

## Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

### Aufgaben

#### A 1

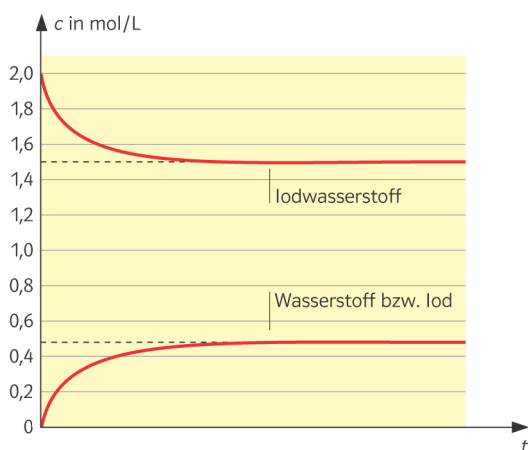
Die Hin- und die Rückreaktion läuft nach der Einstellung des Gleichgewichts mit derselben Geschwindigkeit ab, d. h. die Anzahlen der pro Zeiteinheit umgesetzten Edukt-Teilchen und der sich neu bildenden Produkt-Teilchen sind exakt gleich.

#### A 2

**Wichtiger Hinweis:** In der Aufgabenstellung im Buch hat sich ein Fehler eingeschlichen. Es muss heissen: Die Anfangskonzentration an Iodwasserstoff soll  $c_0 = 2 \text{ mol/L}$  sein (und nicht: die Anfangskonzentration an Iod).

Da es für die Zusammensetzung des Gleichgewichtssystems keine Rolle spielt, ob man von den Stoffen links oder rechts des Doppelpfeils ausgeht, stellen sich im Gleichgewicht dieselben Konzentrationen ein wie in  $\triangleright$ Abb. 3:

$$c(\text{HI}) = 1,56 \text{ mol/L}, c(\text{H}_2) = c(\text{I}_2) = 0,22 \text{ mol/L}$$



#### A 3

$$\text{a) } K = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c^3(\text{H}_2) \cdot c(\text{N}_2)}$$

$$\text{b) } K = \frac{c^2(\text{SO}_3)}{c^2(\text{SO}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

## A 4

Wir formulieren zuerst das Massenwirkungsgesetz:

$$K = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)}$$

Für die Konzentration von HI ergibt sich durch Umformen:

$$c^2(\text{HI}) = c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2) \cdot K$$

$$c(\text{HI}) = \sqrt{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2) \cdot K} = 0,1 \text{ mol/L} \cdot \sqrt{K} = 0,74 \text{ mol}$$

## A 5

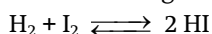
Stoffmengen vor der Reaktion:

$$n(\text{H}_2) = 8,10 \text{ mol}; n(\text{I}_2) = 2,94 \text{ mol}$$

Nach der Einstellung des Gleichgewichts gilt:

$$n(\text{HI}) = 5,64 \text{ mol}$$

Die Reaktionsgleichung lautet:



5,64 mol Iodwasserstoff werden aus 2,82 mol Wasserstoff und 2,82 mol Iod gebildet.

Nach der Einstellung des Gleichgewichts verbleibt damit folgende Stoffmenge an Wasserstoff:

$$n(\text{H}_2) = 8,10 \text{ mol} - 2,82 \text{ mol} = 5,28 \text{ mol}$$

Die Stoffmenge an Iod nach der Einstellung des Gleichgewichts ist:

$$n(\text{I}_2) = 2,94 \text{ mol} - 2,82 \text{ mol} = 0,12 \text{ mol}$$

Für die Gleichgewichtskonzentrationen ergibt sich:

$$c(\text{H}_2) = \frac{5,28 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 2,112 \text{ mol/L}, c(\text{I}_2) = \frac{0,12 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 0,048 \text{ mol/L}, c(\text{HI}) = \frac{5,64 \text{ mol}}{2,5 \text{ L}} = 2,256 \text{ mol/L}$$

$$K = \frac{c^2(\text{HI})}{c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)} = \frac{(2,256 \text{ mol/L})^2}{2,112 \text{ mol/L} \cdot 0,048 \text{ mol/L}} = 50,2$$

## A 6

*Hinweis:* Eine Volumenverringerung verschiebt chemische Gleichgewichte, bei denen gasförmige Stoffe auftreten, in die Richtung, in der sich die Teilchenanzahl in der Gasphase verkleinert. Um die Gleichgewichtsverschiebung zu beurteilen, vergleicht man die Molzahlen (d. h. die Koeffizienten) der gasförmigen Edukte und Produkte in der Reaktionsgleichung.

- a) Durch eine Volumenverringerng wird die Bildung von Stickstoffdioxid ( $\text{NO}_2$ ) bevorzugt. Durch die Gleichgewichtsverschiebung auf die rechte Seite der Reaktionsgleichung wird die Anzahl der Teilchen in der Gasphase kleiner. Dadurch wird die Druckerhöhung abgeschwächt.
- b) Durch eine Volumenverringerng wird die Bildung von Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff bevorzugt. Durch die Gleichgewichtsverschiebung auf die linke Seite der Reaktionsgleichung wird die Anzahl der Teilchen in der Gasphase kleiner. Der Kohlenstoff liegt als Feststoff vor und hat daher ein viel kleineres Volumen als die gasförmigen Reaktanden.
- c) Eine Volumenverringerng hat keinen Einfluss auf diese Gleichgewichtsreaktion, weil sich durch eine Gleichgewichtsverschiebung die Teilchenanzahl in der Gasphase nicht ändert.
- d) Durch eine Volumenverringerng wird die Bildung von Calciumcarbonat bevorzugt. Durch die Gleichgewichtsverschiebung auf die linke Seite der Reaktionsgleichung wird die Anzahl der Teilchen in der Gasphase kleiner, Calciumcarbonat und Calciumoxid legen in fester Form vor, nur das Kohlenstoffdioxid ist gasförmig.

#### A 7

Gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER begünstigt eine Temperaturerhöhung durch Wärmezufuhr die endotherme Rückreaktion; das Gleichgewicht verschiebt sich nach links. Eine Temperatursenkung durch Wärmeentzug begünstigt dagegen die exotherme Hinreaktion; das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts.

Das Massenwirkungsgesetz für diese Gleichgewichtsreaktion lautet:

$$K = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c^3(\text{H}_2) \cdot c(\text{N}_2)}$$

Bei einer Temperaturerhöhung nehmen die Konzentrationen von Stickstoff und Wasserstoff zu. Die Konzentrationen dieser Stoffe stehen im Nenner des Massenwirkungsgesetzes, also wird  $K$  kleiner. Bei einer Temperatursenkung nimmt die Konzentration des Ammoniaks zu. Die Konzentration des Ammoniaks steht im Zähler, also wird  $K$  grösser.

#### A 8

Um eine hohe Schwefeltrioxid-Ausbeute zu erzielen, müsste man niedrige Temperaturen ( $< 400\text{ }^\circ\text{C}$ ) einhalten. Gemäss  $\triangleright$ Abb. 14 gilt für die Schwefelsäureanteile bei verschiedenen Temperaturen:

- 400 °C:  $w(\text{Schwefeltrioxid}) \approx 97\%$   
500 °C:  $w(\text{Schwefeltrioxid}) \approx 90\%$   
600 °C:  $w(\text{Schwefeltrioxid}) \approx 73\%$   
700 °C:  $w(\text{Schwefeltrioxid}) \approx 40\%$

Bei Temperaturen unter 400 °C würde die Reaktion nur sehr langsam ablaufen. Mit Hilfe eines Katalysators lässt sich die Reaktionsgeschwindigkeit aber erhöhen. In der Technik verwendet man Vanadium(V)-oxid ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ) als Katalysator und eine Reaktionstemperatur von etwa 450 °C, bei welcher der Katalysator wirksam ist. Unter diesen Bedingungen verläuft die  $\text{SO}_3$ -Bildung ausreichend schnell und mit genügender Ausbeute.

## A 9

a) Die Erhöhung der Stoffmenge eines Reaktionspartners verschiebt ein Gleichgewicht in die Richtung, in der ein Teil dieser Komponente verbraucht wird. Bei der betrachteten Reaktion  $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$  führt die Erhöhung der Stoffmenge des Sauerstoffs (bzw. der Luft, also des praktisch kostenlosen Ausgangsstoffs) zu einer Verschiebung des Gleichgewichts in Richtung des gewünschten Schwefeltrioxids; dies ermöglicht eine vollständigere Umsetzung des wertvollen Schwefeldioxids.

b) Auf der rechten Seite der Reaktionsgleichung  $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3$  ist die Anzahl der Teilchen in der Gasphase geringer als auf der linken Seite. Eine Druckerhöhung führt also zur Verschiebung des Gleichgewichts auf die Seite des gewünschten Schwefeltrioxids.

## A 10

Bei Zimmertemperatur läuft die Reaktion von Stickstoff und Wasserstoff zu Ammoniak nicht merklich ab. Durch Zufuhr von Wärme, also durch Erhöhung der Temperatur, wird die Reaktion beschleunigt. Gleichzeitig verschiebt sich aber die Gleichgewichtslage zu den Ausgangsstoffen hin. Die Reaktionsgeschwindigkeit kann auch mit Hilfe eines geeigneten Katalysators erhöht werden. Die Reaktionstemperatur wird dann durch den Temperaturbereich bestimmt, in dem der Katalysator aktiv ist. Der Katalysator für die Ammoniaksynthese ist oberhalb einer Temperatur von etwa 450 °C wirksam. Bei höherer Temperatur und Einsatz eines geeigneten Katalysators läuft die Bildung des Ammoniaks aus den Elementen genügend schnell ab. Da gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER eine Druckerhöhung das Gleichgewicht auf die Seite des Ammoniaks verschiebt, lässt man die Synthese bei einem hohen Druck ablaufen.

## A 11

Die Volumenanteile an Ammoniak,  $\alpha(\text{NH}_3)$ , bei den verschiedenen Bedingungen sind:

- a)  $\alpha(\text{NH}_3)$  bei 400 °C und 20 MPa  $\approx 39 \%$
- b)  $\alpha(\text{NH}_3)$  bei 400 °C und 60 MPa  $\approx 65 \%$
- c)  $\alpha(\text{NH}_3)$  bei 300 °C und 30 MPa  $\approx 68 \%$
- d)  $\alpha(\text{NH}_3)$  bei 500 °C und 30 MPa  $\approx 23 \%$

*Hinweis:* Für den Druck 30 MPa ist keine Kurve im Diagramm eingezeichnet. Der Volumenanteil an Ammoniak kann aber trotzdem aufgrund der Kurven bei 20 MPa und 50 MPa grob geschätzt werden.

## A 12

Es würde zu lange dauern, bis sich das Gleichgewicht eingestellt hat. Es ist wirtschaftlicher, die Gase rasch über den Katalysator strömen zu lassen; der dadurch bedingte Verzicht auf den maximalen Ammoniak-Anteil wird durch die viel grösseren Gasmengen überkompensiert.

## A 13

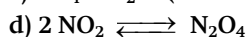
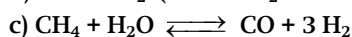
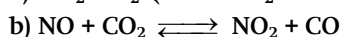
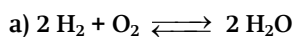
In der unberührten Natur durchlaufen alle Nährstoffe geschlossene Kreisläufe; der Nährstoffgehalt der Böden bleibt daher über längere Zeiten praktisch konstant. Durch den Eingriff des Menschen werden mit den Nutzpflanzen auch die Nährstoffe den Kreisläufen entzogen. Bei intensivem Ackerbau müssen die Nährstoffe daher ersetzt werden.

## Überprüfung und Vertiefung

## Ü 1

- a) Wärmezufuhr begünstigt die endotherme Rückreaktion. Es findet eine Gleichgewichtsverschiebung zugunsten der Bildung von Kohlenstoffmonooxid und Wasser statt; das Gleichgewicht wird also nach links verschoben.
- b) Die Wegnahme eines Reaktionspartners verschiebt ein Gleichgewicht in die Richtung, die diese Komponente wieder entstehen lässt. Die Entfernung von Kohlenstoffdioxid verschiebt das Gleichgewicht also auf die rechte Seite, sodass Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff nachgebildet werden.
- c) Eine von aussen bewirkte Volumenänderung beeinflusst chemische Gleichgewichte, bei denen gasförmige Stoffe auftreten, nur dann, wenn sich die Teilchenzahl in der Gasphase durch Gleichgewichtsverschiebung ändert. Bei der aufgeführten Reaktion ist die Stoffmenge der gasförmigen Reaktanden auf der linken und rechten Seite jedoch gleich. Somit hat eine Volumenverringerung (und auch eine Volumenvergrößerung) keinen Einfluss auf die Gleichgewichtslage.

## Ü 2



a)  $K = \frac{c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$     b)  $K = \frac{c(\text{NO}_2) \cdot c(\text{CO})}{c(\text{NO}) \cdot c(\text{CO}_2)}$     c)  $K = \frac{c(\text{CO}) \cdot c^3(\text{H}_2)}{c(\text{CH}_4) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$     d)  $K = \frac{c(\text{N}_2\text{O}_4)}{c^2(\text{NO}_2)}$

## Ü 3

Graphit hat eine kleinere Dichte als Diamant, eine Graphitportion hat daher das grössere Volumen als eine Diamantportion gleicher Masse. Wenn man daher auf eine Graphitportion einen genügend hohen Druck ausübt, wird nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER die Umwandlung des Graphits in Diamant begünstigt. Wie in Kap. 7.6 erwähnt wurde, sind für die Herstellung von «künstlichen» Diamanten extrem hohe Drücke (um 10 GPa) erforderlich.

## Ü 4

Die Gleichgewichtskonstanten  $K_1$  und  $K_2$  für die beiden Teilreaktionen sind:

$$K_1 = \frac{c^2(\text{H}_2) \cdot c^2(\text{Cl}_2)}{c^4(\text{HCl})}$$

$$K_2 = \frac{c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Das Produkt der beiden Gleichgewichtskonstanten ist:

$$K_1 \cdot K_2 = \frac{c^2(\text{H}_2) \cdot c^2(\text{Cl}_2)}{c^4(\text{HCl})} \cdot \frac{c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^2(\text{H}_2) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Durch Kürzen erhält man daraus:

$$K_1 \cdot K_2 = \frac{c^2(\text{Cl}_2) \cdot c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^4(\text{HCl}) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Dies ist zugleich der Ausdruck für die Gleichgewichtskonstante  $K$  der Gesamtreaktion:

$$K = \frac{c^2(\text{Cl}_2) \cdot c^2(\text{H}_2\text{O})}{c^4(\text{HCl}) \cdot c(\text{O}_2)}$$

Es gilt also  $K_1 \cdot K_2 = K$ , was zu zeigen war.