

2 Chemisches Gleichgewicht

2.22 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

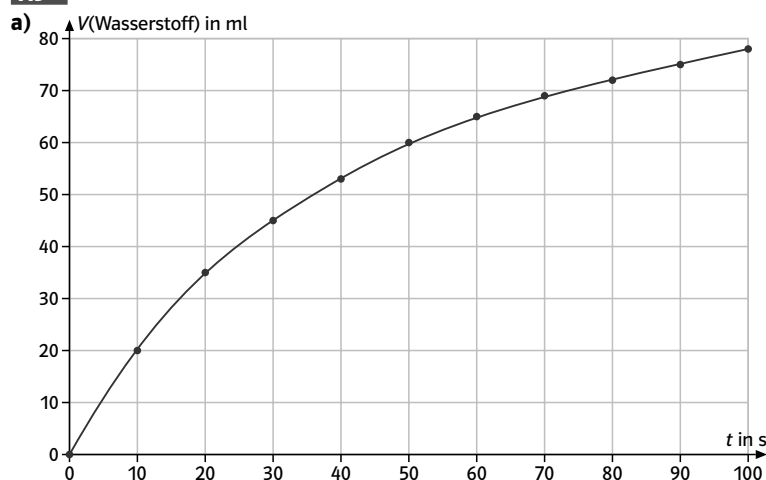
A1

- a) Durch die Zerkleinerung des Zinkstücks wird die Oberfläche vergrößert, die Reaktion mit Salzsäure läuft schneller ab.
- b) Bei einer höheren Temperatur läuft die Reaktion schneller ab, da mehr Teilchen über die notwendige Aktivierungsenergie verfügen.
- c) Wird das Volumen der Salzsäure durch Zugabe von Salzsäure gleicher Konzentration vergrößert, so hat dies zu Beginn keinen Einfluss auf die Reaktionsgeschwindigkeit. Da nun jedoch insgesamt mehr Salzsäure vorhanden ist, nimmt ihre Konzentration mit fortschreitender Reaktion langsamer ab, d.h., auch die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt langsamer ab als ohne Zugabe von Salzsäure. (Nimmt man an, dass das Volumen der Salzsäure durch Zugabe von dest. Wasser vergrößert wird, führt dies zu einer Konzentrationsverringerung der Salzsäure und damit zu einer Verringerung der Reaktionsgeschwindigkeit.)
- d) Durch das Schütteln werden die Wasserstoffblasen schneller von der Oberfläche des Zinkstücks entfernt, sodass dort wieder die Salzsäure angreifen kann. Außerdem bewirkt das Schütteln eine Erhöhung der Salzsäure-Konzentration an der Oberfläche des Zinkstücks, da die „verbrauchte“ Salzsäure durch „frische“ Salzsäure ersetzt wird. Beide Effekte führen zu einer Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit.

A2

Die Zeit vom Zusammengeben der Natriumthiosulfat-Lösung und der Salzsäure bis zum Auftreten der Trübung durch fein verteilten Schwefel wird durch eine Temperaturerhöhung um 10°C (10 K) jeweils ungefähr halbiert. Eine Halbierung der Zeit entspricht einer Verdopplung der Reaktionsgeschwindigkeit. Dies entspricht der RGT-Regel.

A3



- b) Während in den ersten 10 Sekunden 20 ml Wasserstoff gebildet werden, nimmt in gleichen Zeitintervallen das Volumen des gebildeten Wasserstoffs immer mehr ab. Von der 90. bis zur 100. Sekunde werden nur noch 3 ml Wasserstoff gebildet. Am Anfang ist die Reaktionsgeschwindigkeit am größten; im Verlauf der Reaktion nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit ab.

- c) Mit $V(\text{Salzsäure}) = 10 \text{ ml}$ und $V_m(\text{H}_2) \approx 24 \text{ l/mol}$ kann man die Volumendifferenzen in Konzentrationsdifferenzen umrechnen (s. Kap. 2.1, B5 im Schulbuch) und daraus die mittleren Reaktionsgeschwindigkeiten berechnen:

Δt in s	ΔV in l	$\Delta c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/l	$\bar{v}$ in mol/(l·s)
10 – 0 = 10	0,020 – 0,000 = 0,020	–0,17	0,017
20 – 10 = 10	0,035 – 0,020 = 0,015	–0,13	0,013
30 – 20 = 10	0,045 – 0,035 = 0,010	–0,08	0,008
40 – 30 = 10	0,053 – 0,045 = 0,008	–0,07	0,007
50 – 40 = 10	0,060 – 0,053 = 0,007	–0,06	0,006
60 – 50 = 10	0,065 – 0,060 = 0,005	–0,04	0,004
70 – 60 = 10	0,069 – 0,065 = 0,004	–0,03	0,003
80 – 70 = 10	0,072 – 0,069 = 0,003	–0,03	0,003
90 – 80 = 10	0,075 – 0,072 = 0,003	–0,03	0,003
100 – 90 = 10	0,078 – 0,075 = 0,003	–0,03	0,003

Hinweise:

- In der Aufgabe wird nur eine Auswahl von drei Zeitintervallen verlangt.
- Die mittleren Reaktionsgeschwindigkeiten können auch auf $\Delta c(\text{Mg}^{2+})$ bezogen werden. Es ergeben sich (im Vergleich zur obigen Tabelle) die halben Werte von $\bar{v}$.

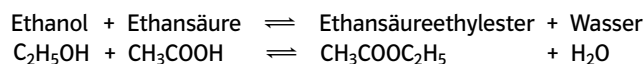
A4

- a) Eine Temperaturerhöhung begünstigt die endotherme Rückreaktion. Die Wasserstoff-Ausbeute wird kleiner, die Gleichgewichtskonstante wird kleiner.
- b) Die Entfernung von Kohlenstoffdioxid führt dazu, dass das Gleichgewicht in die Richtung verschoben wird, in der Kohlenstoffdioxid nachgebildet wird, d. h., die Hinreaktion wird begünstigt. Dadurch wird auch die Wasserstoff-Ausbeute größer. Da die Temperatur gleich bleibt, ändert sich die Gleichgewichtskonstante nicht.
- c) Eine Druckverminderung wirkt sich nicht auf die Gleichgewichtslage aus, da die Teilchenanzahlen der gasförmigen Stoffe links und rechts vom Gleichgewichtspfeil gleich sind. Die Wasserstoff-Ausbeute bleibt gleich. Da die Temperatur gleich bleibt, ändert sich die Gleichgewichtskonstante nicht.

A5

- a) Bei Temperaturen bis 500 °C liegt das Gleichgewicht auf der Seite des Schwefeltrioxids. Bei Temperaturen über 500 °C verschiebt sich das Gleichgewicht sehr stark auf die Seite des Schwefeldioxids. Bei über 900 °C liegt das Gleichgewicht fast vollständig auf der Seite des Schwefeldioxids.
- b) Eine Temperaturabsenkung begünstigt die exotherme Reaktion, eine Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion. Da bei niedriger Temperatur das Gleichgewicht auf der Seite des Schwefeltrioxids liegt und mit steigender Temperatur das Gleichgewicht sich auf die Seite des Schwefeldioxids verschiebt, muss die Bildung des Schwefeltrioxids eine exotherme Reaktion sein:
- $$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 \quad | \text{ exotherm}$$
- c) Folgende Maßnahmen erhöhen die Ausbeute an Schwefeltrioxid:
- Absenkung der Temperatur (Begünstigung der exothermen Reaktion)
 - Erhöhung des Drucks (Gleichgewichtsverschiebung zur Seite mit der kleineren Anzahl von Teilchen gasförmiger Stoffe)
 - Entfernen des Schwefeltrioxids aus dem Gemisch (Gleichgewichtsverschiebung durch Verringerung der Konzentration des Produkts)
 - Einsatz eines der Ausgangsstoffe (Schwefeldioxid oder Sauerstoff) in großem Überschuss (Gleichgewichtsverschiebung durch Erhöhung der Konzentration eines Edukts)

A6



$$K_c = \frac{c(\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ mol/l}}{1 \text{ mol/l} \cdot 0,0625 \text{ mol/l}} = 4$$

A7 $K_L(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{l}^3$
 $\Rightarrow c(\text{Ba}^{2+}) \cdot c^2(\text{OH}^-) = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{l}^3$

Aus der Summenformel des Bariumhydroxids folgt: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ba}^{2+})$
 $\Rightarrow c(\text{Ba}^{2+}) \cdot (2 \cdot c(\text{Ba}^{2+}))^2 = 4 \cdot c^3(\text{Ba}^{2+}) = 4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{l}^3$

$\Leftrightarrow c(\text{Ba}^{2+}) = \sqrt[3]{4,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^3/\text{l}^3 : 4} = 0,102 \text{ mol/l}$

Berechnung der Stoffmenge und der Masse der Barium-Ionen in 500 ml Wasser:

$n(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{Ba}^{2+}) \cdot 0,500 \text{ l} = 0,102 \text{ mol/l} \cdot 0,500 \text{ l} = 0,051 \text{ mol}$

$\Rightarrow m(\text{Barium-Ionen}) = M(\text{Ba}^{2+}) \cdot n(\text{Ba}^{2+}) = 137,3 \text{ g/mol} \cdot 0,051 \text{ mol} = 7,0 \text{ g}$

Berechnung der Stoffmenge und der Masse der Hydroxid-Ionen in 500 ml Wasser:

$n(\text{OH}^-) = 2 \cdot n(\text{Ba}^{2+}) = 2 \cdot 0,051 \text{ mol} = 0,102 \text{ mol}$

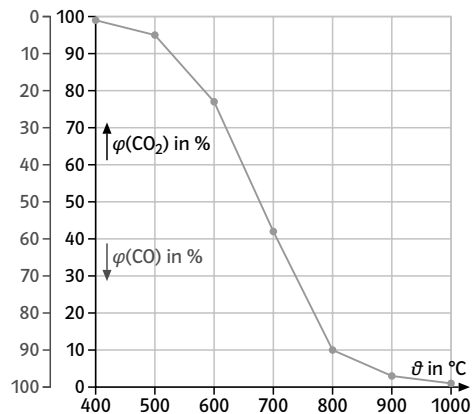
$\Rightarrow m(\text{Hydroxid-Ionen}) = M(\text{OH}^-) \cdot n(\text{OH}^-) = 17,0 \text{ g/mol} \cdot 0,102 \text{ mol} = 1,7 \text{ g}$

Berechnung der Masse des Bariumhydroxids in 500 ml Wasser:

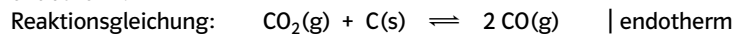
$m(\text{Bariumhydroxid}) = m(\text{Barium-Ionen}) + m(\text{Hydroxid-Ionen}) = 7,0 \text{ g} + 1,7 \text{ g} = 8,7 \text{ g}$

A8

a)



- b) Mit steigender Temperatur nimmt der Anteil von Kohlenstoffmonooxid zu. Nach dem Prinzip von LE CHATELIER und BRAUN wird durch eine Temperaturerhöhung die endotherme Reaktion begünstigt. Also ist die Bildung von Kohlenstoffmonooxid aus Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff endotherm.



Es handelt sich um ein heterogenes Gleichgewicht. Die „Konzentration“ des festen Kohlenstoffs wird im MWG nicht berücksichtigt bzw. es wird $c(\text{C}) = 1$ gesetzt. Damit lautet das MWG des Boudouard-Gleichgewichts:

$$K_c = \frac{c^2(\text{CO})}{c(\text{CO}_2)}$$

- c) Wenn der endotherm gebildete Stoff im Zähler des MWG steht, dann wird K_c mit steigender Temperatur größer. Eine Temperaturerhöhung bewirkt also eine Erhöhung des Anteils von Kohlenstoffmonooxid.

Eine Druckerhöhung verschiebt ein Gleichgewicht, an dem gasförmige Stoffe beteiligt sind, zu der Seite mit der kleineren Teilchenanzahl in der Gasphase. Beim Boudouard-Gleichgewicht sind also nur die Teilchenanzahlen des Kohlenstoffmonooxids und des Kohlenstoffdioxids zu berücksichtigen. Da die Teilchenanzahl in der Gasphase rechts vom Gleichgewichtspfeil doppelt so groß ist wie links, wird durch eine Druckerhöhung die Rückreaktion begünstigt, d.h., der Anteil von Kohlenstoffdioxid wird größer.

© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022. Alle Rechte vorbehalten. www.klett.de
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Autorinnen und Autoren: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Paul Gietz, Prof. Heike Maier, Prof. Karsten Wiese
Bei der Erstellung dieses Unterrichtswerkes wurde auch auf andere Titel des Ernst Klett Verlags zurückgegriffen.
Deren Autorinnen und Autoren sind: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Edgar Brückl, Prof. Werner Eisner, Paul Gietz, Heike Große, Dr. Erhard Irmer, Axel Justus, Prof. Dr. Klaus Laitenberger, Prof. Heike Maier, Dr. Martina Mihlan, Peter Nelle, Hildegard Nickolay, Dr. Carsten Penz, Horst Schaschke, Prof. Dr. Werner Schierle (†), Bärbel Schmidt, Andrea Schuck, Michael Sternberg, Dr. Jutta Töhl-Borsdorf, Prof. Karsten Wiese, Peter Zehentmeier, Dr. Thorsten Zippel.

Illustrationen: Marzell, Alfred, Schwäbisch Gmünd: 1.1, 3.1