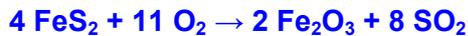


Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.1 :

a) Geben Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Oxidation von Pyrit (FeS_2) mit Sauerstoff an



Um die Reaktionsgleichung aufzustellen, erinnert man sich daran, dass Eisen nur die Oxidationszahlen 0, 2 und 3, Schwefel nur die Oxidationszahlen -2, 0, 4 und 6 haben kann und dass Sauerstoff als Element die Oxidationszahl 0 hat, in seinen Verbindungen mit Ausnahme der Peroxide stets die Oxidationszahl -2 hat.

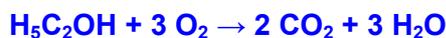
Bei vollständiger Oxidation reagiert Fe zu Fe^{3+} , S reagiert zu SO_2 , wenn die Reaktionstemperatur nicht durch Verwendung von Katalysatoren und Maßnahmen zur Temperturlenkung niedrig gehalten wird.

Wenn man weiter berücksichtigt, dass keine Atome aus dem Nichts entstehen oder ins Nichts verschwinden können, d. h., dass alle Atome, die links vom Reaktionspfeil stehen auch auf der rechten Seite auftauchen müssen, erhält man die angegebene Reaktionsgleichung.

b) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Umsetzung von C_6H_6 , ZnS , $\text{H}_5\text{C}_2\text{OH(l)}$ und TiC mit Sauerstoff! Gehen Sie davon aus, dass Sauerstoff in ausreichender Menge angeboten wird.

Gesucht:

Reaktionsgleichungen:



Im Prinzip gelten dieselben Überlegungen wie in Teilaufgabe a). Kohlenstoff kann bei ausreichendem Angebot an Sauerstoff nur zu CO_2 , Wasserstoff nur zu Wasser reagieren. Zink (Zn) kann nur zu Zn^{2+} reagieren, die einzige stabile Oxidationsstufe für Titan (Ti) ist Ti^{4+} .

Damit ergeben sich die angegebenen Gleichungen.

c) Ein natürlich vorkommender Kalkstein enthält 93% CaCO_3 . Welche Menge dieses Kalksteins muss man einsetzen, um daraus 100 kg CaO herzustellen und wie lautet die Reaktionsgleichung für das Brennen?

Gegeben:

$$m(\text{CaO}) = 100 \text{ kg}$$

$$w(\text{CaCO}_3) = 0.93$$

Gesucht:

Die Reaktionsgleichung für die Zersetzung von CaCO_3 und die für die Herstellung von 100 kg CaO erforderliche Menge des Kalksteins

Die Reaktionsgleichung lautet:



Auf dem Periodensystem folgt: Molmassen oder Formelmassen $M(\text{Verbindung})$:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100.09 \text{ g/Mol}, M(\text{CaO}) = 56.08 \text{ g/Mol}, m(\text{CO}_2) = 44.01 \text{ g/Mol}$$

Die molare Menge des CaO erhält man aus

$$m(A) = n(A) \cdot M(A); \text{ Einsetzen der Zahlenwerte liefert:}$$

$$n(\text{CaO}) = 100000\text{g}/(56.08 \text{ g/Mol}) = 1783.26 \text{ Mol CaO.}$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Aus der Reaktionsgleichung folgt: $n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaO}) = 1783.26 \text{ mol}$.

Aus $m = n \cdot M$ (s. o.) folgt:

$$m(\text{CaCO}_3) = n(\text{CaCO}_3) \cdot M(\text{CaCO}_3) = 1783.26 \text{ mol} \cdot 100.09 \text{ g/mol} = 178479.6 \text{ g}$$

Diese **Masse** an reinem CaCO_3 ist in $m(\text{CaCO}_3)/w(\text{CaCO}_3) = 178479.6 \text{ g}/0.93 = \mathbf{191913.5 \text{ g}}$ oder **191.91 kg Kalkstein** enthalten.

d) 6,5 g einer Mischung aus BaCl_2 und NaCl wurden gelöst und das Ba durch Zugabe einer Lösung aus Na_2CO_3 vollständig ausgefällt. Der Niederschlag wurde abfiltriert und durch Erhitzen in BaO überführt; dadurch wurden 1,35 g BaO erhalten.

Geben sie den Massenanteil des BaCl_2 in der ursprünglichen Mischung an!

Problemstellung:

Berechnung des Massenanteils des BaCl_2 in einer Mischung aus BaCl_2 und NaCl

Gegeben:

Mischung besteht aus BaCl_2 und NaCl .

- 1) Mischung wird gelöst
- 2) Ba durch Zugabe von Na_2CO_3 vollständig ausgefällt
- 3) Niederschlag wird abfiltriert und erhitzt, man erhält BaO .

$$m(\text{Mischung}) = 6,5 \text{ g}$$

$$m(\text{BaO}) = 1,35 \text{ g}$$

Gesucht: Massenanteil des BaCl_2 ($w(\text{BaCl}_2)$)

Die Fällungsreaktion erfolgt nach der Gleichung



und die anschließende Calcinierung nach der Gleichung



Aus der Zusammensetzung von BaCl_2 und den Reaktionsgleichungen folgt für die molaren Mengen:

$$n(\text{BaCl}_2) = n(\text{Ba}^{2+}) \quad (\text{Zusammensetzung von } \text{BaCl}_2)$$

$$n(\text{CO}_3^{2-}) = n(\text{Ba}^{2+}) = n(\text{BaCO}_3) \quad (\text{Reaktion 1})$$

$$n(\text{BaCO}_3) = n(\text{BaO}) \quad (\text{Reaktion 2})$$

$m(\text{BaO}) = 1.35 \text{ g}$ ist gegeben.

Es gilt immer: $m = n \cdot M$ (vgl. Aufgabe 2.1a) und damit

$$n(\text{BaO}) = [m(\text{BaO})]/[M(\text{BaO})] = [1.35/(137.33 + 16)] \text{ Mol} = 0.0088 \text{ Mol}$$

Aus den Gleichungen der Reaktionen (1) und (2) folgt:

$$n(\text{BaO}) = n(\text{BaCO}_3)$$

$$\text{Also ist } m(\text{BaCl}_2) = n(\text{BaO}) \cdot M(\text{BaCl}_2) = [0.0088 \cdot (137.33 + 2 \cdot 35.45)] \text{ g} = 1.83 \text{ g}$$

Der Massenanteil $w(\text{BaCl}_2)$ folgt aus

$w = m(\text{BaCl}_2)/E$ mit $E = \text{Einwaage}$;

damit erhalten wir

$$\mathbf{w(\text{BaCl}_2) = m(\text{BaCl}_2)/E = 1.83/6.5 = \mathbf{0.282}}$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

e) Geben Sie die Dichte [g/l] von Luft unter Standardbedingungen (273,15 K und 101,3 kPa) an. Setzen Sie voraus, dass die Bestandteile (78 Vol-% N₂, 21 Vol-% O₂, 1 Vol-% Ar) als ideale Gase aufgefasst werden können!

Gegeben:

Standardbedingungen (T = 273,15 K, p = 101,3 kPa)

Bestandteile: 78 Vol.-% N₂
21 Vol.-% O₂
1 Vol.-% Ar

Ideales Gas

Das molare Volumen eines idealen Gases oder einer Mischung idealer Gase kann aus der Zustandsgleichung für ideale Gase

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

(p = Druck [Pa], V = Volumen [m³], n = Molzahl [Mol],
R = allgemeine Gaskonstante = 8.314 J/(Mol·K), T = Temperatur [K])
berechnet werden.

Für 1 Mol (n = 1) wird daraus:

$$V_m = \frac{R \cdot T}{p}$$

Durch Einsetzen der gegebenen Werte erhält man: V_m = 22.414 l/mol.

Um die Dichte einer Mischung idealer Gase zu berechnen, beschafft man sich die Molmasse.

Die „Molmasse“ von Luft berechnet man aus

$$M_{\text{Gemisch}} = \sum_i x_i \cdot M_i,$$

wobei x_i = Molarer Anteil und M_i = Molmasse der Komponenten i ist.

Durch Einsetzen der gegebenen Werte erhält man:

$$M_{\text{Luft}} = 28.949 \text{ g/mol}$$

Daraus und aus dem Molvolumen folgt:

$$\rho(\text{Luft}) = (28.966 \text{ g/mol}) / (22,418 \text{ l/mol}) = \mathbf{1,292 \text{ g/l.}}$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

- f) Der Airbag wird durch die thermische Zersetzung von Natriumazid (NaN_3) gefüllt. Berechnen Sie, unter Berücksichtigung des stickstoffproduzierenden Reaktionsschritts, die Menge an Natriumazid (NaN_3), die benötigt wird um einen Airbag von 70 l bei 298 K und einem Druck von 100 kPa mit Stickstoff zu füllen.

Hinweis: Gehen Sie von der Gültigkeit des idealen Gasgesetzes aus!

Gegeben: $V(\text{Airbag}) = 70 \text{ l}$, Volumen
 $T = 298 \text{ K}$, Temperatur
 $p = 100 \text{ kPa}$, Druck
Ideales Gasgesetz gilt
Gesucht: $m(\text{NaN}_3)$

Reaktionsgleichung:



Formel:

$$p \cdot V = R \cdot T \cdot n \quad [n] = \text{mol, Stoffmenge}$$

$R = 8,3145 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$, allgemeine Gaskonstante

⇒ Formel nach n auflösen

⇒ $n(\text{N}_2) = 2,8252 \text{ mol}$

aus der Reaktionsgleichung ⇒ $n(\text{NaN}_3) = 2/3 \cdot n(\text{N}_2)$

⇒ **$n(\text{NaN}_3) = 1,8835 \text{ mol}$**

Formel:

$$m = M \cdot n \quad [m] = \text{g, Masse}$$

mit $M(\text{NaN}_3) = 65,011 \text{ g/mol}$

⇒ **$m(\text{NaN}_3) = 122,45 \text{ g}$**

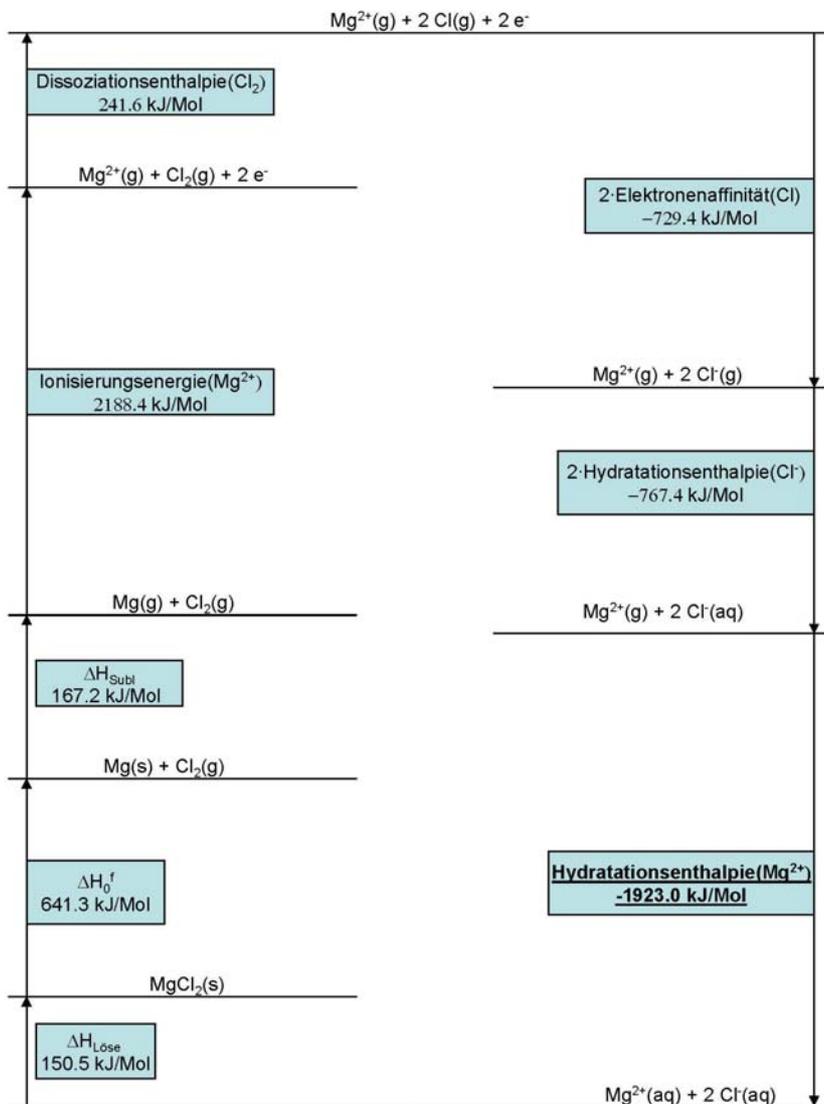
Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

g) Schreiben Sie den thermodynamischen Kreisprozess zur Bestimmung der Hydratationsenthalpie von Mg^{2+} -Ionen auf. Gegeben sind folgende Daten:

Sublimationsenthalpie von Mg (s):	+ 167,2 kJ/mol
Erste / zweite Ionisierungsenergie von Mg (g):	7,646 eV / 15,035 eV
Dissoziationsenthalpie von Cl_2 (g):	+ 241,6 kJ/mol
Elektronenaffinität von Cl (g):	- 3,62 eV
Lösungsenthalpie von $MgCl_2$ (s):	- 150,5 kJ/mol
Hydratationsenthalpie von Cl^- (g):	- 383,7 kJ/mol
Bildungsenthalpie von $MgCl_2$ (s):	- 641,3 kJ/mol

Hinweis: 1 eV = 96,485 kJ/mol



Lösung zu Aufgabe 2.2:

a) Geben Sie die Gleichung für die Berechnung der freien Reaktionsenthalpie an!

$$\Delta G_R = \Delta H_R - T\Delta S_R$$

Die Größen Reaktionsenthalpie ΔH_R und Reaktionsentropie ΔS_R werden aus der Änderung der entsprechenden Größen für die Bildung der Edukte und der Produkte berechnet:

$$\Delta G_R^0 = \sum_i \nu_i \Delta G_f^0 - \sum_j \nu_j \Delta G_f^0 \quad (1)$$

$$\Delta H_R^0 = \sum_i \nu_i \Delta H_f^0 - \sum_j \nu_j \Delta H_f^0$$

Und

$$\Delta S_R^0 = \sum_i \nu_i \Delta S_f^0 - \sum_j \nu_j \Delta S_f^0$$

Dabei bedeutet ν die stöchiometrische Verhältniszahl, die Laufzahl i steht für die Produkte, die Laufzahl j für die Edukte. Der Index f steht für „Bildung“, die hochgestellte 0 steht für Standardbedingungen (101.3 kPa, 298 K).

b) Warum verlaufen viele endotherme Reaktionen bei hoher Temperatur freiwillig?

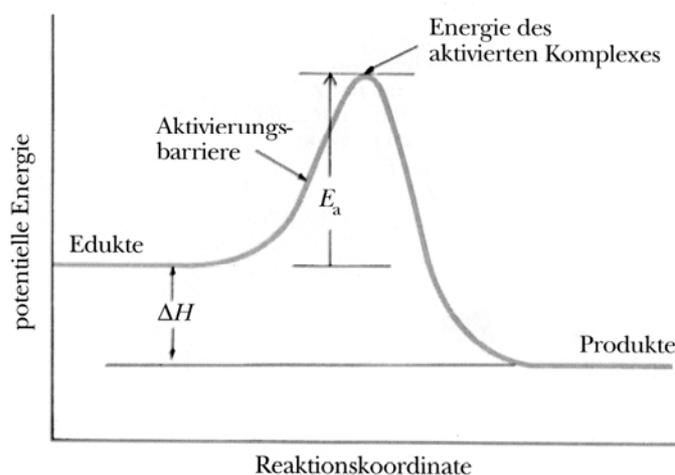
Reaktionen laufen dann freiwillig ab, wenn die freie Reaktionsenthalpie (gegeben durch Gl. 1)) abnimmt.

Für **endotherme** Reaktionen ist die Bedingung der Abnahme der freien Reaktionsenthalpie erfüllt, wenn bei der Reaktion **die Entropie zunimmt** und der Betrag des Produkts $T\Delta S_R$ **größer** ist als der **Betrag von ΔH_R** .

c) Erklären Sie die Wirkung der Aktivierungsenergie!

Die Aktivierungsenergie hat die Wirkung einer **Energiebarriere**, die dazu führt, dass **Energie aufgebracht werden muss**, um den **Übergangszustand** zu erreichen.

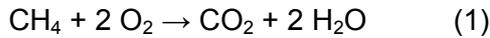
In der Abbildung erkennt man, dass zwischen der Energie der Edukte und der des Produkts eine Energieschwelle liegt; sie sorgt in vielen Fällen dafür, dass auch energetisch günstige



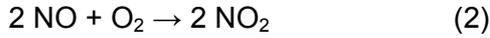
Reaktionen bei niedriger Temperatur nur mit vernachlässigbarer Geschwindigkeit ablaufen.

Lösung zu Aufgabe 2.2 :

d) Für die Reaktionen



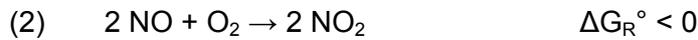
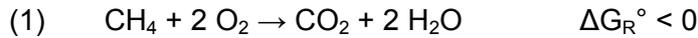
und



ist die freie Reaktionsenthalpie ΔG_f^0 negativ. Bei Raumtemperatur ist die Geschwindigkeit der Reaktion (1) extrem gering, Reaktion (2) hingegen läuft sehr schnell ab. Erklären Sie den Unterschied!

Gegeben:

2 Reaktionen:



$$r(1) \ll r(2)$$

Gesucht: Erklärung für die stark unterschiedliche Reaktionsgeschwindigkeit.

Die Reaktionen (1) und (2) **unterscheiden sich stark in ihren Aktivierungsenergien**.

Dieser Einfluss kann mit der Arrhenius- Gleichung für die Temperaturabhängigkeit der Geschwindigkeitskonstanten erklärt werden:

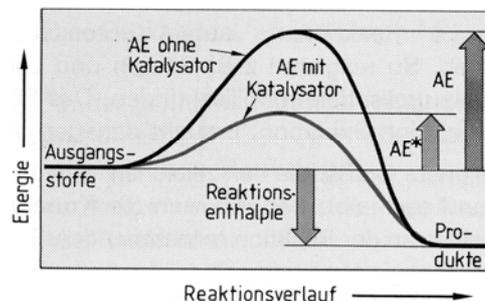
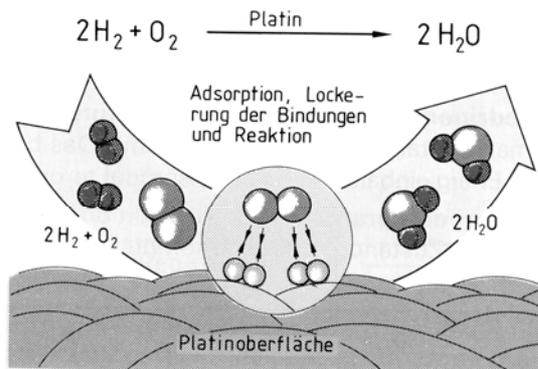
$$k = k_0 \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Im Fall der Oxidation von Methan ist die Aktivierungsenergie $E_a \gg RT$, so dass die Geschwindigkeit praktisch Null ist, im Fall der Oxidation von NO ist die Aktivierungsenergie $E_a \approx RT$, so dass die Reaktion sehr schnell abläuft.

e) Was ist ein Katalysator und was bewirkt er?

Katalysator: Substanz, die eine chemische Reaktion beschleunigt, ohne selbst verbraucht zu werden

Bewirkt: Herabsetzen der Aktivierungsenergie

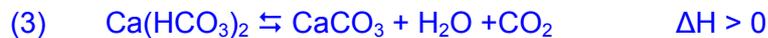


Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.2 :

f) Auf welche Seite verschieben sich durch Erhöhung der Temperatur die Gleichgewichte folgender Reaktionen



Gesucht: Qualitativer Einfluss der Temperatur auf die Lage des Gleichgewichts

Für die Reaktion (1) **wird das Gleichgewicht auf die Seite der Elemente verschoben** (der Gleichgewichtsumsatz sinkt),

im Fall der Reaktion (2) **entsteht bevorzugt CO** (das Gleichgewicht wird auf die rechte Seite verschoben) und

die Reaktion (3) führt bevorzugt zum **Zerfall von Calciumhydrogencarbonat** zu Kalk und Wasser.

Erklärung:

Gleichgewichtsreaktionen kann man auffassen als Reaktionen, die sich aus einer „Hin“- (Reaktion von links nach rechts) und einer „Rück“- Reaktion (von rechts nach links) zusammensetzen. Im Gleichgewicht laufen beide Reaktionen gleich schnell ab. Die Reaktionsenthalpie wird stets auf die Reaktion von links nach rechts bezogen, bei der Rückreaktion ist die Reaktionsenthalpie dem Betrag nach gleich, hat aber das entgegengesetzte Vorzeichen.

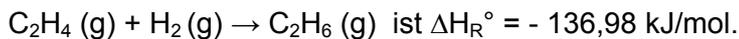
Nach dem Prinzip von Le Chatelier reagiert ein im Gleichgewicht befindliches System so, dass die Reaktion begünstigt wird, durch die der äußere Zwang abgebaut wird.

In der Aufgabe ist der äußere Zwang die erhöhte Temperatur, so dass die endotherme Reaktion begünstigt wird, daraus resultieren die oben erwähnten Abhängigkeiten.

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

g) Für die Reaktion



g1: Berechnen Sie $\Delta G_{\text{R}}^{\circ}$ mit Hilfe der Werte

$$\Delta G_{\text{f}}^{\circ} (\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})) = +68,12 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G_{\text{f}}^{\circ} (\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})) = -32,89 \text{ kJ/mol}$$

g2: Welcher Wert für $\Delta S_{\text{R}}^{\circ}$ ergibt sich aus $\Delta G_{\text{R}}^{\circ}$ und $\Delta H_{\text{R}}^{\circ}$?

g3: Welcher Wert für $\Delta S_{\text{R}}^{\circ}$ ergibt sich aus folgenden Werten

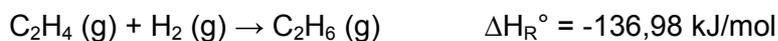
$$S^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})) = 219,5 \text{ J/(mol K)}$$

$$S^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})) = 229,5 \text{ J/(mol K)}$$

$$S^{\circ}(\text{H}_2 (\text{g})) = 130,6 \text{ J/(mol K)}$$

S° : Absolute Entropien der Verbindungen bei 25 °C und 101,3 kPa

Reaktionsgleichung:



1. Gegeben: $\Delta G_{\text{f}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_4) = 68,12 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta G_{\text{f}}^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6) = -32,89 \text{ kJ/mol}$$

Gesucht: $\Delta G_{\text{R}}^{\circ}$

Formel:

$$\Delta G_{\text{R}}^{\circ} = \sum \nu_i \Delta G_{\text{f}}^{\circ} \text{Produkte} - \sum \nu_i \Delta G_{\text{f}}^{\circ} \text{Edukte}$$

$$\Rightarrow \quad \Delta G_{\text{R}}^{\circ} = -101,01 \text{ kJ/mol}$$

2. geg.: $\Delta G_{\text{R}}^{\circ} = -101,01 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = -136,98 \text{ kJ/mol}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

ges.: $\Delta S_{\text{R}}^{\circ}$

Formel:

$$\Delta G_{\text{R}}^{\circ} = \Delta H_{\text{R}}^{\circ} - T \cdot \Delta S_{\text{R}}^{\circ}$$

Formel nach $\Delta S_{\text{R}}^{\circ}$ umstellen

$$\Rightarrow \quad \Delta S_{\text{R}}^{\circ} = -120,7 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

3. Gegeben: $S^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_4) = 219,5 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$

$$S^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_6) = 229,5 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

$$S^{\circ}(\text{H}_2) = 130,6 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

Gesucht: $\Delta S_{\text{R}}^{\circ}$

Formel:

$$\Delta S_{\text{R}}^{\circ} = \sum \nu_i S^{\circ} \text{Produkte} - \sum \nu_i S^{\circ} \text{Edukte}$$

$$\Rightarrow \quad \Delta S_{\text{R}}^{\circ} = -120,6 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$$

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.2 :

h) Das Löslichkeitsprodukt von Bleichlorid (PbCl_2) ist $1,7 \cdot 10^{-5} \text{ Mol}^3 \cdot \text{l}^{-3}$. Wie groß ist die Löslichkeit (in g/l) in Wasser und in 0,5 M Natriumchloridlösung?

Gegeben:

$$K_{\text{LP}}(\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5} (\text{mol/l})^3$$

$$c(\text{NaCl}) = 0,5 \text{ mol/l}$$

Gesucht: $L(\text{PbCl}_2)$ in H_2O und in NaCl -Lösung

$$K_{\text{LP}}(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{Cl}^-]^2 = 1,75 \cdot 10^{-5} \left(\frac{\text{Mol}^3}{\text{l}^3} \right) \quad (1)$$

Für das Lösen in Wasser gilt:

$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot [\text{Pb}^{2+}] \quad (2)$$

und durch Einsetzen in Gl. (1) erhält man:

$$K_{\text{LP}}(\text{PbCl}_2) = 4 \cdot [\text{Pb}^{2+}]^3 \quad (3)$$

Auflösen der Gl. (3) nach $[\text{Pb}^{2+}]$ und Einsetzen der Zahlenwerte ergibt:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{1,7}{4} \cdot 10^{-5}} \frac{\text{Mol}}{\text{l}} = 0,0162 \frac{\text{Mol}}{\text{l}} \quad (4)$$

Um die Löslichkeit L zu erhalten, muss man Gl. 4 noch mit der Molekularmasse von PbCl_2 multiplizieren:

$$L(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot M(\text{PbCl}_2) = 4,505 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

Beim Lösen in 0,5 M NaCl kann man das aus dem PbCl_2 stammende Cl^- vernachlässigen und

$$[\text{Cl}^-] = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \text{setzen.}$$

Auflösen von Gl. (1) nach $[\text{Pb}^{2+}]$ und Einsetzen der Zahlenwerte führt zu:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{K_{\text{LP}}(\text{PbCl}_2)}{[\text{Cl}^-]^2} = \frac{1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}{2,5 \cdot 10^{-1} \text{ l}} = 6,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

und die Löslichkeit L ergibt sich zu

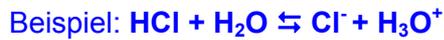
$$L(\text{PbCl}_2) = [\text{Pb}^{2+}] \cdot M(\text{PbCl}_2) = 1,891 \cdot 10^{-2} \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.3 :

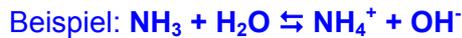
a) Was versteht man unter Säuren und Basen (nach Brønsted)? Geben Sie je ein Beispiel für die Reaktion einer Säure und einer Base mit Wasser?

Säuren sind Stoffe, die **Protonen abgeben** können \Rightarrow Protonen-Donator



HCl reagiert als Säure, das entstehende Chloridion (Cl^-) ist die konjugierte Base.

Basen sind Stoffe, die **Protonen aufnehmen** können \Rightarrow Protonen-Akzeptor



NH_3 reagiert als Base, das entstehende Ammoniumion (NH_4^+) ist die konjugierte Säure.

Da isolierte Protonen nicht existieren können und beide Reaktionen reversibel ablaufen, existiert zu jeder Säure eine konjugierte (zugehörige) Base und zu jeder Base eine konjugierte Säure.

Ganz nebenbei erkennt man an den Beispielen, dass H_2O (mit Basen) als Säure oder (mit Säuren) als Base reagieren kann.

b) Warum riecht eine Lösung von Aluminiumacetat nach Essig? Welchen Feststoff erhält man durch Eindampfen der Lösung?

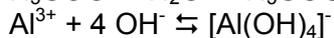
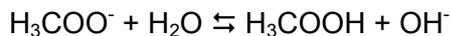
Aluminiumacetat dissoziiert in Al^{3+} und H_3CCOO^- -Ionen. Das **H_3CCOO^- - Ion** ist die **konjugierte Base der Essigsäure H_3CCOOH** und damit eine relativ starke Base.

In wässriger Lösung liegt das Protolysegleichgewicht weit auf der Seite der **undissoziierten Säure**, was den Geruch nach Essig erklärt.

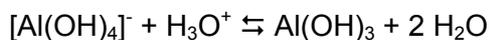
Bei der Bildung der Essigsäure agiert das Wasser als Säure und die entstehenden OH^- -Ionen bilden mit dem Al^{3+} das Aluminat ($[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$).

Beim **Eindampfen** würde daraus zunächst **$\text{Al}(\text{OH})_3$** entstehen, das unter **Abspaltung von H_2O** zu **Al_2O_3** weiterreagiert.

Reaktion des Aluminiumacetat mit Wasser:



Reaktionen beim Eindampfen:



und



Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.3 :

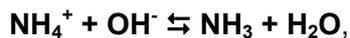
c) Wie kann man aus Ammoniumsalzen Ammoniak und aus Sulfiden Schwefelwasserstoff herstellen?

Ammoniumsalz: NH_4^+ als Kation (z.B. Ammoniumchlorid NH_4Cl)

Sulfide: S^{2-} als Anion (z.B. Kupfersulfid CuS)

In beiden Fällen nutzt man Protolysegleichgewichte aus.

Das NH_4^+ - Ion ist die konjugierte Säure von Ammoniak (NH_3). Durch Zugabe starker Basen wie NaOH verschiebt man das Protolysegleichgewicht auf die Seite des Ammoniaks nach der Gleichung



was zur Freisetzung von Ammoniak führt.

Bei der Herstellung von H_2S aus Sulfiden nutzt man die Tatsache aus, dass das Sulfidion (S^{2-}) die konjugierte Base zu H_2S , einer schwachen Säure ist. Durch Zugabe starker Säuren (z. B. HCl) reagieren Sulfide nach der Gleichung



d) Berechnen Sie den pH- Wert folgender Lösungen

0.25 M HNO_3 , 1 M NH_3 , 0.02 M HF , 0.1 M NaCl , 0.08 M $\text{Ba}(\text{OH})_2$

unter Verwendung der Daten aus der angegebenen Tabelle!

Gegeben: $c(\text{HNO}_3) = 0,25 \text{ M}$ $\text{pK}_s(\text{HNO}_3) = -1,32$

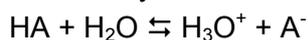
$c(\text{NH}_3) = 1 \text{ M}$ $\text{pK}_s(\text{NH}_4^+) = 9,21$

$c(\text{HF}) = 0,02 \text{ M}$ $\text{pK}_s(\text{HF}) = 3,14$

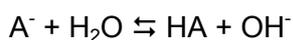
$c(\text{NaCl}) = 0,1 \text{ M}$ $\text{pK}_s(\text{HCl}) = -6$

$c(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,08 \text{ M}$ $\text{pK}_s(\text{OH}^-) = 24$

Die Protolyse von Säuren kann man allgemein schreiben als



Und



Für Aufgaben dieses Typs sind folgende Gleichungen wichtig:

$$\text{K}_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (1)$$

$$\text{K}_B = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (2)$$

Und

$$\text{K}_s \cdot \text{K}_B = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (3a)$$

$$\text{oder } \text{pK}_s + \text{pK}_B = 14 \quad (3b)$$

Die Gln. (1) und (2) können vereinfacht werden:

$$\text{pH} = -\log[\text{HA}] \quad \text{für } \text{pK}_s < 0 \quad (4)$$

$$\text{pH} = \frac{\text{pK}_s - \log[\text{HA}]}{2} \quad \text{für } \text{pK}_s > 0 \quad (5)$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

$$\text{pH}(0.25 \text{ M HNO}_3) = -\log(c) = -\log(0.25) = \mathbf{0.602}$$

HNO₃ ist eine starke Säure ($\text{pK}_s(\text{HNO}_3) = -1,32$), daher vollständig dissoziiert; der Beitrag der H₃O⁺- Ionen aus der Autoprotolyse des Wassers kann vernachlässigt werden.

$$\text{pH}(0.1 \text{ M NaCl}) = \mathbf{7}$$

NaCl dissoziiert in Na⁺ und Cl⁻. Das Cl⁻- Ion ist die konjugierte Base von HCl und daher eine sehr schwache Base, das hydratisierte Na⁺- Ion kann als konjugierte Säure von NaOH aufgefasst werden. Daher wird die Lösung durch die Autoprotolyse des Wassers charakterisiert und der p_H ist neutral.

$$\text{pH}(0.08 \text{ M Ba(OH)}_2) = \mathbf{13.2}$$

Ba(OH)₂ dissoziiert vollständig zu Ba²⁺ und OH⁻. Gegen die Konzentration der OH⁻- Ionen aus der Dissoziation des Ba(OH)₂ kann die Autoprotolyse des Wassers vernachlässigt werden und man erhält [OH⁻] = 2·0.08 Mol/l; unter Verwendung der Beziehungen $\text{pOH} = -\lg(0.16)$ und $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$ ergibt sich die o.a. Lösung.

$$\text{pH}(1 \text{ M NH}_3) = \mathbf{11.605}$$

NH₃ ist eine schwache Base und daher ergibt sich aus Gl. (3b):

$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_S = 14 - 9.21 = 4.79.$$

pOH wird analog zu pH berechnet, daraus folgt:

$$\text{pOH} = \frac{\text{pK}_B - \log[\text{NH}_3]}{2} \quad \text{und Einsetzen der Zahlenwerte ergibt pOH} = 2.395.$$

Da $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ ergibt sich die angegebene Lösung.

$$\text{pH}(0.02 \text{ M HF}) = \mathbf{2.42}$$

Aus Gl. (5) folgt:

$$\text{pH} = \frac{\text{pK}_S - \log[\text{HF}]}{2} = \frac{3.14 - \log(0.02)}{2} = \mathbf{2.42}$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

e) Berechnen Sie den Protolysegrad von 0.3 M und von 0.003 M Essigsäure!

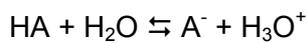
Gegeben: $c_{(1)}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,3 \text{ M}$
 $c_{(2)}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,003 \text{ M}$
 $\text{p}K_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76$

Für die Dissoziation einer Säure HA in die Ionen H_3O^+ und A^- ist der Protolysegrad α definiert als

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Die Protolyse von Essigsäure ist eine Gleichgewichtsreaktion nach der Gleichung
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

und kann mit der allgemeinen Reaktionsgleichung für die Protolyse einer einprotonigen Säure



beschrieben werden. Daraus ergibt sich:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = \alpha \cdot C \text{ mit } C = \text{Konzentration von HA vor der Protolyse, damit wird}$$

$$[\text{HA}] = C(1 - \alpha)$$

Durch Einsetzen ins Massenwirkungsgesetz

$$K_s = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

erhält man

$$\frac{(\alpha \cdot C)^2}{C(1 - \alpha)} = K_s \text{ oder } \frac{\alpha}{(1 - \alpha)} = K_s$$

Für schwache Säuren, z. B. Essigsäure, ist $\alpha \ll 1$ und man erhält

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_s}{C}}$$

Einsetzen der Zahlenwerte ergibt:

$$\alpha(0.3 \text{ M H}_3\text{CCOOH}) = 0.0076 \text{ und } \alpha(0.003 \text{ M H}_3\text{CCOOH}) = 0,076$$

Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

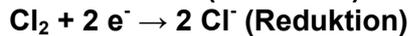
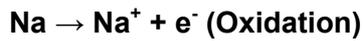
Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.4 :

a) Was versteht man unter Reduktion und unter Oxidation? Geben Sie je ein Beispiel für eine Reduktion und eine Oxidation an!

Eine Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen, eine Oxidation die Abgabe von Elektronen.

Beispiele:



Bei Redox-Reaktionen werden e^- von einem zum anderen Reaktionspartner übertragen.

b) Welche der folgenden Reaktionen sind Redoxvorgänge? Geben sie jeweils an, welche Atome oxidiert und welche Atome reduziert werden!

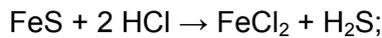
b1: Aus Eisensulfid (FeS) und konzentrierter Salzsäure entsteht Schwefelwasserstoff (H_2S),

b2: zu einer wässrigen Lösung von Eisen(III)chlorid wird KI zugegeben und es entsteht I_2 ,

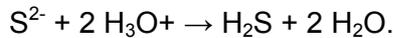
b3: bei der Behandlung von Kalk (CaCO_3) mit HCl entsteht CO_2 ,

b4: Mg - Metall reagiert mit N_2 zu Mg_3N_2 .

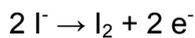
b1: **Keine Redox-, sondern Protolysereaktion** nach der Gleichung



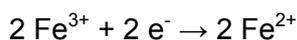
Fe hat im FeS und im Fe^{2+} - Ion die Oxidationszahl +2, S hat im FeS und im H_2S die Oxidationszahl -2; die wichtige Reaktion lautet



b2: **Redoxreaktion**; Fe^{3+} wird reduziert zu Fe^{2+} , I^- wird zu I_2 oxidiert nach den Gleichungen



und

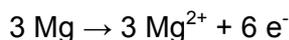


b3: **Keine Redox-, sondern Protolysereaktion** nach der Gleichung

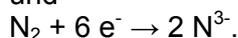


Das CO_3^{2-} reagiert mit H_3O^+ zu CO_2 und H_2O ; der C hat nach wie vor die Oxidationszahl +4, die Protonen die Oxidationszahl +1. Ca liegt im Edukt ebenso wie im Produkt als Ca^{2+} , Cl als Cl^- vor.

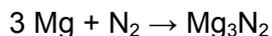
b4: **Redoxreaktion**; Mg wird unter Abgabe von Elektronen zu Mg^{2+} , N unter Aufnahme von Elektronen zu N^{3-} :



und

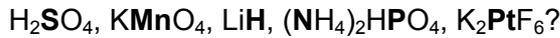


Die Bruttoreaktion lautet:



Lösung zu Aufgabe 2.4 :

c) Welche Oxidationszahlen haben die fett gedruckten Elemente in den Verbindungen



Regeln:

- 1) Elemente haben immer die Oxidationszahl Null.
- 2) Fluor hat immer die Oxidationsstufe -1 .
- 3) Metalle sowie Bor und Silizium haben immer positive Oxidationszahlen. In den ersten drei Hauptgruppen des PSE stimmen die Oxidationszahlen mit der Hauptgruppennummer überein.
- 4) Wasserstoff hat immer die Oxidationszahl $+1$, außer wenn er mit Metallen zu Metallhydriden verbunden ist. Dann beträgt die Oxidationszahl -1 .
- 5) Sauerstoff hat in der Regel die Oxidationszahl -2 , außer in Peroxiden (wo sie -1 beträgt) und in elementarem Sauerstoff (wo sie 0 ist).
- 6) Halogene haben in Halogeniden immer die Oxidationszahl -1 .
- 7) Bei einatomigen Ionen ist die Oxidationszahl gleich der elektrischen Ladung der Ionen.
- 8) Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einer Stoffart entspricht der Ladung des Teilchens. Bei neutralen Teilchen ist sie gleich Null, bei Ionen gleich der Ionenladung.

H_2SO_4 : **+6**

S liegt als Sulfat (SO_4^{2-}) vor, Sauerstoff hat die Oxidationszahl -2 und das Ion als Ganzes trägt 2 negative Ladungen. 4 Sauerstoffatome ergeben 8 negative Ladungen, von denen 6 durch positive Ladungen am Zentralatom (S) ausgeglichen werden.

KMnO_4 : **+7**

Mn ist im $[\text{MnO}_4]^-$ Ion gebunden. Aus der Oxidationszahl des Sauerstoffs (s.o.) und der negativen Ladung des gesamten Ions ergibt sich die Oxidationszahl des Mn.

LiH : **-1**

einfache Ionenverbindung, in der Li, wie alle Alkalimetalle, die Oxidationszahl $+1$ hat, daraus ergibt sich aufgrund der Elektroneutralität die Oxidationszahl des H im Hydrid-Ion (-1).

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$: **N: -3, P: +5**

Das Salz besteht aus Ammonium (NH_4^+)- und Hydrogenphosphat (HPO_4^{2-})- Ionen. Im NH_4^+ -Ion hat der Wasserstoff die Oxidationszahl $+1$ und da das Ion als Ganzes einfach positiv geladen ist, ergibt sich die Oxidationszahl des N zu -3 . Im HPO_4^{2-} - Ion hat der Sauerstoff die Oxidationszahl -2 , Wasserstoff die Oxidationszahl $+1$. Da das Ion als Ganzes 2 negative Ladungen trägt, ergibt sich die Oxidationszahl des P zu $+5$.

K_2PtF_6 : **+4**

Im $[\text{PtF}_6]^{2-}$ - Ion hat F die Oxidationszahl -1 , da der Komplex als Ganzes 2 negative Ladungen trägt (ergibt sich aus der Ladung der Gegenionen K^+), folgt für das Pt die Oxidationszahl $+4$.

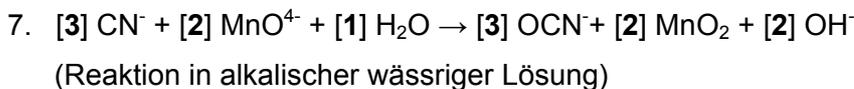
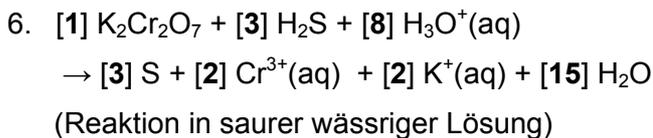
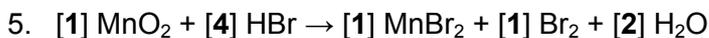
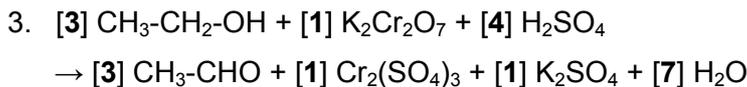
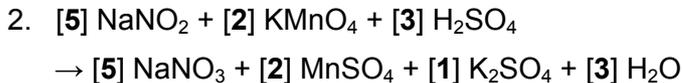
Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Lösung zu Aufgabe 2.4 :

d) Bestimmen Sie die stöchiometrischen Koeffizienten für folgende Redoxreaktionen, indem Sie Teilgleichungen für den Oxidations- und den Reduktionsvorgang formulieren und diese entsprechend zusammenfassen.

- $\square \text{ Cu} + \square \text{ HNO}_3 \rightarrow \square \text{ Cu(NO}_3)_2 + \square \text{ NO} + \square \text{ H}_2\text{O}$
- $\square \text{ NaNO}_2 + \square \text{ KMnO}_4 + \square \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \square \text{ NaNO}_3 + \square \text{ MnSO}_4 + \square \text{ K}_2\text{SO}_4 + \square \text{ H}_2\text{O}$
- $\square \text{ CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} + \square \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \square \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \square \text{ CH}_3\text{-CHO} + \square \text{ Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \square \text{ K}_2\text{SO}_4 + \square \text{ H}_2\text{O}$
- $\square \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \square \text{ C} + \square \text{ SiO}_2 \rightarrow \square \text{ CaSiO}_3 + \square \text{ CO} + \square \text{ P}$
- $\square \text{ MnO}_2 + \square \text{ HBr} \rightarrow \square \text{ MnBr}_2 + \square \text{ Br}_2 + \square \text{ H}_2\text{O}$
- $\square \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \square \text{ H}_2\text{S} \rightarrow \square \text{ S} + \square \text{ Cr}^{3+}(\text{aq})$ (Reaktion in saurer wässriger Lösung).
- $\square \text{ CN}^- + \square \text{ MnO}_4^- \rightarrow \square \text{ OCN}^- + \square \text{ MnO}_2$ (Reaktion in alkalischer wässriger Lösung)



Lösungsweg, behandelt am Beispiel der Reaktion 6:

Beim Lösen dissoziiert K₂Cr₂O₇ vollständig zu Cr₂O₇²⁻(aq) und 2 K⁺(aq), H₂S zu einem geringen Teil zu H⁺(aq) und S²⁻(aq). Um die Redoxgleichung aufzustellen, benötigt man nur die Ionen Cr₂O₇²⁻(aq) und S²⁻(aq).

Die Oxidationszahl des Cr im Cr₂O₇²⁻(aq)- Ion ist +6, der S im H₂S und im S²⁻- Ion hat die Oxidationszahl -2.

Die Oxidationszahl des Cr im Cr³⁺(aq) ist +3, die des S im Element ist 0.

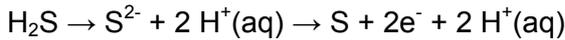
Daraus ergibt sich für die Reduktion des Cr₂O₇²⁻(aq) die Teilgleichung
 $2 \text{ Cr}^{\text{VI}} + 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cr}^{\text{3+}}(\text{aq})$

Der Sauerstoff reagiert mit Protonen aus der Lösung und man erhält
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{ H}^+(\text{aq}) + 6 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cr}^{\text{3+}}(\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O}$.

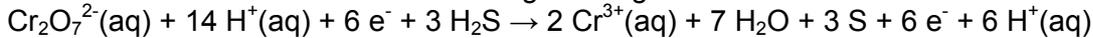
Grundlagen der Chemie für Studierende des Maschinenbaus, Prof. Deutschmann

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Die Gleichung für die Oxidation des S im H₂S lautet:



Da bei der Oxidation des S genau so viele Elektronen abgegeben werden müssen wie bei der Reduktion des Cr verbraucht werden, muss die Oxidationsreaktion mit 3 multipliziert werden. Danach addiert man beide Teilgleichungen und erhält:



Nun erscheinen auf beiden Seiten des Reaktionspfeiles 6 Elektronen, aber auch H⁺(aq) tritt auf beiden Seiten auf.

Die Elektronen und die auf der rechten Seite auftretenden Protonen kann man auf beiden Seiten subtrahieren und man erhält:



Berücksichtigt man, dass das Dichromat als K- Salz eingesetzt wird, erhält man die unter 6.) genannte Lösung der Aufgabe.

Hinweis:

In saurer wässriger Lösung darf man immer Wasser und Protonen einsetzen oder entstehen lassen, um Sauerstoff zu binden oder bereitzustellen; in basischer Lösung ist es stets erlaubt, Wasser und OH⁻ einzusetzen oder entstehen zu lassen.

Eine andere Vorgehensweise, die natürlich ebenfalls zu richtigen Ergebnissen führt, ist in Literatur 7) dargestellt:

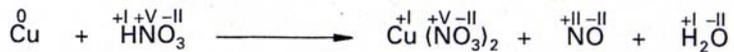
Kupfer löst sich in Salpetersäure HNO₃ unter Gasentwicklung. Dabei werden Kupfer(II)-nitrat, Stickstoff(II)-oxid und Wasser gebildet. Wie lautet die Stoff- und Ionengleichung?

Lösung:

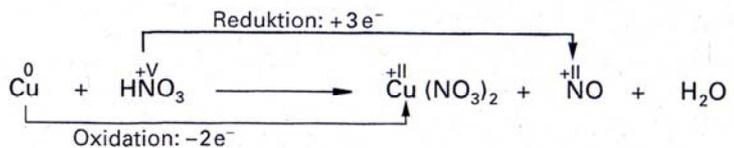
1. Zuerst wird die nicht stöchiometrische Reaktionsgleichung erstellt, in der die Edukte und Produkte enthalten sind.



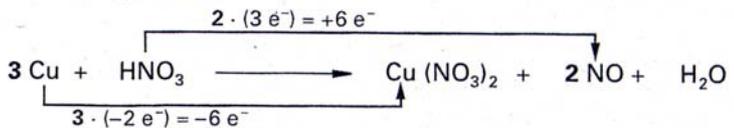
2. Anschließend werden die Oxidationszahlen der in den Edukten und Produkten vorhandenen Atome ermittelt.



3. Durch Überprüfung der Oxidationszahlen auf Veränderungen wird festgestellt, welcher Stoff oxidiert und welcher reduziert wurde.



4. Ausgleich der Elektronenbilanz durch Erweiterung mit dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen (kgV). Das kgV beträgt im Beispiel 2 · 3 = 6. Es müssen 6 Elektronen übertragen werden.

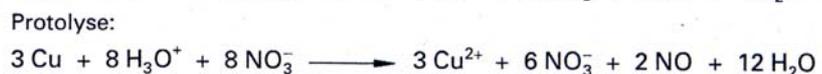


5. Zum Schluss werden die restlichen Atome bilanziert (Seite 122).

3 Cu-Atome erfordern 3 Formeleinheiten Cu(NO₃)₂
 2 · 3 NO₃⁻-Ionen und 2 NO-Moleküle erfordern 8 Moleküle HNO₃
 8 Moleküle Salpetersäure erfordern 4 Moleküle Wasser.

6. Als Ergebnis erhält man eine Stoffgleichung: **3 Cu + 8 HNO₃ → 3 Cu(NO₃)₂ + 2 NO + 4 H₂O**

7. Aus der Stoffgleichung lässt sich durch Dissoziation und ggf. Protolyse der Teilchen nach dem Kürzen gleicher Teilchen die Ionengleichung ermitteln.

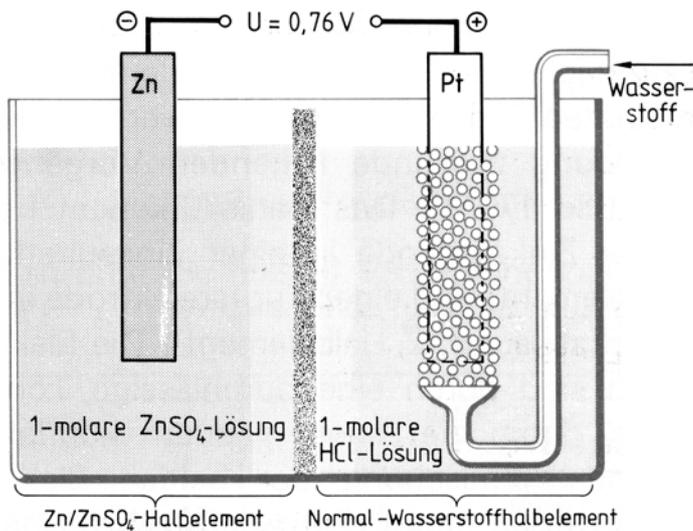


Lösung zu Aufgabe 2.5 :

a) Wie ist das „Normalpotential“ definiert und wie wird es gemessen?

Für die Messung des Normalpotentials wird eine Halbzelle bestehend aus einer **Metallelektrode, die in eine 1-molare Lösung des Metalls eintaucht**, über eine Salzbrücke oder eine semipermeable Membran **leitend mit einer Normal- Wasserstoffelektrode verbunden** wird. Die **Normal- Wasserstoffelektrode** besteht aus einer **Elektrode aus Pt, die von H₂ bei 101.3 kPa umspült wird und in eine 1-molare Säure eintaucht**.

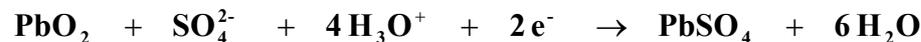
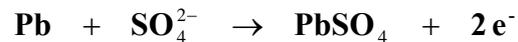
Die Apparatur ist in der Abbildung für das Beispiel der Messung des Normalpotentials von Zn gezeigt:



b) Wie geht man vor, um die Stellung von Cd in der Spannungsreihe experimentell zu ermitteln?

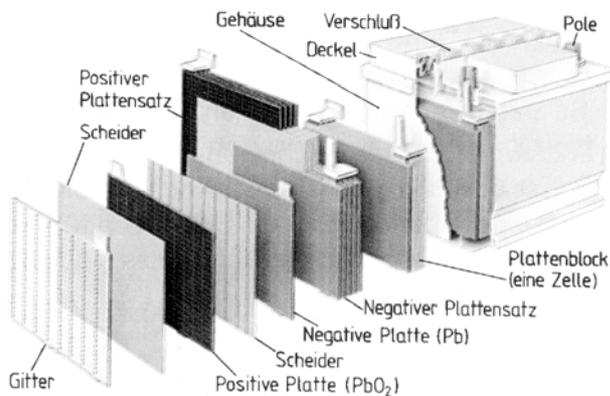
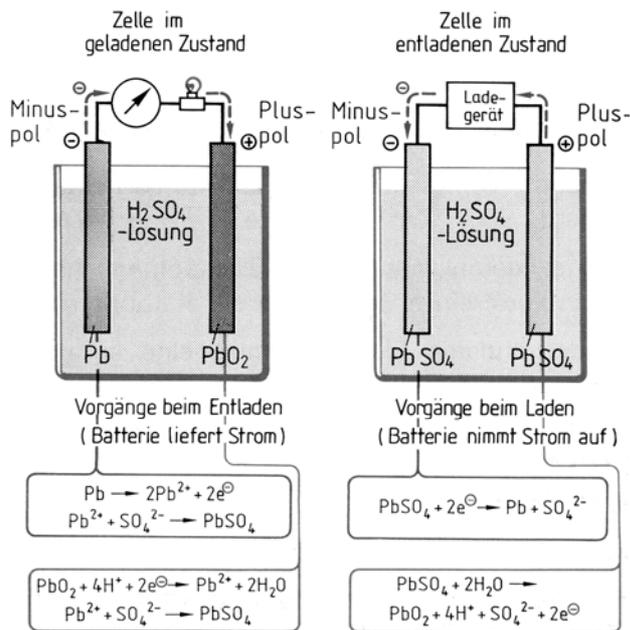
Ersetzt man die Zn- **Elektrode** durch **Cd- Blech** und verwendet eine **CdSO₄- Lösung mit a(Cd²⁺) = 1**, erhält man das Standardpotential für die Reaktion $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$.

c) Welche elektrochemischen Reaktionen laufen in der Bleibatterie (Autobatterie) ab, wenn Strom entnommen wird? Welche Vorgänge begrenzen die Lebensdauer?



Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Schematischer Aufbau (nicht Teil der erwarteten Antwort):



Die Lebensdauer wird begrenzt durch

Rekristallisation von Pb (Bildung größerer Kristalle mit geringerer Oberfläche)

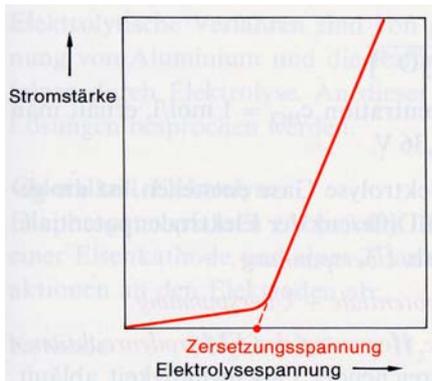
verringerte Haftung des PbO₂ am Gitter der positiven Platte (Materialverlust)

Große Kristalle des PbSO₄ (werden beim Laden **nicht vollständig zersetzt**)

d) Was ist „Zersetzungsspannung“ und was versteht man unter „Überspannung“?

Zersetzungsspannung ist die Spannung, die bei einer Elektrolyse überschritten werden muss, um einen Stromfluss zu beobachten; sie ist gleich dem negativen Ruhepotential der entsprechenden galvanischen Zelle.

Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

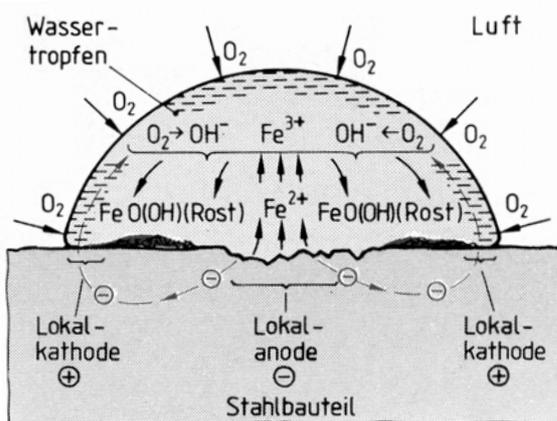


Überspannungen werden durch **kinetische Hemmungen elektrochemischer Reaktionen** hervorgerufen und können als Aktivierungsenthalpien interpretiert werden.

e) Was versteht man unter Korrosion?

Korrosion ist die **Zerstörung von Werkstoffen durch chemische Reaktionen**, in den meisten Fällen durch elektrochemische Reaktionen.

Beispiel: Rosten von Eisen

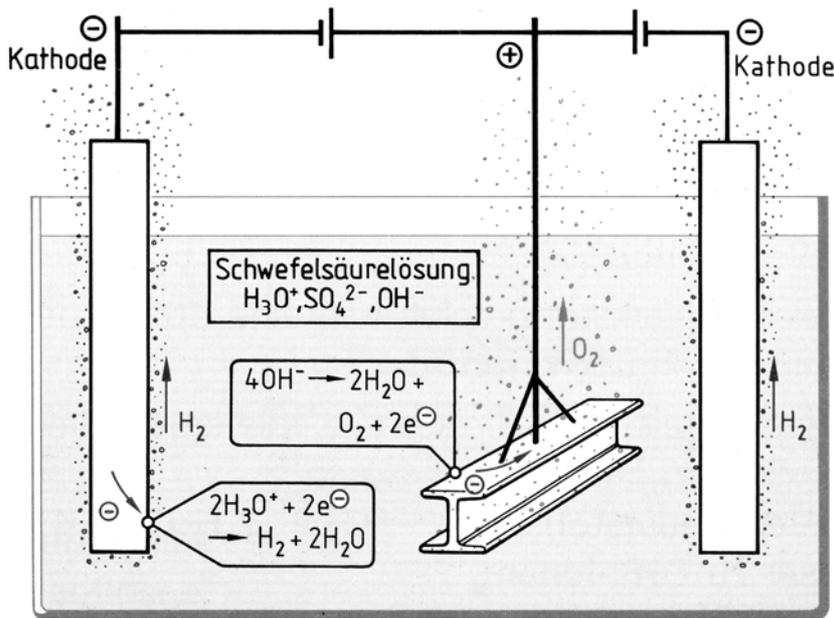


f) Auf welchem Effekt beruht die Passivität unedler Metalle wie Al oder Cr und wie kann man sie im Fall des Al verstärken?

Die Passivierung unedler Metalle beruht auf der Ausbildung **dichter, fest haftender Oxidschichten**, die das darunter liegende Metall vor weiterem Angriff schützen.

Im Fall von Al kann die Schicht **durch Elektrolyse verstärkt** werden (Eloxal-Verfahren), bei dem die Schicht wesentlich verstärkt wird:

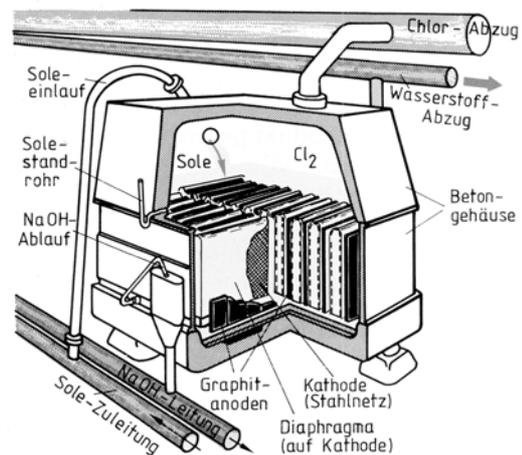
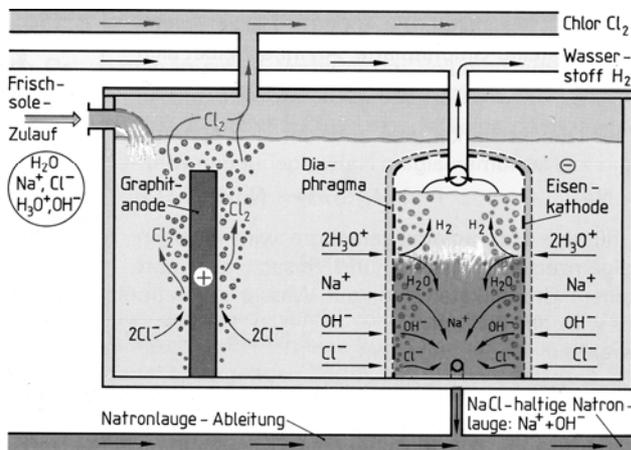
Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)



g) Welche Produkte entstehen bei der Chloralkalielektrolyse nach dem Diaphragmaverfahren und welche Produkte erhält man bei Anwendung des Amalgamverfahrens?

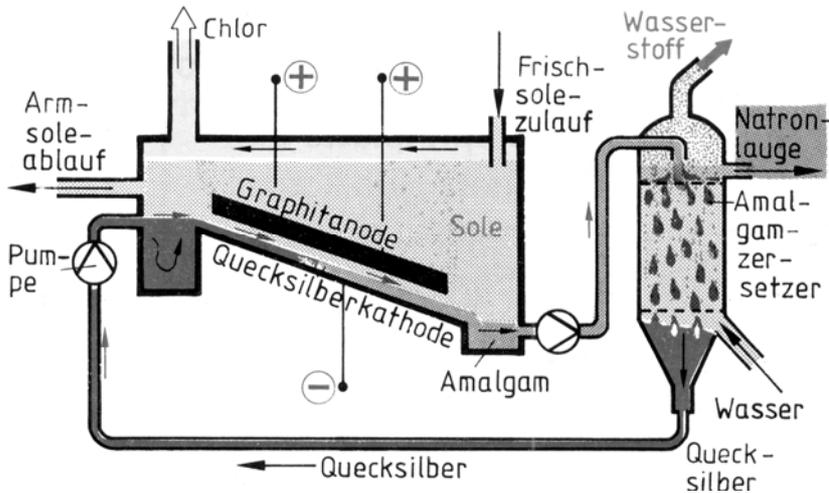
Begründen Sie, warum trotz der Verwendung von Hg das Amalgamverfahren angewendet wird!

Bei Anwendung des **Diaphragma- Verfahrens** erhält man H_2 , Cl_2 und, durch Eindampfen der Lösung des Kathodenraums, mit **NaCl verunreinigte NaOH**.

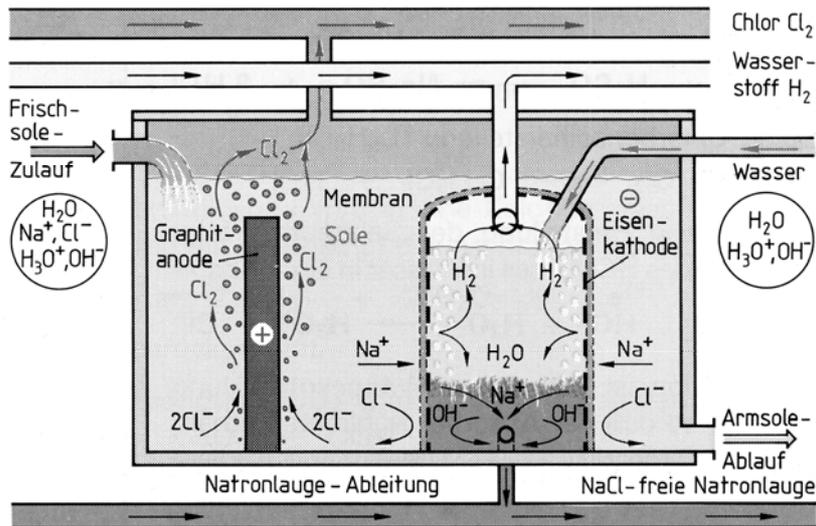


Übungsaufgaben zu Abschnitt 2 (Chemische Reaktionen)

Bei Anwendung des **Amalgam-** Verfahrens erhält man Cl_2 und Na- Amalgam; letzteres wird mit H_2O zu H_2 und **NaOH** umgesetzt (Vorteil: **keine Verunreinigung durch NaCl**, Nachteil: Verwendung von Hg).

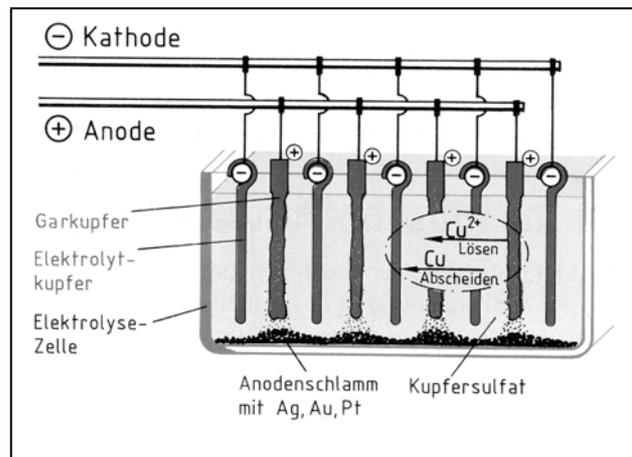
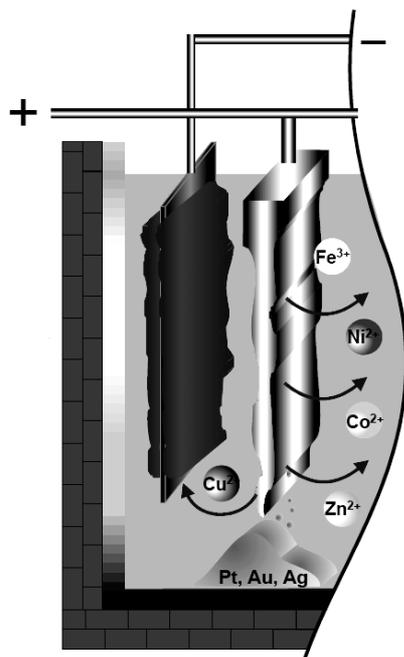


Alternative: Membran- Verfahren



h) Beschreiben Sie die elektrolytische Reinigung von Cu!

Eine **Anode aus Rohkupfer** und eine **Kathode aus Reinkupfer** tauchen in **verdünnte H_2SO_4** ein. Rohkupfer enthält sowohl edlere (Ag, Au) als auch unedlere (Zn, Fe) Metalle als Verunreinigung. Bei der **Elektrolyse** gehen **neben dem Cu nur die unedleren Metalle in Lösung**, die **edleren** fallen als **Anodenschlamm** zu Boden und können daraus gewonnen werden. **An der Kathode scheidet sich Cu ab**, die unedleren Metalle bleiben in Lösung.



- i) Auf einem dünnen Platin-Blech ($2\text{cm} \cdot 2\text{cm}$) wird elektrolytisch Zink abgeschieden. Berechnen Sie die Schichtdicke des Zink-Überzugs, wenn ein Strom von 2 A für eine Zeit von 10 Min. fließt ($\rho(\text{Zn}) = 7,14\text{ g/cm}^3$).

Gesucht:

$d(\text{Zn})$, Schichtdicke mit der das Pt-Blech mit Zn überzogen wird

mit der Formel $m = I \cdot t \cdot \frac{M}{F \cdot z}$, der Reaktionsgleichung: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{ e}^- \rightarrow \text{Zn} \quad \Leftrightarrow z = 2$

und $M(\text{Zn}) = 65,39\text{ g/mol}$ erhält man:

$$m(\text{Zn}) = 0,4066\text{ g}$$

Die Formel $m = \rho \cdot V$ [V] = m^3 , Volumen wird nach V aufgelöst

$$\Leftrightarrow V(\text{Zn}) = 0,0570\text{ cm}^3$$

Damit erhält man

$$d(\text{Zn}) = V/8 = \mathbf{0,0713\text{ mm}}$$
 (Vorder- und Rückseite)

Literatur:

- 1) <http://www.chemievorlesung.uni-kiel.de/metalle/muenz.pdf>
- 2) http://www.physik.uni-wuerzburg.de/EP6/Vorlesung_WS0607/VL_12.pdf
- 3) Mortimer, Charles E., Chemie: Das Basiswissen der Chemie, 6. völlig Neubearb. und erw. Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart, 1996. ISBN 3-13-102766-5, 3-13-484306-4
- 4) Gerhard Haering, Eckhard Ignatowitz, Chemie für Schule und Beruf, 3. überarb. und erw. Auflage, Europa Lehrmittel Verlag, 1994.
- 5) Peter W. Atkins, Physikalische Chemie, 2. vollst. Neubearb. Auflage, Wiley-VCH Verlag, 2001.
- 6) E. Riedel, Anorganische Chemie, 6. Auflage, Gruyter Verlag, 2004.