischer Gleichungen nicht vorgerechnet wird.

1. Lösung

t in min	1	2	3	4	5	10	15
$V(\text{H}_2)$ in mL	29.0	50.5	66.5	78.2	87.4	106.4	110.7
$n(\text{H}_2)$ in mmol	1.29	2.25	2.97	3.59	3.90	4.75	4.94
$n(\text{Mg}^{2+})$ in mmol	0.65	1.13	1.49	1.75	1.95	2.38	2.47
$[\text{Mg}^{2+}]$ in mmol/mL	0.065	0.113	0.149	0.175	0.195	0.238	0.247

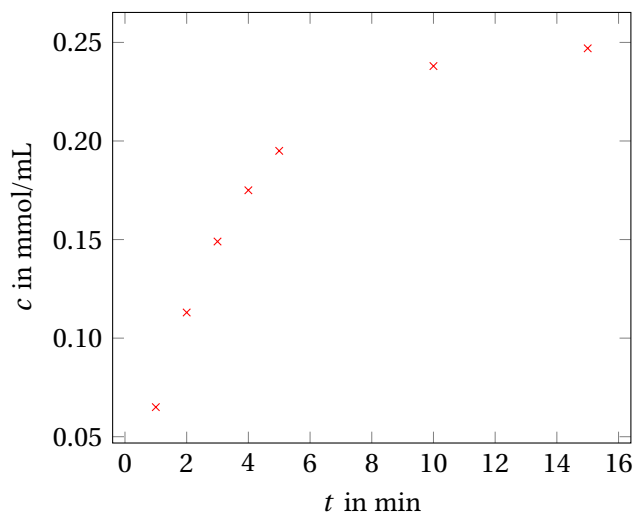
a) Siehe Tabelle

b) $\text{Mg}(\text{f}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})\uparrow$

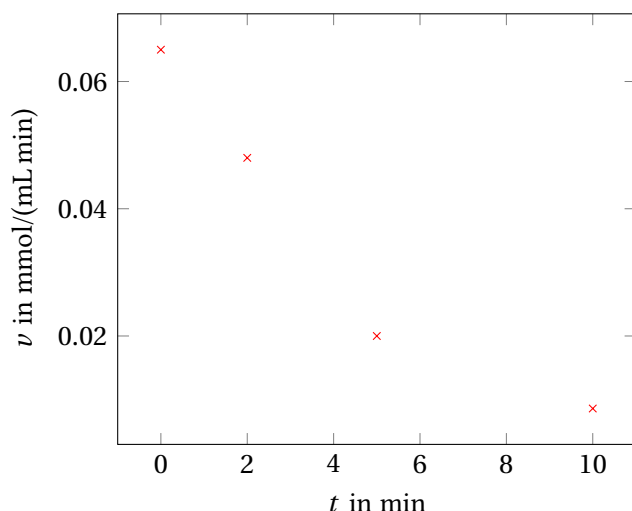
c) siehe Tabelle

d) siehe Tabelle

e)



- f) Die Reaktionsgeschwindigkeit ist gegeben durch $v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$, kann also mit Hilfe der benachbarten Messwerte genähert werden. Für den folgenden Plot wurde jeweils die Differenz zum vorhergehenden Messwert verwendet.



- g) Eine Erhöhung der Temperatur führt zu einer Beschleunigung der Reaktionsgeschwindigkeit. Das bedeutet, dass der Plot aus e steiler starten wird und sich der Endkonzentration schneller annähert. Der Plot aus f wird bei einer höheren Geschwindigkeit starten aber auch etwas steiler abfallen.
- h) Man die Reaktion zum Beispiel beschleunigen, indem die Konzentration eines Edukts oder beider Edukte erhöht wird. Auch die Absenkung des Drucks wird hier die Reaktion theoretisch beschleunigen.

2. Lösung

- | | | |
|--|--|----------------------------------|
| a) $v = k \cdot [\text{H}_2][\text{I}_2]$ | b) $v = k \cdot [\text{HI}]^2$ | c) $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$ |
| d) $v = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_4]$ | e) $v = k \cdot [\text{N}_2][\text{H}_2]^3$ | f) $v = k \cdot [\text{NH}_3]^2$ |
| g) $v = k \cdot [\text{IO}_3^-][\text{HSO}_3^-]^3$ | h) $v = k \cdot [\text{I}^-]^2[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ | |

3. Lösung

Für die Gleichgewichtskonzentrationen gilt:

$$\frac{[\text{A}]_{\text{H}}}{[\text{A}]_{\text{W}}} = 10$$

$$[\text{A}]_{\text{H}} = 10 \cdot [\text{A}]_{\text{W}}$$

Die Ausgangsgleichung gilt für jeden einzelnen Waschgang. Sie ist darum einmal, zweimal beziehungsweise zehnmal anzuwenden.

- a) Im Gleichgewicht verbleiben noch x mol des Stoffes im Wasser. Damit ergibt sich die Gleichung

$$\frac{1 \text{ mmol} - x}{100 \text{ mL}} = 10 \cdot \frac{x}{100 \text{ mL}}$$

mit der Lösung $x = 0.091 \text{ mmol}$.

- b) Zunächst wenden wir einen allgemeinen Ansatz an. a ist die vorhandene Ausgangsmenge. Die Gleichung

$$\frac{a - x}{50 \text{ mL}} = 10 \cdot \frac{x}{100 \text{ mL}}$$

hat die Lösung $x = \frac{1}{6} a$. Da die Gleichung für jeden Waschgang Anwendung findet, beträgt die Endmenge

$$x = \left(\frac{1}{6}\right)^2 \cdot 1 \text{ mmol} = 0.028 \text{ mmol}.$$

- c) Wieder stellen wir zunächst einen allgemeinen Ansatz auf mit a für die Ausgangsmenge. Die Gleichung

$$\frac{a - x}{10 \text{ mL}} = 10 \cdot \frac{x}{100 \text{ mL}}$$

hat die Lösung $x = \frac{1}{2} a$. Dieses mal muss die Gleichung 10 mal angewendet werden. Damit beträgt die Endmenge

$$x = \left(\frac{1}{2}\right)^{10} \cdot 1 \text{ mmol} = 0.001 \text{ mmol}.$$

4. Lösung

a) $K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$

- b) Wir verwenden das Ergebnis aus c, was bedeutet, dass wir uns um das Volumen nicht kümmern müssen. Die Stoffmengen für Wasserstoff und Iod betragen im Gleichgewicht $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.1 - x$ (in mol), die Stoffmenge von HI entsprechend $[\text{HI}] = 2x$. Daraus folgt für das Massenwirkungsgesetz

$$54.3 = \frac{(2x)^2}{(0.1 - x)^2}.$$

Die Lösungen dieser quadratischen Gleichung betragen $x_1 = 0.08$ und $x_2 = 0.14$. Die zweite Lösung ergibt chemisch keinen Sinn, da das negative Stoffmengen für H_2 und I_2 ergeben würde. Also werden 0.16 mol HI gebildet.

- c) Das Volumen kürzt sich aus K heraus:

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{n(\text{HI})}{V}\right)^2}{\frac{n(\text{H}_2)}{V} \cdot \frac{n(\text{I}_2)}{V}} = \frac{n^2(\text{HI})}{n(\text{H}_2) \cdot n(\text{I}_2)}$$

Alternative Erklärung: die Summe der stöchiometrischen Faktoren beträgt $(-1) + (-1) + 1 + 1 = 0$, also gilt laut rotem Kasten $K_c = K_n \cdot V^0 = K_n$.

- d) Die Stoffmengen für Wasserstoff und Iod betragen im Gleichgewicht $[H_2] = [I_2] = x$ (in mol), die Stoffmenge von HI entsprechend $[HI] = 0.1 - 2x$. Daraus folgt für das Massenwirkungsgesetz

$$54.3 = \frac{(0.1 - 2x)^2}{x^2}.$$

Die Lösungen dieser quadratischen Gleichung betragen $x_1 = -0.02$ und $x_2 = 0.01$. Die erste Lösung ergibt chemisch keinen Sinn, da das negative Stoffmengen für H_2 und I_2 ergeben würde. Also werden je 0.01 mol H_2 und I_2 gebildet.

- e) Bei einem kompletten Umsatz wären in b 0.2 mol HI gebildet worden. Tatsächlich werden jedoch nur 0.16 mol gebildet. Also beträgt die Ausbeute $\frac{0.16}{0.2} = 80\%$.

5. Lösung

a) $K = \frac{[CO_2][H_2O]^2}{[CH_4][O_2]^2}$

b) $K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$

c) $K = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[H_2O][HCl]}$

d) $K = \frac{[H_3O^+]^2[SO_4^{2-}]}{[H_2O]^2[H_2SO_4]}$

e) $K = \frac{[H_3O^+]^3[PO_4^{3-}]}{[H_2O]^3[H_3PO_4]}$

f) $K = \frac{[HCN][H_2]^3}{[CH_4][NH_3]}$

6. Lösung

a)

$$K = \frac{[CH_3-COO-C_2H_5] \cdot [H_2O]}{[CH_3COOH] \cdot [C_2H_5-OH]}$$

- b) Da das Volumen sich aus der Gleichung herauskürzt (siehe c), braucht es nicht beachtet zu werden. Die Stoffmengen im Gleichgewicht betragen $n(H_2O) = n(CH_3-COO-C_2H_5) = 0.8 \text{ mol}$ und $n(CH_3COOH) = n(C_2H_5-OH) = 1 \text{ mol} - 0.8 \text{ mol} = 0.2 \text{ mol}$. Damit ergibt sich

$$K = \frac{0.8^2}{0.2^2} = 4.$$

- c) Siehe Lösung zu Aufgabe 4.c.

- d) Die Stoffmengen der Reaktanden betragen im Gleichgewicht $n(H_2O) = [CH_3-COO-C_2H_5] = x$, $n(CH_3COOH) = 1 - x$ und $n(C_2H_5-OH) = 4 - x$ (jeweils in mol). Damit ergibt sich im MWG mit dem Ergebnis aus b und c

$$4 = \frac{x^2}{(1-x)(4-x)}.$$

Die Lösungen dieser quadratischen Gleichung betragen $x_1 = 0.93$ und $x_2 = 5.74$. Die zweite Lösung ergibt chemisch keinen Sinn, da dann die Edukte negative Stoffmengen hätten. Also werden 0.93 mol Ester gebildet. Dieses Ergebnis bestätigt den Satz vom kleinsten Zwang, der sagt, dass sich bei der Konzentrationserhöhung eines der Edukte das Gleichgewicht nach rechts verschiebt.

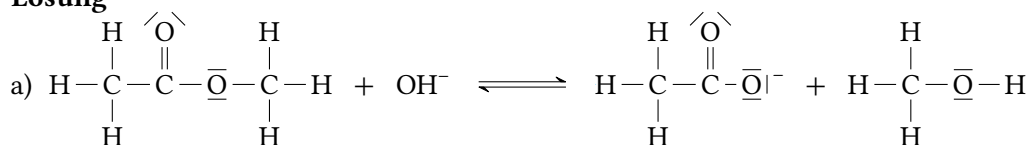
- e) Bei vollem Reaktionsumsatz wären 1 mol Ester entstanden, also beträgt die Aubeute $\frac{0.93}{1} = 93\%$.

- f) Setzen wir das Ergebnis aus d voraus, so betragen die Ausgangsstoffmengen $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0.07$, $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}) = 3.07$ und $n(\text{H}_2\text{O}) = 0.93$ (jeweils in mol). Durch Abdestillation des Esters wird sich das Gleichgewicht nach dem Prinzip des kleinsten Zwangs nach rechts verschieben. Damit ergeben sich als Stoffmengen im Gleichgewicht (in mol) $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0.07 - x$, $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}) = 3.07 - x$, $n(\text{H}_2\text{O}) = 0.93 + x$ und $n(\text{CH}_3\text{-COO-C}_2\text{H}_5) = 0.1$ (vorgegeben). Das ergibt die Gleichung

$$4 = \frac{0.1 \cdot (0.93 + x)}{(0.07 - x)(3.07 - x)}$$

mit den Lösungen $x_1 = 0.06$ und $x_2 = 3.10$. Nur die erste Lösung ergibt chemisch einen Sinn. Damit sind von ursprünglich 1 mol Säure noch 0.01 mol übrig, was einer Ausbeute von $\frac{1-0.01}{1} = 99\%$ entspricht.

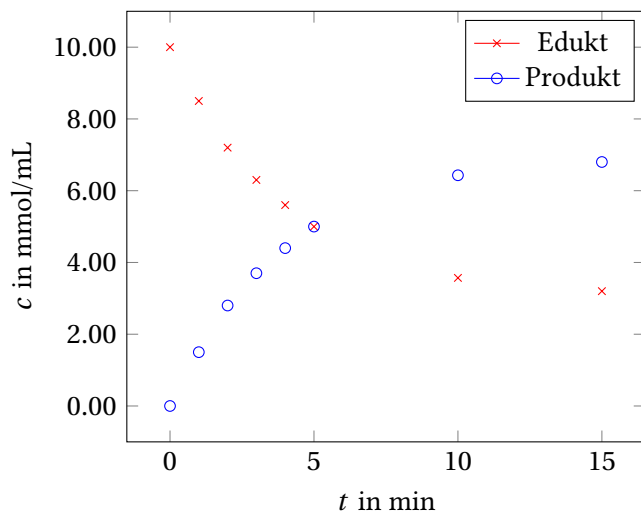
7. Lösung



b)

t in Min	1	2	3	4	5	10	15
$[\text{OH}^-]$ in mmol/mL	8.5	7.2	6.3	5.6	5.0	3.57	3.2
$[\text{CH}_3\text{COOCH}_3]$ in mmol/mL	8.5	7.2	6.3	5.6	5.0	3.57	3.2
$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ in mmol/mL	1.5	2.8	3.7	4.4	5.0	6.43	6.8
$[\text{CH}_3\text{OH}]$ in mmol/mL	1.5	2.8	3.7	4.4	5.0	6.43	6.8

c)



- d) Die Konzentration im Gleichgewicht können anhand Tabelle und Grafik auf 6.8 mol/L für die Produkte und 3.2 mol/L für die Edukte geschätzt werden.

- e) Es gilt das Massenwirkungsgesetz

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOCH}_3] \cdot [\text{OH}^-]}.$$

Mit den Werten aus d berechnet sich damit K wie folgt (Einheiten kürzen sich und werden daher ausgelassen):

$$K = \frac{6.8 \cdot 6.8}{3.2 \cdot 3.2} = 4.52.$$

8. Lösung

- a)

$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

- b) Die Gleichgewichtskonzentrationen betragen $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.08 \text{ mol/L}$ und $[\text{NO}_2] = 0.10 \text{ mol/L}$.
Damit berechnet sich K zu

$$K = \frac{0.08 \text{ mol/L}}{(0.10 \text{ mol/L})^2} = 8 \text{ L/mol}.$$

- c) Die Einheit von K wurde in b angegeben. Keine Einheit hat K wenn die Anzahl der Edukt-Teilchen mit der der Produkt-Teilchen übereinstimmt, das bedeutet, wenn die Summe der stöchiometrischen Faktoren der Edukte gleich der Summe der stöchiometrischen Faktoren der Produkte ist. Dann kürzen sich die Einheiten im MWG. In diesem Fall ist dann auch $K_c = K_n = K_x$, siehe roter Kasten.
- d) Die Konzentrationen im Gleichgewicht betragen $[\text{NO}_2] = 0.1 - 2x$ und $[\text{N}_2\text{O}_4] = x$, jeweils in mol/L. Damit ergibt sich die Gleichung

$$8 = \frac{x}{(0.1 - 2x)^2}$$

mit den Lösungen $x_1 = 0.023$ und $x_2 = 0.108$. Nur die erste Lösung ergibt in diesem Kontext einen Sinn, also sind $0.023 \text{ mol N}_2\text{O}_4$ entstanden. Beachten Sie, dass die Zahlen nur deshalb einfach so übertragbar sind, weil das Volumen des Kolbens genau ein Liter beträgt.

- e) Die Konzentrationen im Gleichgewicht betragen $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.1 - 0.5x$ und $[\text{NO}] = x$, jeweils in mol/L. Damit ergibt sich die Gleichung

$$8 = \frac{0.1 - 0.5x}{x^2}$$

mit den Lösungen $x_1 = -0.15$ und $x_2 = 0.085$. Nur die zweite Lösung ergibt in diesem Kontext einen Sinn, also sind 0.085 mol NO_2 entstanden.

- f) Aus 0.26 mol NO_2 würden bei kompletter Dimerisierung $0.13 \text{ mol N}_2\text{O}_4$ entstehen, also beträgt die Ausbeute $\frac{0.08}{0.13} = 61.5 \%$.

9. Lösung

a)

$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

- b) Die Konzentrationen im Gleichgewicht betragen $[\text{NH}_3] = 0.08 = 2 \cdot 0.04$, $[\text{N}_2] = 0.24 - 0.04 = 0.20$ und $[\text{H}_2] = 0.32 - 3 \cdot 0.04 = 0.20$, jeweils in mol/L. Damit ergibt sich K zu

$$K = \frac{(0.08 \text{ mol/L})^2}{0.20 \text{ mol/L} \cdot (0.20 \text{ mol/L})^3} = 4 \text{ L}^2/\text{mol}^2.$$

- c) Die Konzentrationen im Gleichgewicht betragen $[\text{N}_2] = 2 - x$, $[\text{H}_2] = 4 - 3x$ und $[\text{NH}_3] = 2x$, jeweils in mol/L. Damit ergibt sich folgende Gleichung:

$$4 = \frac{(2x)^2}{(2-x)(4-3x)^3}.$$

Ihre Lösungen betragen $x_1 = 1$ und $x_2 = 2.246$. Die zweite Lösung gäbe für Stickstoff eine negative Konzentration, also ist die erste die richtige. (Die Gleichung ist so gestellt, dass man die richtige Lösung auch erraten kann, da es sich hier um eine Gleichung vierten Grades handelt.) Es werden also 2 mol Ammoniak gebildet.

- d) Die Konzentrationen im Gleichgewicht betragen $[\text{N}_2] = x$, $[\text{H}_2] = 3x$ und $[\text{NH}_3] = 0.1 - 2x$, jeweils in mol/L. Damit ergibt sich folgende Gleichung:

$$4 = \frac{(0.1 - 2x)^2}{x \cdot (3x)^3}.$$

Ihre Lösungen betragen $x_1 = -0.234$ und $x_2 = 0.041$. Nur die positive Lösung ergibt chemisch einen Sinn. Es werden also 0.041 mol N_2 und 0.123 mol H_2 gebildet.

- e) Bei b) gehen wir von der Reaktion $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ aus. Bei einem vollständigen Umsatz wären 4 mol Ammoniak gebildet worden, die Ausbeute beträgt also $\frac{2}{4} = 50\%$.

Bei c) gehen wir von der umgekehrten Reaktion $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$ aus. Bei einem vollständigen Umsatz wären 0.05 mol Stickstoff gebildet worden, die Ausbeute beträgt also $\frac{0.041}{0.05} = 82\%$.

10. Lösung

a)

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

- b) Die Gleichgewichtskonzentrationen betragen $[\text{SO}_3] = 0.1$, $[\text{SO}_2] = 0.4 - 0.2 = 0.2$ und $[\text{O}_2] = 1.1 - \frac{1}{2} \cdot 0.2 = 1.0$, jeweils in mol/L. Aus dem MWG ergibt sich damit die Gleichgewichtskonstante

$$K = \frac{(0.2 \text{ mol/L})^2}{(0.2 \text{ mol/L})^2 \cdot 1.0 \text{ mol/L}} = 1 \text{ L/mol}.$$

- c) Im Gleichgewicht liegen folgende Konzentrationen vor: $[\text{SO}_2] = 4 - 2x$, $[\text{O}_2] = 2 - x$ und $[\text{SO}_3] = 2x$, jeweils in L/mol. Mit dem MWG ergibt sich damit die Gleichung

$$1 = \frac{(2x)^2}{(4 - 2x)^2(2 - x)}$$

mit der Lösung $x = 1$. (Die Aufgabe ist so gestellt, dass die richtige Lösung auch erraten werden kann, da es sich um eine Gleichung dritten Grades handelt.) Es wurden also 2 mol SO_3 gebildet. Denken Sie daran, dass x eine Konzentration ist und wir die Zahl nur deshalb als Stoffmenge verwenden können, weil das Volumen des Kolbens genau ein Liter beträgt.

- d) Im Gleichgewicht liegen die Konzentrationen $[\text{SO}_2] = 2x$, $[\text{O}_2] = x$ und $[\text{SO}_3] = 0.1 - 2x$ vor, jeweils in L/mol. Daraus ergibt sich die Gleichung

$$1 = \frac{(0.1 - 2x)^2}{(2x)^2 \cdot x}$$

mit der Lösung $x = 0.042$. Es wurden also 0.084 mol SO_2 gebildet. Denken Sie daran, dass x eine Konzentration ist und wir die Zahl nur deshalb als Stoffmenge verwenden können, weil das Volumen des Kolbens genau ein Liter beträgt.

- e) Bei vollständigem Umsatz wären 4 mol Schwefeltrioxid gebildet worden. Die Ausbeute beträgt also $\frac{2}{4} = 50\%$.

11. Lösung

a)

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

- b) Die Konzentration von Wasser lässt sich mit Hilfe der Dichte berechnen. Bei Raumtemperatur beträgt die Dichte von Wasser $\rho = 1.0 \text{ g/cm}^3$, ein Liter wiegt also 1.0 kg. Da die molare Masse von Wasser 18 g/mol beträgt, ergibt sich eine Konzentration von

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} / 1 \text{ L} = 55.56 \text{ mol/L}.$$

Ein Liter Wasser enthält also 55.56 mol Moleküle pro Liter. Diese Konzentration wird ebenso auf verdünnte Lösungen zutreffen und die Verdünnung sich erst in kleineren Nachkommastellen bemerkbar machen.

- c) Die Definition des pH-Werts ist $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, wobei mit log der dekadische Logarithmus gemeint ist und die Konzentration in mol/L angegeben wird. Der pH beträgt also $\text{pH} = -\log(104) = -2.02$. Die gesuchte Oxonium-Konzentration beträgt dementsprechend $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} = 0.000\,000\,01 \text{ mol/L}$.

- d) Ein pH von 1 bedeutet eine Oxonium-Konzentration von 0.1 mol/L, was der Gleichgewichtskonzentration von Oxonium und Dihydrogenphosphat entspricht. Die Konzentration der Phosphorsäure beträgt daher 1.9 mol/L. Damit errechnet sich K zu

$$K = \frac{0.1 \cdot 0.1}{1.9 \cdot 55.5} = 0.0001.$$

(Die Einheiten kürzen sich im MWG.)

- e) Für diese Rechnung gehen wir von einer konstanten Wasserkonzentration aus. (Wie in b schon gesagt, ist die Angabe vernünftig, wie sie gerne an den Aufgaben d und f überprüfen können.) Ein pH = 2 entspricht einer Oxonium-Konzentration von 0.01 mol/L. Eingesetzt in das MWG ergibt sich die Gleichung

$$0.0001 = \frac{0.01^2}{x \cdot 55.6}$$

mit der Lösung $x = 0.018$. Man müsste also 0.018 mol Phosphorsäure lösen.

- f) Als Gleichgewichtskonzentrationen ergeben sich $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = x$, $[\text{H}_3\text{PO}_4] = 0.5 - x$ und für Wasser $55.6 - x$, jeweils in mol/L. Das MWG liefert dann die Gleichung

$$0.0001 = \frac{x \cdot x}{(0.5 - x)(55.6 - x)}$$

mit den Lösungen $x_1 = -0.056$ und $x_2 = 0.050$. Da der negative Wert chemisch keinen Sinn ergibt, beträgt der gesuchte pH = $-\log(0.050) = 1.3$.

12. Lösung

Es werden folgende Kürzel verwendet: $T \uparrow$ oder $p \uparrow$ bedeuten eine Erhöhung der Temperatur oder des Drucks. Mit $c \uparrow$ wird die Erhöhung der angegebenen Konzentration angezeigt.

- | | |
|--|--|
| a) $T \uparrow$: links; $p \uparrow$: rechts; $c \uparrow$: links; | b) $T \uparrow$: rechts; $p \uparrow$: links; $c \uparrow$: rechts; |
| c) $T \uparrow$: rechts; $p \uparrow$: links; $c \uparrow$: links; | d) $T \uparrow$: rechts; $p \uparrow$: links; $c \uparrow$: links; |
| e) $T \uparrow$: links; $p \uparrow$: rechts; $c \uparrow$: rechts; | f) $T \uparrow$: links; $p \uparrow$: —; $c \uparrow$: rechts; |

13. Lösung

- a) Ein hoher Druck wird die Ausbeute erhöhen, da eine Druckerhöhung das Gleichgewicht auf die Seite mit weniger Gasteilchen, also die Produktseite, verschiebt. Da die Reaktion exotherm ist, verschiebt eine Temperaturerhöhung das Gleichgewicht in Richtung Ausgangsstoffe. Eine hohe Temperatur ist also ungünstig für eine hohe Ausbeute.
- b) Eine Temperaturerhöhung verschiebt nicht nur das Gleichgewicht nach links, sondern erhöht auch die Reaktionsgeschwindigkeit (vgl. RGT-Regel). Das bedeutet, dass sich trotz der ungünstigen Verschiebung des Gleichgewichts die Menge an Produkt in einem bestimmten Zeitraum erhöhen kann, sich also die Produktionsleistung erhöht.

- c) Ein Katalysator verringert die Aktivierungsenergie, beschleunigt die Reaktion also. Das ist nicht nur günstig für eine möglichst hohe Produktionsleistung, sondern ermöglicht auch, die Reaktion bei niedrigeren Temperaturen durchzuführen, als es ohne Katalysator möglich wäre. Das spart Energie und damit Kosten. Ein Katalysator ändert die Lage des Gleichgewichts nicht, hat also auch auf die Ausbeute keinen Einfluss.
- d) Die eingefüllte Gesamtstoffmenge n_0 verteilt sich im Verhältnis 3 : 1 auf Stickstoff und Wasserstoff: $n_{N_2} = 0.25n_0$ und $n_{H_2} = 0.75n_0$. Damit ergeben sich im Gleichgewicht folgende Stoffmengen: $n_{N_2} = 0.25n_0 - x$, $n_{H_2} = 0.75n_0 - 3x$ und $n_{NH_3} = 2x$. Die Gesamtstoffmenge ist dann die Summe daraus, also $n = n_0 - 2x$. Aus dem Molenbruch für NH_3 lässt sich nun x in Abhängigkeit von n_0 bestimmen.

$$x_{NH_3} = 0.176 = \frac{2x}{n_0 - 2x} \quad \Leftrightarrow \quad x = 0.0748n_0$$

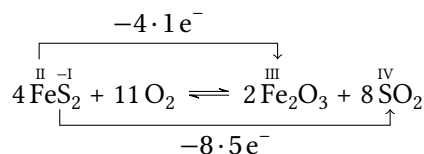
Daraus berechnen sich die Stoffmengen zu $n_{N_2} = 0.175n_0$, $n_{H_2} = 0.526n_0$, $n = 0.850n_0$. Als Molenbrüche ergeben sich mit $x_i = \frac{n_i}{n}$ die Werte $x_{N_2} = 0.206$ und $x_{H_2} = 0.619$. Nun endlich lässt sich auch die Gleichgewichtskonstante berechnen. Dafür verwenden wir das Ergebnis $K_c = K_x \cdot V_m^2$ aus dem roten Kasten:

$$K_c = K_x \cdot V_m^2 = \frac{0.176^2}{0.206 \cdot 0.619^3} \cdot (0.32 \text{ L/mol})^2 = 0.065 \text{ L}^2/\text{mol}^2$$

- e) Durch die Entfernung des Ammoniaks aus dem Gleichgewicht, also durch Verringerung seiner Konzentration, bewirkt man eine Verschiebung des Gleichgewichts nach rechts. Eine Rückführung von N_2 und H_2 verschiebt ihrerseits durch die Erhöhung der Edukt-Konzentrationen eine Verschiebung nach rechts. Dadurch wird die Ausbeute weiter maximiert.

14. Lösung

- a) Die Oxidationsstufe von Eisen erhöht sich von II auf III, die von Schwefel von $-I$ auf IV. Damit werden insgesamt 44 Elektronen übertragen. Die 22 Sauerstoff Atome ändern ihre Oxidationsstufe von 0 auf $-II$.



Der Sauerstoff hat zwei verschiedene Reaktionspartner, einmal Eisen und einmal Schwefel. Der Einfachheit halber wurde daher hier auf die bildhafte Darstellung seiner Elektronenübertragung verzichtet.

- b) Die eingefüllte Gesamtstoffmenge n_0 verteilt sich im Verhältnis 2 : 1 auf Schwefeldioxid und Sauerstoff: $n_{\text{SO}_2} = \frac{2}{3}n_0$ und $n_{\text{O}_2} = \frac{1}{3}n_0$. Damit ergeben sich im Gleichgewicht folgende Stoffmengen: $n_{\text{SO}_2} = \frac{1}{3}n_0 - 2x$, $n_{\text{O}_2} = \frac{1}{3}n_0 - x$ und $n_{\text{SO}_3} = 2x$. Die Gesamtstoffmenge ist dann die Summe daraus, also $n = n_0 - x$. Aus dem Molenbruch für SO_3 lässt sich nun x in Abhängigkeit von n_0 bestimmen.

$$x_{\text{SO}_3} = 0.76 = \frac{2x}{n_0 - x} \quad \Leftrightarrow \quad x = 0.275n_0$$

Daraus berechnen sich die Stoffmengen zu $n_{\text{SO}_2} = 0.117n_0$, $n_{\text{O}_2} = 0.058n_0$, $n = 0.725n_0$. Als Molenbrüche ergeben sich mit $x_i = \frac{n_i}{n}$ die Werte $x_{\text{SO}_2} = 0.161$ und $x_{\text{O}_2} = 0.080$. Nun endlich lässt sich auch die Gleichgewichtskonstante berechnen. Dafür verwenden wir das Ergebnis $K_c = K_x \cdot V_m$ aus dem roten Kasten:

$$K_c = K_x \cdot V_m = \frac{0.76^2}{0.161^2 \cdot 0.08} \cdot (72.5 \text{ L/mol}) = 2.0 \cdot 10^4 \text{ L}^2/\text{mol}^2$$

- c) Da auf der rechten Seite weniger Gasteilchen vorliegen, verschiebt eine Druckerhöhung das Gleichgewicht nach rechts, zugunsten der Ausbeute. Eine Temperaturniedrigung begünstigt ebenfalls die rechte Seite, da die Reaktion exotherm ist.
- d) Hohe Temperaturen beschleunigen die Reaktionsgeschwindigkeit, was die Produktionsleistung günstig beeinflusst, siehe auch die entsprechende Antwort zu Übung 13. Der eigentliche Grund ist jedoch ein anderer. Die Temperatur muss etwa zwischen 420° und 620° liegen. Bei tieferen Temperaturen wird der Katalysator inaktiv, bei höheren Temperaturen zersetzt er sich.
- e) Ohne Katalysator ist die Reaktion zu langsam und bei hohen Temperaturen ist das Gleichgewicht zudem zu weit zu den Edukten verschoben, um eine wirtschaftliche Ausbeute zu bringen.
- f) Sowohl eine Abtrennung von SO_3 als auch eine Rückführung der Edukte sorgen nach dem Prinzip des kleinsten Zwangs eine Verschiebung zugunsten des Produkts und damit für eine höhere Ausbeute.