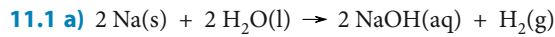


10.9 Gold-Atome besitzen eine Elektronenschale mehr als die Silber-Atome. Die dichtest gepackten Kugel Ebenen sind also mit unterschiedlich grossen Atomen besetzt. Dies erschwert ein Übereinandergleiten der Ebenen.

Kapitel 11



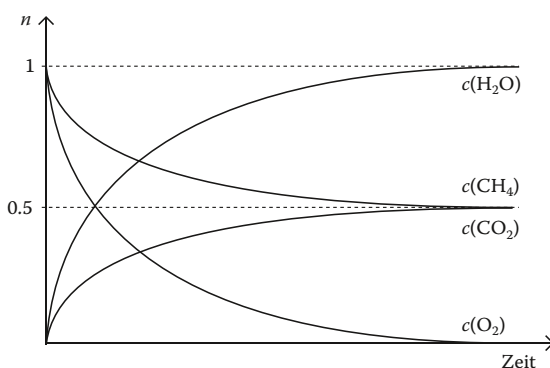
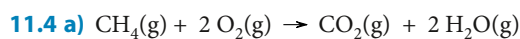
b) Die Reaktion von Kalium mit Wasser weist eine höhere Reaktionsgeschwindigkeit auf. Wegen des grösseren Atomradius braucht es weniger Energie, um das Valenzelektron des Kalium-Atoms zu entfernen. Das Elektron ist schwächer gebunden. Damit ist die Aktivierungsenergie der Reaktion niedriger.

c) Bei der Reaktion von Kalium mit Wasser ist die minimale kinetische Energie, die Aktivierungsenergie, die die Teilchen beim Zusammenstoss aufweisen müssen, kleiner als bei der Reaktion von Natrium mit Wasser. Damit ist die Erfolgsquote, d. h. der Anteil der erfolgreichen Zusammenstösse, im Vergleich zur gesamten Anzahl Zusammenstösse bei Kalium grösser.

11.2 a) Die Aussage ist falsch. Die Aktivierungsenergie ist als Mass für die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion unabhängig von der Reaktionsenthalpie. Es gibt sowohl exotherme Reaktionen mit grosser Aktivierungsenergie (langsame Reaktionen) wie auch exotherme Reaktionen mit kleiner Aktivierungsenergie (schnelle Reaktionen).

b) Die Aussage ist falsch. Es können zwar alle Reaktionen, die freiwillig ablaufen, auf diese Weise beschleunigt werden. Daneben gibt es aber auch unfreiwillig ablaufende Reaktionen.

11.3 Bei einer Geraden wäre die Abnahme der Eduktkonzentration – und damit auch die Reaktionsgeschwindigkeit – konstant. Da die Reaktionsgeschwindigkeit aber von der Eduktkonzentration abhängt und diese ständig kleiner wird, nimmt auch die Reaktionsgeschwindigkeit ab. Dies entspricht einem exponentiellen Verlauf.



11.5 – Oberfläche: Grosse Oberflächen fester Stoffe ermöglichen eine hohe Anzahl wirksamer Zusammenstösse.

– Stoffmengenkonzentration: bestimmt die Anzahl wirksamer Zusammenstösse zwischen den Teilchen.

– Temperatur: Hohe Temperaturen vergrössern die Anzahl Teilchen mit der nötigen Aktivierungsenergie.

– Katalyse: Katalysatoren bewirken Teilreaktionen mit niedrigerer Aktivierungsenergie als eine nicht katalysierte Reaktion. Je niedriger die Aktivierungsenergie, desto mehr Teilchen können reagieren.

11.6 Eine Vergrösserung der Oberfläche des Holzes erhöht die Anzahl erfolgreicher Zusammenstösse zwischen Holz und Luftsauerstoff.

11.7 Der Anteil der Teilchen, die mindestens die minimale kinetische Energie aufweisen, nimmt mit steigender Temperatur stark zu. Bei höheren Temperaturen besitzt daher eine grössere Teilchenzahl die für eine bestimmte Reaktion nötige Aktivierungsenergie. Pro Zeiteinheit können sich daher mehr Teilchen umsetzen, sodass der betreffende Vorgang mit grösserer Geschwindigkeit abläuft.

11.8 Die chemischen Vorgänge beim Kochen – z. B. Denaturieren von Eiweiss – geschehen aufgrund der erhöhten Temperatur. Da die Siedetemperatur auf dem Titlis bei etwa 90 °C liegt, dauert das Kochen eines Dreiminuteneis aufgrund der RGT-Regel rund doppelt so lang, d. h. etwa 6 Minuten. Man müsste also von einem Sechsminutenei sprechen.

11.9 Katalysatoren führen zu reaktionsfähigen Zwischenverbindungen, deren Bildung eine geringere Aktivierungsenergie erfordert als eine nicht katalysierte Reaktion.

11.10 a) Erhöhung des Zerteilgrads oder Erhöhung der Edukt-Konzentration

b) Einsatz eines Katalysators

c) Erhöhung der Temperatur

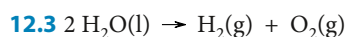
Kapitel 12

12.1 a) Zunahme der Entropie, da die Anzahl Gasteilchen grösser wird.

b) Zunahme der Entropie. Die gelösten Ionen eines Stoffsystems entsprechen einer grösseren Wahrscheinlichkeit als ein stark geordnetes, festes Ionengitter.

c) Abnahme der Entropie. Aus zwei Gasen entsteht ein fester Stoff, ein Salz.

- 12.2 a)** Die Aussage ist falsch. Die Reaktionsgeschwindigkeit hängt von der Aktivierungsenergie ab, die Freiwilligkeit hingegen von der Enthalpie und der Entropie. Eine freiwillige Reaktion kann durchaus auch sehr langsam verlaufen, wie zum Beispiel die Reaktion zwischen Papier und Sauerstoff bei Raumtemperatur.
- b)** Die Aussage ist falsch. Die Freiwilligkeit hängt auch von der Entropie ab. Es gibt viele endotherme Reaktionen, die freiwillig verlaufen.



$\Delta H > 0$: Die Reaktion zwischen Wasserstoff und Sauerstoff ist exotherm, also muss die Umkehrung endotherm sein. Aus energiearmen Wasser-Molekülen mit stark polaren Bindungen entstehen energiereiche Wasserstoff- und Sauerstoff-Moleküle mit unpolaren Bindungen.

$\Delta S > 0$: Die Anzahl Teilchen bleibt zwar konstant, aber der Aggregatzustand ändert sich. Aus einer Flüssigkeit entstehen zwei Gase.

Da die Bedeutung der Entropie gemäss der Gleichung von Gibbs-Helmholtz mit steigender Temperatur zunimmt, wird die Zersetzung von Wasser mit ungünstiger Enthalpie und günstiger Entropie oberhalb einer bestimmten Temperatur freiwillig.

- 12.4** Ein Katalysator senkt die Aktivierungsenergie, hat aber weder Einfluss auf die Enthalpie noch auf die Entropie. Er beschleunigt deshalb zwar die Reaktionsgeschwindigkeit, verändert die Freiwilligkeit einer Reaktion aber nicht.

12.5 Das hängt vom Typ der Reaktion ab:

- a)** Wenn sowohl die Enthalpie wie auch die Entropie ungünstig sind, wird die Reaktion nie freiwillig ablaufen. Findet die Reaktion aber in einem offenen System statt, z. B. unter ständiger Energiezufuhr oder gekoppelt mit einer freiwilligen Reaktion, kann sie durchaus zum Laufen gebracht werden (z. B. Photosynthese, Laden einer Batterie, viele biochemische Reaktionen). Da ständig Energie zugeführt werden muss, handelt es sich dabei aber nicht um einen freiwilligen Verlauf.
- b)** Wenn die Enthalpie günstig, aber die Entropie ungünstig ist, kann die Reaktion durch Senken der Temperatur freiwillig werden, wie z. B. Kondensieren von Gasen (Nebelbildung nachts), Erstarren von Flüssigkeiten, Bildung von Wasser aus Wasserstoff- und Sauerstoffgas.
- c)** Wenn die Enthalpie ungünstig, die Entropie aber günstig ist, kann die Reaktion durch Erhöhen der Temperatur freiwillig werden, wie z. B. Schmelzen von Feststoffen, Sieden von Flüssigkeiten, Brennen von Kalk, Zersetzung von Wasser in Wasserstoff- und Sauerstoffgas.

- 12.6** Bei $T = 0 \text{ K}$, da beim absoluten Nullpunkt die Entropie eines Stoffs null ist.

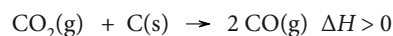
- 12.7 a)** Mischen der beiden Gase: Zunahme der Entropie
- b)** Reaktion: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$: Abnahme der Entropie, da aus 3 Volumina gasförmiger Stoffe 2 Volumina entstehen.
- c)** Abkühlung: Abnahme der Entropie
- d)** Kondensation des Wasserdampfs unterhalb von 100°C : Abnahme der Entropie durch die Aggregatzustandsänderung $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

- 12.8** Bei hohen Temperaturen nimmt die Bedeutung der Entropie gemäss der Gleichung von Gibbs-Helmholtz zu, da ΔS mit der Temperatur multipliziert wird:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Wenn die Entropie günstig ist ($\Delta S > 0$), gibt es somit für endotherme Reaktionen eine Grenztemperatur. Wird diese überschritten, läuft die Reaktion freiwillig ab.

- 12.9** Die Reaktionsgleichung lautet:



Die Reaktion verläuft aufgrund der stark polaren Doppelbindungen von Kohlenstoffdioxid endotherm; die Entropie nimmt jedoch zu, da sich die Anzahl gasförmiger Teilchen vergrössert. Bei höherer Temperatur dominiert die Entropie, sodass die Reaktion freiwillig wird, wodurch das giftige Kohlenstoffmonooxid entsteht.

- 12.10 a)** Verbrennungsreaktionen von organischen Stoffen, z. B. Pentan:

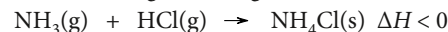


- b)** Zersetzung von energiearmen Stoffen bei hohen Temperaturen, z. B. von Salzen:



Brennen von Kalk; $\Delta H > 0$

- c)** Entstehung von energiearmen Stoffen aus Gasen:



Kapitel 13

- 13.1 a)** Die Aussage ist richtig: Nachdem das chemische Gleichgewicht erreicht ist, laufen die Hin- und Rückreaktionen immer noch ab, allerdings gleich schnell. Darum ändert sich die Zusammensetzung nicht mehr, sodass die Konzentration aller Stoffe konstant bleibt.
- b)** Die Aussage ist falsch: Die Konzentrationen der beteiligten Stoffe sind im Gleichgewicht zwar konstant, können aber sehr verschieden sein. Der Begriff «chemisches Gleichgewicht» bedeutet, dass die Reaktionsgeschwindigkeit der Hin- und Rückreaktion gleich gross ist.