

3.1. Fragen zum chemischen Gleichgewicht

Reaktionsgeschwindigkeiten (5)

- Beschreibe die Reaktion von Salzsäure HCl mit Magnesium Mg mit einer Reaktionsgleichung und gib den Reaktionstyp an. (2)
- Verwendet man einen Liter Salzsäure mit $[HCl] = 1 \text{ mol/l}$ bei $25 \text{ }^\circ\text{C}$, so haben sich nach 50 Sekunden 0,2 mol Wasserstoff gebildet. Wie groß war die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit? (1)
- Welche Reaktionszeiten und welche Reaktionsgeschwindigkeiten sind bei einer Säurekonzentration von $[HCl] = 2 \text{ mol/l}$ bei $15 \text{ }^\circ\text{C}$ zu erwarten? (2)

Lösung

- $2 \text{ H}^+\text{Cl} (\text{aq}) + \text{Mg} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{MgCl}_2 (\text{aq})$ (Redoxreaktion)
- $c = 4 \text{ mmol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- 2 mol/l: 25 Sekunden und $c = 8 \text{ mmol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Reaktionsgeschwindigkeiten (5)

- Beschreibe den Zerfall von Thioschwefelsäure mit einer Reaktionsgleichung und gib den Reaktionstyp an. (2)
- Bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$ wurde nach 50 Sekunden eine Schwefelkonzentration von 1 mmol/l gemessen. Wie groß war die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit? (1)
- Welche Reaktionszeiten und welche Reaktionsgeschwindigkeiten sind bei $30 \text{ }^\circ\text{C}$ und $40 \text{ }^\circ\text{C}$ zu erwarten? (2)

Lösung

- $2 \text{ H}^+\text{Cl} (\text{aq}) + \text{Mg} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{MgCl}_2 (\text{aq})$ (Redoxreaktion)
- $c = 4 \text{ mmol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$.
- 2 mol/l: 25 Sekunden und $c = 8 \text{ mmol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Reaktionsgeschwindigkeiten (5)

- Beschreibe die Reaktion von schwefliger Säure H_2SO_3 und Iodat-Ionen IO_3^- mit einer Reaktionsgleichung und gib den Reaktionstyp an. (2)
- Bei einer anfänglichen Iodatkonzentration von 10 mmol/l wurde nach 50 Sekunden eine Iodkonzentration von 1 mmol/l gemessen. Wie groß war die Reaktionsgeschwindigkeit? (1)
- Welche Reaktionszeiten und welche Reaktionsgeschwindigkeiten sind bei einer Iodatkonzentration von 20 mmol/l zu erwarten?

Lösung

- $5 \text{ H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{ IO}_3^- + 2 \text{ H}^+ \rightleftharpoons 5 \text{ H}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $v = 1 \text{ mmol/l} : 50 \text{ Sekunden} = 0,02 \text{ mmol/l}\cdot\text{s}$
- Die Reaktionsgeschwindigkeit ist bei diesem Versuch proportional zu $[\text{IO}_3^-]$, also $v_{\text{neu}} = 0,04 \text{ mmol/l}\cdot\text{s}$.

Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit (8)

Nennen und begründen Sie vier Maßnahmen zur Beschleunigung chemischer Reaktionen. Berücksichtigen Sie dabei sowohl gasförmige als auch gelöste und feste Edukte.

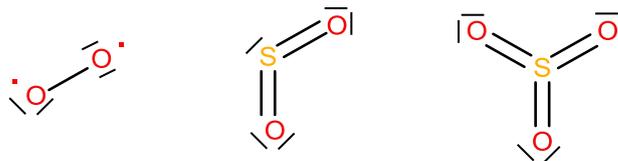
Lösungen (8)

- Temperaturerhöhung vergrößert den Anteil der Teilchen mit der **erforderlichen kinetischen Mindestenergie für eine erfolgreiche Kollision**. (2)
- Für **gelöste** Teilchen führt eine **Konzentrationserhöhung** dazu, dass in einem gegebenen Volumen mehr Kollisionspartner zur Verfügung stehen. (2)
- Für **gasförmige** Teilchen führt eine **Druckerhöhung** zu einer **Volumenabnahme** (Kompression) und damit wieder zu mehr Kollisionspartnern pro Volumen. (2)
- Für **feste** Teilchen führt eine Erhöhung des **Zerteilungsgrades** zu einer Zunahme der **Angriffsfläche**. (2)

Schwefeltrioxidsynthese: Bindungsarten und Redoxreaktion (18)

Zwei Moleküle Schwefeldioxid reagieren in einer mit einem Molekül Sauerstoff O₂ zu zwei Molekülen Schwefeltrioxid. Die rechts abgebildeten Strukturformeln findet man in allen Chemiebüchern und sie geben auch den aktuellen Erkenntnisstand wieder. Jede der drei Darstellungen verstößt aber gegen die in der Schule vermittelten Regeln für den Aufbau von Molekülen.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. (2)
- Nennen und erläutern Sie die Bindungsart, die in diesen Molekülen vorliegt. Gehen Sie dabei auf die Edelgasregel ein und erklären Sie auch den Begriff der Valenzstrich- bzw. Lewis-Formel. (4)
- Erklären Sie, in welcher Hinsicht die drei Darstellungen von diesen Prinzipien abweichen. (6)
- Korrigieren Sie die gängigen (und auch in diesem Text verwendeten!) aber eigentlich falschen (!) Bezeichnungen „Schwefeldioxid“ und „Schwefeltrioxid“. (2)
- Begründen Sie mit Hilfe von Oxidationszahlen, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt. (4)



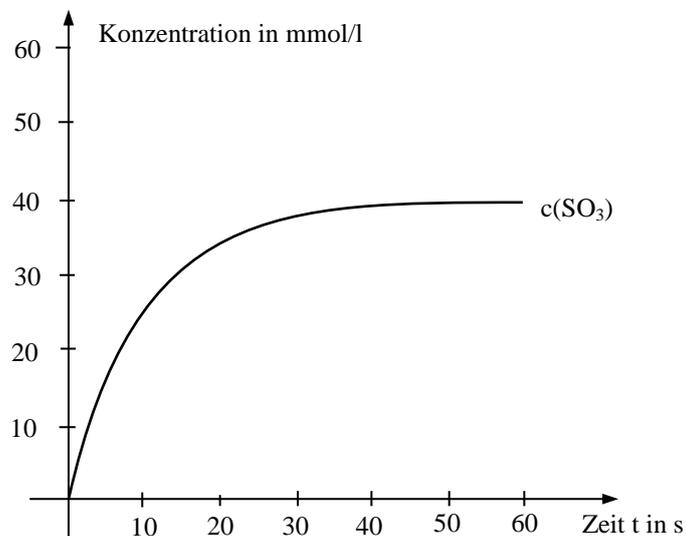
Lösungen:

- $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ (2)
- Es handelt sich um eine Elektronenpaarbindung zwischen Nichtmetallen, mit einem Mangel an Außenelektronen, wobei die Edelgaskonfiguration durch gemeinsame Nutzung der Bindungselektronen angestrebt wird. In der Valenzstrichformel bedeuten ein Punkt ein einzelnes Elektron und ein Strich ein Elektronenpaar. (4)
- In O₂ müssten die beiden einzelnen Elektronen als zweites bindendes Elektronenpaar in einer Doppelbindung genutzt werden. Das dargestellte Diradikal macht für jedes O-Atom nur 7 Außenelektronen verfügbar und erreicht nicht den Edelgaszustand! (2)
In SO₂ nutzt der Schwefel 5 anstelle der üblichen 4 Orbitale und beansprucht 10 Außenelektronen! (2)
In SO₃ nutzt der Schwefel 6 anstelle der üblichen 4 Orbitale und beansprucht 12 Außenelektronen!! (2)
- Schwefeldisauerstoff und Schwefeltrisauerstoff (2)
- $2 \text{S}^{+IV}\text{O}^{-II}_2 + \text{O}^{\pm 0}_2 \rightleftharpoons 2 \text{S}^{+VI}\text{O}^{-II}_3$ mit (2)
Ox: $\text{S}^{+IV} \rightarrow \text{S}^{+VI} + 4 \text{e}^-$ (1)
Red $\text{O}^{\pm 0}_2 + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{O}^{-II}$. (1)

Schwefeltrioxidsynthese: Kinetik und MWG (22)

Ein Kolben mit einem Volumen V = 1 Liter wurde mit 60 mmol Schwefeldioxid und 50 mmol Sauerstoff gefüllt. Der Konzentration des aus diesen Edukten neu gebildetem SO₃ ist in dem nebenstehenden Diagramm beschrieben.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. (1)
- Formulieren Sie die Geschwindigkeitsgesetze für die Hinreaktion v_{hin} und die Rückreaktion $v_{\text{rück}}$ aus Aufgabe 1. (2)
- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (2)
- Ergänzen Sie die fehlenden Werte in der folgenden Tabelle mit Hilfe des Diagramms und der Reaktionsgleichung. (11)
- Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante. (2)
- Skizzieren Sie die Kurven für $c(\text{O}_2)$ und $c(\text{SO}_2)$ ebenfalls in das Diagramm. (4)



t in s	c(SO ₂) in mmol/l	c(O ₂) in mmol/l	c(SO ₃) in mmol/l	v_{hin} in mmol/l·s
0	60	50		
10				
60				

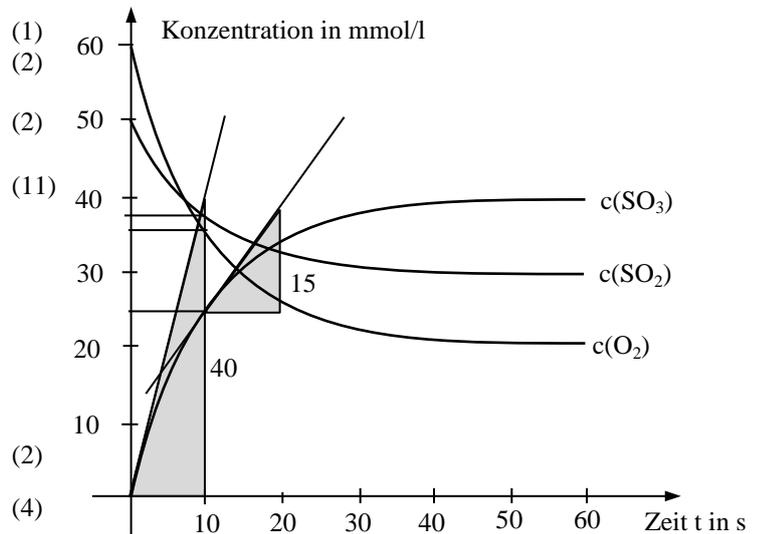
Lösungen

- a) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$
 b) $v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$ und $v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot [\text{SO}_3]$
 c) $K = \frac{\text{SO}_3^2}{\text{SO}_2^2 \cdot \text{O}_2}$
 d) Tabelle

t in s	c(SO ₂) in mmol/l	c(O ₂) in mmol/l	c(SO ₃) in mmol/l	v _{hin} in mmol/l·s
0	60	50	0	4
10	35	37,5	25	1,5
60	20	30	40	0

$$K = \frac{40^2}{20^2 \cdot 30} \frac{1}{\text{mmol}} = \frac{2}{15} \frac{1}{\text{mmol}}$$

- e) Diagramm



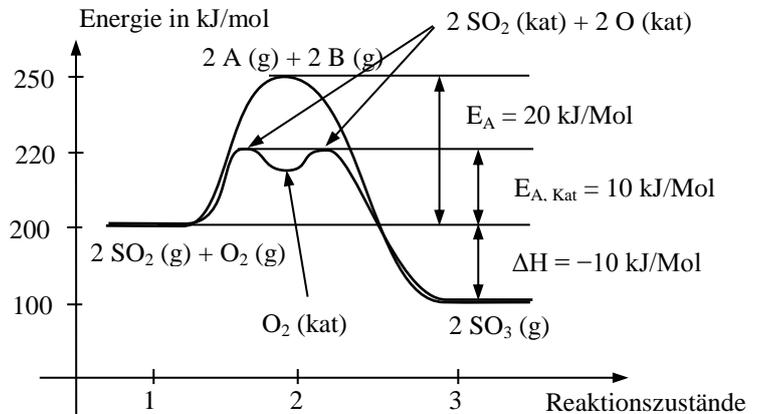
Schwefeltrioxid-synthese: Katalysator (25)

Schwefeldioxid lässt sich durch Sauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidieren. Alle beteiligten Stoffe sind gasförmig. Die Reaktion setzt eine Reaktionswärme von $\Delta H = -100 \text{ kJ/Mol}$ frei. Die Aktivierungsenergie ist $E_A = 50 \text{ kJ/Mol}$ ohne Katalysator und $E_{A, \text{Kat}} = 20 \text{ kJ/Mol}$ mit dem Katalysator Vanadiumpentoxid V_2O_5 . Vanadium hat die Ordnungszahl 23.

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. (1)
 b) Skizzieren und beschriften Sie das vollständige Energiediagramm mit und ohne Katalysator. (8)
 c) Begründen Sie die Verhältnisformel V_2O_5 mit Hilfe der Edelgasregel. (2)
 d) Beschreiben Sie die Wirkung des Katalysators auf Teilchenebene. (2)
 e) Welches der beiden Edukte muss zunächst gespalten werden, um die Bildung des Produktes zu ermöglichen? Erläutern Sie die Rolle des Katalysators bei dieser Spaltung mit Hilfe einer Skizze. (4)
 f) Warum hat der Katalysator keinen Einfluss auf die Ausbeute? (2)
 g) Aus welchem Grund wird der teure und empfindliche Katalysator trotzdem zugesetzt? (2)
 h) Beschreiben und begründen Sie auf Teilchenebene zwei Maßnahmen, mit denen sich die Ausbeute bei dieser Reaktion erhöhen lässt. (4)

Lösungen:

- a) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$ (1)
 b) Energiediagramm (8)
 c) Vanadium gibt 5 Elektronen ab und erreicht die Konfiguration von ^{18}Ar . (1)
 O nimmt 2 Elektronen auf und erreicht die Konfiguration von ^{10}Ne . (1)
 d) Der Katalysator bindet die Edukte an seiner Oberfläche. Diese Bindungen zum Katalysator schwächen die bestehenden Bindungen in den Eduktmolekülen und setzen dadurch die für ihre Spaltung erforderliche Energie herab. (2)
 e) An das SO_2 wird ein weiteres O-Atom gebunden. Dieses O-Atom entsteht durch Spaltung eines O_2 -Moleküls. O_2 wird an den Katalysator gebunden (reagiert in diesem Fall sogar mit ihm!), wodurch die O-O-Bindung geschwächt wird. Skizze dazu: (4)
 f) Der Katalysator beschleunigt sowohl die Hinreaktion als auch die Rückreaktion. Er hat daher keinen Einfluss auf die Lage des Gleichgewichts (2)
 g) Der Katalysator beschleunigt die **Einstellung** des Gleichgewichts, d.h., pro Tag können mehr Reaktionen durchgeführt werden, so dass der Umsatz pro Tag erhöht wird. (2)
 h) Das Gleichgewicht wird auf die Produktseite verschoben durch Druckerhöhung, weil die Produkte weniger Volumen einnehmen. (2)
 Durch Abkühlung, weil die bei der exothermen Hinreaktion freigesetzte Energie dann abgeführt wird. (2)



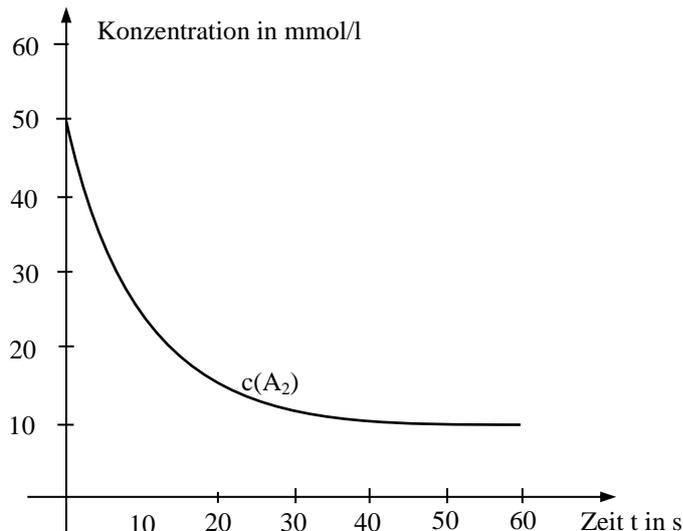
Konzentrations-Zeit-Diagramm (9)

Gegeben ist eine endotherme Reaktion in der Gasphase mit der Gleichung $2 A_2 (g) + B_2 (g) \rightleftharpoons 2 A_2B (g)$. Bestimmen Sie graphisch die fehlenden Werte in der folgenden Tabelle:

t in s	c(A ₂) in mmol/l	c(B ₂) in mmol/l	c(A ₂ B) in mmol/l	v _{hin} in mmol/l·s
0	50	30	0	
10				
60				

Lösungen (9)

t in s	c(A ₂) in mmol/l	c(B ₂) in mmol/l	c(A ₂ B) in mmol/l	v _{hin} in mmol/l·s
0	50	30	0	4
10	25	17,5	25	1
60	10	10	40	0

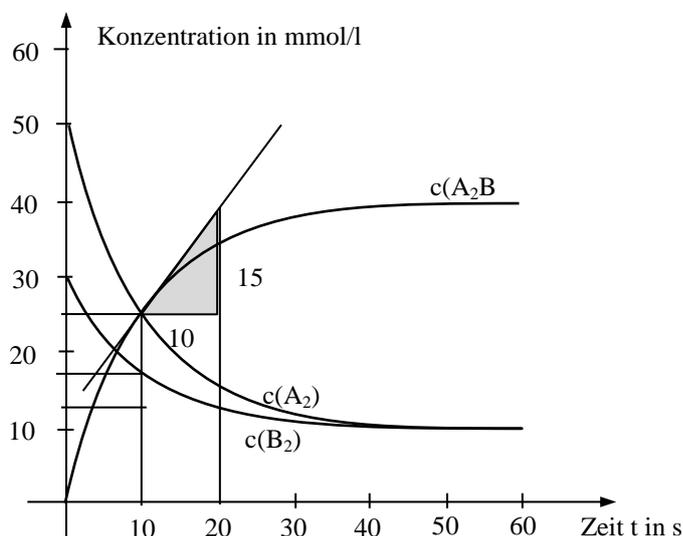


Massenwirkungsgesetz (9)

- Skizzieren Sie die Graph der Konzentrationen c(B₂) und c(A₂B) ebenfalls in das Diagramm auf der rechten Seite (4)
- Formulieren Sie die Geschwindigkeitsgesetze für die Hinreaktion v_{hin} und die Rückreaktion v_{rück}. (2)
- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (1)
- Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K aus den in Aufgabe 1 bestimmten Konzentrationen. (2)

Lösungen (10)

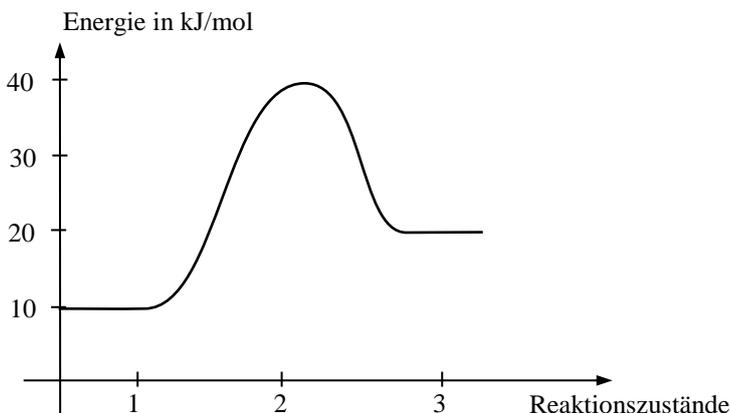
- siehe rechts (4)
- $v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c^2(A_2) \cdot c(B_2)$ und $v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c^2(A_2B)$ (2)
- $$K = \frac{c^2 A_2B}{c^2 A_2 \cdot c B_2}$$
 (1)
- $$K = \frac{40^2}{10^2 \cdot 10} \frac{1}{\text{mmol}} = 1,6 \frac{1}{\text{mmol}}$$
 (2)



Energiediagramm (10)

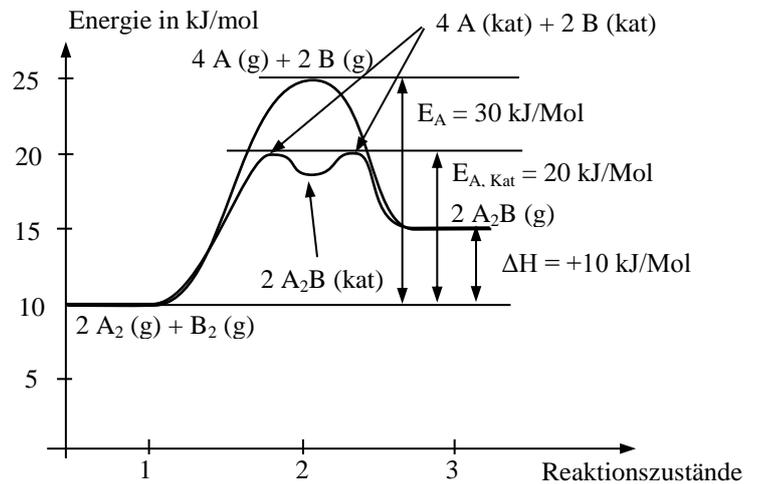
Gegeben ist das nebenstehende Energiediagramm für die Reaktion aus den Aufgaben 1 und 2. Bestimmen Sie

- die Reaktionswärme ΔH (1)
- die Aktivierungsenergie E_A (1)
- die Mindestenergie E_{Min} für eine erfolgreiche Kollision. (1)
- Beschreiben Sie die Zustände 1; 2 und 3 für die Edukte und Produkte auf Teilchenebene. (3)
- Skizzieren Sie zusätzlich das Energieprofil für eine katalysierte Reaktion mit einer Aktivierungsenergie von E_{A, Kat} = 20 kJ/Mol in das Diagramm. (2)
- Begründen Sie auf Teilchenebene, warum die Aktivierungsenergie durch den Katalysator herabgesetzt wird. (2)



Lösungen(10)

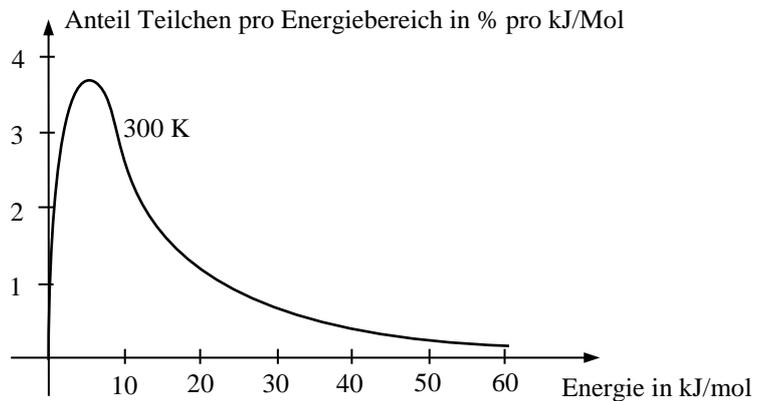
- a) siehe rechts (1)
- b) siehe rechts (1)
- c) $E_{\min} = 25 \text{ kJ/mol}$ (1)
- d) siehe rechts (3)
- e) siehe rechts (2)
- f) Der Katalysator bindet die Edukte an seiner Oberfläche. Diese Bindungen zum Katalysator schwächen die bestehenden Bindungen in den Eduktmolekülen und setzen dadurch die für ihre Spaltung erforderliche Energie herab. (2)



Geschwindigkeitsverteilung (9)

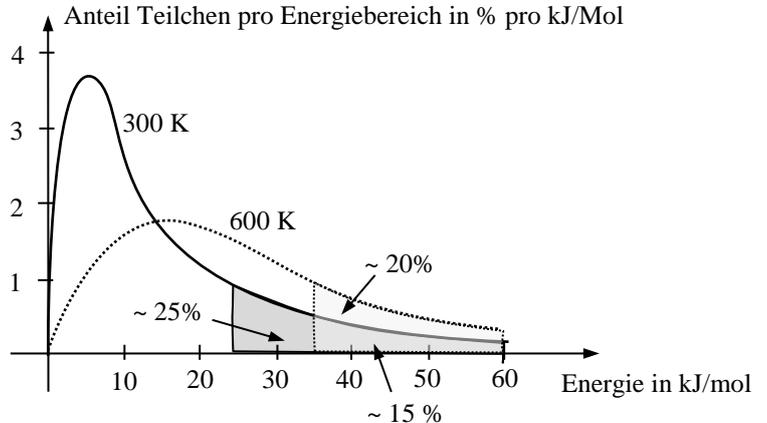
Bestimmen Sie den Anteil der Teilchen, welche bei 300 K

- a) ohne Katalysator (2)
 - b) mit Katalysator (2)
- die notwendige kinetische Energie E_{\min} für eine erfolgreiche Kollision besitzen.
- c) Skizzieren Sie die Verteilungskurve für $T = 600 \text{ K}$ und bestimmen Sie aus Ihrer Kurve ebenfalls den Anteil der Teilchen, welche bei 300 K die notwendige kinetische Energie E_{\min} besitzen. (5)



Lösungen (9)

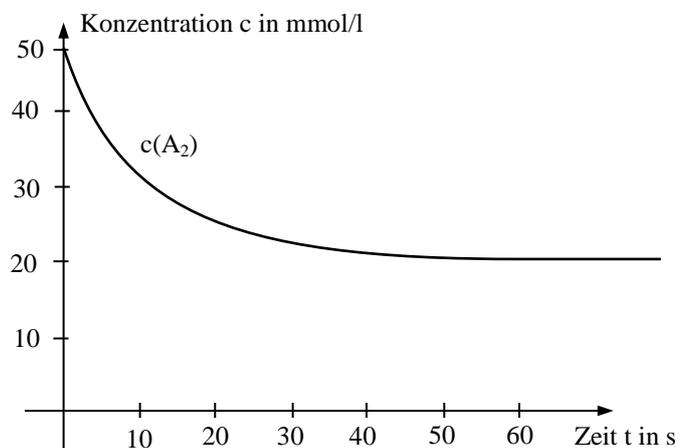
- a) ~ 15% (siehe rechts) (2)
- b) ~ 25% (siehe rechts) (2)
- c) ~ 20% (siehe rechts) (5)



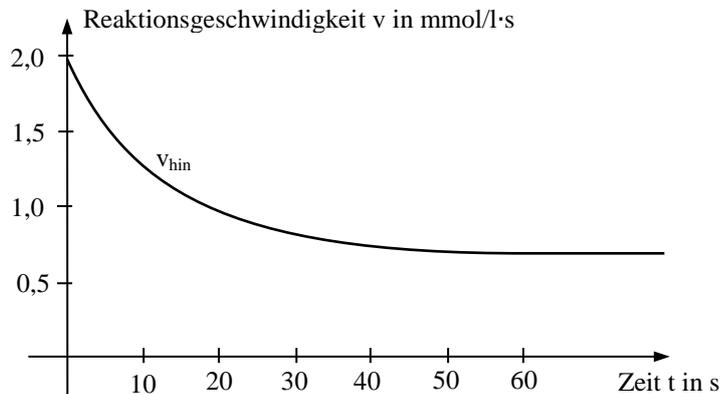
Massenwirkungsgesetz (14)

Gegeben ist das Konzentrations-Zeit-Diagramm für das Edukt A_2 in einem Reaktionsbehälter, der zur Zeit $t = 0$ jeweils 50 mmol der beiden Edukte A_2 und B_2 enthielt, welche zu dem Produkt A_3B reagieren können.

- a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung. (2)
- b) Wieviel mmol A_2 werden bis zur Einstellung des Gleichgewichts verbraucht und wieviel mmol bleiben übrig? (2)
- c) Wieviel mmol B_2 werden bis zur Einstellung des Gleichgewichts verbraucht und wieviel mmol bleiben übrig? (2)
- d) Wieviel mmol A_3B werden bis zur Einstellung des Gleichgewichts gebildet? (1)
- e) Skizzieren Sie die zeitliche Entwicklung der Konzentrationen $c(B_2)$ und $c(A_3B)$ in das gegebene Konzentrations-Zeit-Diagramm. (3)



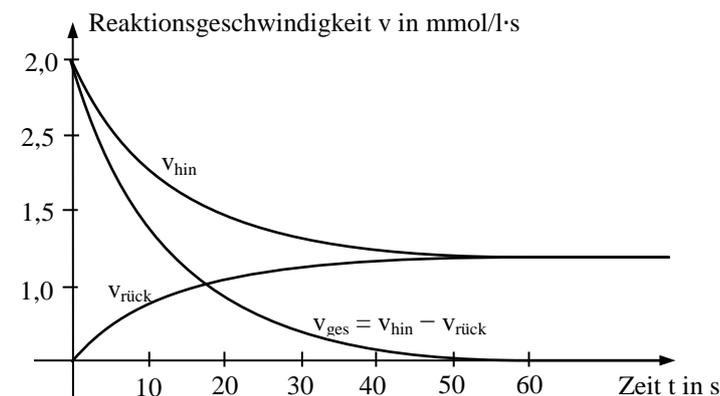
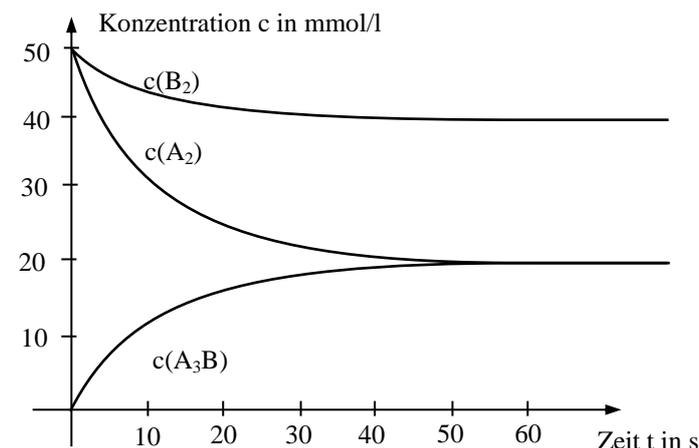
- f) Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz und berechnen sie den Wert der Gleichgewichtskonstanten K. (2)
- g) Skizzieren Sie die zeitliche Entwicklung der Reaktionsgeschwindigkeit $v_{\text{rück}}$ für die Rückreaktion in das rechts abgebildete Geschwindigkeits-Zeit-Diagramm. (2)



Lösungen (14)

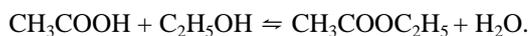
- a) $3 A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2 A_3B$. (2)
- b) 30 mmol A_2 werden verbraucht und 20 mmol bleiben übrig. (2)
- c) 10 mmol B_2 werden verbraucht und 40 mmol bleiben übrig. (2)
- d) 20 mmol A_3B werden gebildet. (1)
- e) siehe rechts (3)
- f)
$$K = \frac{c^2 A_3B}{c^3 A_2 \cdot c B_2} = \frac{20^2}{20^3 \cdot 40} \frac{l^2}{\text{mmol}^2}$$

$$= 1,25 \cdot 10^{-3} \frac{l^2}{\text{mmol}^2}$$
 (2)
- g) siehe rechts (2)



Estergleichgewicht (12)

Bei der Reaktion von Ethansäure CH_3COOH mit Ethanol C_2H_5OH bildet sich unter Austritt von Wasser Ethansäure-ethyl-ester $CH_3COOC_2H_5$:



- a) Formuliere das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (1)
- b) 6 g Ethansäure wurden mit 4,6 g Ethanol versetzt. Nach einiger Zeit sind noch 0,03 mol Säure übrig. Berechne die Gleichgewichtskonstante K. (2)
- c) Wieviel Mol Ester werden gebildet, wenn 1 Mol Säure mit 4 Mol Alkohol versetzt wurden? (2)
- d) Wieviel Mol Ester bleiben übrig, wenn 2 Mol Ester mit 1 mol Wasser versetzt werden? (2)
- e) Berechne die Ausbeute für c). (2)
- f) Berechne die Ausbeute, wenn der Ester jeweils abdestilliert wird, so dass nur noch 0,1 Mol Ester in der Reaktionslösung zurückbleiben. (2)
- g) Zeichne ein Energiediagramm und erkläre, wie sich die Ausbeute mit Hilfe der Temperatur erhöhen lässt. (2)
- h) Warum lässt sich die Ausbeute durch Zugabe von konzentrierter Schwefelsäure ebenfalls erhöhen? (1)

Lösung

- a)
$$\frac{\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{\text{CH}_3\text{COOH} \cdot \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = K$$
- b) Ausgangsmengen: 6 g = 0,1 mol CH₃COOH und 4,6 g = 0,1 mol C₂H₅OH. Im Gleichgewicht liegen vor: restliche Edukte 0,03 mol CH₃COOH und 0,03 mol C₂H₅OH sowie erzeugte Produkte 0,1 – 0,03 = 0,07 mol CH₃COOC₂H₅ und 0,07 mol H₂O
- $$\Rightarrow K = \frac{0,07 \text{ mol} \cdot 0,07 \text{ mol}}{(0,03 \text{ mol}) \cdot (0,03 \text{ mol})} = 5,4$$
- c)
$$\frac{x \cdot x}{(1 \text{ mol} - x) \cdot (4 \text{ mol} - x)} = 5,4 \Rightarrow x = 0,94 \text{ mol Ester bzw. Wasser}$$
- d)
$$\frac{(2 - x) \cdot (1 - x)}{x^2} = 5,4 \Rightarrow x = 0,84 \text{ Mol Säure bzw. Alkohol} \Rightarrow 2 - 0,84 \text{ mol} = 1,16 \text{ Mol Ester bleiben übrig.}$$
- e) Ausbeute = erzeugte Produktmenge : Produktmenge bei vollständiger Umsetzung = 0,94 mol : 1 mol = 0,94 = 94%
- f)
$$\frac{0,1 \text{ mol} \cdot x}{(1 \text{ mol} - x) \cdot (4 \text{ mol} - x)} = 5,4 \Rightarrow x = 0,99 \text{ mol Ester bzw. Wasser} \Rightarrow \text{Ausbeute} = 0,99 = 99 \%$$
- g) Schwefelsäure wirkt hygroskopisch (wasserentziehend). Durch Herabsetzung der Konzentration des Reaktionsproduktes Wasser wird die Hinreaktion gefördert.

Iodwasserstoffgleichgewicht (14)

Wasserstoff und Jod reagieren zu Jodwasserstoff: H₂(g) + I₂(g) ⇌ 2 HI(g) mit ΔH = – 16 kJ/mol bei T = 500°C

- a) Formuliere das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (1)
- b) Ein Kolben mit einem Volumen V = 1 Liter wurde mit 0,4 mol Wasserstoff und 0,4 mol Jod gefüllt. Nach einiger Zeit sind nur noch 0,1 mol Jod übrig. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K. (2)
- c) Berechne die Ausbeute in b) (1)
- d) Ein Kolben mit einem Volumen V = 1 Liter wurde mit 0,1 mol Wasserstoff und 0,1 mol Jod gefüllt. Wieviel mol Jodwasserstoff werden daraus gebildet? (2)
- e) Wie viel mol Wasserstoff und Jod werden gebildet, wenn 0,1 mol Jodwasserstoff eingefüllt wurde? (2)
- f) Wie verändert sich die Ausbeute bei einer Druckerhöhung? Begründe. (1)
- g) Wie verändert sich die Ausbeute beim Erwärmen? Begründe. (2)
- h) Wie verändert sich die Ausbeute, wenn man HI aus dem Gasraum entfernt? (1)
- i) Begründe mit Hilfe zwischenmolekularer Kräfte, warum man HI durch Einspritzen von Wasser aus dem Gasraum entfernen kann. (2).

Lösung

- a)
$$\frac{\text{HI}^2}{\text{H}_2 \cdot \text{I}_2} = K \quad (1)$$
- b)
$$\frac{(2 \cdot (0,4 \text{ mol} - 0,1 \text{ mol}))^2}{(0,1 \text{ mol}) \cdot (0,1 \text{ mol})} = 36 \quad (2)$$
- c)
$$\frac{0,6 \text{ mol}}{0,8 \text{ mol}} = 0,75 = 75 \% \quad (1)$$
- d)
$$\frac{(2x)^2}{(0,1 \text{ mol} - x) \cdot (0,1 \text{ mol} - x)} = 36 \Rightarrow x = 0,075 \text{ mol} \Rightarrow 2x = 0,15 \text{ mol Iodwasserstoff} \quad (2)$$
- e)
$$\frac{(2 \cdot (0,05 \text{ mol} - x))^2}{x \cdot x} = 36 \Rightarrow x = 0,0125 \text{ mol Iod bzw. Wasserstoff} \quad (2)$$
- f) Bei Druckerhöhung passiert nichts, da Edukte und Produkte gleich viel Raum beanspruchen (1)
- g) Durch Temperaturerhöhung wird mehr Energie zugeführt und die endotherme (=energieverbrauchende) Rückreaktion begünstigt, so dass sich das Gleichgewicht in Richtung der Edukte verschiebt. (2)
- h) Durch Entfernung einer Komponente wird die Reaktionsrichtung begünstigt, die dieses Komponente nachliefert, in diesem Fall die Hinreaktion. (1)
- i) Das polare Produkt HI löst sich in Wasser, die unpolaren Edukte H₂ und I₂ aber nicht. Durch Wassereinspritzung wird also das Produkt HI aus dem Gleichgewicht entfernt und die Hinreaktion begünstigt. (2)

Iodwasserstoffgleichgewicht (12)

Wasserstoff und Jod reagieren zu Jodwasserstoff: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$ mit $\Delta H = -16 \text{ kJ/mol}$ bei $T = 500^\circ\text{C}$

- Formuliere das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (1)
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1$ Liter wurde mit 0,3 mol Wasserstoff und 0,3 mol Jod gefüllt. Nach einiger Zeit sind nur noch 0,1 mol Jod übrig. Berechne die Gleichgewichtskonstante K . (3)
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1$ Liter wurde mit 0,1 mol Wasserstoff und 0,1 mol Jod gefüllt. Wie viel mol Jodwasserstoff werden daraus gebildet? (2)
- Wieviel mol Wasserstoff und Jod werden gebildet, wenn 0,1 mol Jodwasserstoff eingefüllt wurde? (2)
- Berechne die Ausbeute in c) (1)
- In welche Richtung verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn die Temperatur erhöht wird? Begründe. (2)
- Warum erhöht sich die Ausbeute, wenn man bei der Gasreaktion Wasser einspritzt? (1).

Lösung

- $$\frac{\text{HI}^2}{\text{H}_2 \cdot \text{I}_2} = K$$
- $$\frac{(2 \cdot (0,3 \text{ mol} - 0,1 \text{ mol}))^2}{(0,1 \text{ mol}) \cdot (0,1 \text{ mol})} = 16$$
- $$\frac{0,4 \text{ mol}}{0,6 \text{ mol}} = 0,67 = 67 \%$$
- $$\frac{(2x)^2}{(0,1 \text{ mol} - x) \cdot (0,1 \text{ mol} - x)} = 16 \Rightarrow x = 0,067 \Rightarrow 2x = 0,132 \text{ mol Iodwasserstoff}$$
- $$\frac{(2 \cdot (0,05 \text{ mol} - x))^2}{x \cdot x} = 16 \Rightarrow x = 0,0167 \text{ mol Iod bzw. Wasserstoff}$$
- Durch Temperaturerhöhung wird mehr Energie zugeführt und die endotherme (=energieverbrauchende) Rückreaktion begünstigt, so dass sich das Gleichgewicht in Richtung der Edukte verschiebt.
- Das polare Produkt HI löst sich in Wasser, die unpolaren Edukte H_2 und I_2 aber nicht. Durch Wassereinspritzung wird also das Produkt HI aus dem Gleichgewicht entfernt und die Hinreaktion begünstigt.

Ammoniaksynthese (12)

Stickstoff N_2 und Wasserstoff H_2 reagieren zu Ammoniak NH_3 : $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ mit $\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$

- Formuliere das Massenwirkungsgesetz für diese Reaktion. (1)
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1$ Liter wurde mit 0,12 mol Stickstoff und 0,26 mol Wasserstoff gefüllt. Nach einiger Zeit sind 0,04 mol Ammoniak entstanden. Berechne die Gleichgewichtskonstante K . (3)
- Ein Kolben mit einem Volumen $V = 1$ Liter wurde mit 3 mol Stickstoff und 4 mol Wasserstoff gefüllt. Wieviel mol Ammoniak werden daraus gebildet? (4)
- Berechne die Ausbeute für b). (1)
- Beschreibe und begründe zwei Maßnahmen zur Erhöhung der Ausbeute. (2)
- Warum erhöht sich die Ausbeute, wenn man bei der Gasreaktion Wasser einspritzt? (1).

Lösung

a) $\frac{\text{NH}_3}{\text{N}_2 \cdot \text{H}_2^3} = K$

b) Hinreaktion: $0,02 \text{ mol N}_2 + 0,06 \text{ mol H}_2 \rightarrow 0,04 \text{ mol NH}_3$
 $\Rightarrow K = \frac{(0,04 \text{ mol/l})^2}{(0,12 \text{ mol/l} - 0,02 \text{ mol/l}) \cdot (0,26 \text{ mol/l} - 0,06 \text{ mol/l})^3} = 2 \text{ (l/mol)}^2$

c) Hinreaktion: $x \text{ mol N}_2 + 3x \text{ mol H}_2 \rightarrow 2x \text{ mol NH}_3$
 $\Rightarrow \frac{(2x \text{ mol/l})^2}{(2 \text{ mol/l} - x \text{ mol/l}) \cdot (4 \text{ mol/l} - 3x \text{ mol/l})^3} = 2 \text{ (l/mol)}^2 \Leftrightarrow \frac{(2x)^2}{(3-x) \cdot (4-3x)^3} = 2$
 $\Rightarrow x = 1 \Rightarrow 2x = 2 \text{ mol Ammoniak wurden gebildet.}$

d) Ausbeute = erzeugte Produktmenge : Produktmenge bei vollständiger Umsetzung mit $x = \frac{4}{3}$
 $= 2 \text{ mol} : \frac{8}{3} \text{ mol}$
 $= 0,75 = 75 \%$

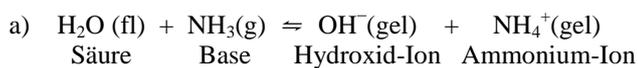
- e) Durch Abkühlung wird Energie abgeführt und die exotherme (=energieliefernde) Hinreaktion begünstigt, so dass sich das Gleichgewicht in Richtung der Produkte verschiebt. Durch Druckerhöhung verschiebt sich das Gleichgewicht ebenfalls in Richtung der Produkte, da sie weniger Raum einnehmen als die Edukte.
- f) Das polare Produkt NH_3 löst sich in Wasser, die unpolaren Edukte H_2 und N_2 aber nicht. Durch Wassereinspritzung wird also das Produkt NH_3 aus dem Gleichgewicht entfernt und die Hinreaktion begünstigt

Ammoniakgleichgewicht (10)

2 Liter Ammoniakgas NH_3 wurden in einem Liter Wasser gelöst.

- a) Stelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ammoniak mit Wasser auf und benenne alle Produkte. (1)
- b) Stelle das Massenwirkungsgesetz auf. (1)
- c) Wieviel Mol Ammoniak und wieviel Mol Wasser lagen zu Beginn der Reaktion vor? (2)
- d) Nach der Einstellung des Gleichgewichtes haben sich 1,26 mmol Hydroxid-Ionen gebildet. Berechne die Gleichgewichtskonstante K. (2)
- e) Wieviele Hydroxid-Ionen bilden sich, wenn man 1 Mol Ammoniak in einem Liter Wasser löst? (2)
- f) In welche Richtung verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn der Versuch mit Natronlauge anstelle von Wasser durchgeführt wird? (Begründung!) (2)

Lösung



b) $\frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{\text{H}_2\text{O} \cdot \text{NH}_3} = K$

c) $2 \text{ l} = 89,3 \text{ mmol NH}_3$ und $1000 \text{ g} = 55555 \text{ mmol H}_2\text{O}$

d) $K = \frac{1,26 \text{ mmol} \cdot 1,26 \text{ mmol}}{(55555 \text{ mmol} - 1,26 \text{ mmol}) \cdot (89,3 \text{ mmol} - 1,26 \text{ mmol})} = 3,25 \cdot 10^{-7}$

e) $\frac{x \cdot x}{(55555 \text{ mmol} - x) \cdot (1000 \text{ mmol} - x)} = 3,25 \cdot 10^{-7} \Rightarrow x = 4,3 \text{ mmol OH}^- \text{-Ionen}$

- f) Die Konzentration der OH^- -Ionen ist in Natronlauge viel höher als in Wasser. Da bei der Hinreaktion OH^- -Ionen als Produkt entstehen, führt die Erhöhung ihrer Konzentration zu einer Verschiebung des Gleichgewichtes auf die Seite der Edukte.

Essigsäuregleichgewicht (10)

6 g Ethansäure CH_3COOH wurden in einem Liter Wasser gelöst.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ethansäure mit Wasser und benennen Sie alle Produkte. (1)
- Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz. (1)
- Wieviel Mol Ethansäure und wieviel Mol Wasser lagen zu Beginn der Reaktion vor? (2)
- Nach der Einstellung des Gleichgewichtes haben sich 1,33 mmol Hydroxonium-Ionen gebildet. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante K . (2)
- Wieviele Hydroxonium -Ionen bilden sich, wenn man 1 Mol Ethansäure in einem Liter Wasser löst? (2)
- In welche Richtung verschiebt sich das Gleichgewicht, wenn der Versuch mit Salzsäure anstelle von Wasser durchgeführt wird? (Begründung!) (2)

Lösung

- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{gel}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{gel})$
Säure Base Ethanoat-Ion Hydroxonium-Ion
- $$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = K$$
- 6 g = 100 mmol CH_3COOH und 1000 g = 55555 mmol H_2O
- $$\frac{1,33 \text{ mmol} \cdot 1,33 \text{ mmol}}{(55555 \text{ mmol} - 1,33 \text{ mmol}) \cdot (100 \text{ mmol} - 1,33 \text{ mmol})} = 3,25 \cdot 10^{-7}$$
- $$\frac{x \cdot x}{(55555 \text{ mmol} - x) \cdot (1000 \text{ mmol} - x)} = 3,25 \cdot 10^{-7} \Rightarrow x = 4,3 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+\text{-Ionen}$$
- Die Konzentration der H_3O^+ -Ionen ist in Salzsäure viel höher als in Wasser. Da bei der Hinreaktion H_3O^+ -Ionen als Produkt entstehen, führt die Erhöhung ihrer Konzentration zu einer Verschiebung des Gleichgewichtes auf die Seite der Edukte.

Reaktion von Ammoniumchlorid mit Wasser (12)

Gibt man 10 g Ammoniumchlorid in 1 Liter Wasser, so erhält man eine schwach saure Lösung.

- Warum löst sich Ammoniumchlorid in Wasser? Beschreibe den Lösungsvorgang mit einer Reaktionsgleichung und benenne die dabei entstehenden Teilchen. (2)
- Berechne die Konzentration dieser Lösung. (2)
- Untersuche die beiden beim Lösen entstandenen Ionen auf sauren bzw. basischen Charakter und gib gegebenenfalls die Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser und den pK -Wert an. (6)
- Berechne den pH -Wert der Lösung. (2)

Lösung

- Ammoniumchlorid ist ein Salz, dessen Ionengitter durch die polaren Wassermoleküle zerstört wird:
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ (Ammonium-Ion und Chlorid-Ion)
- $53,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} = 1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}$
 $10 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl} = 0,187 \text{ mol } \text{NH}_4\text{Cl}$
 \Rightarrow man erhält eine 0,187-molare Ammoniumchloridlösung.
- NH_4^+ kann ein Proton H^+ an H_2O abgeben (Reaktion als **Säure**): $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ mit $\text{pK}_\text{S} = 9,25$
Die Aufnahme eines Protons (Reaktion als **Base**) ist extrem unwahrscheinlich, da NH_4^+ positiv geladen ist und die ebenfalls positiv geladenen Protonen H^+ abstößt.
 Cl^- kann offensichtlich kein Proton mehr abgeben (keine Reaktionen als **Säure** möglich)
Es kann ein Proton aufnehmen (Reaktion als **Base**): $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{HCl}$ mit $\text{pK}_\text{B} \approx 20$. Wegen der stabilen Edelgaskonfiguration des Chloridions liegt das Gleichgewicht extrem auf der linken Seite, d.h., diese Reaktion ist zu vernachlässigen.
- Der pH -Wert dieser Lösung ist $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_\text{S} - \log c_0) = 5,13$

Redoxreaktionen, funktionelle Gruppen, Prinzip vom kleinsten Zwang

Die BASF bezieht praktisch alle Rohstoffe außer Kochsalz und Wasser aus dem Steamcracker im Zentrum des Betriebes. In dieser Anlage werden die verschiedenen Erdölfraktionen, die über die Pipeline aus der Raffinerie in Karlsruhe geliefert werden, mit heißem Wasserdampf behandelt. Aus den langkettigen Kohlenwasserstoffen des Vakuum-Rückstandes erhält man dabei das so genannte Synthesegas, ein Gemisch aus Kohlenstoffmonoxid und Wasserstoff.

Teil 1: Redoxgleichung (4)

Beschreiben Sie die Entstehung von Synthesegas aus (der Einfachheit halber) Butan durch eine Reaktionsgleichung mit Oxidationszahlen und deuten sie die Elektronenübergänge mit Pfeilen an.

Lösung



Teil 2: Organische Verbindungsklassen, Prinzip vom kleinsten Zwang (8)

Das Synthesegas kann u.a. zu den folgenden Produkten weiter reagieren:

- stark exotherm zu Methan
 - schwach exotherm zu Methanol
 - schwach exotherm zu Ethansäure
- a) Beschreiben Sie alle drei Reaktionen mit je einer Reaktionsgleichung. (3)
- b) Beschreiben Sie drei Maßnahmen, durch deren Kombination sich die Reaktion in jeweils eine der drei Richtungen steuern lässt. (5)

Lösung

- a) (1) $CO + 3 H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$ (1)
- (2) $CO + 2 H_2 \rightleftharpoons CH_3OH$ (1)
- (3) $2 CO + 2 H_2 \rightleftharpoons CH_3COOH$ (1)
- b) Temperatur: Kühlung begünstigt (1) gegenüber (2) und (3) (1)
- Druck: Hohe Drücke begünstigen (1) und (3) gegenüber (2) (2)
- Wasserstoffanteil: Entfernung von Wasserstoff begünstigt (3) gegenüber (1) und (2) (2)

Teil 3: Gleichgewicht (Version mit mol/l) (14)

Um die Wasserstoffausbeute zu erhöhen, behandelt man das Kohlenstoffmonooxid wieder mit Wasserdampf und erhält Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff.

- a) Bei Ausgangskonzentrationen von $[CO]_0 = [H_2]_0 = 0,1 \text{ mol/l}$ erhält man im Gleichgewicht $[CO_2] = 0,05 \text{ mol/l}$. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante. (3)
- b) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonzentrationen aller Stoffe, wenn die Ausgangskonzentration von Wasserdampf verdoppelt wird und $[CO]_0 = 0,1 \text{ mol/l}$ beibehalten wird. (4)
- c) Die Zugabe von weiterem Wasserdampf beeinflusst das Gleichgewicht nicht nur auf der Seite der Edukte, sondern auch auf der Seite der Produkte positiv. Welches der Produkte reagiert mit dem überschüssigen Wasserdampf und warum verbessert das die Wasserstoffausbeute? Begründen Sie mit Hilfe einer Reaktionsgleichung und benennen Sie das Folgeprodukt. (3)
- d) Die Wasserstoffausbeute lässt sich durch die Zugabe von Kalklauge (gesättigte Lösung von Calciumhydroxid) nochmals deutlich erhöhen. Begründen Sie mit einer Reaktionsgleichung und benennen Sie das Folgeprodukt (2)
- e) Wie lässt sich die „verbrauchte“ Kalklauge aus c) gewinnbringend weiterverwenden? Formulieren Sie eine passende Reaktionsgleichung. (2)

Lösung

- a) $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ mit $K = \frac{CO_2 \cdot H_2}{CO \cdot H_2O} = \frac{0,05 \cdot 0,05}{0,05 \cdot 0,05} = 1$ (3)
- b) $\frac{x \cdot x}{(0,1 - x) \cdot (0,2 - x)} = 1 \Rightarrow 0,3x = 0,02 \Rightarrow [H_2] = [CO_2] = 0,067 \text{ mol/l}$, (2)
- $[CO] = 0,1 - x = 0,033 \text{ mol/l}$ und $[H_2O] = 0,2 - x = 0,133 \text{ mol/l}$. (2)
- c) Der Wasserdampf reagiert mit CO_2 zu Kohlensäure: $H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3$ (2) Um das Gleichgewicht zu erhalten, wird CO_2 und damit auch H_2 nachproduziert. (1)
- d) Die Kalklauge reagiert mit CO_2 zu Kalk: $Ca(OH)_2(aq) + CO_2(aq) \rightleftharpoons CaCO_3(s) + H_2O$. (2)
- e) Der Kalk kann zu CaO gebrannt werden und als Kalkmörtel verkauft werden: (1)
- $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ (1)

Teil 3: Chemisches Gleichgewicht, Prinzip vom kleinsten Zwang (Version mit %) (14)

Um die Wasserstoffausbeute zu erhöhen, behandelt man das Kohlenstoffmonooxid wieder mit Wasserdampf und erhält Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff.

- a) Mischt man CO und H₂O im Verhältnis 1 : 1, so erhält man im Gleichgewicht einen Volumenanteil von 25 % CO₂. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante. (3)
- b) Berechnen Sie die Gleichgewichtskonzentrationen aller Stoffe, wenn CO und H₂O im Verhältnis 1 : 2 gemischt werden. (4)
- c) Die Zugabe von weiterem Wasserdampf beeinflusst das Gleichgewicht nicht nur auf der Seite der Edukte, sondern auch auf der Seite der Produkte positiv. Welches der Produkte reagiert mit dem überschüssigen Wasserdampf und warum verbessert das die Wasserstoffausbeute? Begründen Sie mit Hilfe einer Reaktionsgleichung und benennen Sie das Folgeprodukt. (3)
- d) Die Wasserstoffausbeute lässt sich durch die Zugabe von Kalklauge (gesättigte Lösung von Calciumhydroxid) nochmals deutlich erhöhen. Begründen Sie mit einer weiteren Reaktionsgleichung und benennen Sie das Folgeprodukt (2)
- e) Der bei d) entstehende Niederschlag löst sich wieder auf, wenn lang genug Kohlenstoffdioxid und Wasser eingeleitet werden. Formulieren Sie eine Reaktionsgleichung und benennen Sie das gelöste Salz (2)

Lösung

a) $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ mit $K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0,25 \cdot 0,25}{0,25 \cdot 0,25} = 1$ (3)

b) $\frac{x \cdot x}{\left(\frac{1}{3} - x\right) \cdot \left(\frac{2}{3} - x\right)} = 1 \Rightarrow x = \frac{2}{9}$ (2)

$\Rightarrow [\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = \frac{2}{9} \approx 22,2\%$, $[\text{CO}] = \frac{1}{3} - \frac{2}{9} = \frac{1}{9} \approx 11,1\%$ und $[\text{H}_2\text{O}] = \frac{2}{3} - \frac{2}{9} = \frac{4}{9} \approx 44,4\%$. (2)

c) Der Wasserdampf reagiert mit CO₂ zu Kohlensäure: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ (2) Um das Gleichgewicht zu erhalten, wird CO₂ und damit auch H₂ nachproduziert. (1)

d) Die Kalklauge reagiert mit CO₂ zu Kalk: $\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{aq}) + \text{CO}_2 (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$. (2)

e) Der Kalk reagiert mit weiterem CO₂ und Wasser zu löslichem Calciumhydrogencarbonat: (1)



Teil 4: Stöchiometrie (4)

Durch die fortlaufende Zugabe von frischer Kalklauge lässt sich die Ausbeute auf nahezu 100 % steigern. Wieviel Liter Wasserstoffgas kann man unter dieser Annahme aus einem Kilogramm Butan gewinnen? Wieviel Kilogramm Wasser werden dabei umgesetzt?

Lösung:

