

Übungen zur Vorlesung

Anorganische Chemie 1

Die Übungen für Lehramt-, Biologie- und Pharma Science-Studierende findet in Großgruppen statt.

Termine: (ab KW43)

- Übung für **Bachelor Chemie: Dienstags** 13:15 Uhr Baeyer Hörsaal & 14:15 Uhr Wieland Hörsaal
- Übung für **Biologie: Mittwochs, 12:15 Uhr**, großer Bio-HS, B00.019
- Übung für **Lehramt- & Pharma-Sc. Studierende: Mittwochs, 11:15 Uhr**, Baeyer-HS

Übungsblätter Download:

<https://acvorl.cup.uni-muenchen.de>

<https://www.cup.lmu.de/ac/stierstorfer/ubungen-zur-experimentalchemie/>

Verantwortlich für die Übungen:

- Chemie, Bio: Dr. Jörg Stierstorfer, jstch@cup.uni-muenchen.de, D3.076
- LA, Pharma: Dr. Magdalena Rusan, march@cup.uni-muenchen.de, D1.055

Eine Anmeldung zur **Übung** ist **NICHT** notwendig.

Eine Anmeldung zur **Klausur** ist **ZWINGEND** notwendig (ab ca. 15. Jan 2025)

1. Einfache Mathematik

Quadrieren Sie $7 \cdot 10^5 = 49 \cdot 10^{10}$
 $5 \cdot 10^{-5} = 25 \cdot 10^{-10}$

Bestimmen Sie die Quadratwurzel von

$$3,6 \cdot 10^{11} = 36 \cdot 10^{10} = 6 \cdot 10^5$$
$$1,6 \cdot 10^{-9} = 4 \cdot 10^{-5}$$

Bestimmen Sie die Kubikwurzel von

$$0,27 \cdot 10^{-7} = 27 \cdot 10^{-9} = 3 \cdot 10^{-3}$$

Logarithmus $b^x = a \Leftrightarrow x = \log_b(a)$

x: der Exponent

b: die Basis

a: der Potenzwert

Berechnen Sie

$$\log_2(8) = 3$$

$$\log_3(81) = 4$$

$$\log_4(1/16) = -2 \quad \text{denn } 4^{-2} = 1/16$$

$$\log_7(7) = 1$$

$$\log_8(1) = 0$$

$$\log_{16}(64) = \log_4(64) / \log_4(16) = \log_4(4^3) / \log_4(4^2) = 3/2$$

1. Determinanten

Bezeichner der
Determinante

$$D, \det A, |A| = \begin{vmatrix} a_{11} & a_{12} & \dots & a_{1n} \\ a_{21} & a_{22} & \dots & a_{2n} \\ \vdots & \vdots & \ddots & \vdots \\ a_{n1} & a_{n2} & \dots & a_{nn} \end{vmatrix} \begin{matrix} \leftarrow 1. \text{ Zeile} \\ \leftarrow 2. \text{ Zeile} \\ \\ \end{matrix}$$

1. Spalte \uparrow \uparrow 2. Spalte

Zweireihige Determinante

Hauptdiagonale Nebendiagonale

$$D = \begin{vmatrix} a_{11} & a_{12} \\ a_{21} & a_{22} \end{vmatrix} = a_{11} \cdot a_{22} - a_{12} \cdot a_{21}$$

Zahlenbeispiel

$$\det A = \begin{vmatrix} 2 & -3 \\ 4 & 5 \end{vmatrix} = 2 \cdot 5 - (-3 \cdot 4) = 10 + 12 = 22$$

$$A = \begin{vmatrix} 1 & 2 \\ 3 & 4 \end{vmatrix} = 1 \cdot 4 - 3 \cdot 2 = -2$$

$$B = \begin{vmatrix} 1 & 2 & 3 \\ 4 & 5 & 6 \\ 7 & 8 & 9 \end{vmatrix} = 1 \cdot 5 \cdot 9 + 2 \cdot 6 \cdot 7 + 3 \cdot 4 \cdot 8 - 7 \cdot 5 \cdot 3 - 8 \cdot 6 \cdot 1 - 9 \cdot 4 \cdot 2 = 45 + 84 + 96 - 105 - 48 - 72 = 0$$

Dreireihige Determinante (Sarrus-Regel)

$$\det A = \begin{vmatrix} a_{11} & a_{12} & a_{13} \\ a_{21} & a_{22} & a_{23} \\ a_{31} & a_{32} & a_{33} \end{vmatrix}$$

+ + + - - -

$$\det A = \underline{a_{11} \cdot a_{22} \cdot a_{33}} + \underline{a_{12} \cdot a_{23} \cdot a_{31}} + \underline{a_{13} \cdot a_{21} \cdot a_{32}} - \underline{a_{13} \cdot a_{22} \cdot a_{31}} - \underline{a_{11} \cdot a_{23} \cdot a_{32}} - \underline{a_{12} \cdot a_{21} \cdot a_{33}}$$

Zahlenbeispiel

$$\det A = \begin{vmatrix} 1 & 2 & 3 \\ -2 & 4 & -1 \\ 5 & 6 & 2 \end{vmatrix}$$

$$\det A = \underline{1 \cdot 4 \cdot 2} + \underline{2 \cdot (-1) \cdot 5} + \underline{3 \cdot (-2) \cdot 5} - \underline{3 \cdot 4 \cdot 5} - \underline{1 \cdot (-1) \cdot 6} - \underline{2 \cdot (-2) \cdot 2} = -84$$

2. Die Bindungslänge einer C=C Bindung beträgt 134 pm. Wie viele mm sind das?

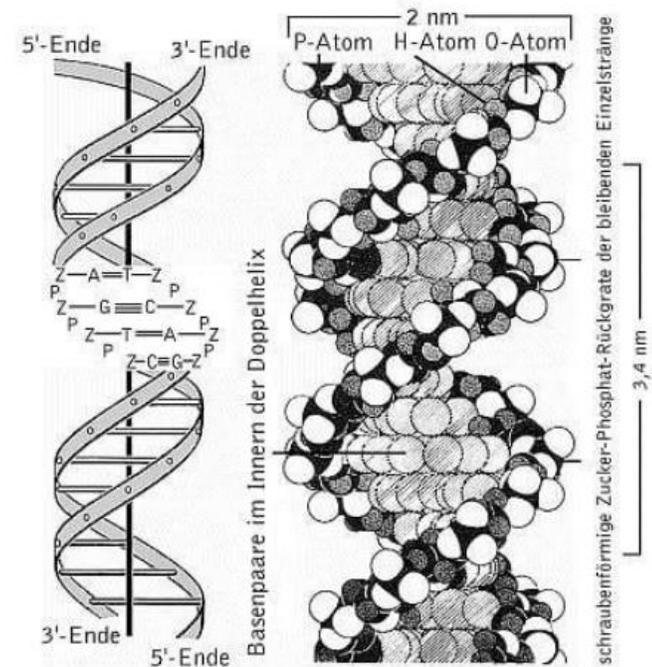
Lösung:

$$134 \text{ pm} = 0,134 \text{ nm} = 0,000134 \text{ } \mu\text{m} = 0,000000134 \text{ mm} = 1,34 \cdot 10^{-7} \text{ mm}$$

Dezimal	Potenz	Präfix	Zeichen
0,000 000 000 000 001	10^{-15}	Femto	f
0,000 000 000 000 01	10^{-14}		
0,000 000 000 000 1	10^{-13}		
0,000 000 000 001	10^{-12}	Piko	p
0,000 000 000 01	10^{-11}		
0,000 000 000 1	10^{-10}		
0,000 000 001	10^{-9}	Nano	n
0,000 000 01	10^{-8}		
0,000 000 1	10^{-7}		
0,000 001	10^{-6}	Mikro	μ
0,000 01	10^{-5}		
0,000 1	10^{-4}		
0,001	10^{-3}	Milli	m
0,01	10^{-2}	Zenti	c
0,1	10^{-1}	Dezi	d
1	10^0	Eins	

3. Eine normale menschliche Körperzelle enthält ca. 6.6 Milliarden Basenpaare in der DNA. 1 Basenpaar wiegt ca. 10^{-21} g. Ein Mensch hat ca. 10^{14} dieser Zellen. Wieviel g DNA enthält dann ein Mensch? Und wie lang ist die gesamte DNA wenn 1 Basenpaar 0,34 nm misst?

Lösung: Multiplikation ergibt 660 g
 $2,244 \cdot 10^{14} \text{ m} = 2,2 \cdot 10^{11} \text{ km}$



Die DNA in einer menschlichen also eukaryotischen Zelle hat eine Länge von etwa 2 m. Ein Mensch besteht aus etwa 100 Billionen Zellen, davon sind 25% Blutzellen, die keinen Zellkern haben. Die Länge der DNA in einem Menschen beträgt also 150 Mrd. km, also 1000mal die Strecke von der Erde zur Sonne (149,6 Mill. km).

Entsprechend würde die DNA von 7 Mill. Menschen (~ Madrid im Jahr 2018) aneinandergereiht eine Länge von etwa 110 000 Lichtjahren erreichen, was mehr als dem Durchmesser unserer Milchstraße (~100 000 Lichtjahre) entspricht.

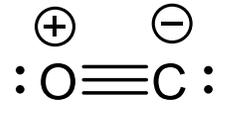
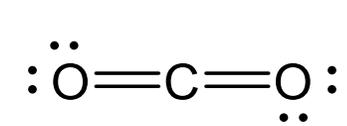
Die Länge der DNA aller Menschen auf der Welt (ca. 7,6 Mrd. im Jahr 2018) kombiniert ergäbe etwa 121 Mill. Lichtjahre, was fast dem Durchmesser des Virgo-Superhaufens (150 bis 200 Mill. Lichtjahre) entspricht.

4. Welcher Masse entspricht 1,5 mol CO₂ und Kohlenmonoxid? Zeichnen Sie eine Strukturformel dieser Verbindungen.

Lösung:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}; \quad m(\text{CO}_2) = 66,0 \text{ g}$$

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol}; \quad m(\text{CO}) = 42,00 \text{ g}$$



Atommasse in u (Durchschnittswert aus den natürlich vorkommenden Isotopen)

35,45

17

Cl

Elementensymbol

Protonenzahl = Kernladungszahl = Ordnungszahl

1 H							2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
23	24	27	28	31	32	35	40

5. Bei einem kleinen Barbecue benötigen Sie 2 kg Kohle (wir nehmen an diese besteht aus reinem Kohlenstoff). Wieviel Kilo und Liter CO₂ produzieren Sie dabei?

Lösung:

$$M(\text{CO}_2) / M(\text{C}) = x / 2 \text{ kg}$$
$$x = 44 * 2 / 12 = 7,333 \text{ kg}$$
$$n = m / M = 7333 \text{ g} / 44 \text{ g mol}^{-1} = 166.6 \text{ mol}$$

Normalbed.(STP): $V = n * V_m = 166,6 \text{ mol} * 22,4 \text{ Liter/mol} = 3731 \text{ Liter}$

Standartbed. (SATP): $V = n * V_m^\ominus = 166,6 \text{ mol} * 24,46 \text{ Liter/mol} = 4075 \text{ L}$

Bei höheren Temperaturen:

$p * V = n * R * T$ (ideale Gasgleichung)

$V = 1 * 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} * T \text{ in K} / 101300 \text{ Pa (N/m}^2)$



6. Kalium reagiert mit Wasser zu Wasserstoff und Natronlauge (KOH).

- Stellen Sie die korrekte Reaktionsgleichung auf.
- Welche Aussagen über die Entropie dieser Reaktion können Sie treffen?
- Berechnen Sie die molare Masse von Kaliumhydroxid?
- Wieviel Liter Wasserstoffgas entstehen bei der Reaktion von 5 g Kalium?

Lösung: a) $2 \text{ K} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ KOH} + \text{ H}_2$

b) Entropie nimmt ab

c) $\sum M = 39.1 + 1 + 16 = 56.1 \text{ g/mol}$

d) $5 \text{ g} / 39.1 \text{ g/mol} = 0.128 \text{ mol} \rightarrow 0.064 \text{ mol Wasserstoff} * 22.4 \text{ L} = 1,43 \text{ L}$

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

Increase of product particles: $\Delta S > 0$

Increase of temperature particles: $T\Delta S < 0$

https://www.youtube.com/watch?v=0YNslaSbFdg&ab_channel=NileRedShorts

7. Verdünnungen: 8 g NaOH sind in 200 mL Wasser gelöst. Wie hoch ist die Konzentration (c_1)? Anschließend wird mit 800 mL Wasser verdünnt. Wie hoch ist dann die Konzentration c_2 ? Wie viele mg NaOH sind in 50 mL dieser Lösung enthalten?

Lösung:

$$c = n / V \text{ und } c_1 * V_1 = c_2 * V_2$$

$$M (\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$$

$$n = 8 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,2 \text{ mol}$$

$$c_1 = 0,2 \text{ mol} / 0,2 \text{ L} = \mathbf{1 \text{ mol/L}}$$

$$c_1 * V_1 = c_2 * V_2 \rightarrow c_2 = c_1 * V_1 / V_2 = 1 \text{ mol/L} * 0,2 \text{ L} / 1 \text{ L} = \mathbf{0,2 \text{ mol/L}}$$

$$m(\text{NaOH}) = 8 \text{ g} * 0,05 \text{ L} = 0,40 \text{ g} = \mathbf{400 \text{ mg}}$$

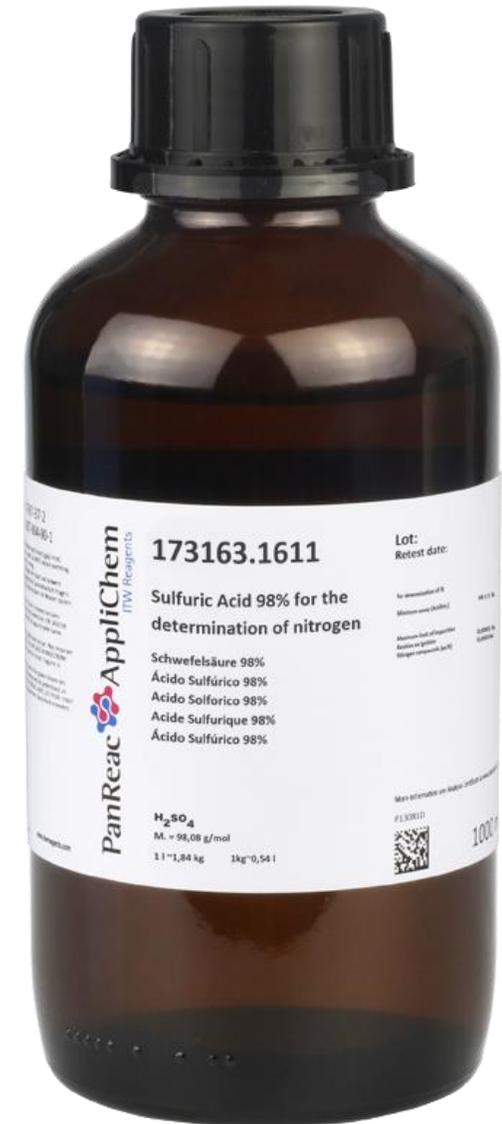
8. Wie schwer ist ein halber Liter 100% Schwefelsäure der Dichte 1.84 g/cm³?

Wieviele mol H₂SO₄ sind enthalten?

$$1840 \text{ g} \cdot 0.5 = 920 \text{ g}$$

$$M = 98.1 \text{ g/mol}$$

$$n = m / M = 920 \text{ g} / 98.1 \text{ g/mol} = 9.38 \text{ mol}$$



**9. Sie möchten einen Liter konzentrierten Ammoniak (25%, Dichte 0,906 g/cm³) herstellen.
Wieviel Ammoniakgas benötigen sie?**

25% von 906 g sind NH₃ = 226,5 g

M(NH₃) = 17 g/mol

$n = 226.5 \text{ g} / 17 \text{ g/mol} = 13.3 \text{ mol}$

$n * 22.4 \text{ L} = 298.4 \text{ L}$



10. Sie wollen 100mL eines Destillats (z.B. Strohrum) von 75% (v/v) auf 40% verdünnen. Wieviel Wasser benötigen Sie?

Lösung:

$$c_1 * V_1 = c_2 * V_2 \rightarrow V_2 = = 75\% * 0,1 \text{ L} / 40\% = 0,1875 \text{ L}$$

$$V = V_2 - V_1 = 87,5 \text{ mL}$$



11. Welche Konzentration hat 70%(v/v) Ethanol (C₂H₆O)? Reiner Alkohol hat eine Dichte von 0,79 kg/L.

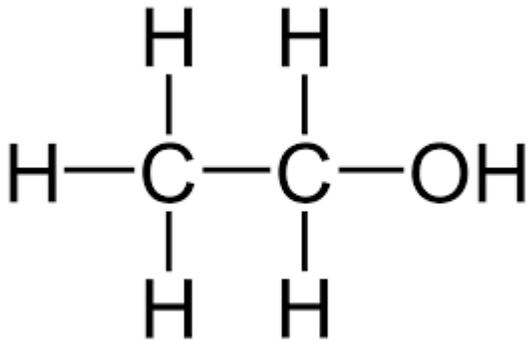
Lösung:

Konzentrationen in der Chemie in mol/L

700mL Ethanol entsprechen (Multiplikation mit Dichte) = 553 g

$M(\text{Ethanol, C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \cdot 12,0 \text{ g/mol} + 6 \cdot 1,0 \text{ g/mol} + 1 \cdot 16,0 \text{ g/mol} = 46 \text{ g/mol}$

$53 \text{ g} / M(\text{Ethanol, } 46 \text{ g/mol}) = 12,0 \text{ mol/L}$



Brandweinsteuer

Pro Liter reinen Alkohol werden 13,03 Euro erhoben. Daraus ergibt sich, dass bei einer 0,7-l-Flasche mit 38 Volumenprozent Alkohol 3,47 Euro



2. Übung

Thermodynamik

1. Mathematik, Basics Differentiale:

Leiten Sie zweimal ab!

a) $f(x) = 5x^4 - 4x^3 + 3x^2 - 2x + 6$

b) $f(x) = 2x^{-2} + 4x^{-6}$

c) $f(x) = 3x^{2/3} - x^{7/8}$

d) $f(x) = \sqrt[3]{x} - 9\sqrt[4]{x^3}$

e) $f(x) = \frac{1}{x^2}$

Lösung:

a) $f'(x) = 20x^3 - 12x^2 + 6x - 2$

$$f''(x) = 60x^2 - 24x + 6$$

b) $f'(x) = -4x^{-3} - 24x^{-7}$

$$f''(x) = 12x^{-4} + 148x^{-8}$$

c) $f'(x) = 2/3 \cdot 3x^{2/3-1} - 7/8 \cdot x^{7/8-1} = 2 \cdot x^{-1/3} - 7/8 \cdot x^{-1/8}$

$$f''(x) = -2/3 \cdot x^{-4/3} + 7/64 \cdot x^{-9/8}$$

d) $f(x) = x^{1/3} - 9 \cdot x^{3/4}$

$$f'(x) = 1/3 \cdot x^{-2/3} - 27/4 \cdot x^{-1/4}$$

$$f''(x) = -2/9 \cdot x^{-5/3} + 27/16 \cdot x^{-5/4}$$

e) $f(x) = x^{-2}$

$$f'(x) = -2 \cdot x^{-3}$$

$$f''(x) = 6 \cdot x^{-4}$$

2. Mathematik, Basics, Integrale

Berechnen Sie die folgenden bestimmten Integrale.

$$\text{a) } \int_0^4 x^2 + 2x \, dx = \left[\frac{x^3}{3} + x^2 \right]_0^4 = \frac{64}{3} + 16 - 0 = \frac{112}{3} = 37\frac{1}{3}$$

$$\text{b) } \int_1^2 5 - \frac{2}{x^2} \, dx = \left[5x + \frac{2}{x} \right]_1^2 = \left(10 + \frac{2}{2} \right) - \left(5 + 2 \right) = 4$$

$$\text{c) } \int_0^3 \sqrt{x} \, dx = \left[\frac{2}{3} \cdot x^{\frac{3}{2}} \right]_0^3 = \frac{2}{3} \cdot \sqrt{27} - 0 = 2 \cdot \sqrt{3}$$

$$\begin{aligned} \text{d) } \int_1^2 (x^2 + 1) \cdot \sqrt{x} \, dx &= \int_1^2 x^{\frac{5}{2}} + x^{\frac{1}{2}} \, dx = \left[\frac{2}{7} \cdot x^{\frac{7}{2}} + \frac{2}{3} \cdot x^{\frac{3}{2}} \right]_1^2 = \\ & \left(\frac{16\sqrt{2}}{7} + \frac{4\sqrt{2}}{3} \right) - \left(\frac{2}{7} + \frac{2}{3} \right) = \frac{76\sqrt{2} - 20}{21} \end{aligned}$$

3. Erläutern sie:

a. Welche thermodynamische Energie-Größe drückt die Spontanität einer chemischen Reaktion aus?

b. Unter welchen Voraussetzungen kann eine endotherme Reaktion spontan ablaufen?

Lösung:

a) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G < 0$: exergonisch (spontan)

$\Delta G > 0$: endergonisch

b) Nur bei hohen Temperaturen oder wenn Entropie S stark zunimmt

4. Welche Wärmemenge wird freigesetzt, wenn 1 g Hydrazin (N₂H₄) verbrennt?



Lösung:

$$M(\text{N}_2\text{H}_4) = 2 \cdot 14,007 \text{ g mol}^{-1} + 4 \cdot 1,0079 \text{ g mol}^{-1} = 32,0456 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n = m/M = 1 \text{ g} / 32,0456 \text{ g mol}^{-1} = 0,03121 \text{ mol}$$

$$Q = n \cdot \Delta H = 0,03121 \text{ mol} \cdot -622,4 \text{ kJ mol}^{-1} = -19,43 \text{ kJ}$$

5. Die Zersetzung von Natriumazid verläuft nach:



Wie groß ist der ΔH -Wert, um 1,50 kg N_2 zu erhalten?

Lösung:

für N_2 ist $M = 2 \cdot 14,007 \text{ g mol}^{-1} = 28,014 \text{ g mol}^{-1}$

$n = m / M = 1500 \text{ g} / 28,014 \text{ g mol}^{-1} = 53,54 \text{ mol}$

Bildung von 3 mol N_2 : $42,7 \text{ kJ mol}^{-1}$

Bildung von 53,54 mol N_2 : $42,7 \text{ kJ} \cdot 53,54/3 = 762,1 \text{ kJ mol}^{-1}$



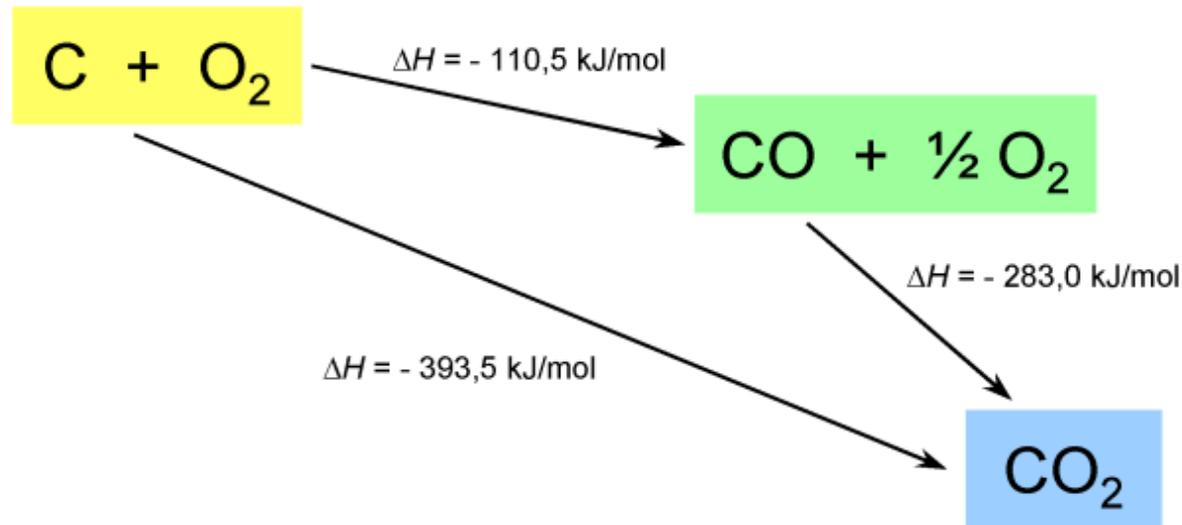
Synthese Bleiazid:



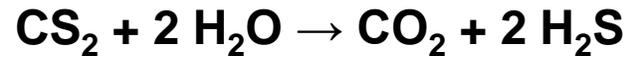
6. Was beschreibt der Satz von Hess?

Lösung:

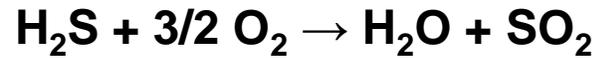
z.B. Der Satz von Hess besagt, dass der Weg einer chemischen Reaktion keinen Einfluss auf die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion hat. Die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion ist somit auch von der Anzahl der Teilreaktionen unabhängig. Die Enthalpieänderung der gesamten Reaktion ist die Summe der Reaktionsenthalpie der einzelnen Teilreaktionen.



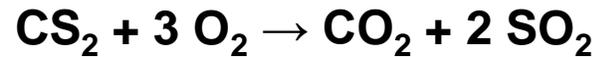
7. Berechnen Sie ΔH für die Reaktion



mit Hilfe der Gleichungen:

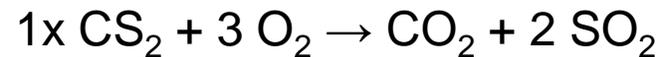


$$\Delta H = -562,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

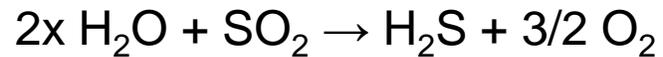


$$\Delta H = -1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

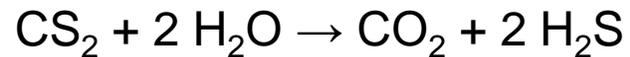
Lösung:



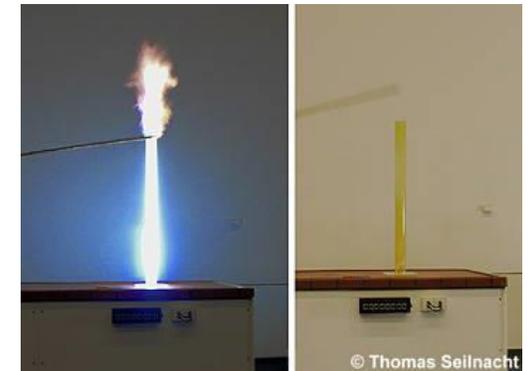
$$-1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$2 \cdot +562,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = +50,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Versuch: Bellender Hund



8. Berechnen Sie die Standard-Bildungsenthalpie für Calciumcyanamid (CaCN₂), mit Hilfe folgender Angaben:



Lösung:

$$\Delta H^\circ(\text{Reaktion}) = \Sigma(\Delta H^\circ(\text{Produkte})) - \Sigma(\Delta H^\circ(\text{Edukte}))$$

$$+90,1 \text{ kJ mol}^{-1} = (\Delta H^\circ(\text{CaCN}_2) + 3 \cdot -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}) - (-1206,3 \text{ kJ mol}^{-1} + 2 \cdot -46,19 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$\begin{aligned} (\Delta_{\text{f}}H^\circ(\text{CaCN}_2) = +90,1 \text{ kJ mol}^{-1} - 3 \cdot -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}) + (-1206,3 \text{ kJ mol}^{-1} + 2 \cdot -46,19 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ 815,5 \text{ kJ mol}^{-1} \qquad \qquad \qquad + (-1298,68 \text{ kJ mol}^{-1}) \end{aligned}$$

$$\Delta_{\text{f}}H^\circ(\text{CaCN}_2) = -483,18 \text{ kJ mol}^{-1}$$

9. In einem Kolben sind 0,80 l Gas mit einem Druck von 980 mbar bei einer Temperatur von 25 °C eingeschlossen (Zustand 1). Durch Wärmezufuhr steigt der Kolben nach oben, sodass das Gasvolumen 1,70 l beträgt (Zustand 2).

a) Welche Temperatur hat das Gas in Zustand 2, wenn...

a1) ...der Druck konstant bleibt?

a2) ...der Druck sich verdoppelt?

a3) ...der Druck auf 1,80 bar ansteigt?

Lösung:

a1) Ideale Gasgleichung: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_1 / T_1 = V_2 / T_2$
 $T_2 = V_2 \cdot T_1 / V_1 = 1,7 \text{ L} \cdot 298 \text{ K} / 0,8 \text{ L} = 633 \text{ K}$

a2) $p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2$
 $T_2 = 2 \cdot V_2 \cdot T_1 / V_1 = 2 \cdot 1,7 \text{ L} \cdot 298 \text{ K} / 0,8 \text{ L} = 1267 \text{ K}$

a3) $T_2 = p_2 \cdot V_2 \cdot T_1 / p_1 \cdot V_1 = 1,8 \text{ bar} \cdot 1,7 \text{ L} \cdot 298 \text{ K} / 0,98 \text{ bar} \cdot 0,8 \text{ L} = 1163 \text{ K}$

b) Um welches Gas handelt es sich, wenn die gemessene Masse des Gases 1.4 g beträgt?

c) Anschließend wird das System abgekühlt bis die Gastemperatur 0 °C und der Druck 820 mbar beträgt (Zustand 3). Welches Volumen hat nun der Kolben?

b) Näherung: nahezu 1 atm (1013 mbar)

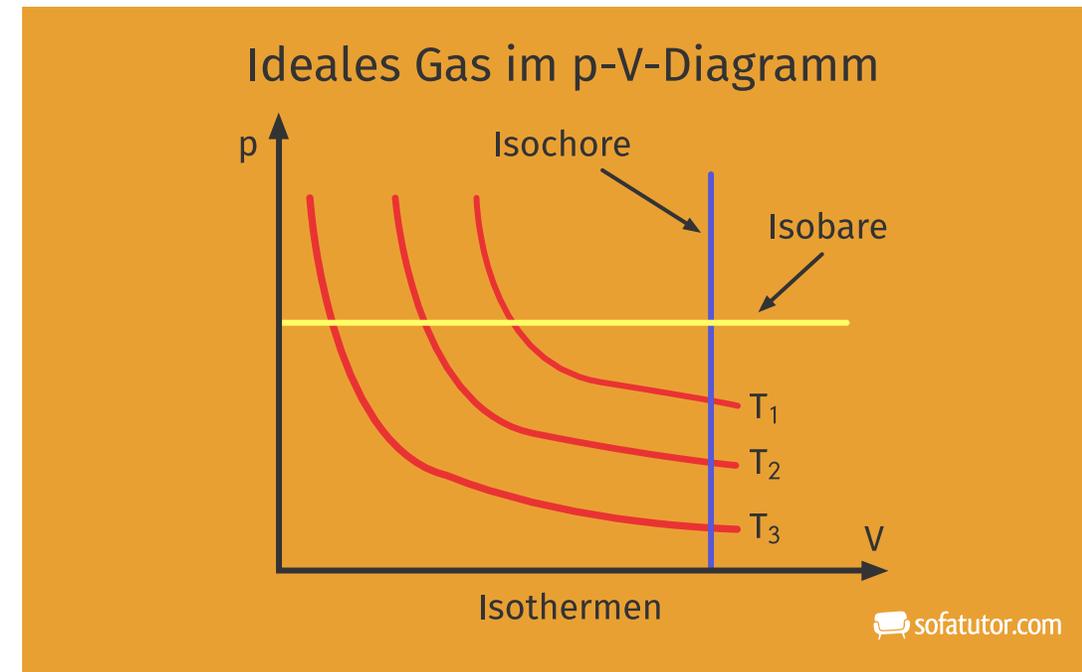
$$V_m = 24,4 \text{ mol/L} \rightarrow n = 0,8 \text{ L} / 24,45 \text{ mol/L} = 0,0327 \text{ mol}$$

$$n = m / M \rightarrow M = m/n = 1,4 \text{ g} / 0,0327 = 42,81 \text{ g/mol} \rightarrow 44 \text{ g/mol} = \text{CO}_2$$

c) $p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2$

$$V_2 = T_2 \cdot p_1 \cdot V_1 / T_1 \cdot p_1$$

$$V_2 = 273 \text{ K} \cdot 1,8 \text{ bar} \cdot 1,7 \text{ L} / 1163 \text{ K} \cdot 0,82 \text{ bar} \\ = 0,876 \text{ L}$$



Übung 3

MWG, Kinetik

1. Erstellen Sie die entsprechenden Reaktionsgleichungen. Kennzeichnen Sie durch Pfeile die Richtung, in die sich das Gleichgewicht infolge der angegebenen Änderung verlagert!

(1) Kohlenstoff reagiert mit Wasser zu Kohlenmonoxid und Wasserstoff.

(2) Stickstoff und Wasserstoff reagieren zu Ammoniak.

(3) Kohlenstoffmonoxid und Wasser reagieren zu Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff.

(4) Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff reagieren zu Kohlenstoffmonoxid.

Reaktionsgleichung	ΔH in kJ/mol	Verschiebung bei Erhöhung	
		...der Temperaturder Konzentration an
(1) $C + H_2O \rightleftharpoons CO + H_2$	+ 175,4	\longrightarrow	$H_2O \longrightarrow$
(2) $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$	- 92,0	\longleftarrow	$H_2 \longrightarrow$
(3) $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$	- 2,9	\longleftarrow	$CO \longrightarrow$
(4) $CO_2 + C \rightleftharpoons 2 CO$	+ 172,4	\longrightarrow	$CO \longleftarrow$

Kohlevergasung

Haber-Bosch-Verfahren

Wassergas-Shift-Reaktion

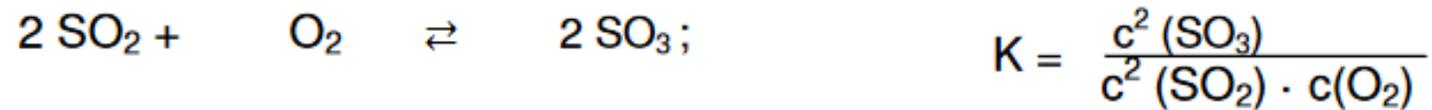
Boudouard-Gleichgewicht

2. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

Formulieren Sie für folgenden Gleichgewichtsreaktion jeweils die Reaktionsgleichung und das Massenwirkungsgesetz!

Lösung:

a) Schwefeldioxid wird durch Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidiert.



b) Schwefeltrioxid addiert sich an H_2SO_4 zu Dischwefelsäure.



c) Dischwefelsäure wird hydrolisiert zu Schwefelsäure.



d) Schwefelsäure wird durch 2 Äquivalente Natriumhydroxid neutralisiert.



3. Für die Reaktion $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ wurden bei 25°C folgende Konzentrationen für ein im Gleichgewicht befindliches Gemisch gefunden:

$$c(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{NO}_2) = 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

Wie groß ist K_c bei 25°C ?

Lösung:

$$K_c = c^2(\text{NO}_2) / c(\text{N}_2\text{O}_4) = (1,41 \cdot 10^{-2})^2 \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2} / 4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$
$$= 4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4. Die Spaltung von Bromethan zu Ethen und HBr an einem Zinkkatalysator ist eine Reaktion 0.

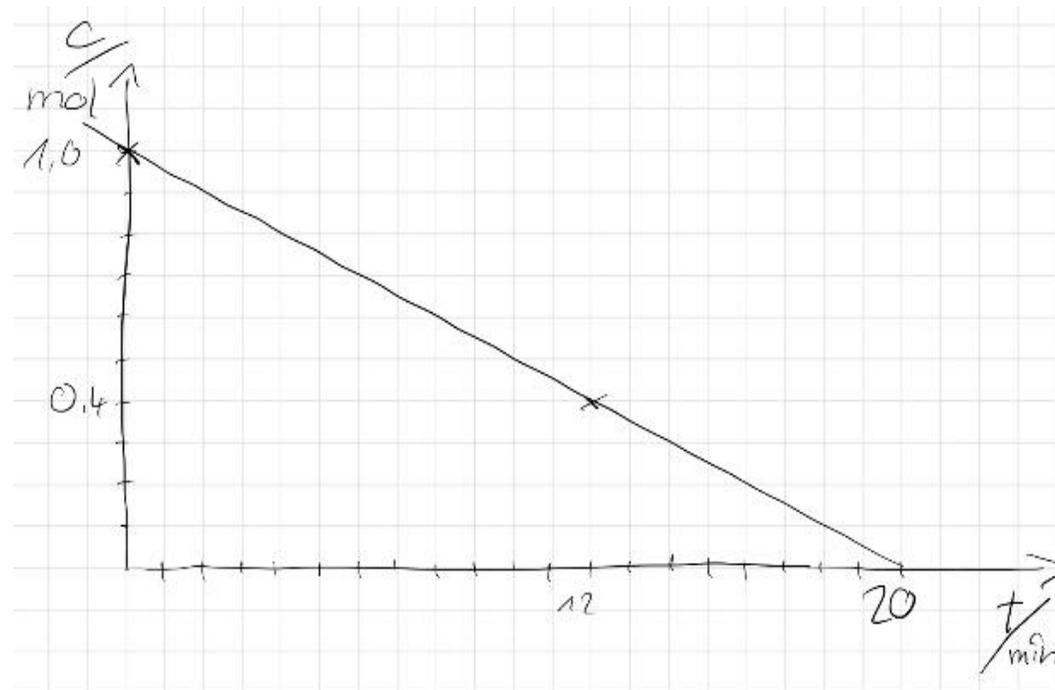
Ordnung: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr}$

Nach 12 min sind von anfänglich einem Mol Brommethan, noch 0,4 Mol vorhanden.

Zeichnen Sie ein Konzentrations-Zeit-Diagramm (y-Achse: c; x: Achse: t) dieser Reaktion. Wann ist kein Brommethan mehr vorhanden?

Lösung:

12 min / 0,6 = **20 min**



- Die Stoffmengenabnahme ist linear fallend.
- Doppelte Menge, braucht doppelt so lange
- Beispiel: $2 \text{N}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow 2 \text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$

5. Die Halbwertszeit des radioaktiven Zerfalls von ^{14}C (ein Prozess erster Ordnung) beträgt 5730 Jahre. In einer archäologischen Probe fand man Holz, welches nur noch 72% des ^{14}C Gehalts von lebenden Bäumen aufwies. Wie alt ist das Fundstück?

Lösung: Erste Ordnung $\frac{d[^{14}\text{C}]}{dt} = -k [^{14}\text{C}]$

$$[^{14}\text{C}] = [^{14}\text{C}]_0 e^{-k t} \rightarrow \ln \frac{[^{14}\text{C}]}{[^{14}\text{C}]_0} = -k t \rightarrow \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = k t$$

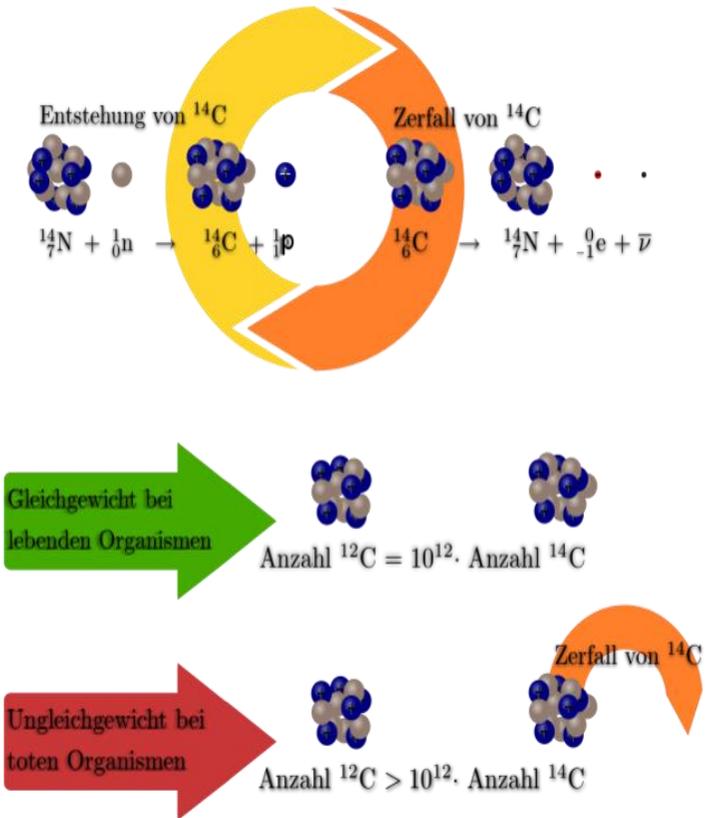
$$t = \frac{1}{k} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{5730 \text{ a}}{\ln 2} \ln \frac{[1,00]}{[0,72]} = 2720 \text{ a}$$

Halbwertszeit: $c_0 = 1; c = 1/2 \rightarrow k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$

logarithmische Integrationsregel

$$\int \frac{f'(x)}{f(x)} dx = \ln(|f(x)|) + c$$

a = Jahr

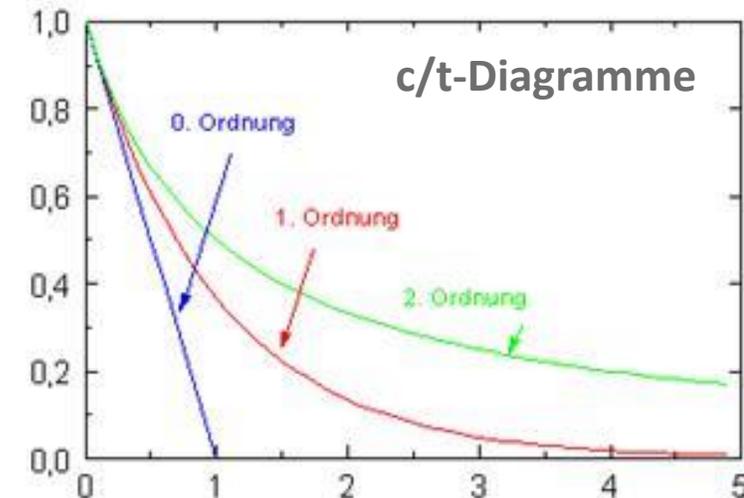


6. Wir betrachten erneut eine Reaktion erster Ordnung. Anfangskonzentration = 0,5 mol. Halbwertszeit = 40s. Welche Konzentration liegt nach 70 s vor?

Lösung: $k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{\ln 2}{40s} = 0,01733 \text{ s}^{-1}$

$$[c] = [c]_0 e^{-k t} = 0,5 * e^{-0,01733 * 70} = 0,5 * 0,2972 = 0,149 \text{ mol}$$

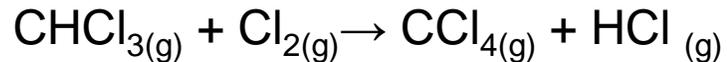
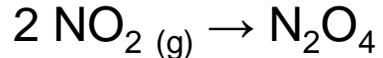
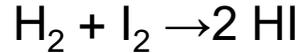
- Die Stoffmengenabnahme ist anfangs groß, dann allmählich abnehmend (exponentielle Abklingkurve).
- Die Reaktionsgeschwindigkeit ist direkt proportional zur Konzentration eines Stoffes
- Die Reaktionszeit ist unabhängig von der Ausgangskonzentration
- Beispiel: $2 \text{ N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{ NO}_2 (\text{g}) + \text{ O}_2$



2. Ordnung

- Die Stoffmengenabnahme ist anfangs groß, dann allmählich abnehmend - aber nicht exponentiell, sondern sie dauert mit Fortschreiten der Reaktionszeit immer länger.
- Die Reaktion ist entweder zum Quadrat der Konzentration eines Stoffes proportional oder proportional zum Produkt der Konzentrationen zweier Stoffe.
- Die doppelte Menge führt zu einem dramatischen Anstieg der Anfangsreaktionsgeschwindigkeit. Es wird schneller eine niedrigere Konzentration erreicht.

Beispiele:



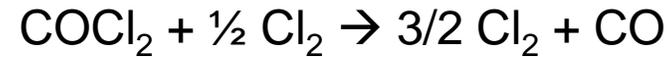
1 ½. Ordnung

$$v = k \cdot [\text{A}]^{1.5}$$

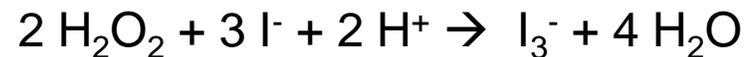
Reaktionsgeschwindigkeit nichtlinear und möglicherweise durch eine Mischung verschiedener Mechanismen definiert.

7. Geben Sie ein Beispiel an für eine Reaktion mit einer Reaktionsordnung von 1.5

Lösung: Autokatalytischer Phosgenzerfall

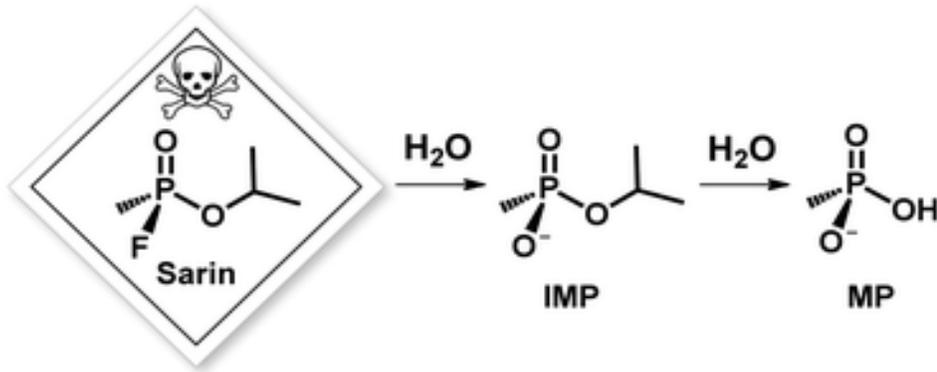


Eine weitere klassische Reaktion mit einer Reaktionsordnung von 1,5 ist die Reaktion zwischen Wasserstoffperoxid (H_2O_2) bzw. Acetonperoxid und Jodid-Ionen (I^-) unter sauren Bedingungen:

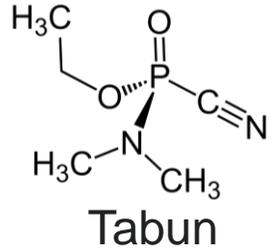


8. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Sarin-Hydrolyse verläuft unter welchen Bedingungen schnell, langsam, mittel?

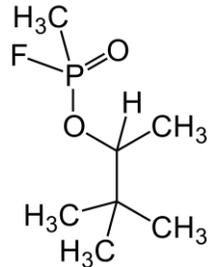
Lösung: Geschwindigkeit: alkalisch > sauer > neutral



Phosphonsäureester
(oft Giftgase)

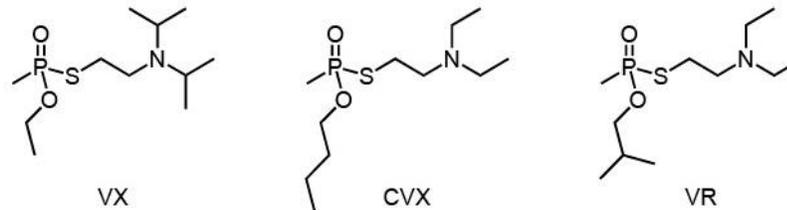


G-Reihe

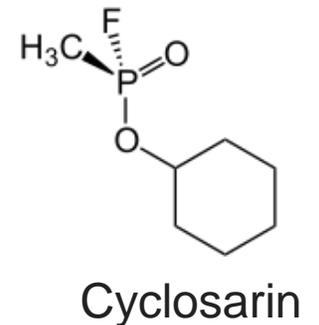
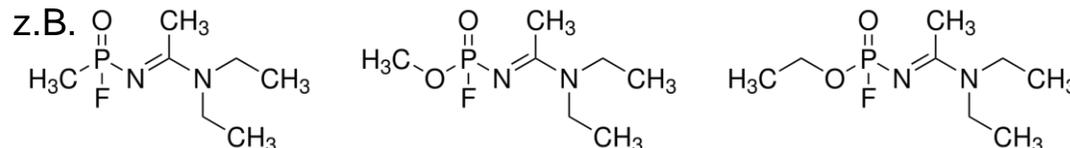


Soman

V-Reihe (ca. 5-mal so giftig wie G Reihe)

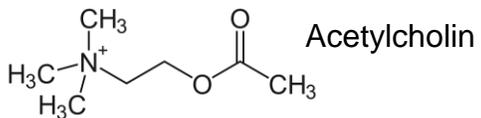


Nowitschok-Kampfstoffe



Cyclosarin

Cholinesteraseinhibitor



Tödliche orale Dosis:
1,65 mg bei einer 75 kg schweren Person

Übung 4:

**Stoffgemische, Bohrsches Atommodell,
Isotope, Relativistik**

		Legende										Gruppe																									
		Symbol		Serie (Flächenfarbe)		Metalle																															
		schwarz = Feststoff		Alkalimetalle		Metalle		Halbmetalle																													
		blau = Flüssigkeit		Erdalkalimetalle		Nichtmetalle																															
		rot = Gas		Übergangsmetalle		Nichtmetalle																															
		grau = unbekannt		Lanthanoide		Halogene																															
		unterstrichen = radioaktiv		Actinoide		Edelgase																															
		Dichte		Schraffur		unbekannt																															
		rot = kg / m ³		durchgehend = natürliches Element																																	
		schwarz = kg / dm ³		schraffiert = künstliches Element																																	
		grau = unbestimmt																																			
Periode	1	1	1,008											2	4,0026																						
	H											He																									
		Wasserstoff											Helium																								
		2,2	0,09											0,18																							
	2	3	6,94	4	9,0122											10	20,180																				
	Li	Be											Ne																								
	Lithium	Beryllium											Neon																								
	0,98	0,53	1,57	1,85											—	0,90																					
3	11	22,990	12	24,305											18	39,948																					
Na	Mg											Ar																									
Natrium	Magnesium											Argon																									
	0,93	0,97	1,31	1,74											—	1,78																					
4	19	39,098	20	40,078	21	44,956	22	47,867	23	50,942	24	51,996	25	54,938	26	55,845	27	58,933	28	58,693	29	63,546	30	65,380	31	69,723	32	72,630	33	74,922	34	78,971	35	79,904	36	83,798	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																				
Kalium	Calcium	Scandium	Titan	Vanadium	Chrom	Mangan	Eisen	Cobalt	Nickel	Kupfer	Zink	Gallium	Germanium	Arsen	Selen	Brom	Krypton																				
	0,82	0,86	1,0	1,55	1,36	2,98	1,54	4,50	1,63	6,11	1,66	7,14	1,83	7,87	1,88	8,90	1,91	8,91	1,90	8,92	1,65	7,14	1,81	5,90	2,01	5,32	2,18	5,73	2,55	4,82	2,96	3,12	3,0	3,75			
5	37	85,468	38	87,62	39	88,906	40	91,224	41	92,906	42	95,95	43	96,906	44	101,07	45	102,91	46	106,42	47	107,87	48	112,41	49	114,82	50	118,71	51	121,76	52	127,60	53	126,90	54	131,29	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																				
Rubidium	Strontium	Yttrium	Zirkonium	Niob	Molybdän	Technetium	Ruthenium	Rhodium	Palladium	Silber	Cadmium	Indium	Zinn	Antimon	Tellur	Iod	Xenon																				
	0,82	1,53	0,95	2,63	1,22	4,47	1,33	6,50	1,6	8,57	2,16	10,28	1,9	11,50	2,2	12,37	2,28	12,45	2,20	12,02	1,93	10,49	1,69	8,64	1,78	7,31	1,96	7,26	2,05	6,70	2,1	6,25	2,66	4,94	2,6	5,90	
6	55	132,91	56	137,33	57	138,91	58–71	72	178,49	73	180,95	74	183,84	75	186,21	76	190,23	77	192,22	78	195,08	79	196,97	80	200,59	81	204,38	82	207,20	83	208,98	84	209,98	85	209,99	86	222,02
Cs	Ba	La	siehe unten		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																		
Caesium	Barium	Lanthan	siehe unten		Hafnium	Tantal	Wolfram	Rhenium	Osmium	Iridium	Platin	Gold	Quecksilber	Thallium	Blei	Bismut	Polonium	Astat	Radon																		
	0,79	1,90	0,89	3,59	1,10	6,15	1,3	13,3	1,5	16,65	2,36	19,25	1,9	21,0	2,2	22,6	2,28	22,56	2,28	21,45	2,54	19,32	2,0	13,55	1,62	11,85	2,33	11,35	2,02	9,75	2,0	9,20	2,2	?	—	9,73	
7	87	223,03	88	226,03	89	227,03	90–103	104	267,12	105	270,13	106	269,13	107	270,13	108	269,13	109	278,16	110	281,17	111	281,17	112	285,18	113	286,18	114	289,19	115	289,20	116	293,20	117	293,21	118	294,21
Fr	Ra	Ac	siehe unten		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																		
Francium	Radium	Actinium	siehe unten		Rutherfordium	Dubnium	Seaborgium	Bohrium	Hassium	Meitnerium	Darmstadtium	Roentgenium	Copernicium	Nihonium	Flerovium	Moscovium	Livermorium	Tennes	Oganesson																		
	?	0,9	5,5	1,1	10,1	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?																		

↓

Lanthanoide		58	140,12	59	140,91	60	144,24	61	144,91	62	150,36	63	151,96	64	157,25	65	158,93	66	162,50	67	164,93	68	167,26	69	168,93	70	173,05	71	174,97
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
	Cer	Praseodym	Neodym	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium															
	1,12	6,77	1,13	6,48	1,14	7,01	—	7,22	1,17	7,54	—	5,25	1,2	7,89	—	8,25	1,22	8,55	1,23	8,78	1,24	9,05	1,25	9,32	—	6,97	1,27	9,84	
Actinoide		90	232,04	91	231,04	92	238,03	93	237,05	94	244,06	95	243,06	96	247,07	97	247,07	98	251,08	99	252,08	100	257,10	101	258,10	102	259,10	103	262,11
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr															
	Thorium	Protactinium	Uran	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium															
	1,3	11,72	1,5	15,4	1,38	18,95	1,36	20,45	1,28	19,82	1,3	13,67	1,3	13,51	1,3	14,78	1,3	15,1	1,3	?	1,3	?	1,3	?	1,3	?			

1. Wie nennt man ein heterogenes Gemisch, das aus

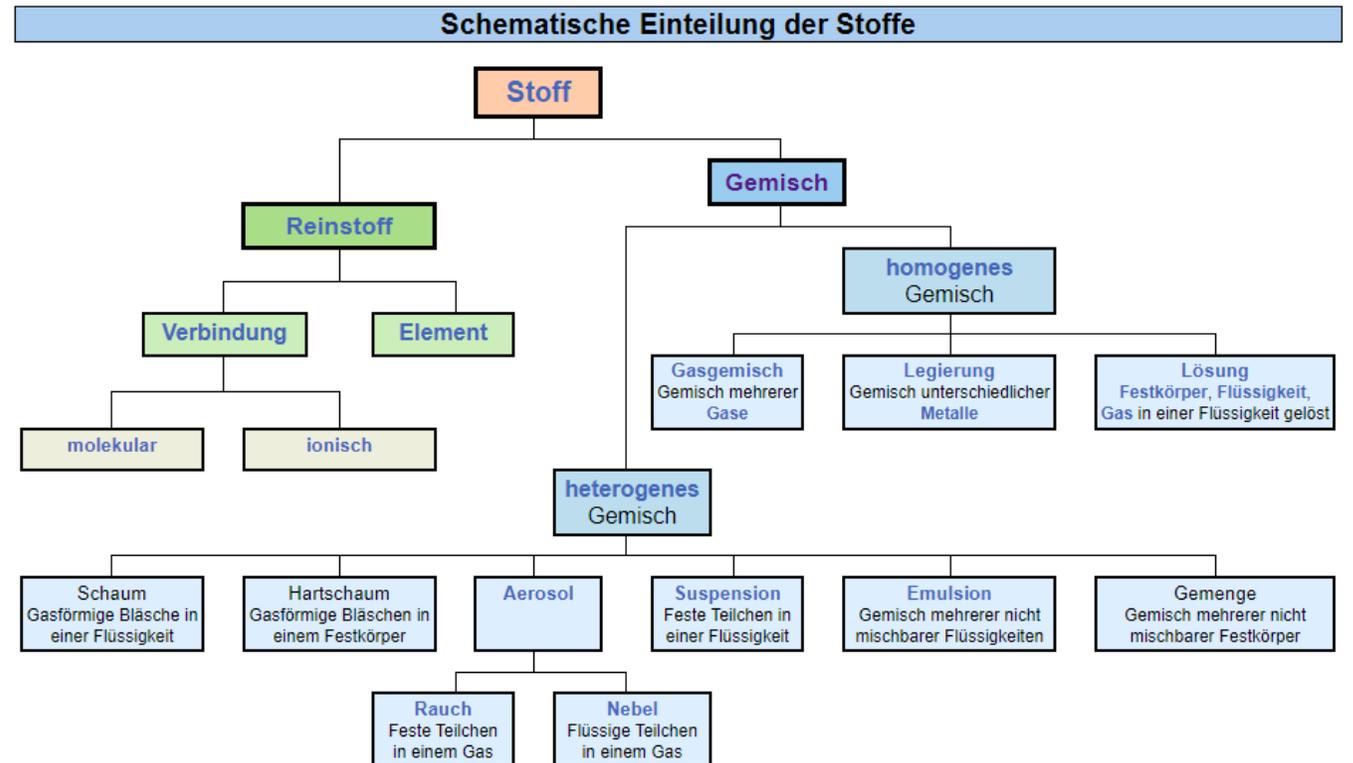
a) einer festen und einer flüssigen Phase bzw. **Suspension**

b) aus 2 nichtmischbaren Flüssigkeiten **Emulsion**

c) einer festen und einer gasförmigen Phase **Rauch**

besteht?

Stoffeinteilung

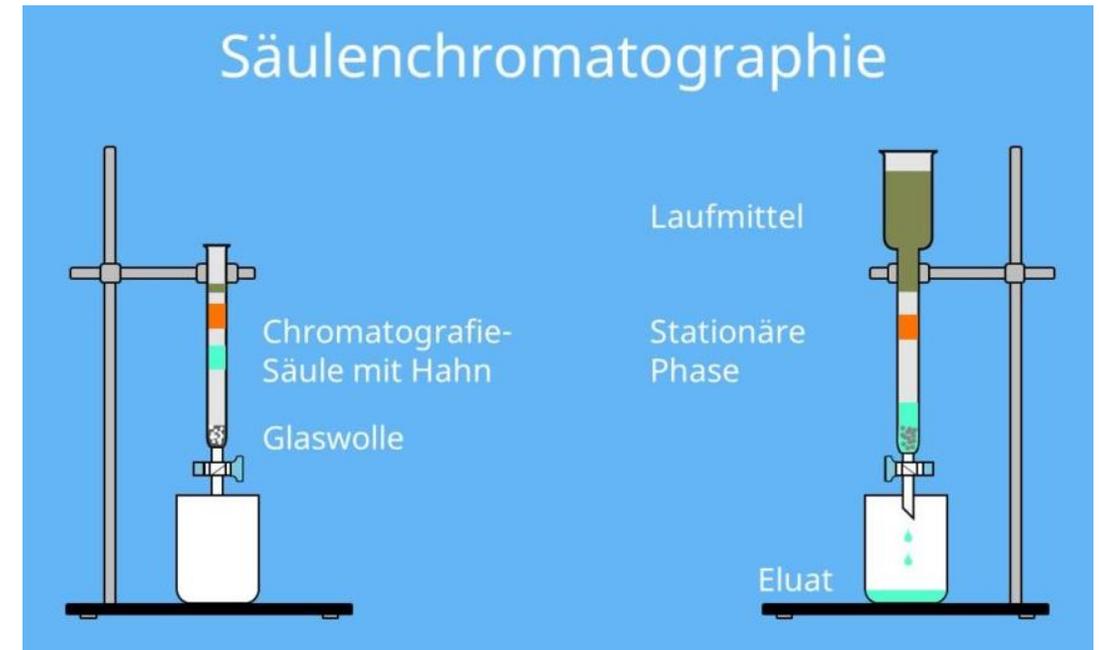
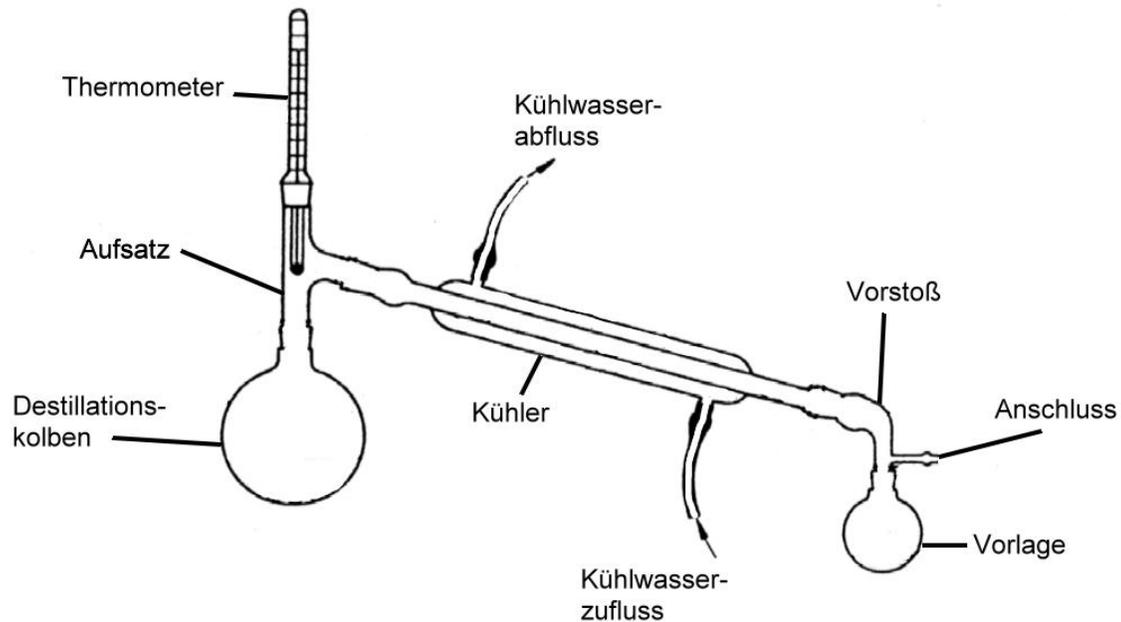


2. Nennen Sie zwei Methoden mit denen man ein homogenes Gemisch trennen kann und die dazugehörige physiko-chemische Eigenschaft auf der die Trennung basiert.

z.B. Destillation (Siedepunkt, Dampfdruck)

Chromatographie (Polarität)

fraktionierte Kristallisation (Löslichkeit, Kristallisationsenthalpie)

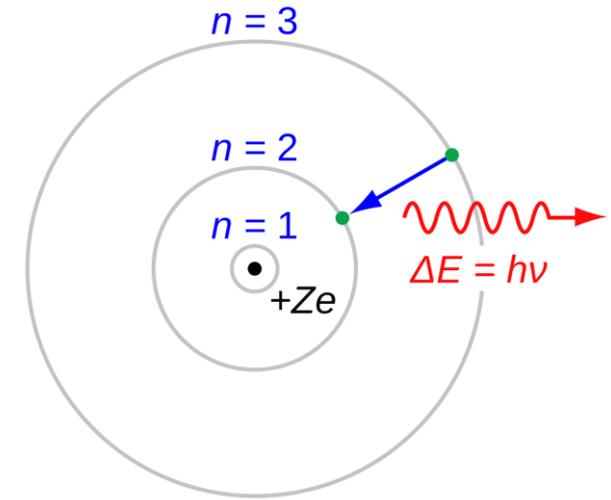


3. Bohrsches Atommodell: n ist die Hauptquantenzahl. Der Atomradius r ist proportional zu n^x . Die Energie E ist proportional zu n^y . Welche Werte besitzen x und y ?

Lösung: Beides ist exponentiell abhängig.

$$x = 2$$

$$y = -2$$



$$mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad h = 6.626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$$

Plancksches Wirkungsquantum

$$v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

$$F_C = -F_Z: \quad \frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \text{mit: } v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

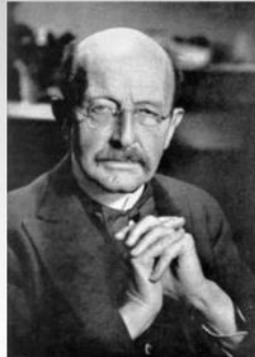
$$\Rightarrow \frac{mn^2h^2}{r4\pi^2m^2r^2} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \Rightarrow \quad r = \frac{n^2h^2\epsilon_0}{\pi me^2}$$

$$r = n^2 * 0.53\text{\AA} \quad r \sim n^2$$

Lichtquanten

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} = -\frac{e^4 m}{8h^2 \epsilon_0^2} \frac{1}{n^2}$$

1900, Planck:



Max Planck (1858-1947)

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$c = \lambda\nu$

$$\Delta E = -\frac{me^4}{8h^2\epsilon_0^2} \left[\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right]$$

4. Welche Flammenfarben erwarten Sie für:

(a) Na **gelb**

(b) Ba **grün**

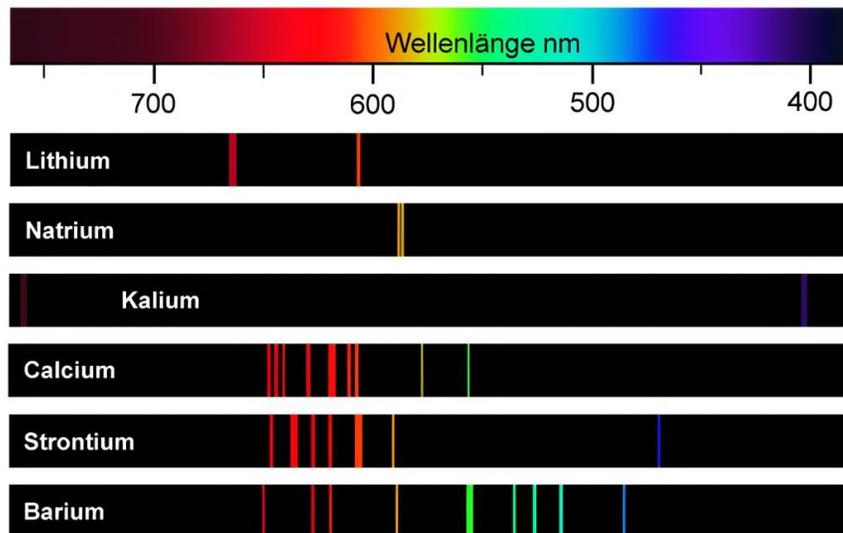
(c) Sr **rot**

(d) Cu **grün**

(e) $B(OMe)_3$ **grün**

Linienpektren der Alkali- und Erdalkalimetalle

Auswahl beobachtbarer Linien der Emissionsspektren



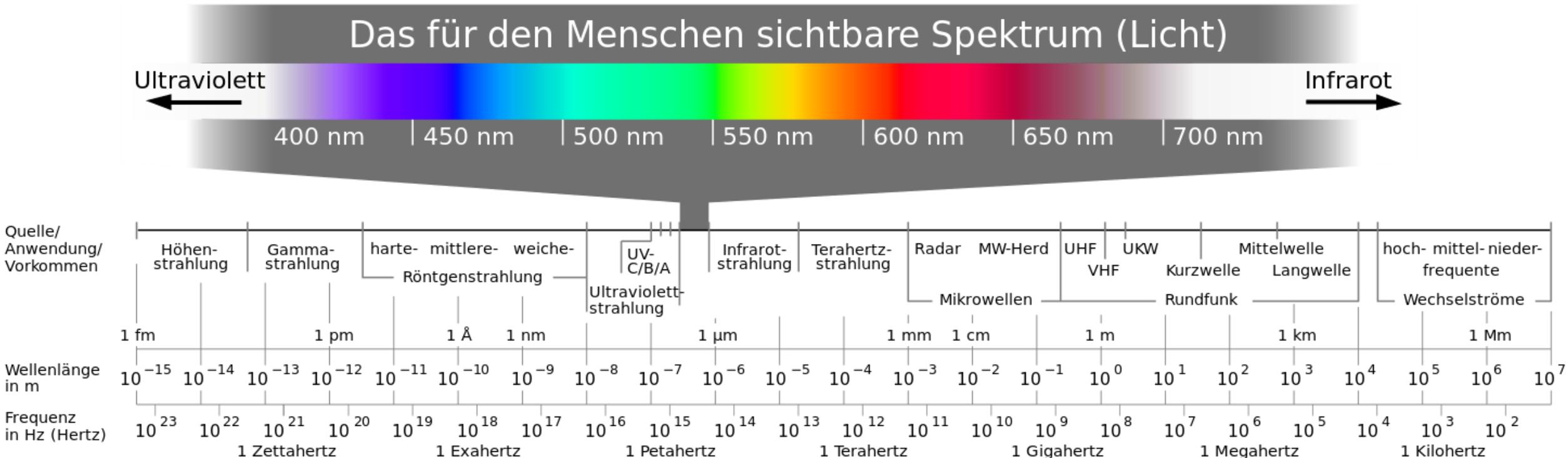
© Thomas Seilnacht



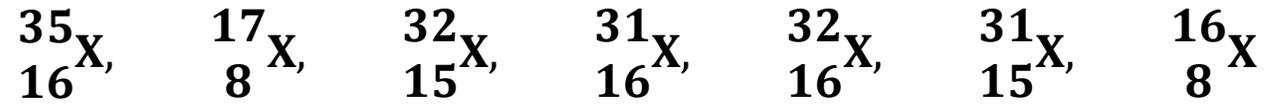
5. Ordnen Sie nach abnehmender Energie: gelbes Licht, blaues Licht, Mikrowellen, Radiowellen, Röntgenstrahlung, Infrarotstrahlung, Ultra-Violettes Licht.

Lösung:

Röntgenstrahlung, UV-Licht, blaues Licht, gelbes Licht, Infrarotstrahlung, Mikrowellen, Radiowellen



6. Welche der folgenden Atome sind Isotope desselben Elements? Um welche Elemente handelt es sich jeweils?



Lösung:

S O P S S P O

Natürlich auftretende Schwefel-Isotope

	Atommasse A_r	Anteil	Halbwertszeit	Spin
Schwefel Isotopengemisch	32,06 u	100 %		
Isotop ${}^{32}\text{S}$	31,972071174(9) u	94,9 %	stabil	0+
Isotop ${}^{33}\text{S}$	32,971458910(9) u	0,7 %	stabil	3/2+
Isotop ${}^{34}\text{S}$	33,9678670(3) u	4,3 %	stabil	0+
Isotop ${}^{35}\text{S}$	34,96903232(4) u	Spuren	87,37(4) Tage	3/2+

7. Natürlich vorkommendes Magnesium hat folgende Isotopenhäufigkeiten:

^{24}Mg Atommasse = 23.98504 u 78.99 %

^{25}Mg Atommasse = 24.98584 u 10.00 %

^{26}Mg Atommasse = 25.98259 u 11.01 %

Welche durchschnittliche Atommasse hat Mg?

Lösung:

$$1\text{u} = 1,660 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1/12 \text{ C}$$

$$m(\text{av})_{\text{Mg}} = 23,98504 \cdot 0,7899 + 24,98584 \text{ u} \cdot 0,1 + 25,98259 \text{ u} \cdot 11,01 = 24,30505 \text{ u}$$

8. Silber mit einer mittleren Atommasse von 107.868 kommt als Gemisch zweier Isotope vor. Eines der Isotope ist ^{107}Ag (106.906 u) mit 51.88%. Welches ist das zweite Isotop?

Lösung:

$$A_r = 0.5188 \cdot 106.906 + (1 - 0.5188) \cdot X = 107.868$$

$$55.463 + 0.4812 \cdot X = 107.868$$

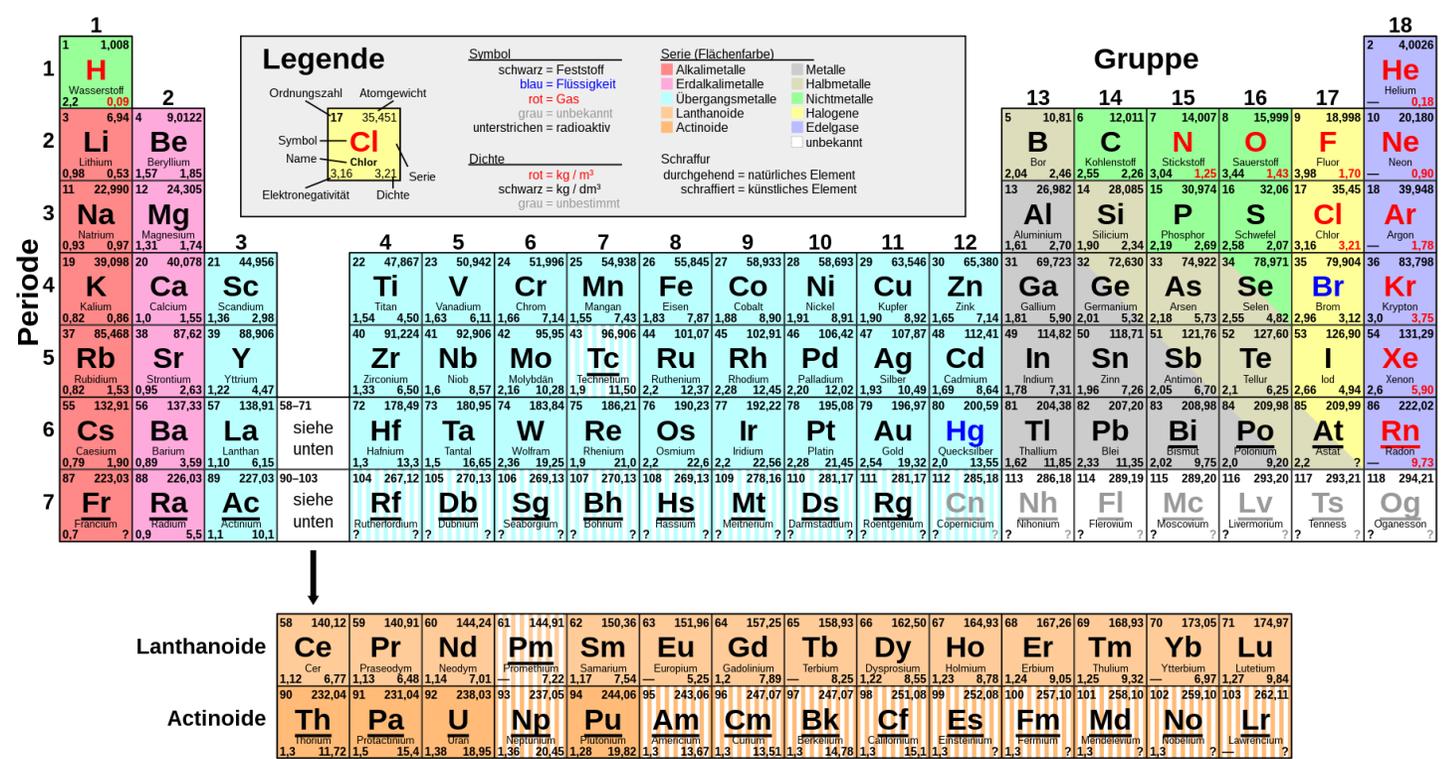
$$X = (107.868 - 55.463) / 0.4812$$

$$X = 108.905$$

^{109}Ag

9. Ergänzen Sie folgende Tabelle:

Lösung:



Symbol	Z	A	Protonen	Neutronen	Elektronen
Pu	94	244	94	150	94
Sn	50	120	50	70	50
Bi	83	209	83	126	83
U	92	235	92	143	92
Sc ³⁺	21	45	21	24	18
O ²⁻	8	16	8	8	10
N ³⁻	7	14	7	7	10

10. Berechnen Sie die relativistische 1s-Orbital-Kontraktion für das Element Fermium.

3. **Qualitative Betrachtung und empirische Werte:** Empirische Untersuchungen zeigen, dass die Kontraktion des 1s-Orbitals bei Elementen mit hoher Kernladungszahl wie Fermium signifikant ist, da die Wellenfunktion dichter zum Kern hin "gezogen" wird. Diese Kontraktion führt auch zu einer Zunahme der Ionisierungsenergie für die inneren Elektronen, da der effektiv wahrgenommene Kernladungseffekt für die 1s-Elektronen ansteigt.
4. **Quantitative Berechnung (Vereinfachung):** Die relativistische Korrektur für die Radien kann näherungsweise durch den Faktor

$$r_{\text{rel}} \approx r_{\text{nicht-rel}} \left(1 - \frac{Z^2 \alpha^2}{2} \right)$$

beschrieben werden, wobei $\alpha \approx 1/137$ die Feinstrukturkonstante ist. Für Fermium ($Z = 100$) erhalten wir:

$$r_{\text{rel}} \approx r_{\text{nicht-rel}} \left(1 - \frac{100^2 \cdot (1/137)^2}{2} \right).$$

Dies ergibt eine beträchtliche Reduktion des Orbitalradius, die den Elektronen näher zum Kern bringt und die energetische Bindung verstärkt.



Der berechnete Wert für den Ausdruck $\left(1 - \frac{100^2 \cdot (1/137)^2}{2} \right)$ beträgt ungefähr 0,734. Dies zeigt eine deutliche Kontraktion des 1s-Orbitals aufgrund relativistischer Effekte bei Fermium. [\[>-\]](#)

11. Wie groß ist die rel. Masse eines 1s-Elektrons im Cu- und Au-Atom im Vergleich zu seiner Ruhemasse?

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1} = 137 \text{ a. u.}$$

$$v = Z \cdot \text{a. u.}$$

Lösung:

$$m(1sAu) = \frac{1}{\sqrt{1 - \left(\frac{79}{137}\right)^2}}$$

$$m(79Au) = 1.22 m_0$$

$$m(29Cu) = 1.02 m_0$$

Atomare Einheiten

In der theoretischen Chemie ist es üblich in so genannten atomaren Einheiten zu rechnen (au), da es bei der Verwendung von SI-Einheiten zu Problemen bei der Genauigkeit kommt, da die auftretenden Fließkommazahlen zu klein werden um vom Computer adäquat berechnet zu werden.

In atomaren Einheiten werden einige Naturkonstanten gleich 1 gesetzt:

$$m_e = e = \hbar = 1$$

Daraus folgt für die Größen der atomaren Einheiten:

Symbol	Größe	Wert in au	Wert in SI-Einheit
m_e	Elektronen Masse	1	$9.110 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
e	Elektronen Ladung	1	$1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
t	Zeit	1	$2.419 \cdot 10^{-17} \text{ s}$
\hbar	Atomare Einheit d. Impulses	1	$1.055 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
h	Planck Konstante	2π	$6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
a_0	Bohr'scher Radius (atomare Längeneinheit)	1	$5.292 \cdot 10^{-11} \text{ m}$
E_H	Hartree (atomare Energieeinheit)	1	$4.360 \cdot 10^{-18} \text{ J}$
c	Lichtgeschwindigkeit	137.036	$2.998 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
α	Feinstrukturkonstante	0.00729735	0.00729735
μ_B	Bohr'sches Magneton ($e\hbar/2m_e$)	$\frac{1}{2}$	$9.9274 \cdot 10^{-24} \text{ J/T}$
μ_N	Kernmagneton	$2.732 \cdot 10^{-4}$	$5.051 \cdot 10^{-27} \text{ J/T}$
$4\pi\epsilon_0$	Permittivität des Vakuums	1	$1.113 \cdot 10^{-10} \text{ C}^2/\text{J} \cdot \text{m}$
μ_0	Permeabilität des Vakuums ($4\pi/c^2$)	$6.692 \cdot 10^{-4}$	$1.257 \cdot 10^{-6} \text{ N} \cdot \text{s}^2/\text{C}^2$

12. Was versteht man unter einem kinematischen relativistischen Effekt?



Ein kinematischer relativistischer Effekt bezieht sich auf Phänomene, die aufgrund der relativistischen Bewegung von Teilchen auftreten, insbesondere wenn ihre Geschwindigkeiten in die Nähe der Lichtgeschwindigkeit kommen. In der speziellen Relativitätstheorie treten diese Effekte durch die Begrenzung der maximalen Geschwindigkeit und die damit verbundenen Veränderungen in Raum und Zeit auf. Hier einige der wichtigsten kinematischen relativistischen Effekte:

1. **Zeitdilatation:** Ein bewegtes Objekt, das sich relativ zu einem Beobachter schnell bewegt, erfährt eine verlangsamte Zeit im Vergleich zum ruhenden Beobachter. Das bedeutet, dass die Zeit für das schnell bewegte Objekt langsamer vergeht.

$$\Delta t' = \frac{\Delta t}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

wobei $\Delta t'$ die verstrichene Zeit für den Beobachter im Ruhesystem ist, v die Geschwindigkeit des bewegten Systems und c die Lichtgeschwindigkeit.

2. **Längenkontraktion:** Ein Objekt, das sich mit hoher Geschwindigkeit bewegt, erscheint in Bewegungsrichtung kürzer, als wenn es ruhend betrachtet wird. Diese Längenkontraktion wird als Folge der Relativität der Gleichzeitigkeit interpretiert.

$$L' = L \cdot \sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}$$

wobei L' die kontrahierte Länge und L die Ruhe-Länge des Objekts ist.

3. **Relativistischer Massenzuwachs:** Die Masse eines Teilchens nimmt relativ zur Geschwindigkeit zu, je schneller es sich bewegt. Diese Zunahme der relativistischen Masse beschreibt den Widerstand des Teilchens gegenüber weiterer Beschleunigung bei hohen Geschwindigkeiten. Im relativistischen Kontext ersetzt man das Konzept der Masse oft durch den Energie-Impuls-Tensor, doch historisch wird oft die relativistische Masse diskutiert.

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

13. Der Massendefekt bei der Bildung eines He-Kerns aus 2 Protonen und 2 Neutronen beträgt ca. 0.03 u. Wie groß ist die entsprechend freiwerdende Energie (in J)?

$$1 \text{ u} = 1.6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$



Natürlich! Um die Energie zu berechnen, die bei der Bildung eines Heliumkerns aus zwei Protonen und zwei Neutronen freigesetzt wird, betrachten wir den sogenannten **Massendefekt**. Dieser tritt auf, weil die Gesamtmasse der gebundenen Teilchen im Heliumkern geringer ist als die Summe der Massen der einzelnen Nukleonen (Protonen und Neutronen). Diese Massendifferenz wird nach Einsteins berühmter Formel $E = mc^2$ in Energie umgewandelt und freigesetzt.

Gegebene Daten

1. Der Massendefekt beträgt etwa 0,03 u (u = atomare Masseneinheit).
2. Eine atomare Masseneinheit entspricht $1 \text{ u} = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$.
3. Die Lichtgeschwindigkeit c beträgt $3,0 \times 10^8 \text{ m/s}$.

Berechnung

1. Umrechnung des Massendefekts in Kilogramm:

$$m = 0,03 \text{ u} \times 1,6605 \times 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{u}} = 4,9815 \times 10^{-29} \text{ kg}$$

2. Berechnung der freiwerdenden Energie mit $E = mc^2$:

$$E = m \cdot c^2 = 4,9815 \times 10^{-29} \text{ kg} \cdot (3,0 \times 10^8 \text{ m/s})^2$$

Durch Ausrechnen ergibt sich:

$$E \approx 4,48 \times 10^{-12} \text{ J}$$

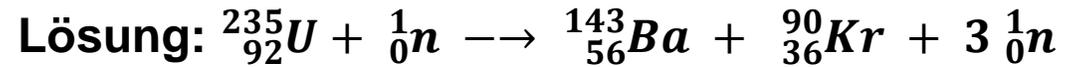
Ergebnis

Die freiwerdende Energie bei der Bildung eines Heliumkerns aus zwei Protonen und zwei Neutronen beträgt also etwa $4,48 \times 10^{-12} \text{ J}$. Diese Energie entspricht der Bindungsenergie des Heliumkerns und erklärt die Stabilität des Kerns – sie muss in Form von Energie aufgebracht werden, um den Kern wieder in seine Bestandteile zu zerlegen.

Diese Bindungsenergie ist es, die in Sternen durch  Kernfusion freigesetzt wird und so die immense Strahlungsenergie erzeugt, die wir als Sonnenenergie wahrnehmen.

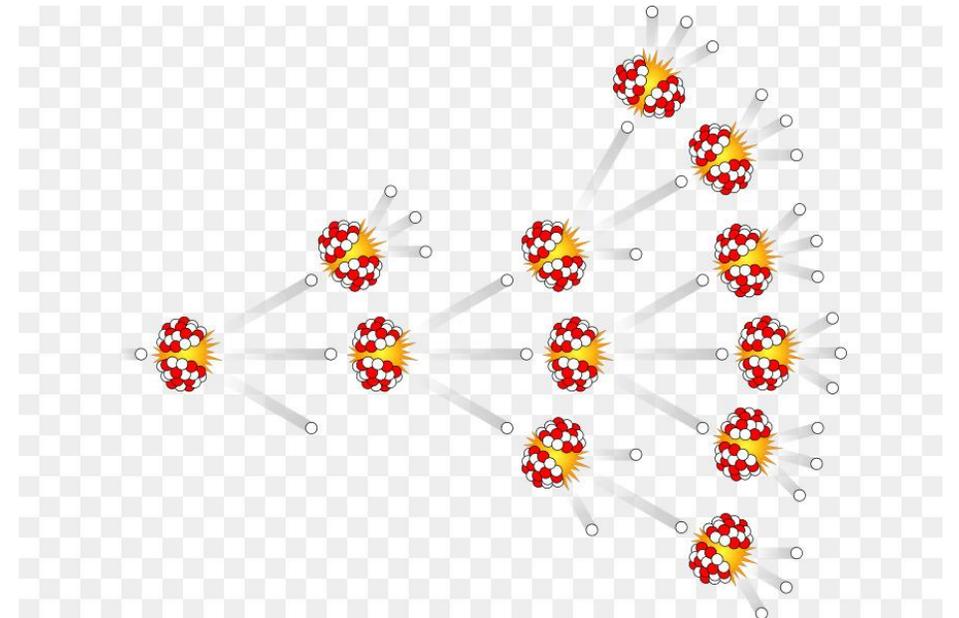
5. Übung:
Kernchemie, Trends im PSE

1. Vervollständigen Sie die folgende Zerfallsgleichung beim Neutroneneinfang von ^{235}U und warum handelt es sich dabei um eine Kettenreaktion?



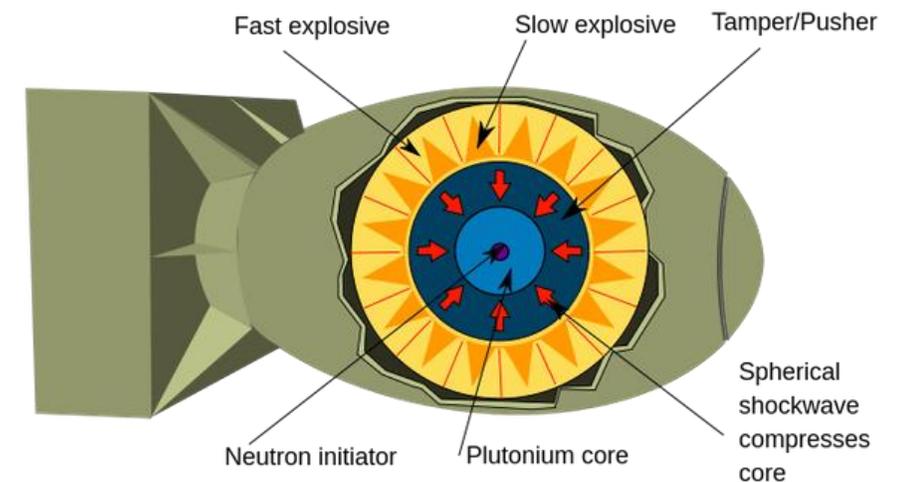
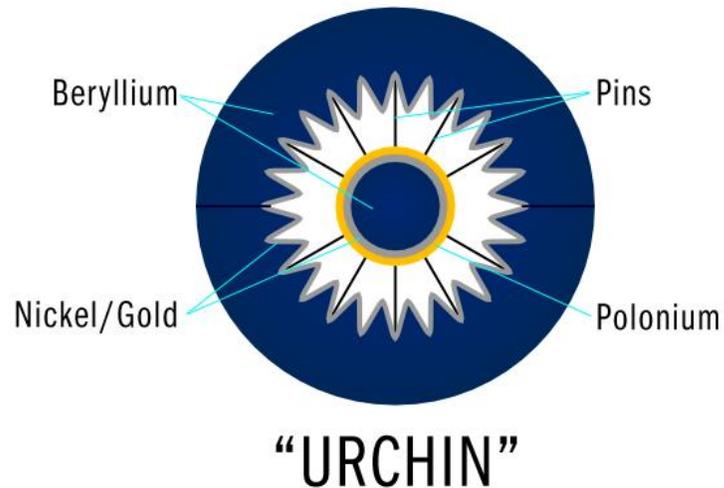
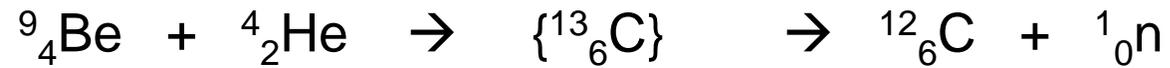
Aus einem Neutron entstehen 3 Neutronen

U	92
Uran-Isotope	
^{234}U - 0,0054(5) %	☢
^{235}U - 0,7204(6) %	☢
^{238}U - 99,2742(10) %	☢
238,02891(3)	

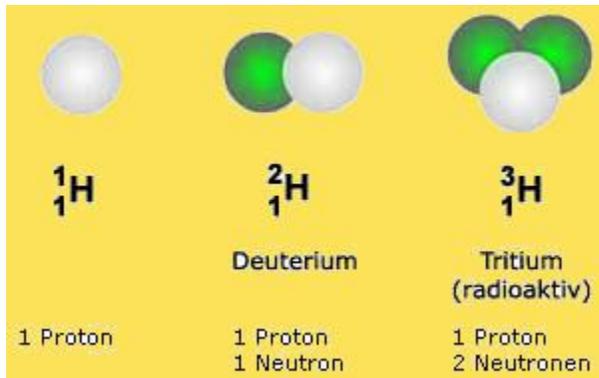
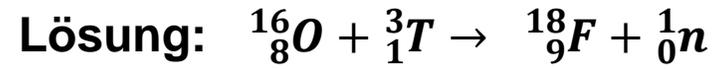


2. Beschreiben Sie die Funktionsweise einer „Urchins“ (Neutronen-Seeigels) an Hand zweier Kerngleichungen.

Lösung:

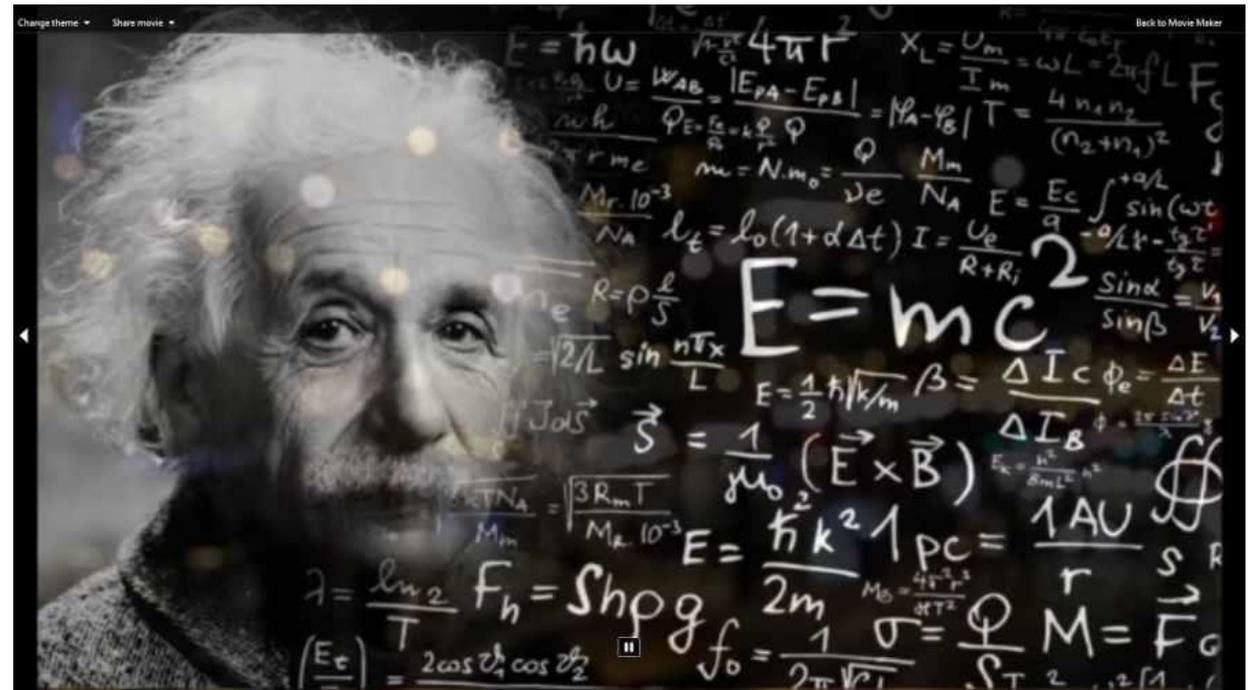


3. Schreiben Sie eine vollständige Gleichung für: $^{16}\text{O}(t,n)^{18}\text{F}$



4. Wie lautet die berühmte Einsteinsche Beziehung, welche Masse und Energie verknüpft?

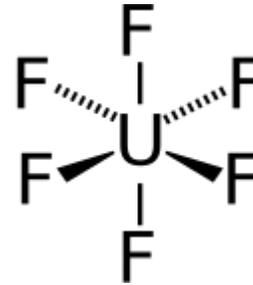
Lösung: $E = m c^2$



5. Nennen Sie zwei entscheidende Vorteile für den Einsatz von UF_6 zur Uran-Isotopentrennung.

Lösung:

1. Fluor ist Reinelement
2. UF_6 ist leicht flüchtig.

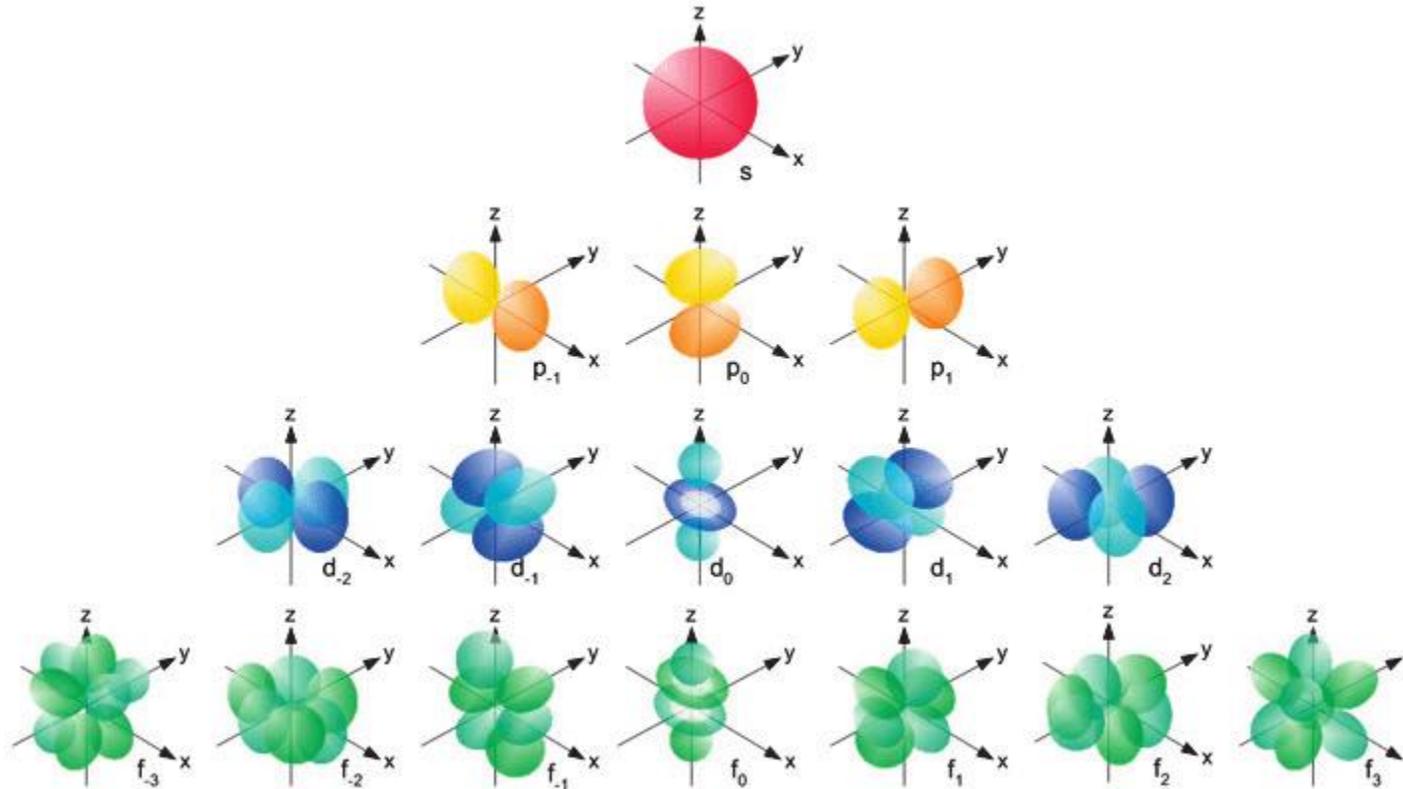


20 Reinelemente(Atome mit einheitlicher Massenzahl in der Natur):

Aluminium, Arsen, Beryllium, Bismut, Caesium, Cobalt, Fluor, Gold, Holmium, Iod, Mangan, Natrium, Niob, Phosphor, Praseodym, Rhodium, Scandium, Terbium, Thulium und Yttrium.

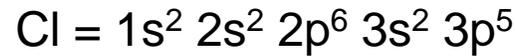
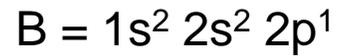
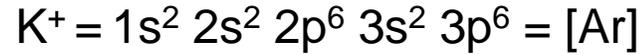
6. Was versteht man unter self-consistent expansion?

Lösung: Expansion der d- und f- Orbitale



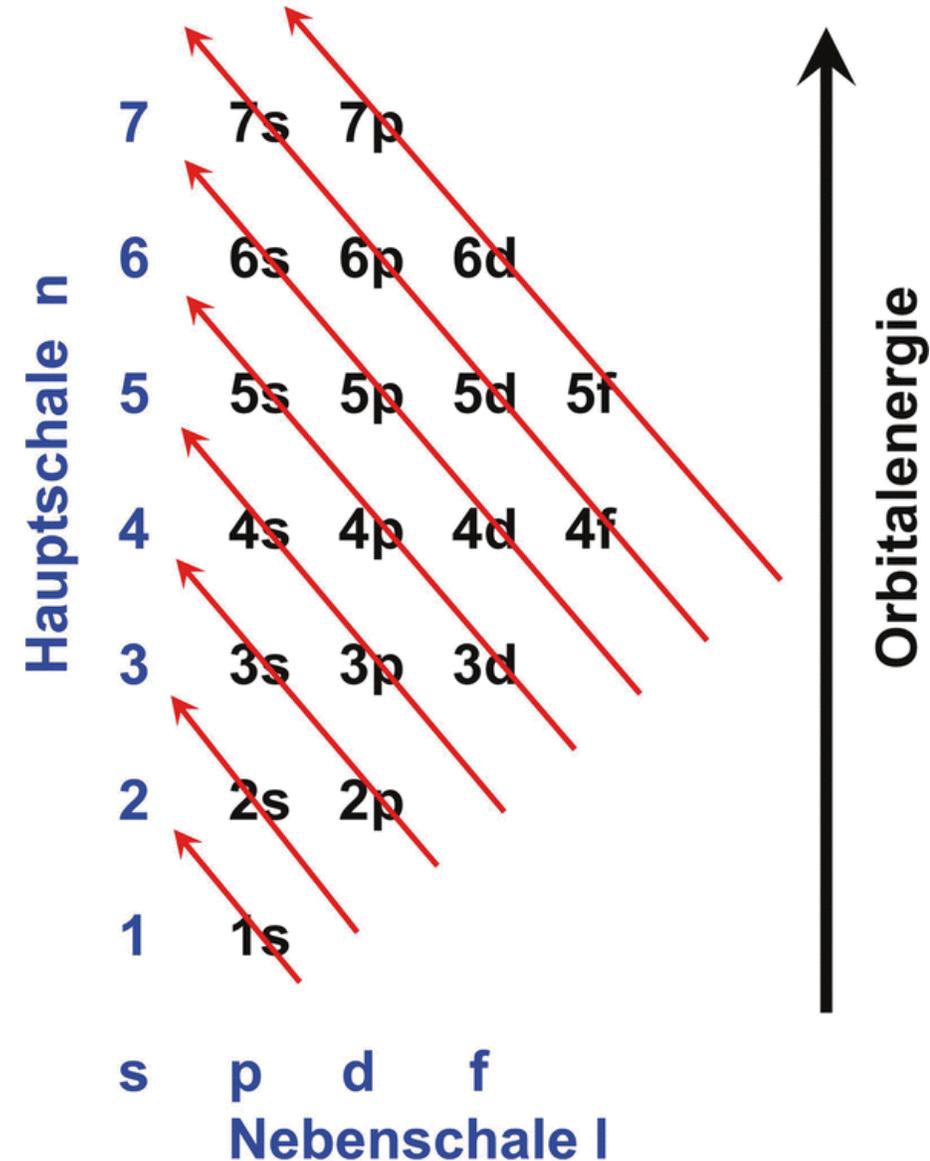
7. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Fe, Cu, K⁺, B, Cl, Zn²⁺ und Pb²⁺ an.

Lösung:



Elektronenkonfiguration der Elemente (Ordnungszahl 1 ... 36)

O.Z.	El.	Elektronenkonfiguration
1	H	1s ¹
2	He	1s ²
3	Li	1s ² 2s ¹
4	Be	1s ² 2s ²
5	B	1s ² 2s ² 2p ¹
6	C	1s ² 2s ² 2p ²
7	N	1s ² 2s ² 2p ³
8	O	1s ² 2s ² 2p ⁴
9	F	1s ² 2s ² 2p ⁵
10	Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶
11	Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹
12	Mg	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²
13	Al	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ¹
14	Si	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ²
15	P	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ³
16	S	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴
17	Cl	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵
18	Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
19	K	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹
20	Ca	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²
21	Sc	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹ 4s ²
22	Ti	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ² 4s ²
23	V	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ³ 4s ²
24	Cr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ⁵ 4s ¹
25	Mn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ⁵ 4s ²
26	Fe	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ⁶ 4s ²
27	Co	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ⁷ 4s ²
28	Ni	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ⁸ 4s ²
29	Cu	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ¹
30	Zn	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ²
31	Ga	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
32	Ge	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
33	As	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
34	Se	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
35	Br	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
36	Kr	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶



8. Sagen Sie den größten und den kleinsten Radius in folgenden Reihen voraus und begründen Sie kurz Ihre Aussage:

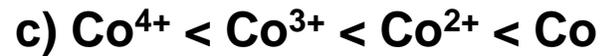
Lösung:



Anionen haben größeren Radius



Je höher die positive Ladung desto kleiner der Radius



9. Wählen Sie die passende Antwort und begründen Sie diese kurz:

- a) Der größte Radius: Na⁺, Ne, **F⁻** Anionen sind größer
- b) Das größte Volumen: S²⁻, Se²⁻, **Te²⁻** Innerhalb der Gruppe steigt der Radius
- c) Höchste Ionisierungsenergie: Na, Mg, **Al** je größer das Element desto geringer I_e
- d) Größter Energiebedarf, um ein Elektron zu entfernen: Fe, Fe²⁺, **Fe³⁺**
- e) Höchste Elektronenaffinität: O, **F**, Ne
- f) Kleinster Radius: Sc, Ti, **V** innerhalb der Periode nimmt Kernladung zu
- g) Das größte Volumen: **S²⁻**, Ar, Ca²⁺
- h) Niedrigste Ionisierungsenergie: K, Rb, **Cs** weniger Kernladung auf äußere Schalen
- i) Höchste Elektronegativität: **N**, P, As steig EN: von links → rechts und unten → oben
- j) Höchste Elektronegativität nach Pauling: P, S, **Cl**, Ar

Ionische Verbindungen und Trends im PSE [10]

Kennzeichnen Sie die Trends mit „ > oder < „

[je 1]

- | | | | |
|----------------------------|---------------------|---|---|
| a) Ionenradius: | Cl ⁻ | > | K ⁺ |
| b) Ionenradius: | Mg ²⁺ | < | S ²⁻ |
| c) Gitterenergie: | NaCl | > | KBr |
| d) Gitterenergie: | AgCl | > | AgI |
| e) Schmelzpunkt: | TiN | < | TiC |
| f) kovalenter Anteil: | CsCl | < | AlCl ₃ |
| g) 1. Ionisierungsenergie: | Sr | > | Rb |
| h) Löslichkeit in Wasser: | Al(OH) ₃ | < | Al ₂ (SO ₄) ₃ |
| i) Löslichkeit in Wasser: | BaCl ₂ | > | CaF ₂ |
| j) Säurestärke: | HCl | < | HBr |

Anorganische Experimentalchemie

6. Übung: Bindungstheorie, VB, MO

„Hab letztens einen Chemiewitz erzählt“.

„Keine Reaktion“

2. Welches sind die Valenzorbitale bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

Lösung:

HG: s,p

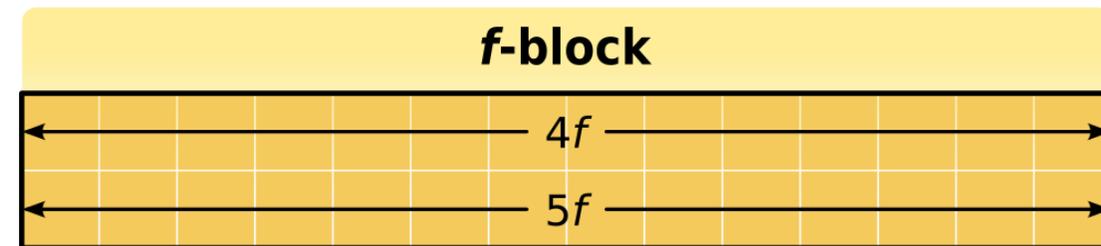
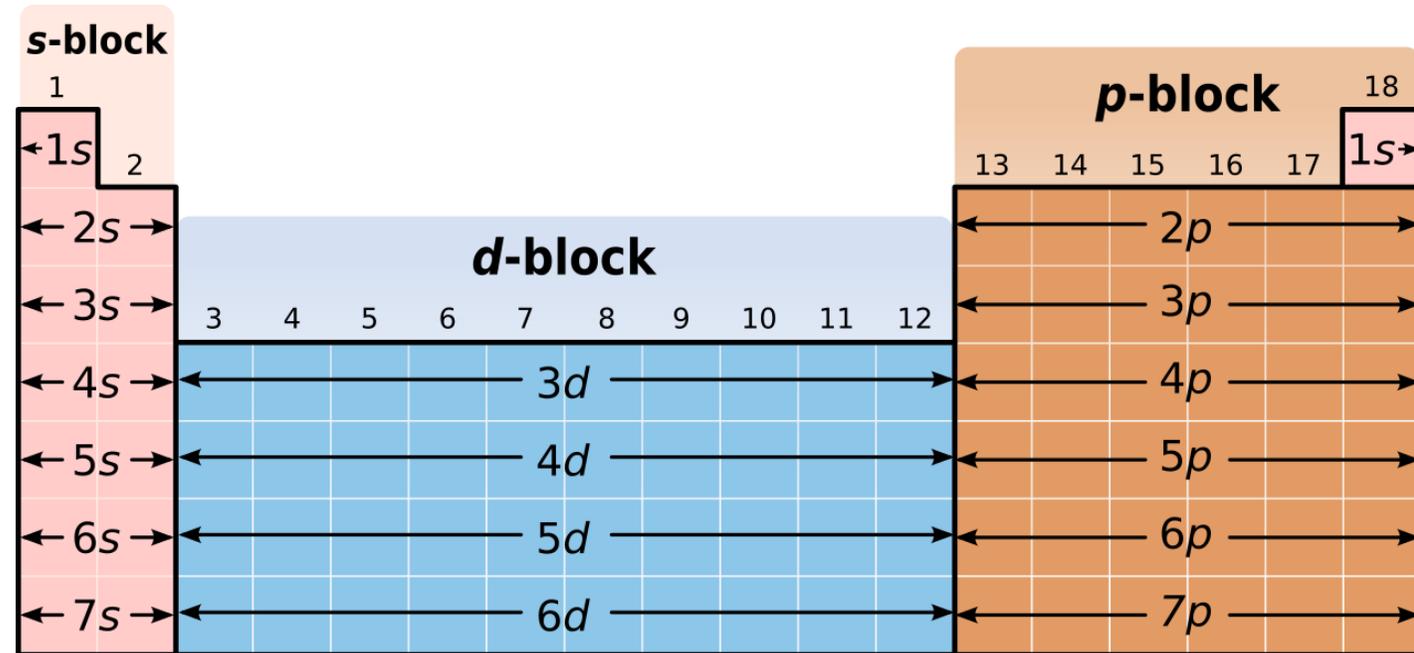
NG: s,d

3. Welche Orbitale dienen zur Polarisierung bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

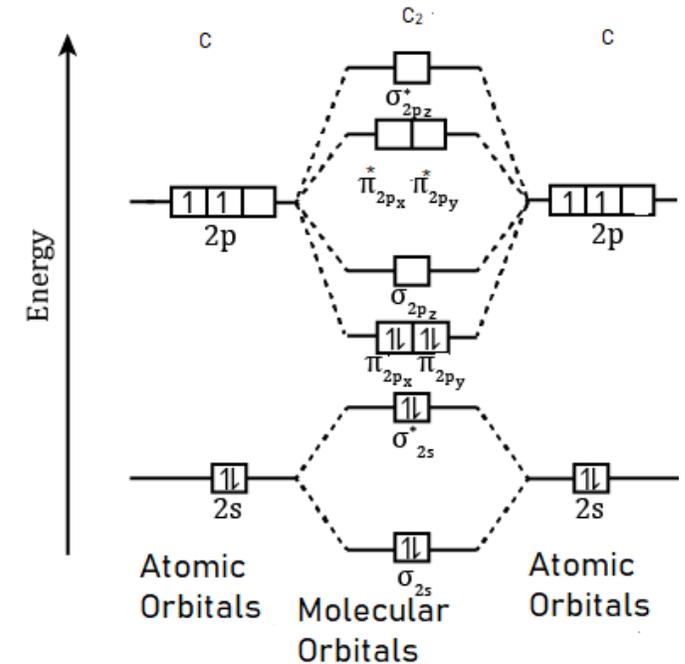
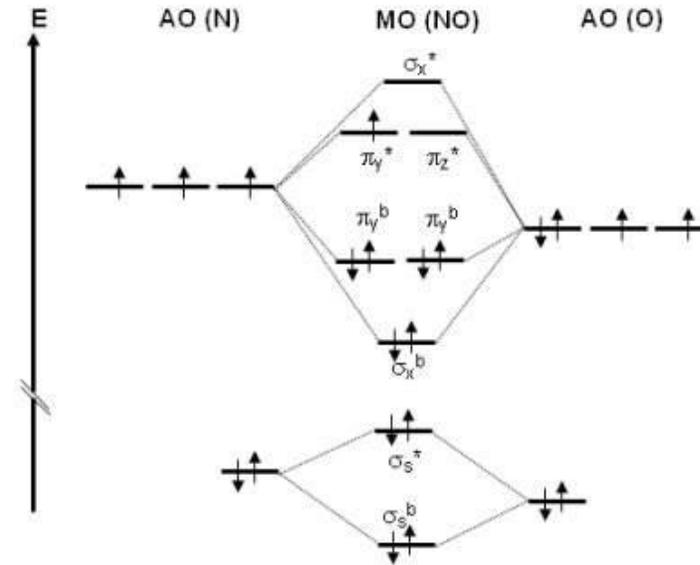
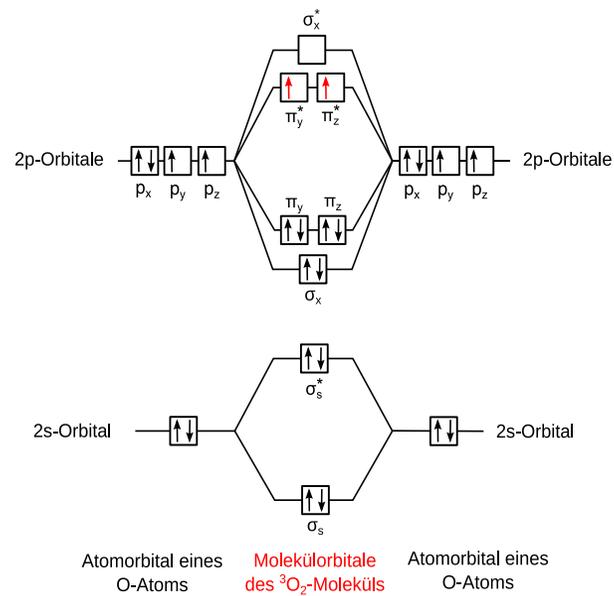
HG: d

NG: p

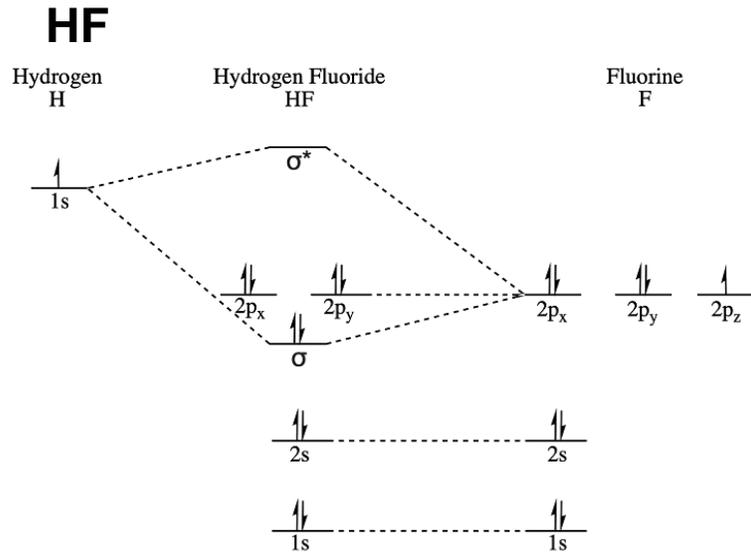


Orbital /Block	Anzahl Elektronen	umfasst Elemente der ...
s	2	Elemente der 1. und 2. Hauptgruppe sowie Helium
p	6	übrige Hauptgruppenelemente
d	10	alle Nebengruppenelemente
f	14	alle Lanthanoide und Actinoide

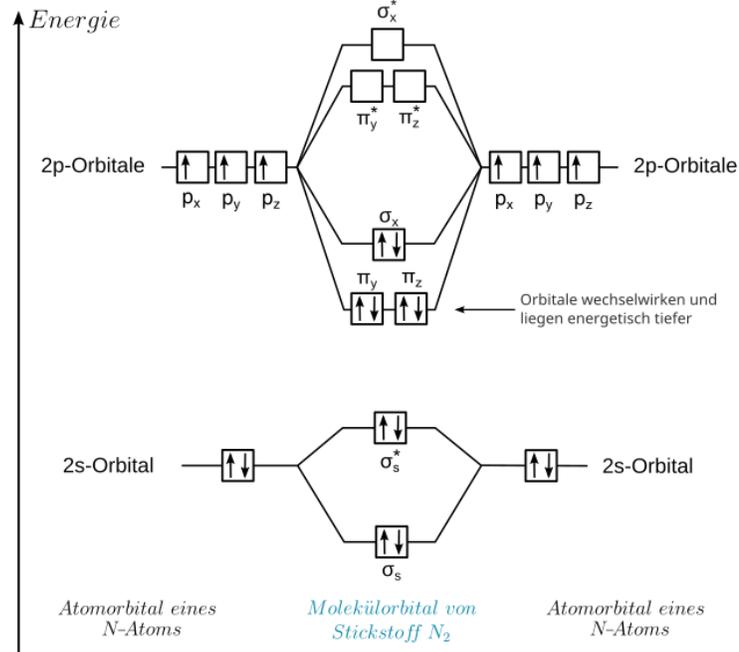
8. Zeichnen Sie die MO Diagramme von a) O₂ b) NO c) C₂



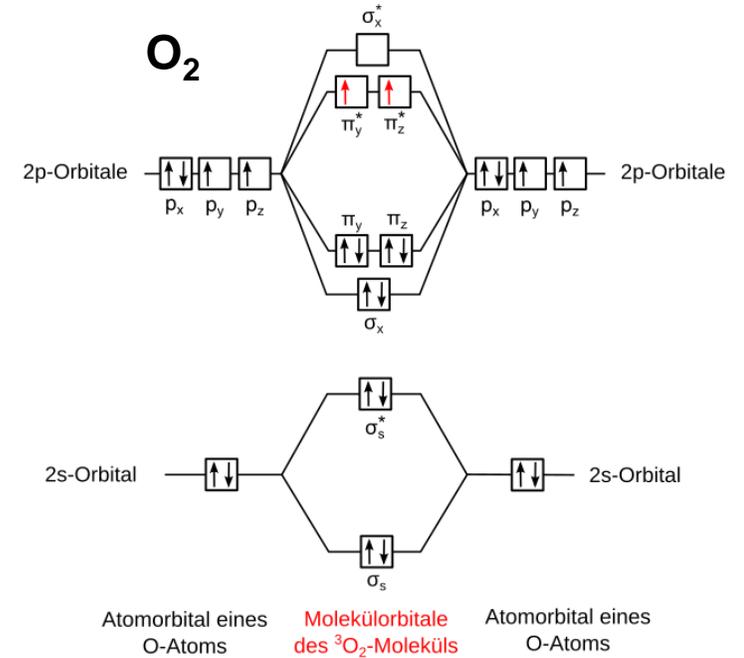
Weitere MO Diagramme



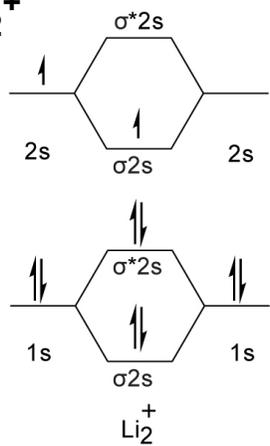
N₂



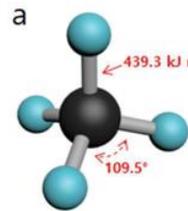
O₂



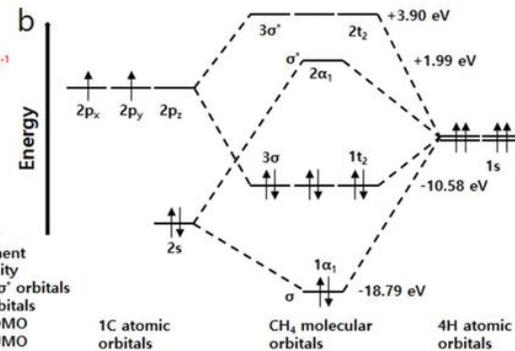
Li₂⁺



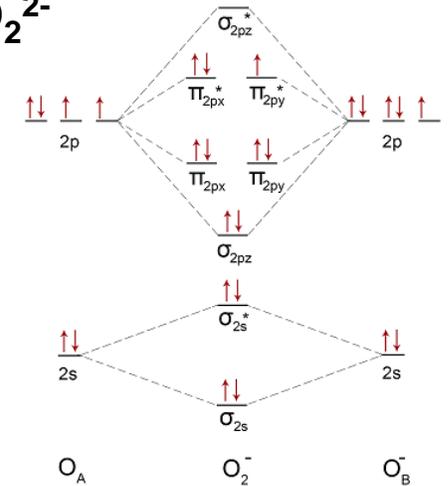
CH₄



- High symmetry
- No dipole moment
- Low polarizability
- No electron in σ^* orbitals
- No empty σ orbitals
- Low energy HOMO
- High energy LUMO



O₂²⁻



5. Geben Sie die Bindungsordnungen an für:



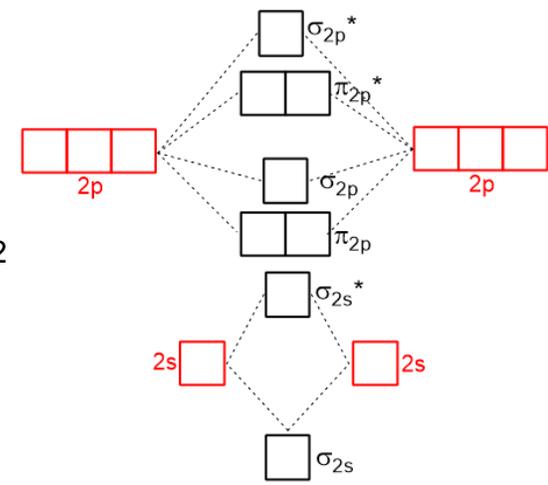
Lösung:

$\frac{1}{2}$

$\frac{1}{2}$

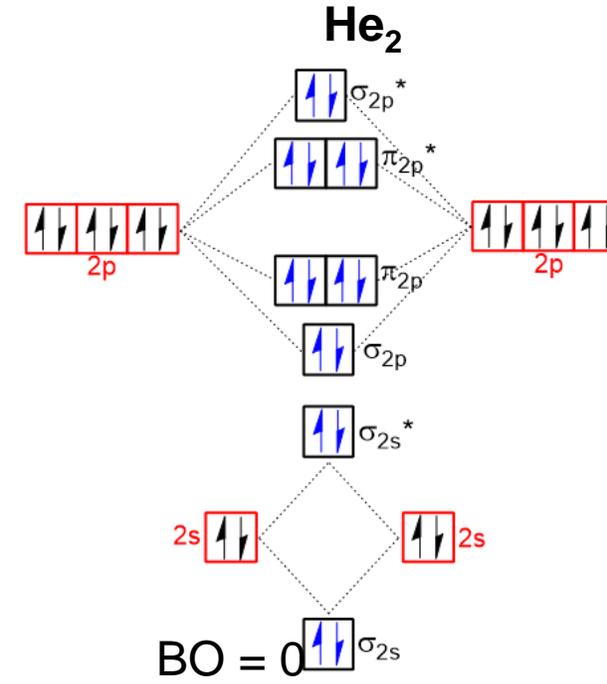
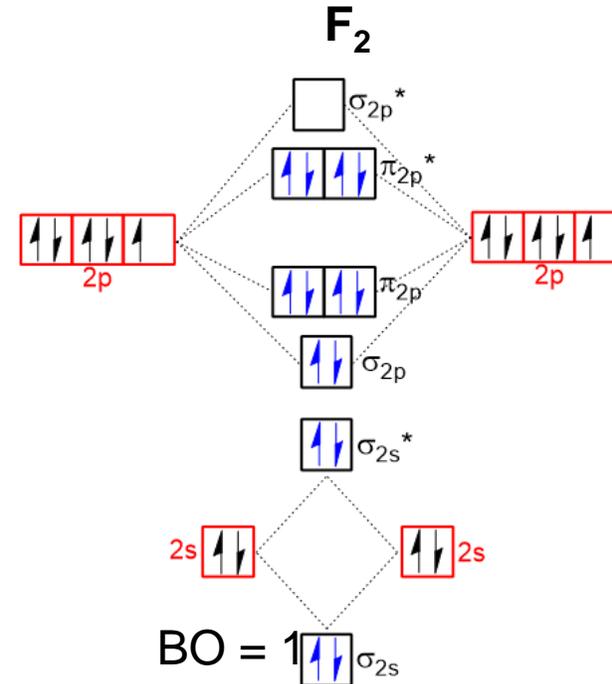
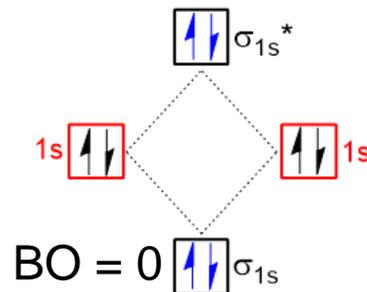
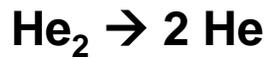
0

1



Bindungsordnung

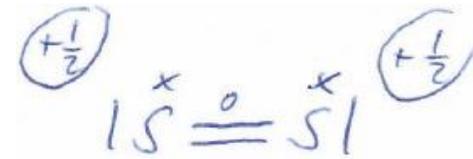
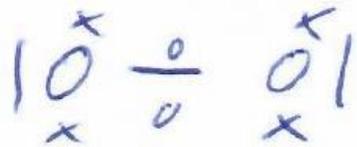
- Zahl der effektiven Bindungen in einem Molekül
- (Bindende MO – Anti-bindende MO)



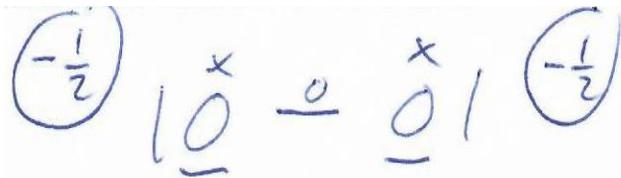
4. Zeichnen Sie je eine sinnvolle Lewis-Formel für den Grundzustand für:
 O_2 , B_2 und S_2^+ .

Lösung:

Unter Berücksichtigung des Spins !

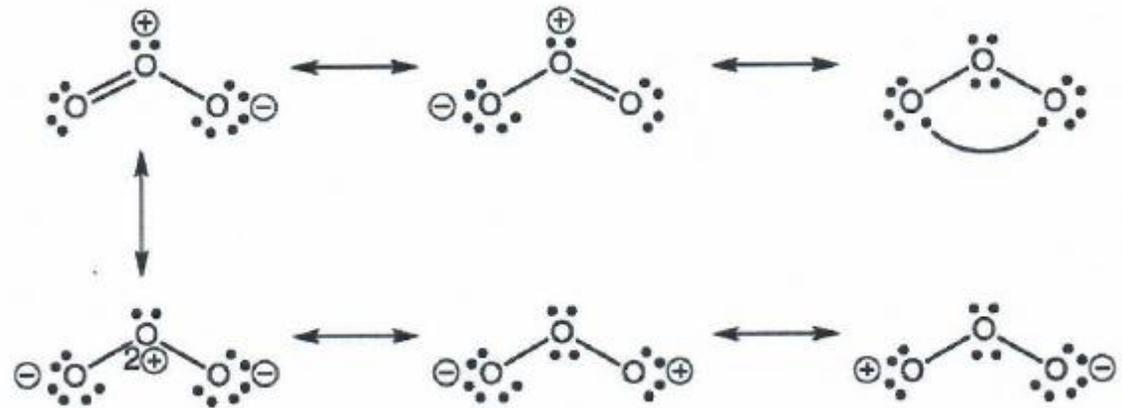


O_2^- -Ion

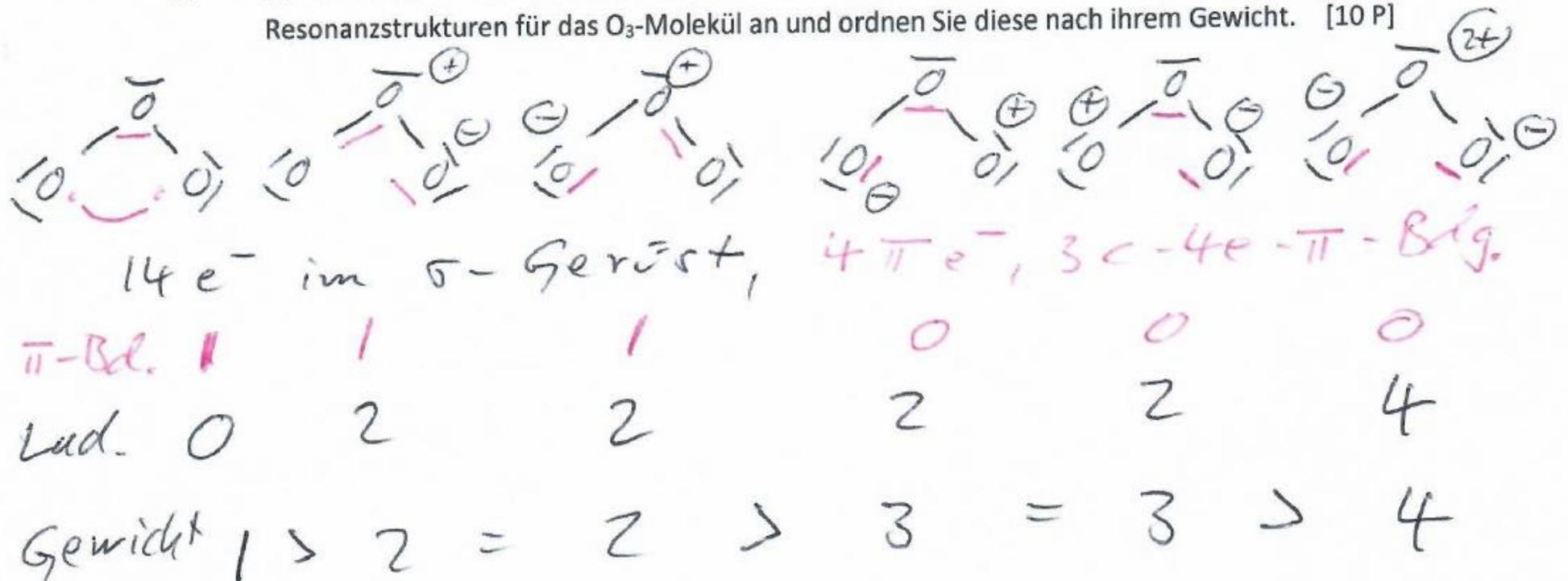


6. Schreiben Sie das komplette π -Resonanzschema für das Ozon-Molekül am (minimaler Basissatz).

Lösung:

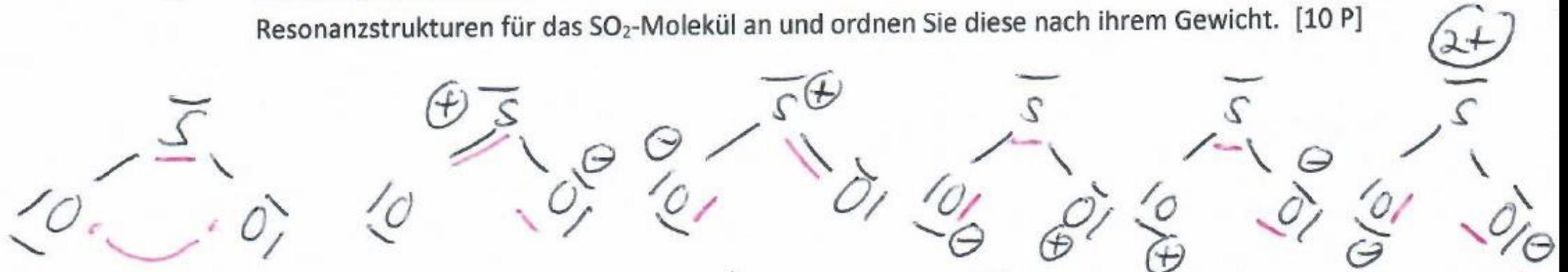


2. Schreiben Sie unter der Annahme eines minimalen Basissatzes alle möglichen π -Resonanzstrukturen für das O_3 -Molekül an und ordnen Sie diese nach ihrem Gewicht. [10 P]



Frage aus Altklausur

2. Schreiben Sie unter der Annahme eines minimalen Basissatzes alle möglichen π -Resonanzstrukturen für das SO_2 -Molekül an und ordnen Sie diese nach ihrem Gewicht. [10 P]



$14e^-$ im σ -Gerüst, $4\pi e^-$, $3\sigma - 4e^- - \pi$ -Bridg

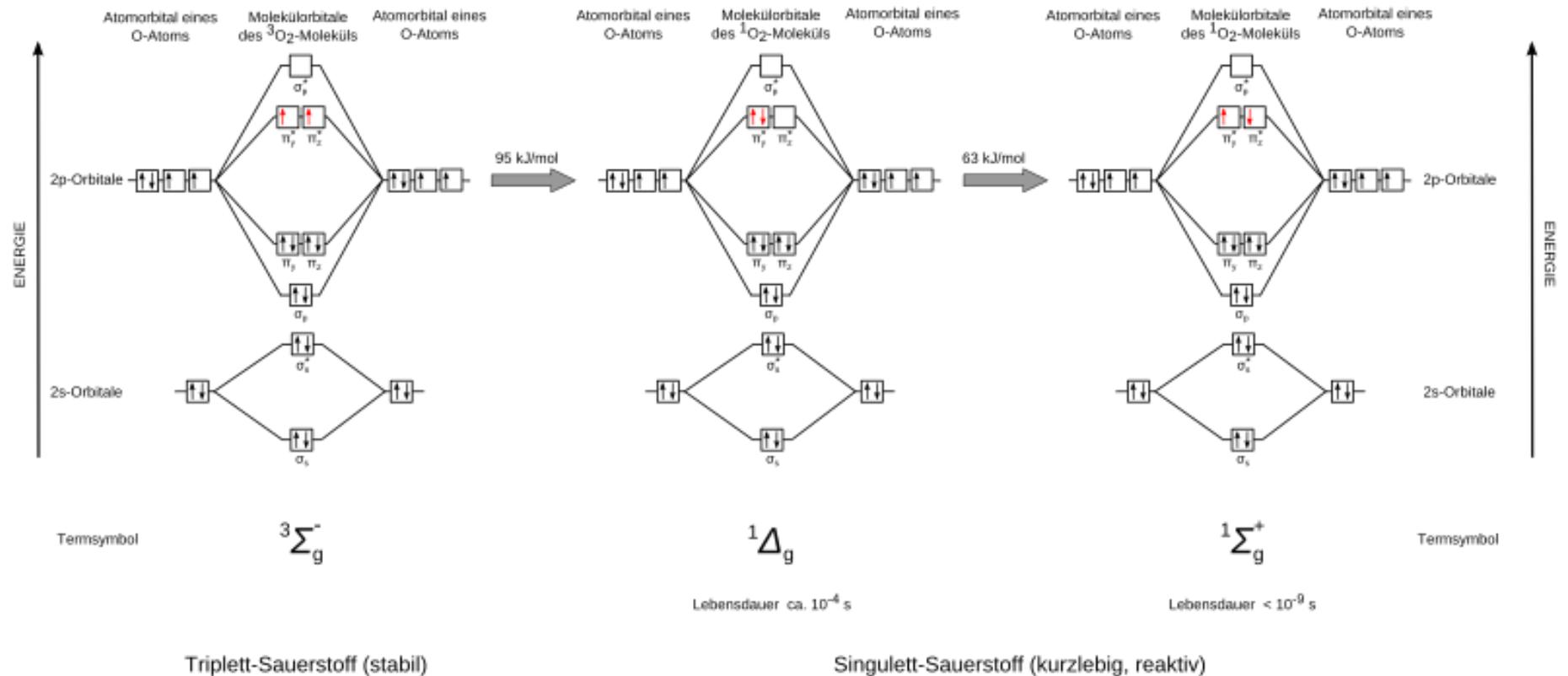
π -Bridg	1	1	0	0	0
Ladungen	2	2	2	2	4
Gewicht	1	2	2	3	3

7. Erklären Sie, warum beim O₂-Molekül im Grundzustand (³Σ_g) sowie im 1. Angeregten Zustand (¹Δ_g) und im 2. Angeregten Zustand (¹Σ_g) die Bindungslängen nahezu identisch sind (1.2 Å).

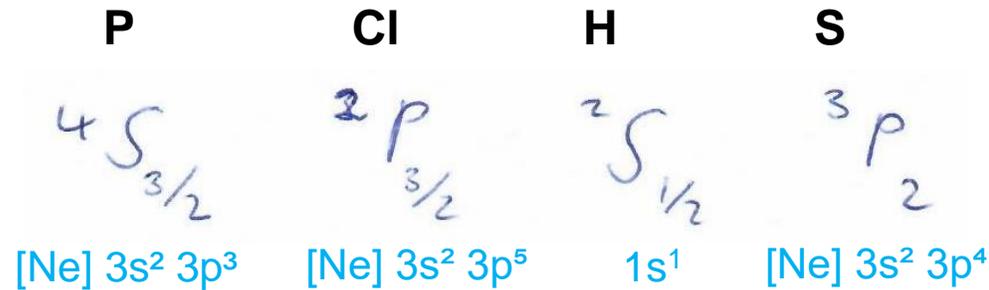
Lösung:

Für alle drei Zustände gilt $B_{MO} = (b-a) / 2 = 2$

Gleiche Minima der Potentialkurven



9. Geben Sie nach der 3. Hund'schen Regel die Termsymbole im Grundzustand an für:

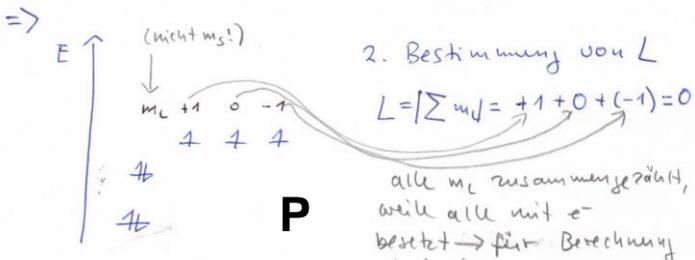


$$2S+1L_J$$

$$L = 0 \ 1 \ 2 \ 3$$

$$S \ P \ D \ F$$

L = Bahndrehimpuls
 J = Gesamtdrehimpuls
 (L+S), (L+S-1), ... L-S



n	l	m_l	m_s	# e^-	# e^- / Schale
1	0	0	$\pm 1/2$	2	2
2	0	0	$\pm 1/2$	2	8
	1	-1, 0, 1	$\pm 1/2$	6	
3	0	0	$\pm 1/2$	2	18
	1	-1, 0, 1	$\pm 1/2$	6	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm 1/2$	10	
4	0	0	$\pm 1/2$	2	32
	1	-1, 0, 1	$\pm 1/2$	6	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	$\pm 1/2$	10	
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	$\pm 1/2$	14	

Erste Hund'sche Regel

„Volle Schalen und Unterschalen haben den Gesamtdrehimpuls Null.“

Zweite Hund'sche Regel

„Der Gesamtspin nimmt den maximal möglichen Wert an, die Spins der einzelnen Elektronen stehen also möglichst parallel.“

Dritte Hund'sche Regel

„Erlaubt das Pauli-Prinzip mehrere Konstellationen mit maximalem Gesamtspin S, dann werden die Unterzustände mit der Magnetquantenzahl m_l so besetzt, dass der Gesamt-Bahndrehimpuls L maximal wird.“

https://acvorl.cup.uni-muenchen.de/site/assets/files/1001/bestimmung_von_termsymbolen.pdf

Bestimmung der Termesymbole:

$$2S+1 \quad L_J$$

$$S = |\sum m_s|$$

$$L = |\sum m_l|$$

• Schale weniger als halbvoll: $J = |L - S|$

• Schale mehr als halbvoll: $J = L + S$

• Schale genau halbvoll: $L = 0$

$$\Rightarrow J = S \text{ (bzw. } |L - S|)$$

Quantenzahlen

- n** **HQZ** $n = 1, 2, 3, \dots$
- Größe des Orbitals
 - Energie (vgl. Bohr)
 - Gesamtkontenzahl: $n-1$

- l** **NQZ** $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
- Gestalt des Orbitals
 - Gesamtdrehimpuls
 - l Knoten im Winkel (X) Teil

$$\underline{L}^2 X_{l,m_L}(\vartheta, \varphi) = l(l+1)\hbar^2 X$$

- m_L** **MQZ** $m_L = l, l-1, \dots, 0, \dots, -l$
- Orientierung des Orbitals im Raum

$$\underline{L}_Z \Phi_{m_L}(\varphi) = m_L \hbar \Phi_Z(\varphi)$$

- m_s** **SQZ** $m_s = \pm \frac{1}{2}; \alpha, \beta; \uparrow, \downarrow$

Hauptquantenzahl (n)
 Nebenquantenzahl (l)
 Magnetische Quantenzahl (m_L)
 Spinquantenzahl (m_s)

$$\underline{S}^2 \chi_s = s(s+1)\hbar^2 \chi_s$$

$$\underline{S}_Z \chi_s = m_s \hbar \chi_s$$

Anorganische Experimentalchemie

7. Übung:

Säuren & Basen, pH-Wert

1. Berechnen sie Molarität und Molalität von

a. 37 %iger HCl ($\rho = 1.2 \text{ g/mL}$)

b. 96 %iger H_2SO_4 ($\rho = 1.84 \text{ g/mL}$)

Lösung:

37% HCl $M = 36,46 \text{ g/mol}$ $\rho = 1.2 \text{ g/mL}$

Molarität = Konzentration $c = n / v$

$$m = \rho \cdot V = 1,2 \text{ g / mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1200\text{g} = 1,2 \text{ kg}$$

$$m(\text{HCl}) = 0,37 \cdot 1200\text{g} = 444\text{g}$$

$$n = m / M \rightarrow n(\text{HCl}) = 444\text{g} / 36,46 \text{ g/mol} = 12,18 \text{ mol}$$

$$\rightarrow c = 12,18 \text{ mol/ L}$$

$$m(\text{Schwefelsäure}) = 1840 \text{ g} \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,96 \cdot 1840\text{g} = 1766 \text{ g}$$

$$n = 1766 / 98,1 = 18 \text{ mol} \rightarrow c = 18 \text{ mol/L}$$

Molalität $b = [\text{mol/kg}]$

$$\text{HCl: } m = 1200\text{g}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = (1 - 0,37) \cdot 1200 \text{ g} = 756 \text{ g} = 0,756 \text{ kg}$$

$$b(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) / m(\text{H}_2\text{O}) = 12,18 \text{ mol} / 0,756 \text{ kg} = 16,1 \text{ mol/kg}$$

$$\text{Schwefelsäure: } m(\text{H}_2\text{O}) = (1 - 0,96) \cdot 1,84 \text{ kg} = 0,074 \text{ kg}$$

$$b(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18 \text{ mol} / 0,074 \text{ kg} = 243,2 \text{ mol/kg}$$

Molarität und Molalität

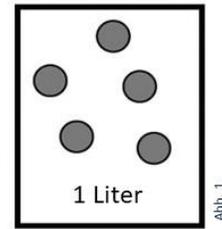
- Stoffmengenkonzentration (= Molarität):

- Stoffmenge wird auf das Volumen des Lösungsmittels bezogen

$$c = \frac{n}{V} = \frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}}$$

- Einheit: mol/l

- Beispiel: 5 Teilchen in einem Liter Wasser



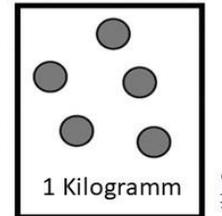
- Molalität:

- Stoffmenge wird auf die Masse des Lösungsmittels bezogen

$$b = \frac{n}{m} = \frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Masse des Lösungsmittels}}$$

- Einheit: mol/kg

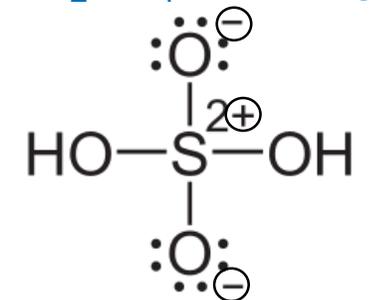
- Beispiel: 5 Teilchen in einem Kilogramm Wasser



6

Abb. 1: modifiziert nach Wesseler, W. (2018); Physiologie Bd. 1; in MEDI-LEARN Verlag (Hrsg.); MEDI-LEARN Skriptenreihe; Klet: MEDI-LEARN Verlag GbR; medi-learn.de/8-P11-1
Abb. 2: modifiziert nach Wesseler, W. (2018); Physiologie Bd. 1; in MEDI-LEARN Verlag (Hrsg.); MEDI-LEARN Skriptenreihe; Klet: MEDI-LEARN Verlag GbR; medi-learn.de/8-P11-1

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1 \text{ g/mol}$$



2. Welche ist die konjugierte Base von:

- a) H_3PO_4
- b) H_2PO_4^-
- c) NH_3
- d) HS^-
- e) H_2SO_4
- f) HCO_3^-

Lösung:

- H_2PO_4^-
- HPO_4^{2-}
- NH_2^-
- S^{2-}
- HSO_4^-
- CO_3^{2-}

	Säure	Base	
stark	HCl	Cl^-	vernachlässigbar
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
mittelstark	H^+	H_2O	sehr schwach
	HSO_4^-	SO_4^{2-}	
	H_3PO_4	H_2PO_4^-	
	HF	F^-	
schwach	CH_3COOH	CH_3COO^-	schwach
	H_2CO_3	HCO_3^-	
	H_2S	HS^-	
	H_2PO_4^-	HPO_4^{2-}	
	NH_4^+	NH_3	
sehr schwach	HCO_3^-	CO_3^{2-}	mittelstark
	HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	
	H_2O	OH^-	
vernachlässigbar	HS^-	S^{2-}	stark

3. Die Lösung einer schwachen Säure HX hat einen pH-Wert von 3.10. Wie groß ist die Konzentration an H_3O^+ .

Lösung:

(Schwache Säure: $\text{HX} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{X}^-$)

$$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-pH} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.10} = 7.94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L (oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 7.94 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L)}$$

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ in mol/L	pH		pOH	$[\text{OH}^-]$ in mol/L
$10^0 = 1$	0		14	10^{-14}
10^{-1}	1		13	10^{-13}
10^{-2}	2		12	10^{-12}
10^{-3}	3		11	10^{-11}
10^{-4}	4		10	10^{-10}
10^{-5}	5		9	10^{-9}
10^{-6}	6		8	10^{-8}
10^{-7}	7	neutral	7	10^{-7}
10^{-8}	8		6	10^{-6}
10^{-9}	9		5	10^{-5}
10^{-10}	10		4	10^{-4}
10^{-11}	11		3	10^{-3}
10^{-12}	12		2	10^{-2}
10^{-13}	13		1	10^{-1}
10^{-14}	14		0	10^0

4. Wie groß sind die Konzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ in folgenden Lösungen:

a) 0.015 mol/L HNO_3

b) 0.0025 mol/L $\text{Ba}(\text{OH})_2$

c) 0.00030 mol/L HCl

d) 0.016 mol/L $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Lösung:

a) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$

starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 0.015 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$

$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 0.015 = 6.7 \cdot 10^{-13}$

$c(\text{OH}^-) = 6.7 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$

b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0 = 0.005 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0.005 = 2.0 \cdot 10^{-12}$

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

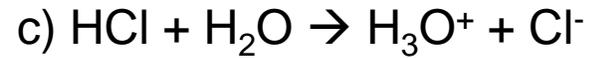
$$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-pH} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$pOH = -\lg c(\text{OH}^-)$$

$$pH + pOH = pK_w$$

$$pH + pOH = 14$$



starke Säure: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 3.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 3.0 \cdot 10^{-4} = 3.3 \cdot 10^{-11}$$

$$c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$



starke Base: $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0 = 0.032 \text{ mol/L}$

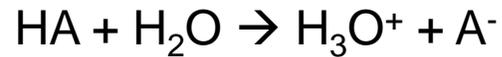
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0.032 = 3.1 \cdot 10^{-13}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

5. Propansäure (eine einwertige Säure) ist bei einer Konzentration von 0.25 mol/L in Wasser zu 0.72% dissoziiert. Wie groß ist der pH-Wert und pK_s-Wert?

Lösung:



$$\alpha = c(\text{A}^-) / c_0$$

$$c(\text{A}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\alpha = c(\text{H}_3\text{O}^+) / c_0$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \alpha \cdot c_0 = 0.0072 \cdot 0.25 \text{ mol/L} = 0.0018 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.0018 = 2.74$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \log c_0) \rightarrow 2\text{pH} = \text{pK}_s - \log c_0$$

$$\text{pK}_s = 2 \cdot \text{pH} + \log c_0 = 2 \cdot 2.74 + \lg 0.25 = 4.88$$

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{c_0}$$

$$\Rightarrow \alpha = \frac{K_s}{[\text{H}_3\text{O}^+] + K_s}$$

$$\Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_s \cdot \frac{1 - \alpha}{\alpha}$$

$$\Leftrightarrow \text{pH} = \text{pK}_s + \lg \frac{\alpha}{1 - \alpha}$$

Dissoziationsgrad

Der **Dissoziationsgrad** α bzw. Protolysegrad gibt das Verhältnis der durch Dissoziation gelösten Säure- bzw. Base-Teilchen zur Gesamtkonzentration der Säure-/Base-Teilchen der Lösung an. α kann Werte von 0 bis 1 (100% Protolyse) annehmen.

→ Ausmaß einer protolytischen Reaktion, bzw. Anteil Säure, der in einer Reaktion mit H₂O zur korrespondierenden Base umgewandelt wurde

$$\alpha = \frac{\text{Konzentration der protolysierten HA-Moleküle}}{\text{Konzentration der HA-Moleküle vor der Protolyse}}$$

$$\alpha = \frac{c_0 - [\text{HA}]}{c_0} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c_0} = \frac{[\text{A}^-]}{c_0} \quad \text{Für einwertige Säure: } [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{umstellen: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot c_0$$

$$[\text{A}^-] = \alpha \cdot c_0$$

$$K_s = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha \cdot c_0 \cdot \alpha \cdot c_0}{c_0 - \alpha \cdot c_0} = \frac{\alpha^2 \cdot c_0^2}{c_0 - \alpha \cdot c_0} = c_0 \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$\text{für schwache Säuren gilt } \alpha \ll 1: \quad K_s = c_0 \cdot \alpha^2 \quad \rightarrow \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_s}{c_0}}$$

Ostwaldsches Verdünnungsgesetz (für schwache Säuren)

Protolysegrad einer schwachen Säure steigt mit abnehmender Konzentration der Säure!

6. Für Milchsäure ist $K_s = 1.5 \cdot 10^{-4}$ mol/L

a) Wie groß ist $c(\text{H}_3\text{O}^+)$, wenn 0.16 mol/L Milchsäure in Lösung sind.

b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:

a) $\text{p}K_s = -\log K_s = 3.82$

Eine schwache Säure

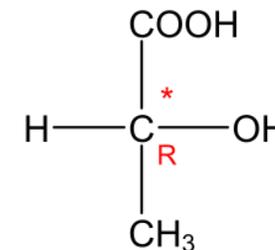
Für schwache Säuren: $\text{pH} = 1/2(\text{p}K_s - \log c_0)$

$$\text{pH} = 1/2 (3.82 - \log 0.16) = 2.308$$

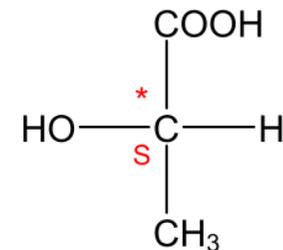
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.308} = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad (\text{oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L})$$

b) $\alpha = \sqrt{(K_s/c_0)} = \sqrt{(1.5 \cdot 10^{-4}/0.16)} = 0.0306$ oder: **3.06%**

Ostwaldsches
Verdünnungsgesetz



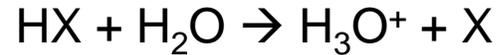
D(-)-Milchsäure



L(+)-Milchsäure

7. Eine Säure HX ist bei $c_0(\text{HX}) = 0.15 \text{ mol/L}$ zu 1.2% dissoziiert. Wie viel % sind bei $c_0(\text{HX}) = 0.030 \text{ mol/L}$ dissoziiert?

Lösung:



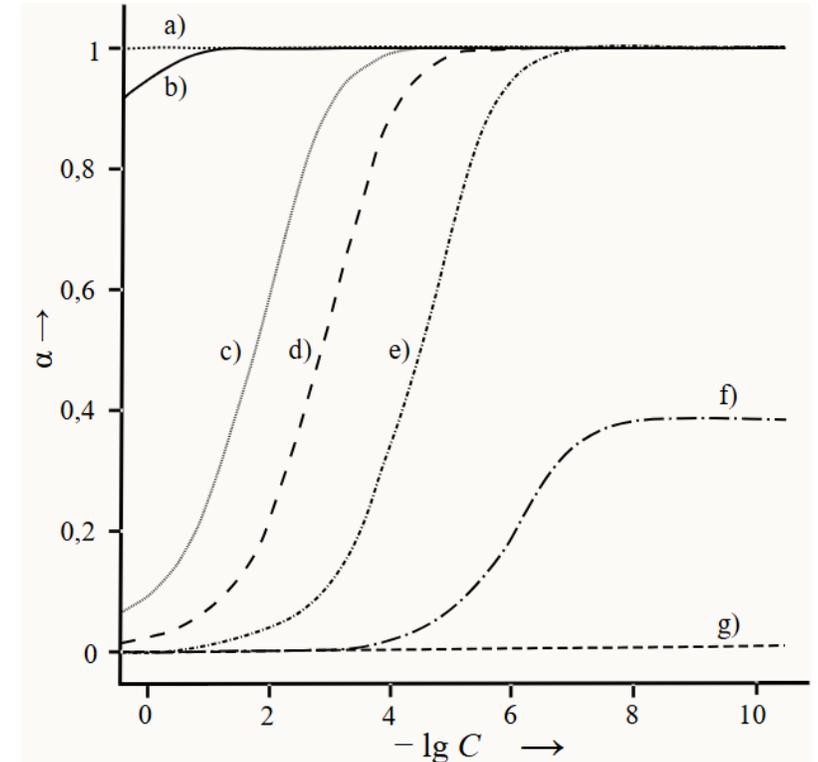
1. Berechnung von K_s

mit $\alpha = \sqrt{K_s/c_0}$ bzw.: $K_s = \alpha^2 c_0$

$$K_s = \alpha^2 c_0 = 0.0122 \cdot 0.15 = 2.16 \cdot 10^{-5}$$

2. Berechnung von Dissoziationsgrad

$$\alpha = \sqrt{K_s/c_0} = \sqrt{2.16 \cdot 10^{-5}/0.030} = 0.027 \text{ oder } 2.7\%$$

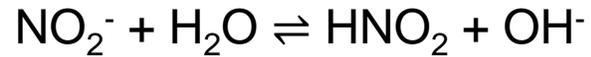


Dissoziationsgrad α von a) HCl, b) HNO₃, c) HClO₂, d) HF, e) HOAc, f) HClO, g) HCN in Abhängigkeit ihrer Konzentration. 

Je konzentrierter die Säure, desto geringer der Dissoziationsgrad!

**8. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.15 mol/L Natriumnitrit (NaNO₂)?
(für HNO₂: pK_s = 3.35)**

Lösung:



Für NO₂⁻ ergibt sich der pK_B-Wert aus den pK_s-Wert der konjugierten Säure:

$$\text{pK}_s + \text{pK}_B = 14$$

$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s = 14 - 3.35 = 10.65$$

NO₂⁻ ist eine schwache Base, somit:

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \lg c_0) = \frac{1}{2} (10.65 - \lg 0.15) = 5.74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.74 = 8.26$$

9. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.1 mol/L Ammoniumacetat (NH₄OAc)? pK_S(NH₄⁺) = 9.2; pK_S(HOAc) = 4.7

Lösung:

Ampholyt:



$$\text{pK}_S(\text{NH}_4^+) = 9.2$$

$$\text{pK}_B(\text{OAc}^-) = 14 - \text{pK}_S(\text{HOAc}) = 14 - 4.7 = 9.3$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{pK}_S(\text{NH}_4^+) + \text{pK}_S(\text{HOAc}) \}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ 9.2 + 4.7 \} = 6.95$$

Die Lösung von Ammoniumacetat reagiert neutral!

10. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.01 mol/L Natriumhydrogencarbonat (NaHCO₃)? pK_S (H₂CO₃) = 6.4; pK_S (HCO₃⁻) = 10.3

Lösung:

HCO₃⁻ ist ein Ampholyt:



$$\text{pK}_S(\text{HCO}_3^-) = 10.3$$



$$\text{pK}_B(\text{HCO}_3^-) = 14 - 6.4 = 7.6$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ \text{pK}_S(\text{HCO}_3^-) + \text{pK}_S(\text{H}_2\text{CO}_3) \}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \{ 10.3 + 6.4 \} = 8.35$$

Natriumhydrogencarbonat Lösung ist leicht basisch.

11. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:

- | | | |
|--|---------|--|
| • Hypochlorige Säure | Lösung: | HClO |
| • Perchlorsäure | | HClO ₄ |
| • Eisen(III)sulfat hexahydrat | | Fe ₂ (SO ₄) ₃ * 6 H ₂ O |
| • salpetrige Säure | | HNO ₂ |
| • Diphosphorpentoxid | | P ₂ O ₅ |
| • Dinatriumhydrogenphosphat dodecahydrat | | Na ₂ HPO ₄ * 12 H ₂ O |
| • Bromsäure | | HBrO ₃ |
| • Kalilauge | | KOH |
| • Schwefelwasserstoff | | H ₂ S |

8. Übung:

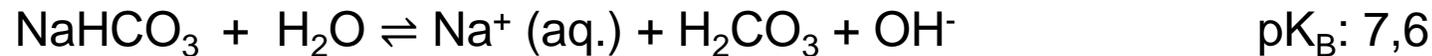
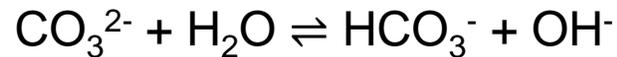
Puffer, Wasserstoff, Stoffchemie

1. Welchen pH-Wert haben folgende Lösungen: $\text{pH} > 7$, $\text{pH} < 7$, $\text{pH} = 7$? Geben sie auch entsprechende Reaktionsgleichungen an.

a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung

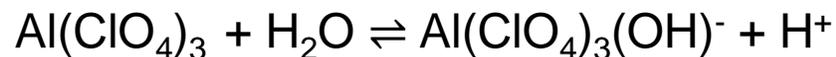
pKs – Werte der Kohlensäure sind: $\text{pK}_{\text{S}1} = 6,4$; $\text{pK}_{\text{S}2} = 10,3$

pH >7



b. Aluminium(III)perchlorat-Lösung

pH <7 Salz aus schwacher Base und starker Säure



$$K_B \cdot K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) \cdot c(\text{A}^{1-}) \cdot c(\text{OH}^{1-}) \cdot c(\text{HA})}{c(\text{A}^{1-}) \cdot c(\text{HA})}$$
$$K_B \cdot K_S = c(\text{H}_3\text{O}^{1+}) \cdot c(\text{OH}^{1-}) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$$

bzw. $\text{pK}_S + \text{pK}_B = 14$

c. Ammoniumchlorid-Lösung ($K_s(\text{HCl}) = 1 \cdot 10^6 \text{ mol/L}$, $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)

$$\text{p}K_s(\text{HCl}) = -6$$

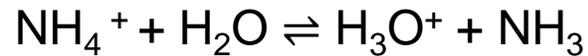
$$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,74 \quad \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,26$$

NH_4Cl in Wasser: $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

pH < 7

Cl^- Salz einer starken Säure \rightarrow schwache Base

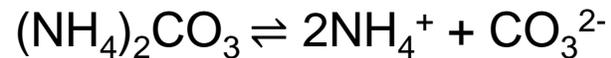
NH_4^+ Salz einer mittelstarken Base \rightarrow mittelschwache Säure



d. Ammoniumcarbonat-Lösung ($K_{S1}(\text{Kohlensäure}) = 4.2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$, $K_{S2}(\text{Kohlensäure}) = 4.8 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$, $K_B(\text{Ammoniak}) = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)

$$\text{p}K_{S1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6,38$$

$$\text{p}K_{S1}(\text{HCO}_3^-) = 10,32$$



Da $\text{p}K_s > \text{p}K_B \rightarrow \text{pH} > 7$

8. 2 L einer Lösung enthalten 0.10 mol Essigsäure und 0.13 mol Natriumacetat.

($K_s(\text{Essigsäure}) = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$)

a. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

b. Welchen pH-Wert hat die Lösung nach Zugabe von 0.02 mol KOH?

c. Welchen pH-Wert hat die Lösung nach Zugabe von 10 cm³ einer 2 mol/dm³ Salpetersäure

Lösung?

a)

$c(\text{HOAc}) = 0.05 \text{ mol/L}$; $c(\text{NaOAc}) = 0.065 \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log_{10} \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}, = 4,74 + 0,114 = 4,85$$

$$\text{p}K_s = -\log_{10} \left(K_s \cdot \frac{1}{\text{mol}} \right) = 4,74$$

Hendersen-Hasselbach Gleichung

b) Vorher HOAc = 0.1 mol nach Zugabe: 0,08 mol
OAc⁻ = 0.13 mol 0,15 mol

$$\log(0,15/0,08) = 0,273$$

$$\text{pH} = 4,74 + 0,27 = 5,01$$

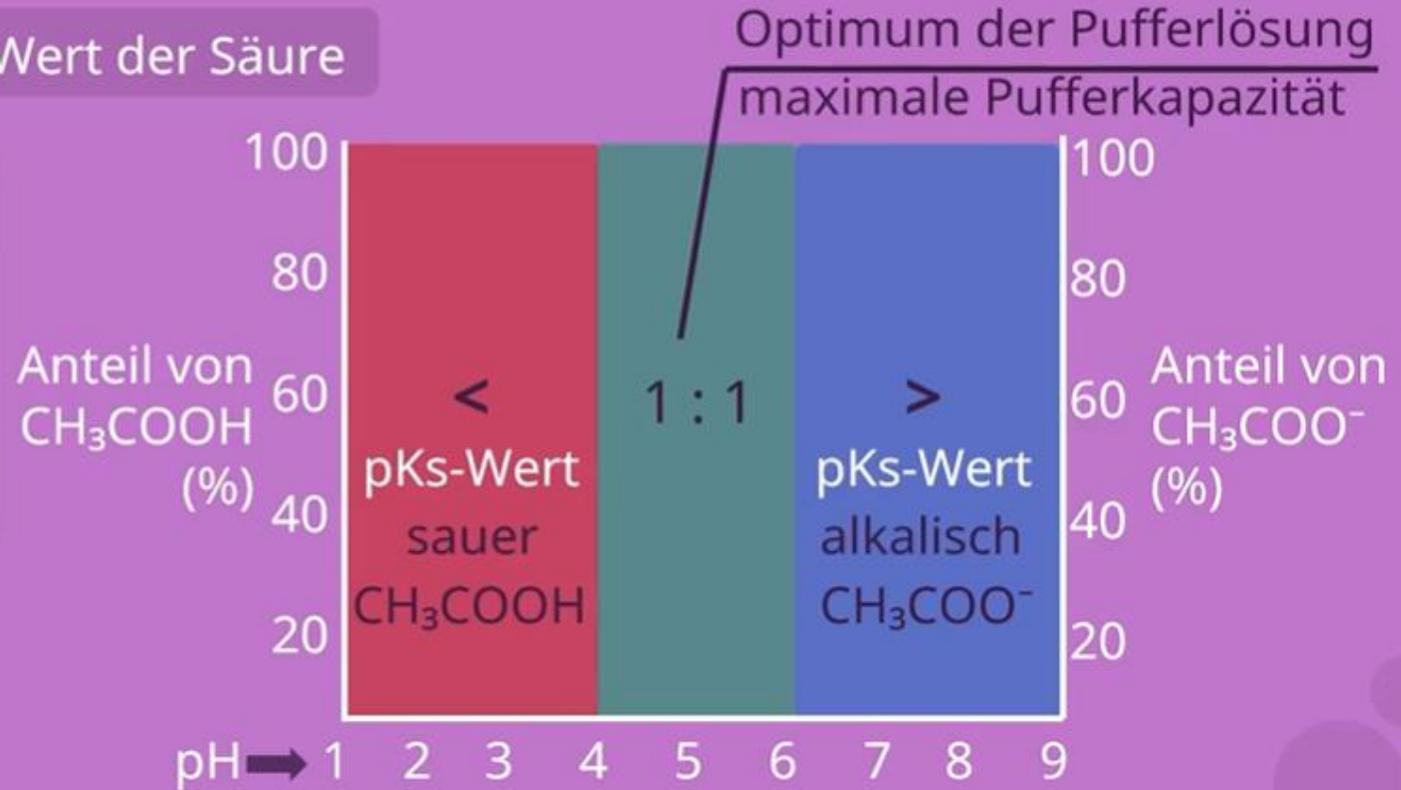
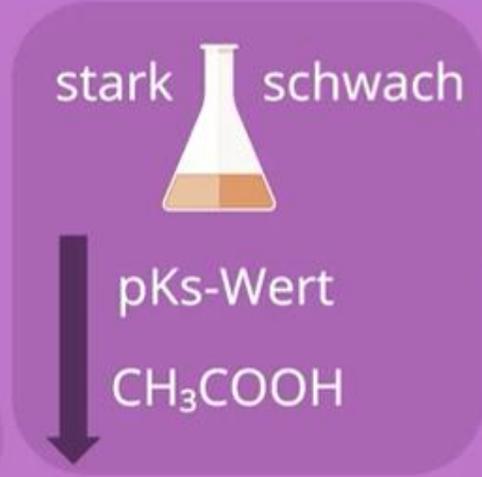
c) 10 cm³ = 10mL; $c = 2 \text{ mol/L}$; $n = 0,01 \text{ L} \cdot 2 \text{ mol/L} = 0,02 \text{ mol}$

$$\log(0,11/0,12) = -0,038$$

$$\text{pH} = 4,74 - 0,04 = 4,70$$

Das Optimum der Pufferlösung

pH-Optimum = pKs-Wert der Säure



pH-Wert Puffer berechnen



Puffersäure

Base

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

Puffer-
gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log_{10} \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$



Puffersystem	pH-Bereich	
Essigsäure-Acetat-Puffer	3,7 bis 5,7	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_3\text{CCOO}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{CCOOH} + \text{H}_2\text{O}$
Phosphatpuffer	5,4 bis 8,0	Dinatriumhydrogenphosphat (Na_2HPO_4) + Kaliumdihydrogenphosphat (KH_2PO_4)
Ammoniakpuffer	8,2 bis 10,2	$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$
Kohlensäure-Bicarbonat-Puffer	6,2 bis 8,6	$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

3. Eine $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ -Pufferlösung soll den pH-Wert 6,8 aufweisen.

a) In welchem Konzentrationsverhältnis müssen die beiden Ionensorten dann in der Pufferlösung vorliegen? [pKs von H_2PO_4^- : 7,12]

b) Welche HPO_4^{2-} -Konzentration liegt vor, wenn die Konzentration der H_2PO_4^- -Ionen 0,2 mol/l beträgt?

Lösung:

$$\text{a) } \text{pH} = \text{pKs} + \lg \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

$$6,8 = 7,12 + \lg \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

$$-0,32 = \lg \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

$$10^{-0,32} = \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})}$$

$$(10^{-0,32})/1 = \frac{c(\text{Base})}{1} = \frac{0,47}{1}$$

$$\text{b) } \frac{c(\text{Base})}{c(\text{Säure})} = \frac{0,47}{1}$$

$$\frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{0,2 \text{ mol/L}} = \frac{0,47}{1}$$

$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,47 * 0,2 \text{ mol/L} = \mathbf{0,094 \text{ mol/L}}$$

4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für



5. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:

- a) Bariumchlorid: BaCl_2
- b) Perchlorsäure: HClO_4
- c) Eisen(III)sulfathexahydrat: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
- d) salpetrige Säure: HNO_2
- e) Diphosphorpentoxid: P_2O_5
- f) Dinatriumhydrogenphosphatdodecahydrat: $\text{Na}_2\text{H}(\text{PO}_4) \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
- g) Iodsäure: HIO_3
- h) Kalilauge: KOH (aq.)
- i) Natriumsulfid: Na_2S
- j) Lithiumnitrid: Li_3N
- k) Kaliumpermanganat: KMnO_4
- l) Kaliumchromat: K_2CrO_4

6. Benennen sie folgende Moleküle:

- a) CsCl : Cäsiumchlorid
- b) KHSO_4 : Kaliumhydrogensulfat
- c) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$: Cobalt(II)nitrat pentahydrat
- d) MgS_2O_3 : Magnesium thiosulfat
- e) Ni_2O_3 : Nickel(III)oxid
- f) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$: Kaliumaluminiumsulfat
- g) MnO_2 : Mangandioxid (Braunstein)
- h) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: Kaliumdichromat
- i) Ag_2S : Silbersulfid
- j) HBr : Bromwasserstoff, Hydrogenbromid
- k) HOBr : Hypobromige Säure
- l) NaBrO_2 : Natriumbromit
- m) HBrO_3 : Bromsäure
- n) RbBrO_4 : Rubidiumperbromat

Anorganische Experimentalchemie

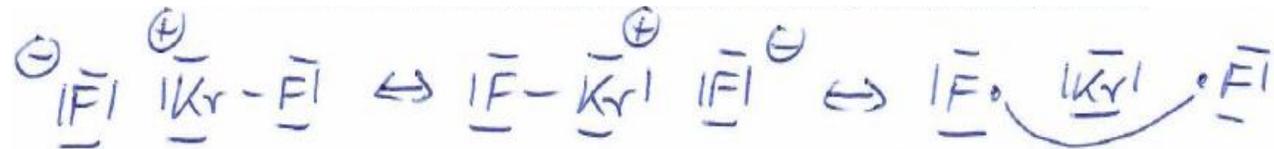
9. Übung:

Edelgase, Halogene, Sauerstoff & Wasser

1. Zu welcher Interhalogenverbindung ist das Fluoroxenyl-Kation isoelektronisch?

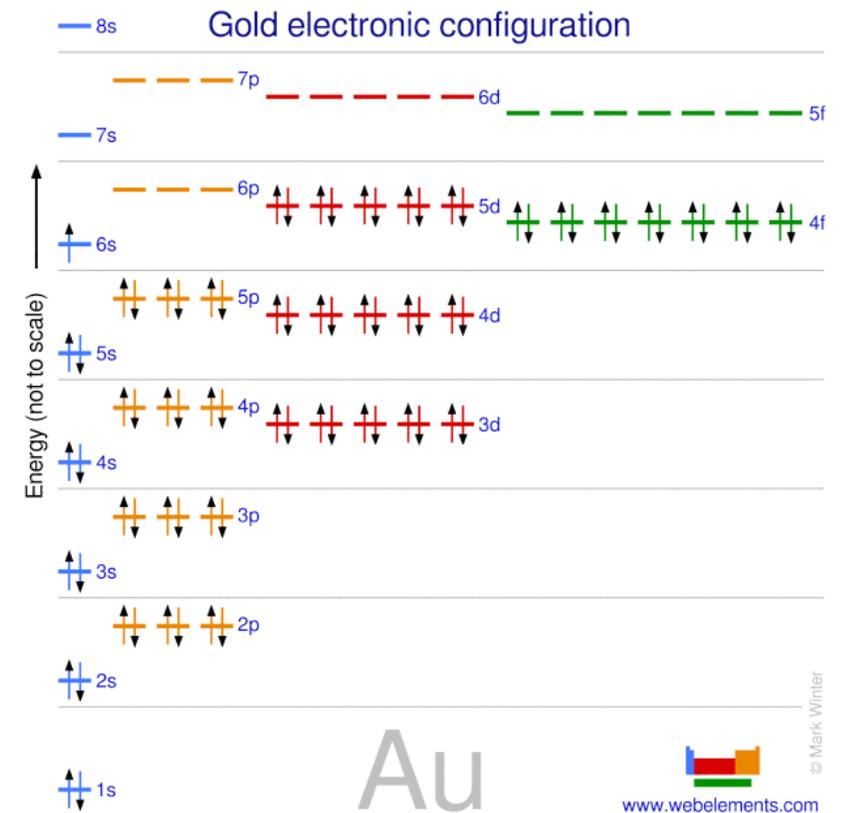


2. Schreiben Sie die drei wichtigsten mesomeren Resonanzstrukturen für KrF_2 an.



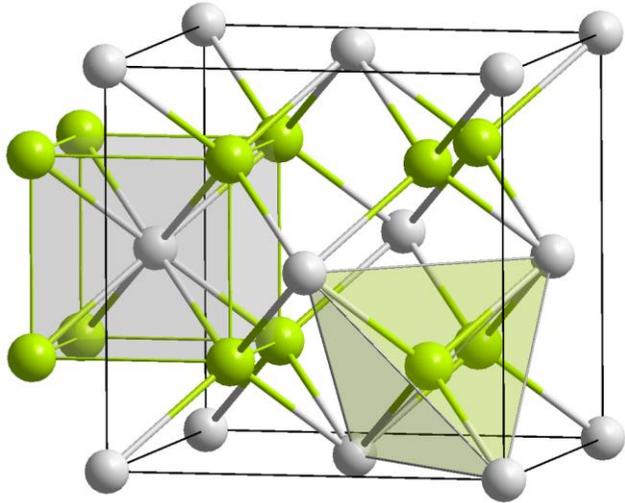
3. Welche neutralen binären Fluor-Verbindungen des Goldes kennt man?

AuF , AuF_3 , AuF_5

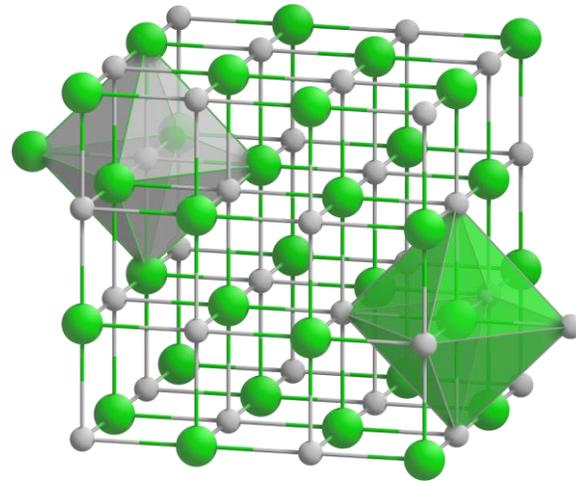


4. Nennen Sie für F, Cl, Br, und I jeweils ein natürliches Vorkommen!

CaF₂, NaCl, AgBr (Bromargyrit), Kaliumiodid (KI)



CaF₂



NaCl, AgBr, KI

5. Alle Halogene bilden Verbindungen der Formel HOX. Geben Sie die Struktur und den Namen der Verbindungen sowie die Oxidationszahl des jeweiligen Halogens an.

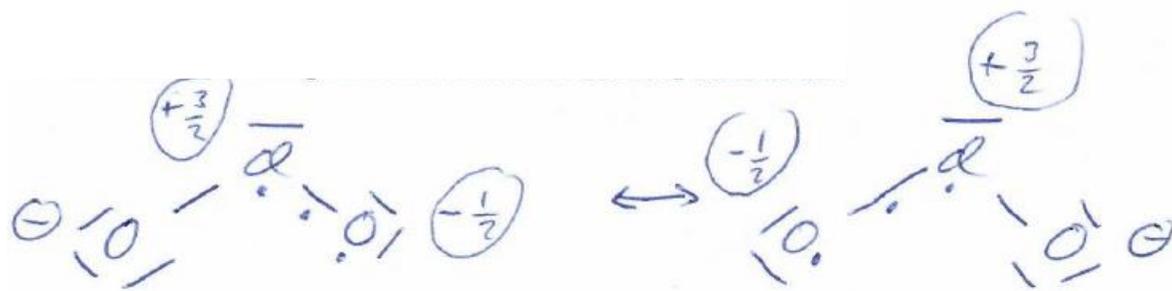
Lösung:

Struktur: gewinkelt

OZ:

HOF	Hypofluorige Säure	-1
HOCl	Hypochlorige Säure	+1
HOBr	Hypobromige Säure	+1
HOI	Hypoiodige Säure	+1

6. Schreiben Sie eine gute Lewis-Formel für das ClO_2 -Molekül an.



7. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Synthese von Chlor aus Chlorid mit den folgenden Oxidationsmitteln im sauren Milieu!

a) MnO_2

b) MnO_4^-

c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

bei allen Reaktionen: Oxidation: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

a) Ox: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$
Red: $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Gesamt: $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

b) Ox: $10\text{Cl}^- \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 10\text{e}^-$
Red: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
Gesamt: $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

c) Ox: $6\text{Cl}^- \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 6\text{e}^-$
Red: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
Gesamt: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Cl}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$

8. Erhitzt man Kaliumchlorat(V) so entsteht KCl und KClO_4 .

(a) Formulieren sie die Reaktionsgleichung.



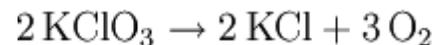
(b) Beschreiben Sie die Struktur des Perchlorat(VII)-Anions.

tetraedrisch

Erhitzen über den Schmelzpunkt



Beim Erhitzen über 550°C zerfällt es komplett in Sauerstoff und Kaliumchlorid. Diese Zersetzung findet bei Zugabe von Mangandioxid (Braunstein) als Katalysator schon bei 150 bis 200°C statt



9. Nennen Sie 3 Pseudohalogene.

$-\text{CN}$, $-\text{N}_3$, $-\text{OCN}$, $-\text{NCO}$, $-\text{CNO}$, $-\text{SCN}$, $-\text{NCS}$, $-\text{SeCN}$

Bromcyan Br-CN

Iodazid I-N_3

Dicyan NC-CN

HCN (Blausäure)

HNCO (Isocyansäure)

HCNO (Knallsäure)

HNCS (Isothiocyansäure)

HN_3 (Stickstoffwasserstoffsäure)

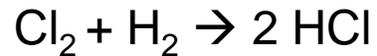
- Es existieren zumeist Dimere
- Es existieren *Pseudohalogenwasserstoffsäuren*
- Die Salze AgX sind schwer löslich.
- In alkalischer Lösung kommt zur Disproportionierung
- Die Pseudohalogene bilden untereinander und mit den Halogenen Verbindungen, die den Interhalogenverbindungen entsprechen

10. Wie viel Gramm HCl Gas können sie maximal erhalten, wenn sie 20 g Chlorgas und 3 L Wasserstoffgas zur Reaktion bringen.

Erstellen sie zuerst die Reaktionsgleichung. Wie kann die Reaktion gestartet werden?

Skizzieren Sie den Energieverlauf ($\Delta_f H(\text{HCl}) = -92 \text{ kJ/mol}$)

Lösung:



$$M(\text{Cl}_2) = 70,0 \text{ g/mol}, M(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g/mol}, M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$20 \text{ g Cl}_2 \text{ entsprechen } n = m/M = 0,28 \text{ mol}$$

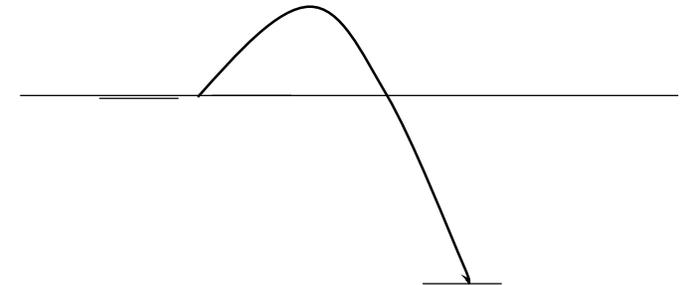
$$3 \text{ L H}_2 = 0,13 \text{ mol } (3 \text{ L} / 22,4 \text{ L mol}^{-1})$$

also maximal 0,26 mol HCl

$$m(\text{HCl}) = 0,26 \text{ mol} * 36,5 \text{ g/mol} = 9,49 \text{ g}$$

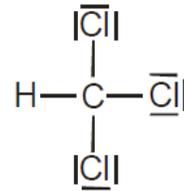
Reaktion kann z.B. mit Blitzlichtlampe gestartet werden.

Von 0 kJ/mol mit Aktivierungsenergieberg zu -92 kJ/mol.

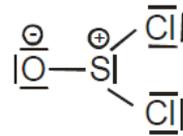


11. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln für folgende Moleküle einschließlich der Formalladungen und benennen diese.

a) HCCl_3

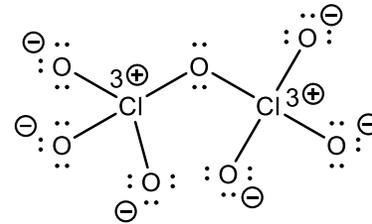


b) OSCl_2



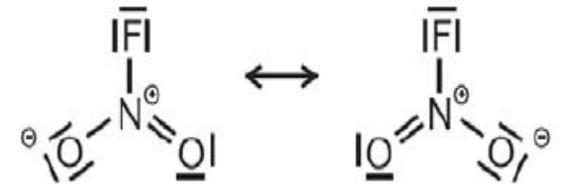
Thionylchlorid

c) Cl_2O_7



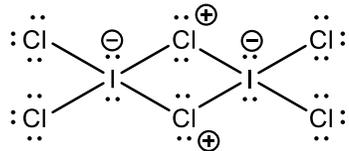
Dichlorheptaoxid
(Perchlorsäureanhydrid)

d) O_2NF (N-Atom ist Zentralatom)



Nitrylfluorid

e) Dimer von ICl_3



Diiodhexachlorid

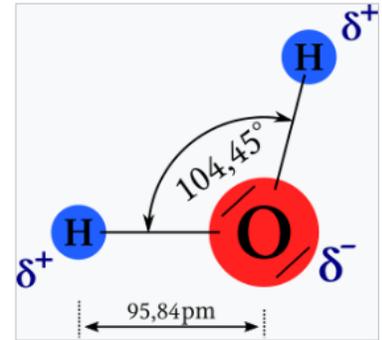
12. Vergleichen Sie die H-X-H Winkel in Wasser und in Schwefelwasserstoff.

Wasser (H₂O):

Bindungswinkel: Der H-O-H-Winkel beträgt etwa **104,5°**.

Erklärung:

- Im Molekül bildet Sauerstoff zwei kovalente Bindungen mit Wasserstoff und hat zwei freie Elektronenpaare.
- Die **VSEPR-Theorie** (Valence Shell Electron Pair Repulsion) erklärt, dass die freien Elektronenpaare eine stärkere Abstoßung ausüben als die bindenden Elektronenpaare. Dadurch wird der ideale Tetraederwinkel von 109,5° zu einem kleineren Winkel von 104,5° reduziert.



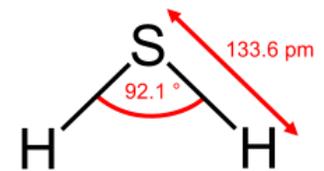
Schwefelwasserstoff (H₂S):

Bindungswinkel: Der H-S-H-Winkel beträgt etwa **92°**.

Erklärung:

Der kleinere Bindungswinkel im Vergleich zu Wasser resultiert aus:

- **sp³ Hybridisierung weniger wichtig.** Bindungselektronenpaare mehr p Charakter (90°).
- **Größerer Atomradius von Schwefel:** Die Elektronenpaare sind weniger dicht am Schwefelkern lokalisiert, was die Abstoßung verringert.
- **Geringere Elektronegativität von Schwefel:** Die Schwefel-Wasserstoff-Bindungen sind weniger polar als die Sauerstoff-Wasserstoff-Bindungen. Dadurch haben die freien Elektronenpaare am Schwefel geringere Abstoßungseffekte.

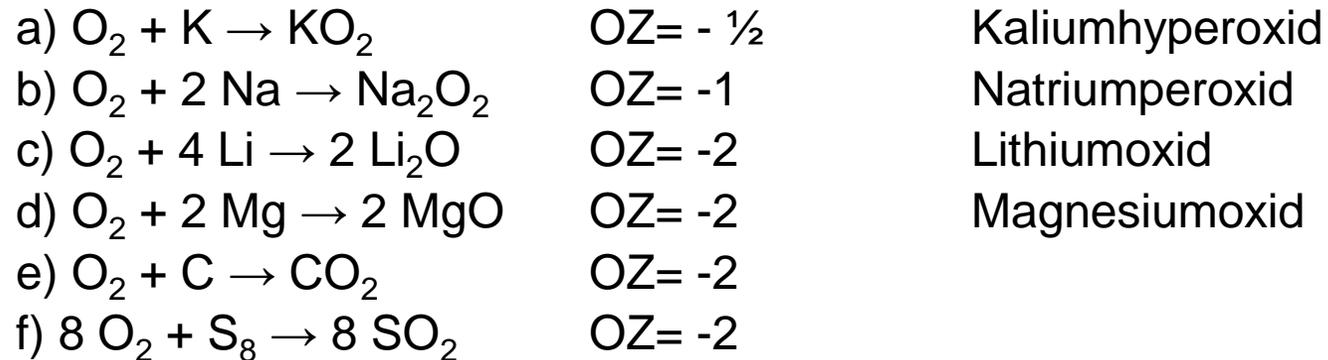


13. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von Sauerstoff mit:

- a) K
- b) Na
- c) Li
- d) Mg
- e) C
- f) S₈

Geben Sie die Oxidationszahlen des Sauerstoffs in den Reaktionsprodukten an.

Lösung:



KO₃ = Kaliumozonid
Rb₆O = Rubidiumsuboxid

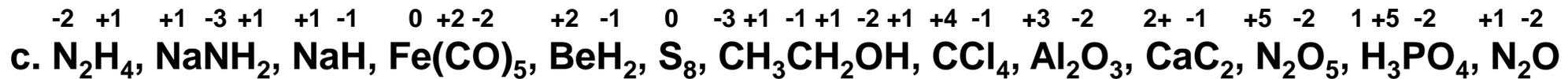
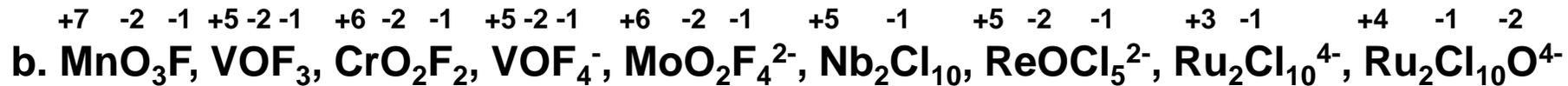
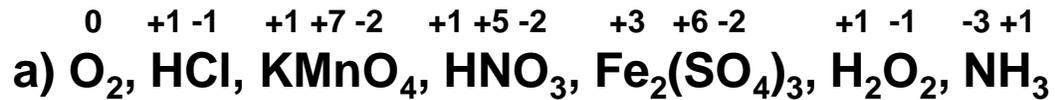
Anorganische Experimentalchemie

10. Übung:

Redox Reaktionen

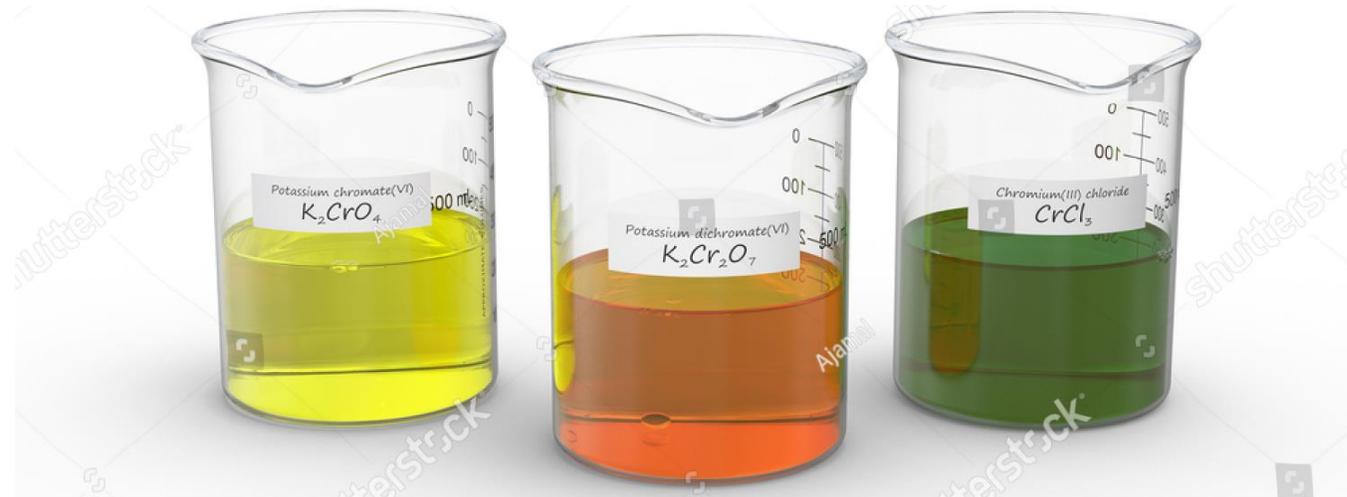
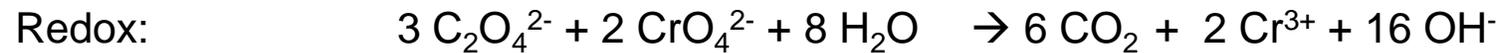
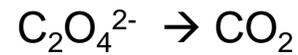
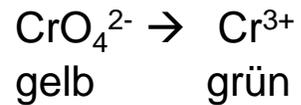
1. Bestimmen sie die Oxidationsstufen der Atome in:

Lösung: Ox Zahlen eigentlich in römischen Ziffern



3. Natriumchromat wird in Wasser gelöst und die Lösung färbt sich gelb. Bei Zugabe von Calciumoxalat (Calciumsalz der Oxalsäure) färbt sich die Lösung langsam grün und es entsteht ein Gas, welches Barytwasser trübt. Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf.

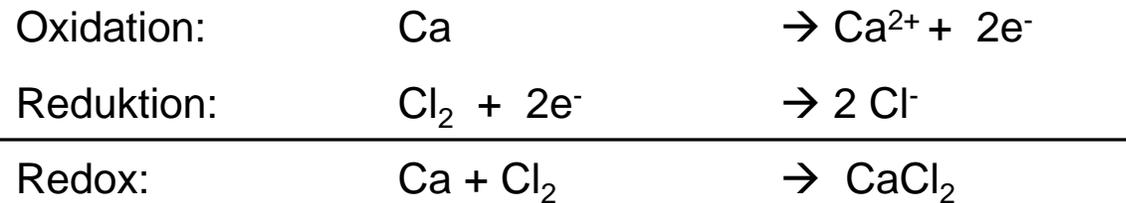
Lösung:



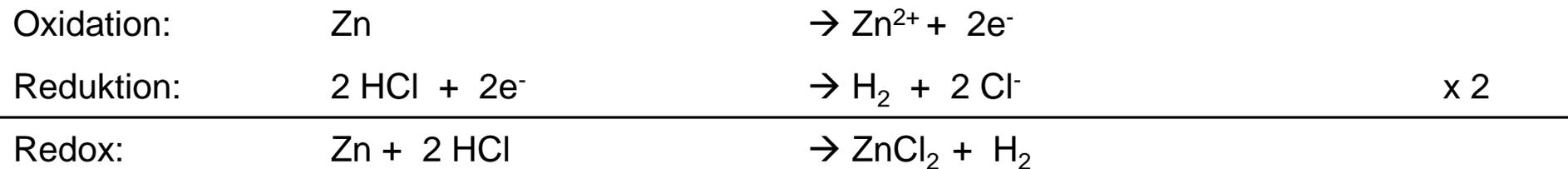
4. Stellen Sie für die folgenden Reaktionen die Redox-Teilgleichungen sowie die Gesamtgleichung auf und bestimmen Sie die Oxidationszahlen von allen Atomen.

a. Calcium reagiert mit Chlor im *sauren Milieu* zu Calciumchlorid.

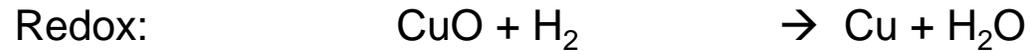
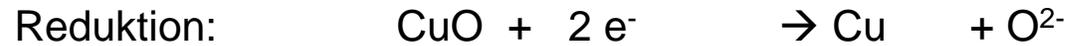
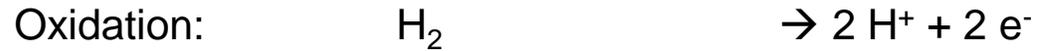
Lösung:



b. Zink wird in Salzsäure aufgelöst. Dabei entstehen Zinkchlorid und Wasserstoff. Die Reaktion findet im *sauren Milieu* statt.



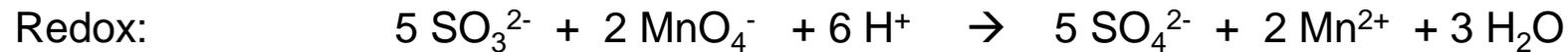
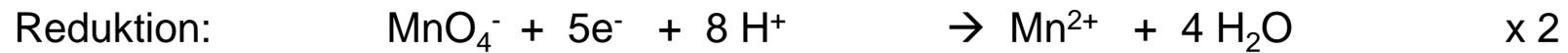
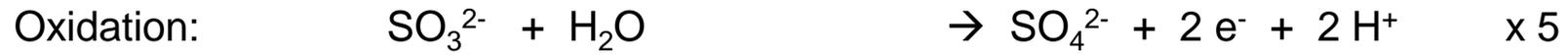
c. Kupfer(II)oxid und Wasserstoff reagieren im *alkalischen Milieu* zu Kupfer und Wasser.



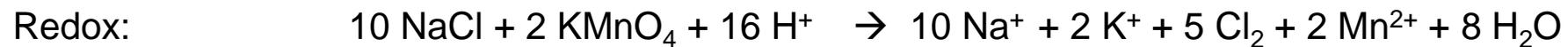
d. Schweflige Säure und Iod reagieren im *sauren Milieu* zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.



e. Kaliumpermanganat reagiert in saurer Lösung mit Natriumsulfit zu Mangan(II)-Ionen und Sulfationen.



f. Natriumchlorid reagiert mit Kaliumpermanganatlösung im sauren Milieu zu Chlor und Mangan(II)-Ionen.



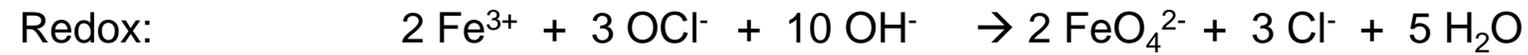
g. Eine Lösung mit Eisen(II)-Ionen und Nitrationen reagiert im basischen Milieu zu Eisen(III)-Ionen und Ammoniak.



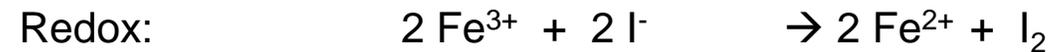
i. Aluminium reagiert mit Wasser im basischen Milieu zu Tetrahydroxyaluminate $[\text{Al}(\text{OH})_4]^{-}$ und Wasserstoff.



i. Eisen(III)-hydroxidlösung reagiert mit Hypochlorit-Ionen (OCl⁻) zu FeO₄²⁻ - Ionen und Chloridionen.



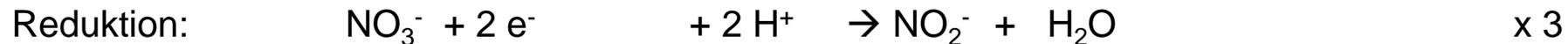
j. Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.



**k. Dichromat-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen.
Die Reaktion findet im sauren pH-Wert-Bereich statt.**



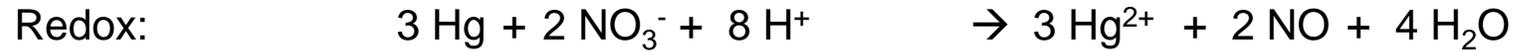
**l. Chrom(III)-Oxid reagiert mit Nitrat-Ionen zu Chromat-Ionen und Nitrit-Ionen.
Dabei werden H⁺-Ionen frei.**



Oxidationsschmelze:



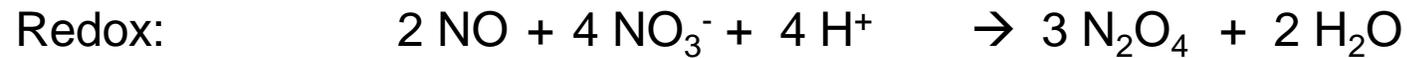
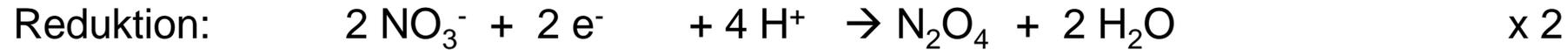
m. Quecksilber reagiert mit Salpetersäure zu Quecksilber(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid.



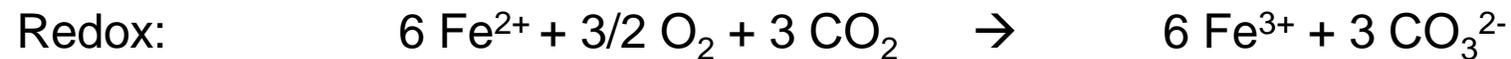
N. Iod und Chlor reagieren zu Iodat-Ionen und Chlorid-Ionen.



o. Stickstoffmonoxid und Salpetersäure reagieren zu Distickstofftetroxid und Wasser.



**p. Oxidation von Eisen(II) zu Eisen(III) durch Luftsauerstoff.
Ausgleich mit Carbonat/Kohlendioxid.**



Anorganische Experimentalchemie

11. Übung:

Elektrochemie, Metalle Kugelpackungen

	Reduziert	⇌	Oxidiert	Elektronen	E0 (V)	
Reduktionswirkung	$2F^-$	⇌	F_2	+ $2e^-$	+2,87	Oxidationswirkung
	Au	⇌	Au^{3+}	+ $3e^-$	+1,41	
	$2Cl^-$	⇌	Cl_2	+ $2e^-$	+1,36	
	$6H_2O$	⇌	$O_2 + 4H_3O^+$	+ $4e^-$	+1,23	
	Pt	⇌	Pt^{2+}	+ $2e^-$	+1,20	
	$2Br^-$	⇌	Br_2	+ $2e^-$	+1,07	
	Hg	⇌	Hg^{2+}	+ $2e^-$	+0,85	
	Ag	⇌	Ag^+	+ $1e^-$	+0,80	
	$2I^-$	⇌	I_2	+ $2e^-$	+0,54	
	$4OH^-$	⇌	$O_2 + 2H_2O$	+ $4e^-$	+0,40	
	Cu	⇌	Cu^{2+}	+ $2e^-$	+0,35	
	$H_2 + 2H_2O$	⇌	$2H_3O^+$	+ $2e^-$	+/-0	
	Pb	⇌	Pb^{2+}	+ $2e^-$	-0,13	
	Ni	⇌	Ni^{2+}	+ $2e^-$	-0,23	
	Fe	⇌	Fe^{2+}	+ $2e^-$	-0,41	
	S^{2-}	⇌	S	+ $2e^-$	-0,51	
	Zn	⇌	Zn^{2+}	+ $2e^-$	-0,76	
	Al	⇌	Al^{3+}	+ $3e^-$	-1,66	
Na	⇌	Na^+	+ $1e^-$	-2,71		
Li	⇌	Li^+	+ $1e^-$	-3,04		

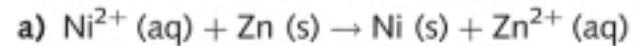
Reduzierte Form	⇌	Oxidierte Form	+ z e ⁻	E° in V
Li	⇌	Li ⁺	+ 1 e ⁻	-3,04
K	⇌	K ⁺	+ 1 e ⁻	-2,92
Ca	⇌	Ca ²⁺	+ 2 e ⁻	-2,87
Na	⇌	Na ⁺	+ 1 e ⁻	-2,71
Al	⇌	Al ³⁺	+ 3 e ⁻	-1,68
Mn	⇌	Mn ²⁺	+ 2 e ⁻	-1,19
Zn	⇌	Zn ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,76
S ²⁻	⇌	S	+ 2 e ⁻	-0,48
Fe	⇌	Fe ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,41
Cd	⇌	Cd ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,40
Sn	⇌	Sn ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,14
Pb	⇌	Pb ²⁺	+ 2 e ⁻	-0,13
H₂ + H₂O	⇌	2 H₃O⁺	+ 2 e⁻	0
Sn ²⁺	⇌	Sn ⁴⁺	+ 2 e ⁻	+ 0,15
Cu	⇌	Cu ²⁺	+ 2 e ⁻	+ 0,34
2 I ⁻	⇌	2 I ₂	+ 2 e ⁻	+ 0,54
Fe ²⁺	⇌	Fe ³⁺	+ 1 e ⁻	+ 0,77
Ag	⇌	Ag ⁺	+ 1 e ⁻	+ 0,80
NO + 6 H ₂ O	⇌	NO ₃ ⁻ + 4 H ₃ O ⁺	+ 3 e ⁻	+ 0,96
2 Br ⁻	⇌	Br ₂	+ 2 e ⁻	+ 1,07
6 H ₂ O	⇌	O ₂ + 4 H ₃ O ⁺	+ 4 e ⁻	+ 1,23
2 Cr ₃ ⁺ + 21 H ₂ O	⇌	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺	+ 6 e ⁻	+ 1,33
2 Cl ⁻	⇌	Cl ₂	+ 2 e ⁻	+ 1,36
Pb ²⁺ + 6 H ₂ O	⇌	PbO ₂ + 4 H ₃ O ⁺	+ 2 e ⁻	+ 1,46
Au	⇌	Au ³⁺	+ 3 e ⁻	+ 1,50
Mn ²⁺ + 12 H ₂ O	⇌	MnO ₄ ⁻ + 8 H ₃ O ⁺	+ 5 e ⁻	+ 1,51
2 F ⁻	⇌	F ₂	+ 2 e ⁻	+ 2,87

1. Stellen Sie die Gleichungen für die Elektrodenreaktionen folgender galvanischer Zellen auf und berechnen Sie die Zellspannung unter Standardbedingungen.

a) Ni/Ni²⁺ // Zn²⁺/Zn

b) Cu/Cu²⁺ // Ag⁺/Ag

c) Mg/Mg²⁺ // 2 Cl⁻/Cl₂



$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$$

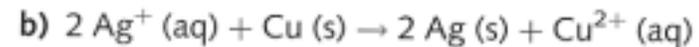
$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$$

$$U = U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Akzeptor}) - U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Donator})$$

$$U = -0,23 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 0,53 \text{ V}$$

positiveres Potential \Rightarrow Akzeptorhalbzelle

negativeres Potential \Rightarrow Donatorhalbzelle



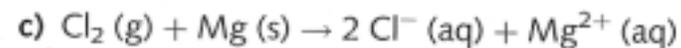
$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$$

$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ V}$$

$$U = 0,8 \text{ V} - 0,35 \text{ V} = 0,45 \text{ V}$$

positiveres Potential \Rightarrow Akzeptorhalbzelle

negativeres Potential \Rightarrow Donatorhalbzelle



$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Cl}_2/2 \text{Cl}^{-}) = 1,36 \text{ V}$$

$$U_{\text{H}}^{\circ}(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36 \text{ V}$$

$$U = 1,36 \text{ V} - (-2,36 \text{ V}) = 3,72 \text{ V}$$

positiveres Potential \Rightarrow Akzeptorhalbzelle

negativeres Potential \Rightarrow Donatorhalbzelle

Die Potentiale der drei Zellen betragen unter Standardbedingungen 0,53 V; 0,45 V und 3,72 V.

2. Berechnen Sie die Zellspannungen der galvanischen Elemente:

a) $\text{Ca} / \text{Ca}^{2+} // \text{I}_2 / \text{I}^-$ 1 molare Lösungen

b) $\text{Ni} / \text{Ni}^{2+} // \text{Br}_2 / \text{Br}^-$ in 0,05M Ni^{2+} und 0,2M Br^- -Lösung

c) $\text{I}_2 / \text{IO}_3^- // \text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$ in 0,2M Iodat-Lösung bei $\text{pH}=3$, $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,001 \text{ mol/L}$;

$c(\text{Fe}^{3+}) = 0,07 \text{ mol/L}$ ($E^0_{\text{I}_2 / \text{IO}_3^-} = +1,20 \text{ V}$, $E^0_{\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}} = +0,77\text{V}$)

Lösung:

Nernst Gleichung: $E = E^0 + \frac{0,059\text{V}}{z} \cdot \lg \frac{c_{\text{ox}}}{c_{\text{red}}}$

a) $\text{Ca} / \text{Ca}^{2+} // \text{I}_2 / \text{I}^-$ bei Standardbedingungen

$$E = 0,54\text{V} - (-2,87 \text{ V}) = \mathbf{3,41 \text{ V}}$$

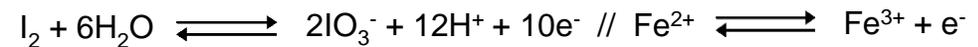
b) $\text{Ni} / \text{Ni}^{2+} // \text{Br}_2 / \text{Br}^-$ in 0,05M Ni^{2+} und 0,2M Br^- Lösung

$$E_{\text{Ni} / \text{Ni}^{2+}} = -0,23\text{V} + \frac{1}{2} \cdot 0,059\text{V} \cdot \lg(0,05) \approx -0,268\text{V}$$

$$E_{\text{Br}^- / \text{Br}_2} = +1,07\text{V} + \frac{1}{2} \cdot 0,059\text{V} \cdot \lg(1/0,2^2) \approx 1,111\text{V}$$

$$\rightarrow U = 1,111\text{V} - (-0,268\text{V}) = \mathbf{1,379\text{V}}$$

c) $\text{I}_2 / \text{IO}_3^- // \text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$ in 0,2M Iodat-Lösung bei pH -Wert 3 und bei $c(\text{Fe}^{2+}) = 0,001 \text{ mol/L}$ und $c(\text{Fe}^{3+}) = 0,07 \text{ mol/L}$



$$E_{\text{I}_2 / \text{IO}_3^-} = +1,20\text{V} + \frac{0,059\text{V}}{10} \cdot \lg(0,2^2 \cdot (10^{-3})^{12}) \approx 0,979\text{V}$$

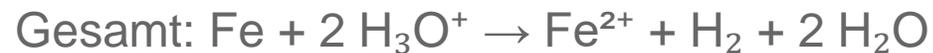
$$E_{\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}} = +0,77\text{V} + 0,059\text{V} \cdot \lg(0,07/0,001) \approx 0,879\text{V}$$

$$\rightarrow U = 0,979\text{V} - 0,879\text{V} = \mathbf{0,1\text{V}}$$

3. Konservendosen bestehen aus "Weißblech". Dieses wird hergestellt, indem man Eisenblech elektrolytisch verzinkt. Welche Art von Korrosion läuft ab, wenn der Überzug zerstört wird?

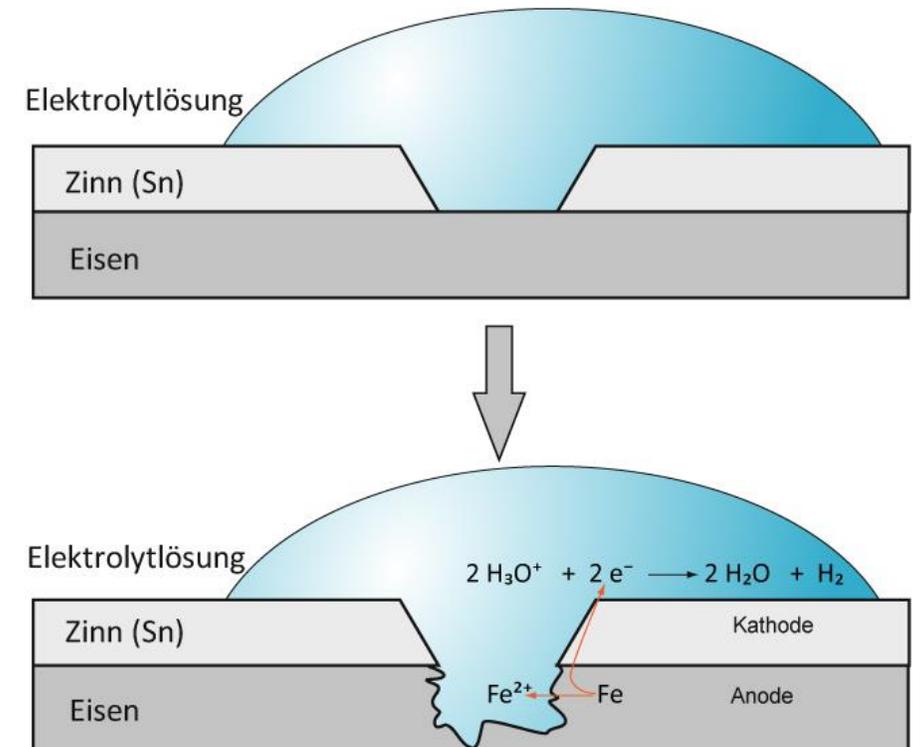
Lösung:

Bei Anwesenheit eines Elektrolyten beginnt sich das Eisen des Weißblechs aufzulösen. An der Berührungsstelle zwischen Eisen und Zinn entsteht ein **Lokalelement**. Eisen als Element mit dem kleineren Standard-Elektrodenpotential geht unter Abgabe von Elektronen in Lösung, das edlere Zinn wird nicht oxidiert.

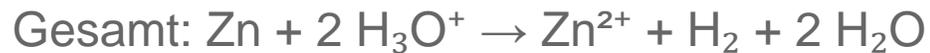


Durch die Beschädigung des Sn-Überzugs entsteht ein kurzgeschlossenes galvanisches Element.

Das unedle Metall (hier Eisen) wird dabei anodisch oxidiert. Eine Weißblechdose rostet viel schneller und zersetzt sich.



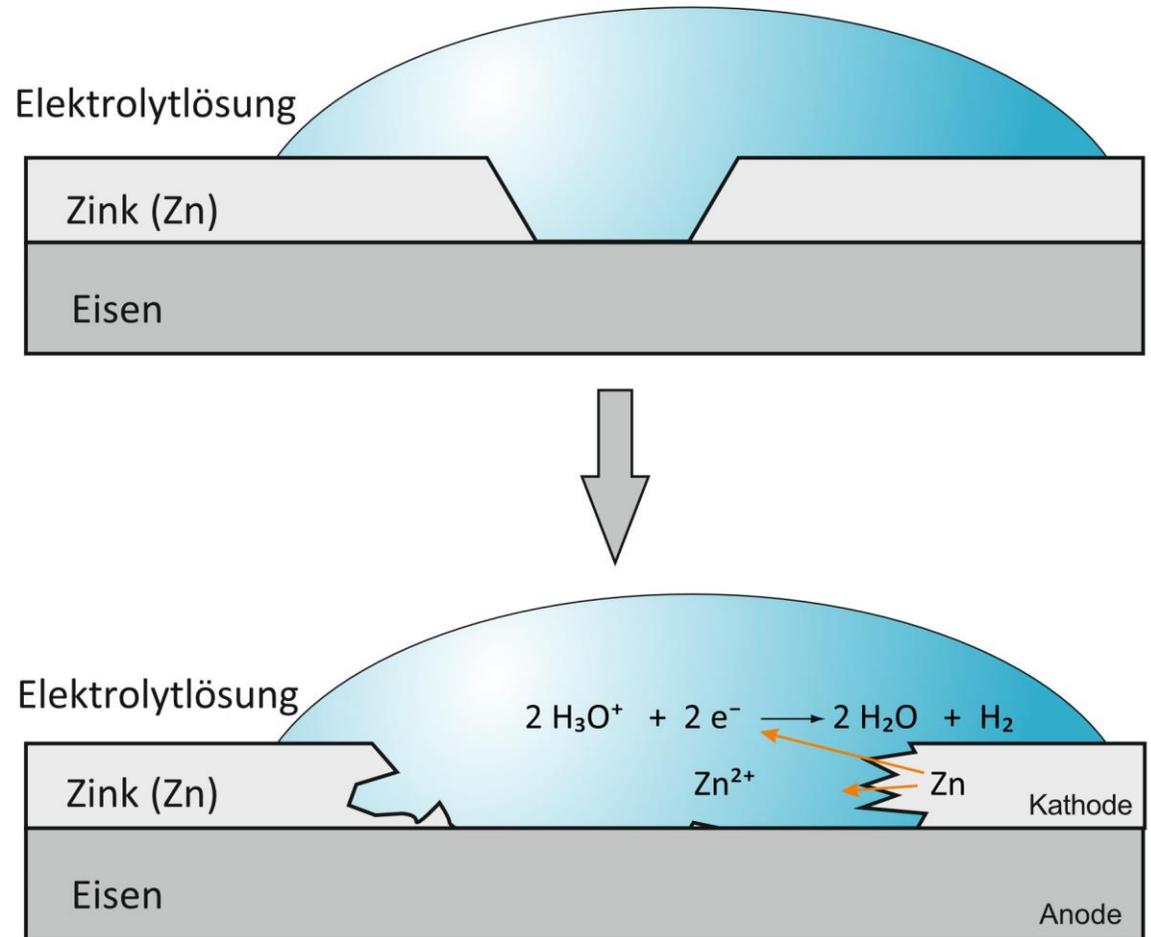
Anwendung: Verzinkte Bleche,



Durch die Beschädigung des Zn-Überzugs entsteht ein kurzgeschlossenes galvanisches Element.

Das unedle Metall (hier Zink) wird dabei anodisch oxidiert.

Opferanode: Eine Opferanode ist ein Block aus einem **elektrochemisch „unedlen“ Metall**. Sie ist elektrisch leitend mit den zu schützenden („edleren“) Metallen verbunden.



4. Ein saures Abwasser mit dem pH-Wert 1 enthält Blei(II)-Ionen, die bei diesem pH-Wert nicht elektrolytisch abgeschieden werden können. Berechnen Sie, ab welchem pH-Wert Blei(II)-Ionen unter Standardbedingungen abgeschieden werden können. Überspannungseffekte sollen nicht berücksichtigt werden.

Die Abscheidung von Wasserstoff ist möglich, sobald die Potentialdifferenz positiv ist, sobald also das Akzeptorpotential (H⁺/H₂-Halbzelle) größer ist als das Donatorpotential (Pb²⁺/Pb-Halbzelle):

$$\begin{aligned}
 U_H (\text{Akzeptor}) &> U_H (\text{Donator}) \\
 U_H^0 (\text{H}^+/\text{H}_2) + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c (\text{H}^+) &> U_H^0 (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) \\
 0 \text{ V} + 0,059 \text{ V} \cdot \lg c (\text{H}^+) &> -0,13 \text{ V} \\
 \lg c (\text{H}^+) &> -2,203 \\
 \text{pH} &< 2,2
 \end{aligned}$$

Blei-Ionen können unter Standardbedingungen nur bei pH-Werten >2,2 abgeschieden werden.

Nernstsche Gleichung

$$E = E^\theta + \frac{0,059}{n} \text{ V} \lg \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

E = gesuchtes Redoxpotential in Volt

E = Normalpotential in Volt

n = Anzahl der umgesetzten Elektronen

[Ox] = Konzentration oxidierte Produkte

[Red] = Konzentration reduzierte Produkte

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{F \cdot z} \ln \frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}$$

Nernst'sche Gleichung und pH-Wert

Für die Wasserstoff-Halbzelle:

$$\begin{aligned}
 E(\text{H}_2|\text{H}^+) &= 0,00 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} * \log \frac{(10^{-\text{pH}})^2}{1} \\
 &= 0,00 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{2} * 2 * (-\text{pH}) \\
 &= -0,059 \text{ V} * \text{pH}
 \end{aligned}$$

Für die Sauerstoff-Halbzelle:

$$\begin{aligned}
 E(\text{O}_2|\text{H}_2\text{O}) &= 1,229 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{4} * \log \frac{1}{(10^{-\text{pOH}})^2} \\
 &= 1,229 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{4} * \log \frac{1}{(10^{-(14-\text{pH})})^2} \\
 &= 1,229 \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{4} * (-2) * (\text{pH} - 14) \\
 &= 1,229 \text{ V} - \frac{0,059 \text{ V}}{2} * (\text{pH} - 14)
 \end{aligned}$$

5. Berechne die notwendige Energie, um bei der Chlor-Alkali-Elektrolyse (Zellspannung = 9V) 1m³ Wasserstoff zu gewinnen. Die Stromausbeute beträgt dabei 78%.

Lösung:

Anoden-Reaktion: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ (unwichtig für diese Aufgabe)

Kathode: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

$$\text{Faraday-Gesetz} \quad \frac{V}{V_m} = \frac{I \cdot t \cdot \eta}{z \cdot F} \quad \rightarrow \quad \frac{1000\text{l}}{22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}} = \frac{(I \cdot t) \cdot 0,78}{2 \cdot 96485 \frac{\text{As}}{\text{mol}}}$$

$$\rightarrow I \cdot t = 11\,044\,528 \text{ As}$$

$$E = W_{\text{el}} = P \cdot t, \quad P = U \cdot I$$

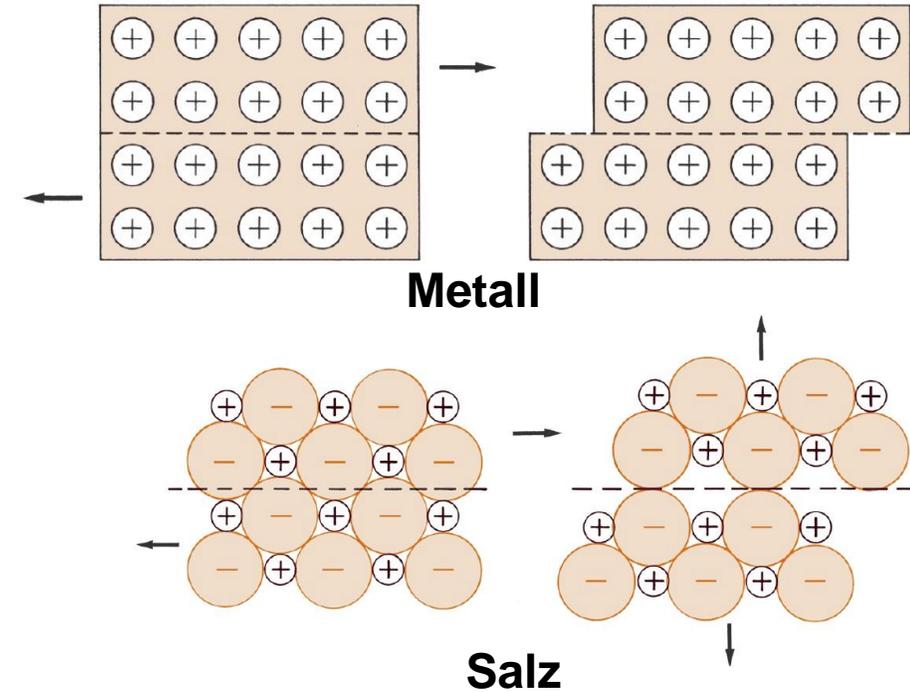
$$\rightarrow E = U \cdot I \cdot t$$

$$= 9\text{V} \cdot 11\,044\,528 \text{ As} = 99\,400\,755 \text{ Ws} = \underline{\underline{27,6 \text{ kWh}}}$$

6. Nennen Sie 4 typische Eigenschaften von Metallen?

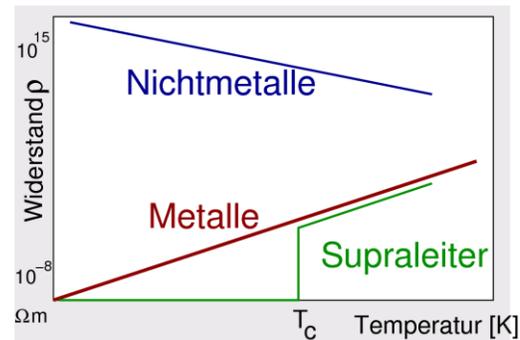
Lösung:

- Glanz
- elektr. Leitfähigkeit
- Wärmeleitfähigkeit
- Verformbarkeit



Material	$\lambda(\text{J s}^{-1} \text{m}^{-1} \text{K}^{-1})$
Diamant	2300
Kupfer	400
Aluminium	235
Duraluminium	170
Eisen (pur)	80
Stahl	50
Gusseisen	42-50
hoch legierte Stähle	15-80
Glas	1
Wasser	0.54
Holz	0.15
Luft	0.024
Argon	0.016
Vakuumdämmplatte	0.005

Wärmeleitfähigkeit



Elektrische Leitfähigkeit der Metalle bei 0 °C in 10^6 S m^{-1}

Li 11,8	Be 18											Al 40		
Na 23	Mg 25													
K 15,9	Ca 23	Sc 1,7	Ti 1,2	V 0,6	Cr 6,5	Mn 20	Fe 11,2	Co 16	Ni 16	Cu 65	Zn 18	Ga 2,2		
Rb 8,6	Sr 3,3	Y 1,4	Zr 2,4	Nb 4,4	Mo 23	Tc	Ru 8,5	Rh 22	Pd 10	Ag 66	Cd 15	In 12	Sn 10	Sb 2,8
Cs 5,6	Ba 1,7	La 1,7	Hf 3,4	Ta 7,2	W 20	Re 5,3	Os 11	Ir 20	Pt 10	Au 49	Hg 4,4	Tl 7,1	Pb 5,2	Bi 1

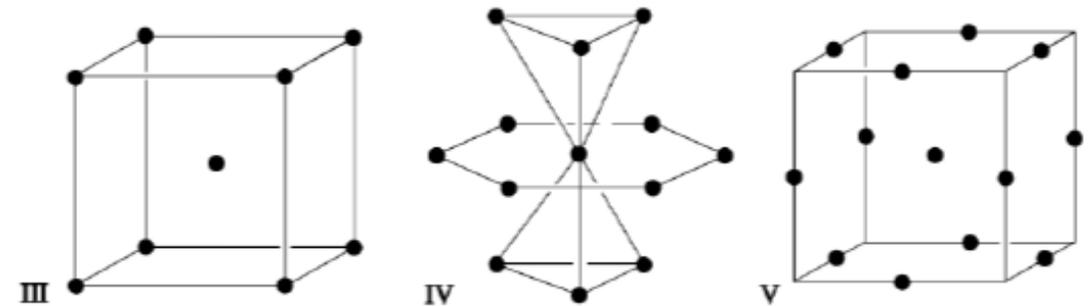
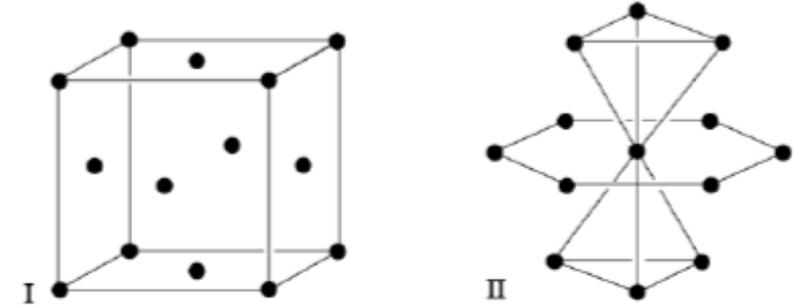
7. Etwa 80% der Metalle kristallisieren in einer der folgenden drei Gitterstrukturen: a) kubisch-dichteste Packung, b) kubisch-raumzentriertes Gitter und c) hexagonal-dichteste Packung. Ordnen Sie die fünf dargestellten Atomanordnungen den drei Strukturen zu und geben Sie die jeweiligen Koordinationszahlen an!

Lösung:

I, II, V: kdp, ccp, fcc

IV: hdp, hcp

III: kubisch innenzentriert, bcc, krz



8. Wie ist die Schichtabfolge bei der kubisch-dichtesten und bei der hexagonal-dichtesten Packung?

kdp: ABCABC

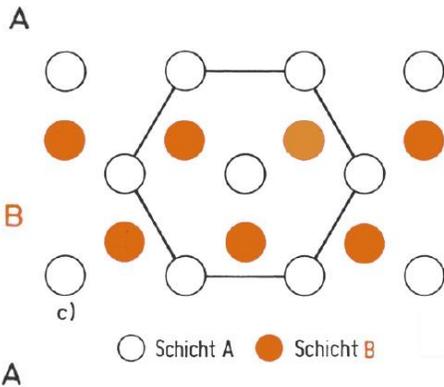
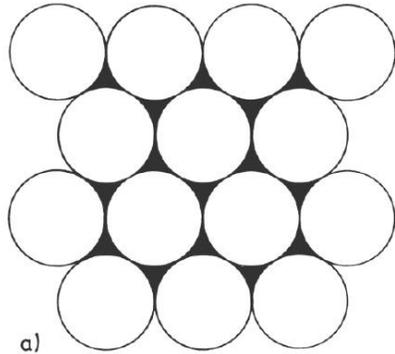
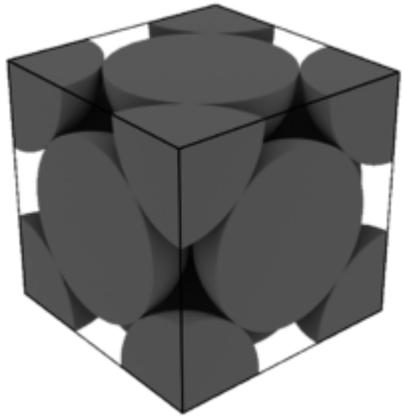
hdp: ABABAB

Dichteste Kugelpackungen

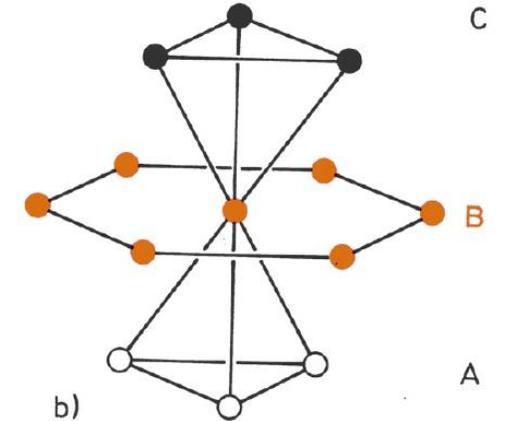
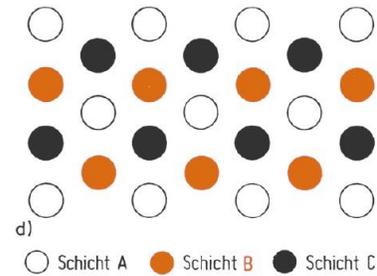
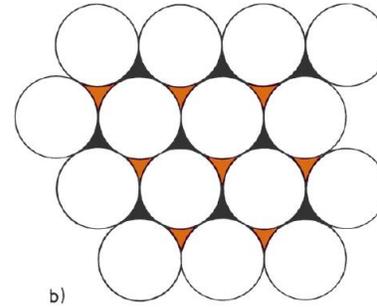
Hexagonal-dichteste Packung (hdp):
Schichtenfolge ABAB ...

74% Raumerfüllung

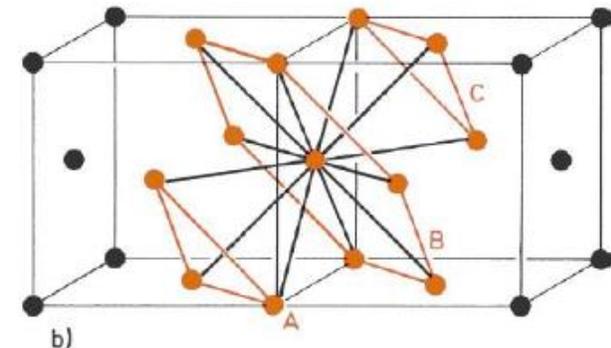
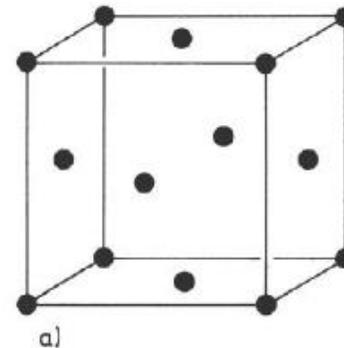
Kubisch-dichteste Packung (kdp):
Schichtenfolge ABCABC



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

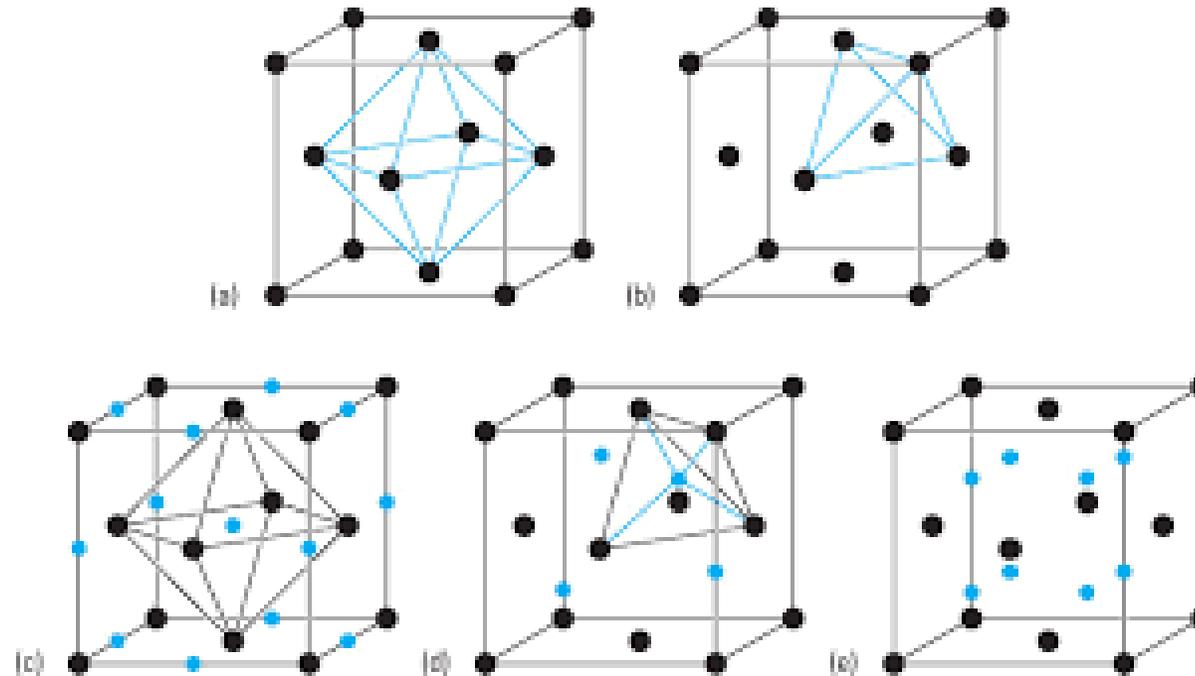


kdp:



9. Zeichnen Sie die Elementarzelle der kubisch-dichtesten Packung. Wie viele Atome enthält diese Elementarzelle? Wie viele Tetraederlücken und wie viele Oktaederlücken sind in der Elementarzelle vorhanden?

Lösung:
8 TL, 4 OL



10. Warum sind Metalle im Unterschied zu Ionenkristallen und Kristallen mit Atombindungen duktil?

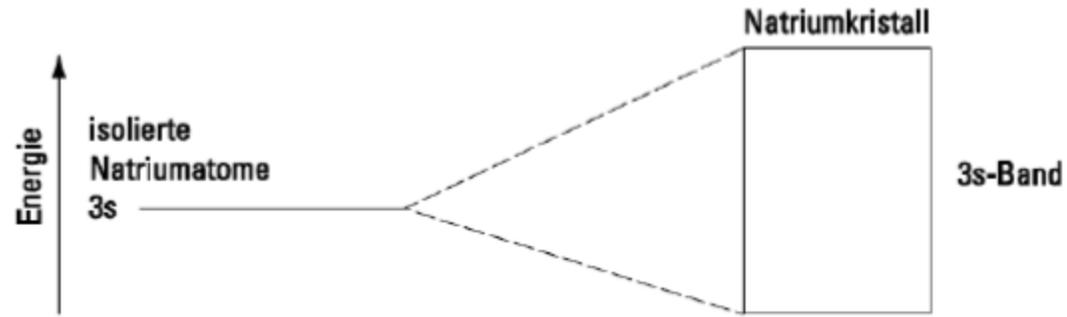
Keine Ladungsverschiebungen und dadurch Abstoßungen, nur Positionsverschiebungen der ungeladenen Atome bzw. Atomrümpfe.

Anorganische Experimentalchemie

12. Übung:

Metallbindung, Ionenbindung, Kristallgitter

1. Skizzieren Sie die Besetzung des 3s-Bandes eines Natriumkristalls:



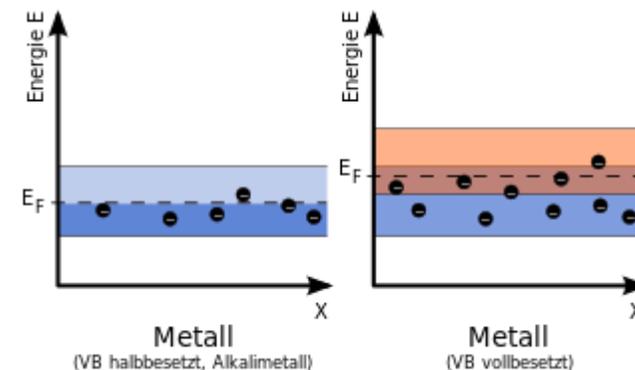
Lösung:

3s Band zur Hälfte gefüllt.

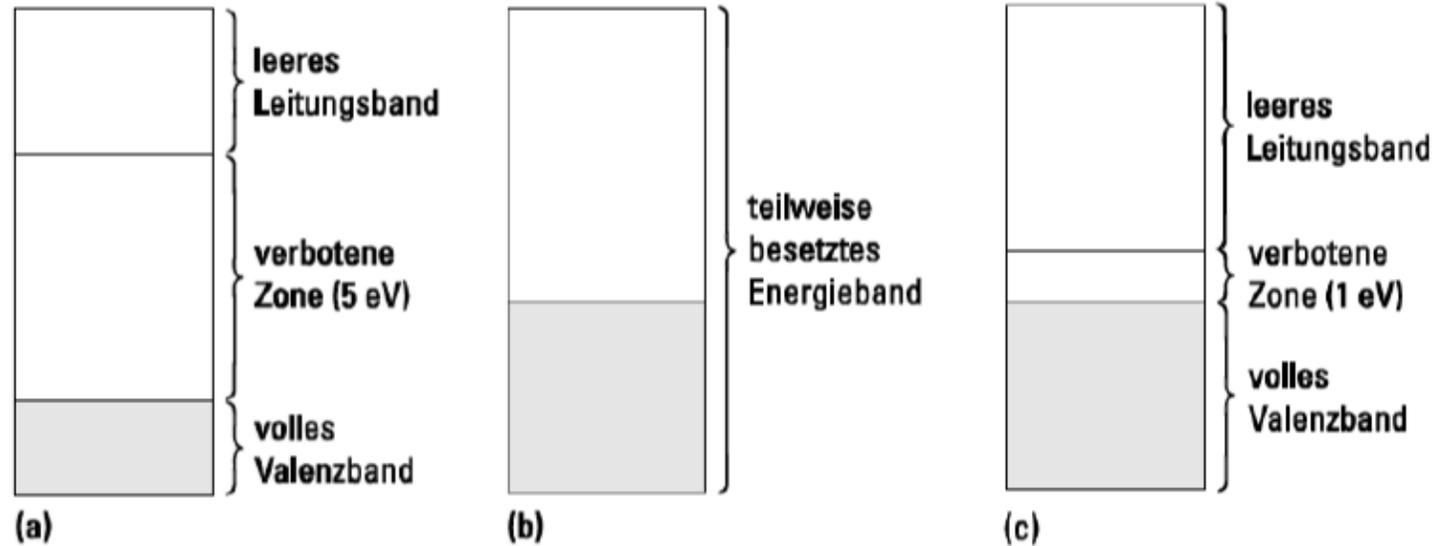
2. Im Gegensatz zu Natrium sollte in einem Magnesiumkristall das 3s-Band voll besetzt sein, da Magnesiumatome zwei s-Elektronen besitzen. Warum ist Magnesium trotzdem ein metallischer Leiter?

Lösung:

Überlappung Valenz und Leitungsband



3. Ordnen Sie die folgenden Bänderschemata den drei Stoffklassen **Metall, Isolator und Eigenhalbleiter** zu!



Lösung:

Isolator

Metall

Halbleiter

5. Silizium ist ein Eigenhalbleiter mit einer verbotenen Zone von 1.1 eV. Skizzieren Sie das Bänderschema für Silizium. Zeichnen Sie die auftretenden Ladungsträger ein.

Lösung:

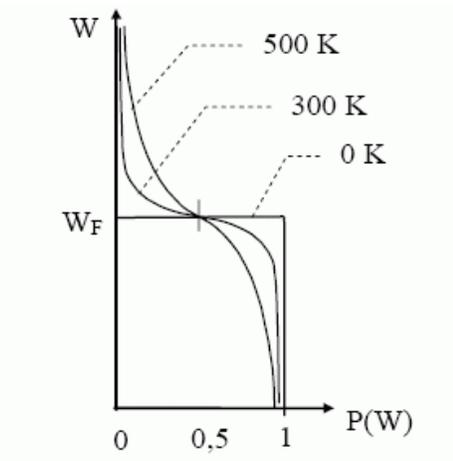
Siehe oben

4. Wie kann man bei Eigenhalbleitern die Leitfähigkeit bei Zimmertemperatur erklären? Warum nimmt im Gegensatz zu Metallen die Leitfähigkeit mit steigender Temperatur zu?

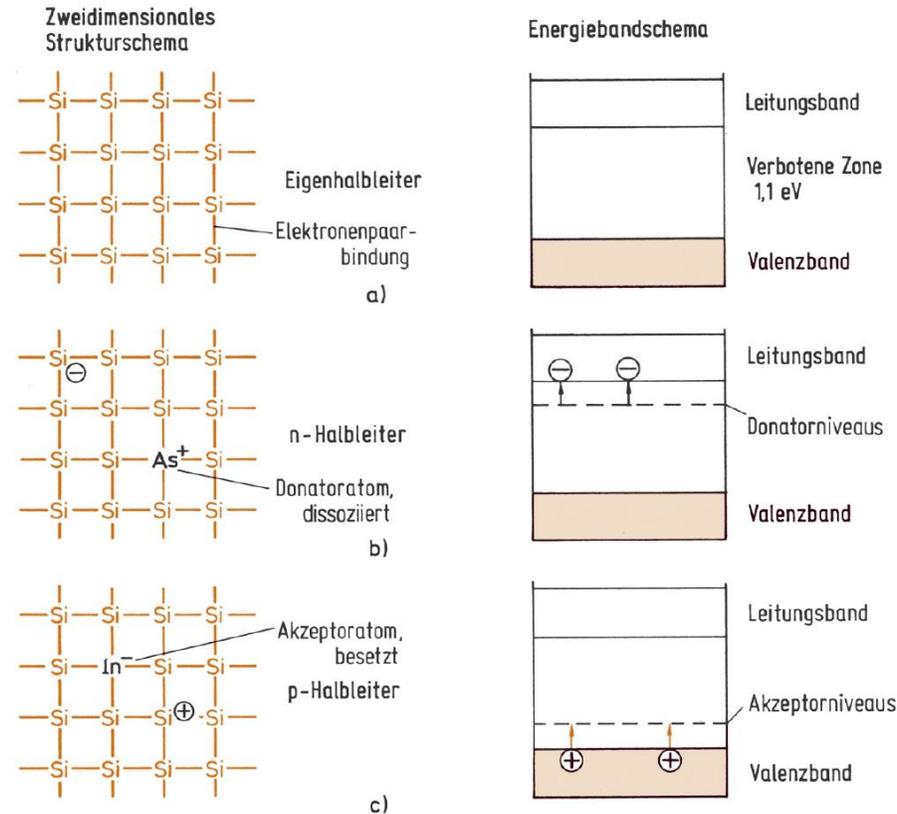
Lösung:

In einem Halbleiter ist das Valenzband bei 0 K vollständig mit Elektronen besetzt, während das Leitungsband leer ist. Bei Zimmertemperatur (ca. 300 K) haben einige Elektronen im Valenzband genügend thermische Energie, um die Bandlücke zu überwinden und ins Leitungsband zu gelangen. Dadurch entstehen **freie Elektronen** im Leitungsband und entsprechende **Löcher** im Valenzband, die beide zur elektrischen Leitfähigkeit beitragen.

Fermi-Dirac Verteilung



6. Substituiert man in einem Siliziumkristall einige Siliziumatome durch Arsenatome, so nimmt die Leitfähigkeit zu. Wie kann man die gegenüber reinem Silizium erhöhte Leitfähigkeit erklären? Zeichnen Sie das Energiebänderschema des mit Arsen dotierten Siliziums. Zeichnen Sie in das Schema die auftretenden Ladungsträger ein. Welcher Typ von Halbleiter (n-Halbleiter oder p-Halbleiter) entsteht dabei?



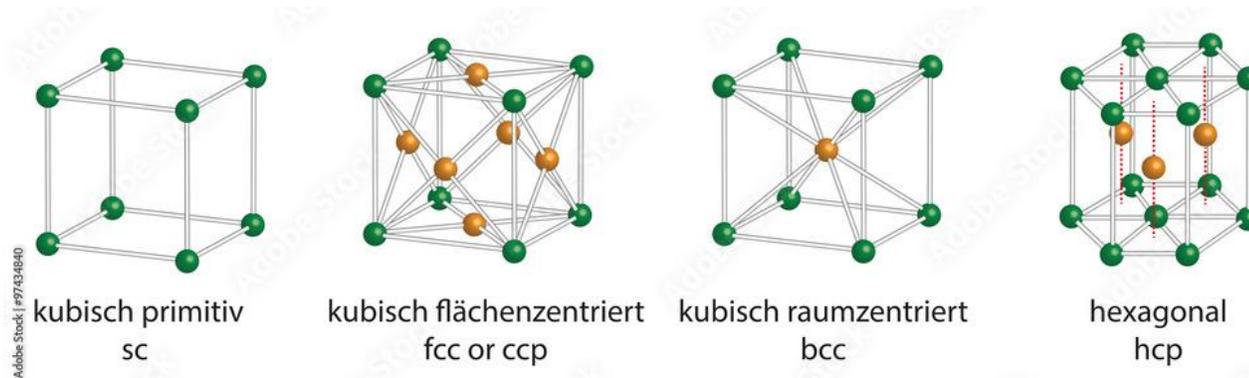
7. Welcher Typ von Halbleiter entsteht, wenn ein Siliziumkristall mit Indium dotiert wird. Wie kann in diesem die gegenüber reinem Silizium erhöhte Leitfähigkeit erklärt werden? Erklären Sie dies anhand des Bänderschemas des dotierten Halbleiters.

Lösung:
p- Halbleiter

8. Was versteht man unter einem Kristallgitter? Aus welchen Bausteinen kann ein Kristallgitter aufgebaut sein?

Lösung:

Ein Kristallgitter ist eine regelmäßige, dreidimensionale Anordnung von Atomen, Ionen oder Molekülen im Raum, die charakteristisch für kristalline Festkörper ist. Die räumliche Struktur wird durch Wiederholung einer grundlegenden Einheit, der Elementarzelle, gebildet.



9. Welche Bindungskräfte treten in Ionenkristallen auf? Sind diese Bindungskräfte gerichtet oder ungerichtet?

Lösung:

Coulomb Kräfte. Ungerichtet

10. Wie ist die Gitterenergie eines Ionenkristalls definiert?

Lösung:

Die Gitterenergie ist formal die Änderung der inneren Energie (U) bei der Dissoziation eines Mol Ionenkristall in seine gasförmigen Ionen:

$$U_{\text{Gitter}} = \Delta U = E_{\text{Ionenkristall}} - E_{\text{Einzelionen}}$$

Dabei ist die Gitterenergie per Konvention positiv, wenn man die Energiezufuhr betrachtet (endotherm, Zerlegung in gasförmige Ionen).

Beispiel:

Für Natriumchlorid (NaCl):



11. Auf welchem Wege kann die Gitterenergie eines Ionenkristalls berechnet werden? Skizzieren Sie dies am Beispiel eines NaCl-Kristalls. Nennen Sie dabei alle Teil-schritte und die dazugehörigen Energiegrößen.

Lösung:

Born-Haber-Kreisprozess

- 1. Sublimation des Natriums, Sublimationsenergie
- 2. Ionisierung des Natriums, Ionisierungsenergie
- 3. Dissoziation des Chlormoleküls, Dissoziationsenergie
- 4. Elektronenaffinität des Chlors,
- 5. Bildung des Ionenkristalls, Gitterenergie
- $\Delta H_f = \Delta H_{\text{subl}} + \Delta H_{\text{ion}} + \Delta H_{\text{diss}} + \Delta H_{\text{EA}} + U_{\text{Gitter}}$

12. Bei welchen Elementkombinationen ist die Bildung von Ionenkristallen energetisch besonders günstig und warum?

Lösung:

Alkali + Halogene

13. Welche Paare der folgenden Elemente bilden miteinander typische Ionen-verbindungen? C, O, F, Na, Si, Cl, Ca

Lösung:

Ca_2C , CaO , CaCl_2 , CaF_2 , Na_2O_2 , NaCl , NaF ,

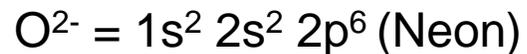
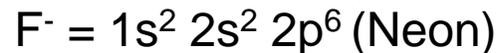
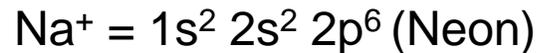
14. Welche Ionen treten in binären Ionenverbindungen auf, die sich aus zwei von den Elementen Na, Ca, F, O und Cl bilden?

Welche Elektronen-konfigurationen haben diese Ionen?

Welche Elemente sind mit diesen Ionen isoelektronisch?

Geben Sie die Formeln der Verbindungen an, die sich aus den genannten Ionen bilden.

Lösung:



15. Wie hängt die maximale a) positive und b) negative Ionenladung von Hauptgruppenelementen mit der Gruppennummer zusammen?

Lösung:

Metalle: Gruppennummer = maximale Oxidationszahl

Nichtmetalle: $8 - N = \text{maximal Negative Oxidationszahl}$

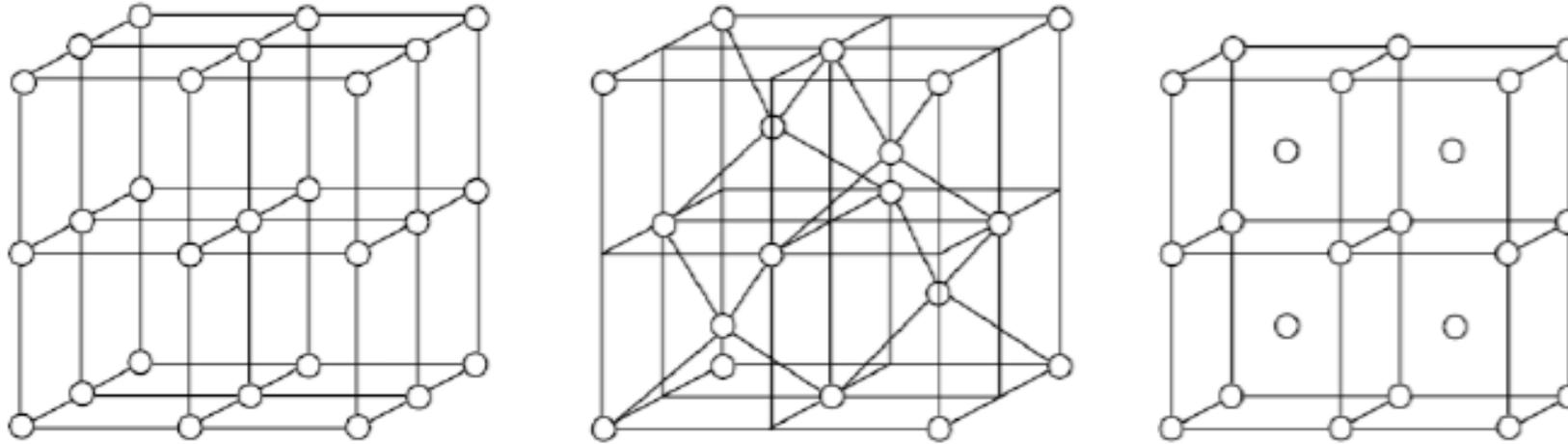
16. Was bedeutet in einem Ionengitter die Koordinationszahl?

Lösung:

Zahl der nächsten Nachbarn mit gleichem Abstand



17. In den folgenden Zeichnungen sind drei Gittertypen von AB-Ionenkristallen dargestellt:



- Markieren Sie in jedem Gitter die Anionen (A) und die Kationen (B).
- Welche Koordinationszahlen ergeben sich für die Ionen in den Gittern?
- Welche Koordinationspolyeder beobachtet man bei den Kationen und bei den Anionen?
- Um welche Gittertypen handelt es sich?

Lösung:

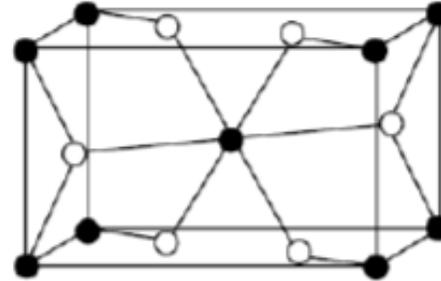
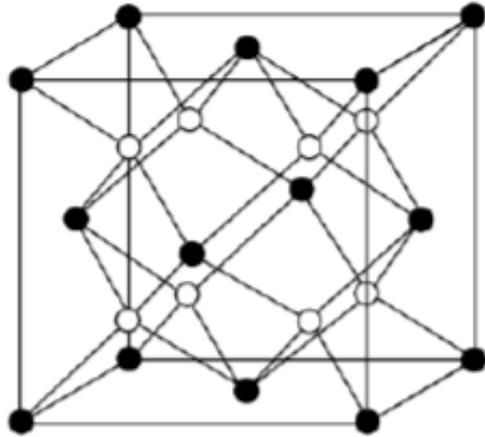
Links: NaCl Struktur, KZ = 6 Anion sind größer und besetzen daher die Eckpunkte

Mitte: CaF_2 - Struktur, KZ = 4 und 8

Rechts: CsCl-Struktur, KZ = 8, Cl auf den Ecken

18. Welche Koordinationszahlen und welche Koordinationspolyeder treten in den beiden unten dargestellten Gittertypen auf?

Nennen Sie jeweils eine Verbindung, die in diesen Gittertypen kristallisiert. Kennzeichnen Sie die entsprechenden Kationen- und Anionenpositionen.



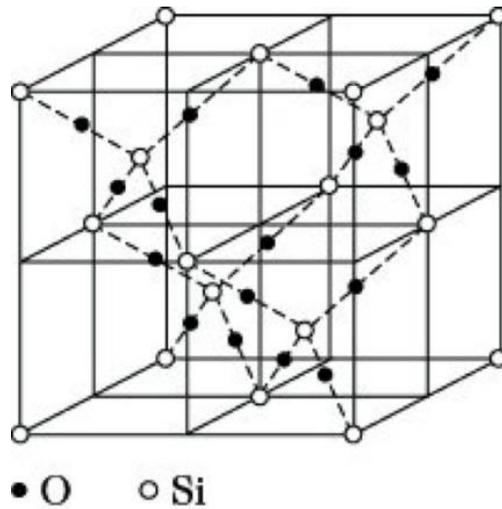
Lösung:

links: CaF₂ - Struktur, KZ = 4 und 8, F-Atome in den TL Lücken

rechts: Rutil-Struktur, zB TiO₂, KZ 3 und 6, Metall auf den Ecken

19. Zeichnen Sie die Elementarzelle von SiO_2 (β -Cristoballit). Kennzeichnen Sie die Positionen der Si- und der O-Atome. Welches Gitter bilden die Siliziumatome alleine? Welcher AB-Struktur entspricht dieses Gitter?

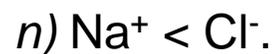
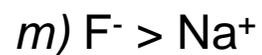
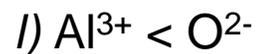
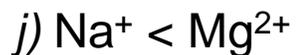
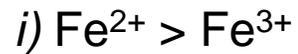
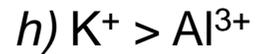
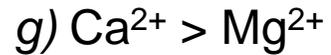
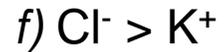
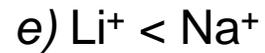
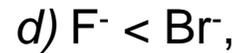
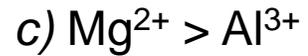
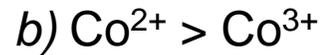
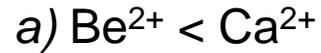
Lösung:



KZ: 2 und 4, Si machen kdp

20. Vergleichen Sie die Ionenradien folgender Ionenpaare unter Verwendung der Zeichen größer „>“ und kleiner „<“: a) Be^{2+} und Ca^{2+} , b) Co^{2+} und Co^{3+} , c) Mg^{2+} und Al^{3+} , d) F^- und Br^- , e) Li^+ und Na^+ , f) Cl^- und K^+ , g) Ca^{2+} und Mg^{2+} , h) K^+ und Al^{3+} , i) Fe^{2+} und Fe^{3+} , j) Na^+ und Mg^{2+} , k) Cl^- und I^- , l) Al^{3+} und O^{2-} , m) F^- und Na^+ , n) Na^+ und Cl^- .

Lösung:



21. Ist bei abnehmendem Radienquotienten (r_K/r_A) eine größere oder eine kleinere Koordinationszahl für das Kation zu erwarten? Begründen Sie Ihre Antwort.

Lösung:

Bei abnehmendem Radienquotienten (r_K/r_A) (Verhältnis von Kationenradius r_K zum Anionenradius r_A) ist eine kleinere Koordinationszahl für das Kation zu erwarten.

Wenn r_K/r_A groß ist (relativ großes Kation im Vergleich zum Anion), können sich mehr Anionen um das Kation lagern, da das Kation groß genug ist, um stabil von mehreren Anionen umgeben zu werden. Dies führt zu einer größeren Koordinationszahl.

KZ = 8 (kubisch): $r_K/r_A \geq 0,732$

KZ = 6 (oktaedrisch): $0,414 \leq r_K/r_A$

KZ = 4 (tetraedrisch): $0,225 \leq r_K/r_A$

KZ = 3 (triagonal): $r_K/r_A < 0,225$

Anorganische Experimentalchemie

13. Übung:

Ionische Verbindungen, Salze

1. Berechnen Sie die Gitterenergie von CaO aus folgenden Angaben:

Lösung: Um die Gitterenergie von Calciumoxid (CaO) zu berechnen, verwenden wir den Born-Haber-Kreisprozess, der ähnlich wie bei CsCl strukturiert ist.

- Sublimation von festem Calcium zu gasförmigem Ca.
- Erste Ionisierung von gasförmigem Ca zu Ca⁺.
- Zweite Ionisierung von Ca⁺ zu Ca²⁺.
- Dissoziation von O₂ zu 2 O-Atomen.
- Zugabe eines Elektrons zu einem O-Atom, um ein O⁻-Ion zu bilden.
- Zugabe eines zweiten Elektrons zu einem O-Atom, um ein O²⁻-Ion zu bilden.
- Bildung von festem CaO aus Ca²⁺ und O²⁻.

- **Bildungsenthalpie von CaO: -636 kJ/mol**
- **Sublimationsenthalpie von Ca: +192 kJ/mol**
- **1. Ionisierungsenergie von Ca: 590 kJ/mol**
- **2. Ionisierungsenergie von Ca: 1145 kJ/mol**
- **Dissoziationsenergie von O₂: 494 kJ/mol**
- **1. Elektronenaffinität von O: -141 kJ/mol**
- **2. Elektronenaffinität von O: +845 kJ/mol**

Die Gitterenergie ist dann die Differenz zwischen der Summe dieser Energien und der Bildungsenthalpie von CaO.

- Dissoziationsenergie von O₂: +494 kJ/mol (für ein Mol O₂, um zwei Mol O-Atome zu erzeugen, daher wird dieser Wert halbiert) = 247 kJ

$$\Delta H_{\text{Gitter}} = \Delta H_{\text{Bildung}} - \Delta H_{\text{Sublimation}} - \Delta H_{\text{Ionisierung1}} - \Delta H_{\text{Ionisierung2}} - \frac{1}{2} \Delta H_{\text{Dissoziation}} - \Delta H_{\text{EA1}} - \Delta H_{\text{EA2}} =$$

$$\Delta H_{\text{Gitter}} = -636 - 192 - 590 - 1145 - 247 + 141 - 845 = \underline{\underline{-3514 \text{ kJ/mol}}}$$

2. Für welche der folgenden Verbindungen in den folgenden Paaren ist die höhere Gitterenergie zu erwarten? Die beiden Verbindungen haben jeweils den gleichen Gittertyp.

- a) CaS oder RbF
- b) RbF oder RbI
- c) CsI oder CaO
- d) NaI oder SrSe
- e) MgI₂ oder Na₂O

Lösung:

Coulomb Energie hängt v.a. von der Ladung und Größe ab.

- a) CaS (höhere Ladung)
- b) RbF (kleineres Anion)
- c) CaO (höhere Ladung)
- d) SrSe (höhere Ladung)
- e) Na₂O (kleineres Anion)

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

Born-Landé equation used to calculate the lattice energy (U)

$$U = \frac{N_0 A Z^+ Z^- e^2}{4\pi\epsilon_0 r_0} \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

N_0 = Avogadro's constant 6.023×10^{23}
 A = Madelung constant (NaCl-1.74756, CsCl-1.76267)
 Z^+/Z^- = Charges on cation & anion
 ϵ_0 = vacuum permittivity- $8.85 \times 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ m}^{-1} \text{ J}^{-1}$
 e = fundamental charge- $1.602176634 \times 10^{-19} \text{ C}$
 r_0 = equilibrium interionic distance in m
 n = Born exponent- compr

3. Nennen Sie 4 Eigenschaften von Salzen.

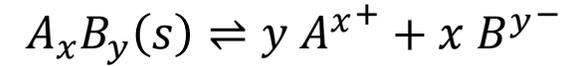
Lösung:

u.a.

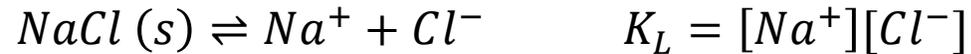
- a) Bestehen hauptsächlich aus Ionischen Bindungen
- b) Meist hoher Schmelz und Siedepunkt
- c) Schmelze leitet den elektrischen Strom
- d) Oft Wasserlöslich
- e) Oft farblos
- f) Meist hart und spröde
- g) Salze bilden kristalline Feststoffe
- h) Schmecken meist salzig

Löslichkeitsprodukt

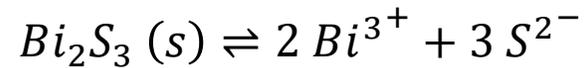
- Gleichgewicht zwischen Feststoff und hydratisierten Ionen
- Aufstellen des MWG
- Konz. des Feststoffs kann als konstant angenommen werden



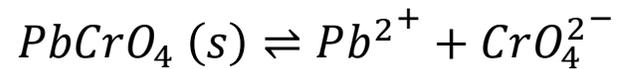
$$K_L = \frac{[A^{x+}]^y [B^{y-}]^x}{[A_x B_y]} = [A^{x+}]^y [B^{y-}]^x$$



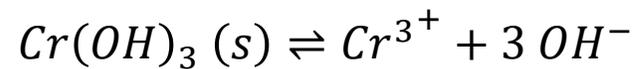
4. Formulieren Sie das Löslichkeitsprodukt für:



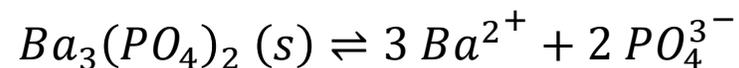
$$K_L = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$



$$K_L = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}]$$

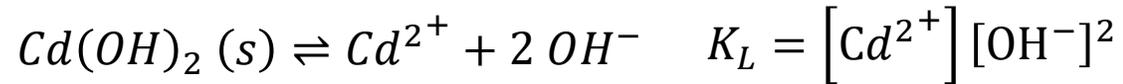


$$K_L = [\text{Cr}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$$



$$K_L = [\text{Ba}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

5. Bei 25 °C lösen sich $1.7 \cdot 10^{-5}$ mol/L $\text{Cd}(\text{OH})_2$. Wie groß ist das Löslichkeitsprodukt?



$$[\text{Cd}^{2+}] = 1.7 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Cd}^{2+}]$$

$$K_L = (1.7 \cdot 10^{-5}) \times (2 \times 1.7 \cdot 10^{-5})^2 = 1.97 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

6. Bei 25 °C lösen sich $5.2 \cdot 10^{-6}$ mol/L $\text{Ce}(\text{OH})_3$. Wie groß ist das Löslichkeitsprodukt?



$$[\text{Ce}^{3+}] = 5.2 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 3 \cdot [\text{Ce}^{3+}] = 3 \times 5.2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$K_L = 5.2 \cdot 10^{-6} \times (3 \times 5.2 \cdot 10^{-6})^3 = 1.97 \cdot 10^{-20} \text{ mol}^4/\text{L}^4$$

7. Berechnen Sie mit Hilfe des Löslichkeitsproduktes jeweils ob

a) Ag_2CO_3 oder CuCO_3

b) Ag_2S oder CuS

besser löslich ist. Löslichkeitsprodukte:

Ag_2CO_3 $8.2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$; CuCO_3 $2.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$;

Ag_2S $5.5 \cdot 10^{-51} \text{ mol}^3/\text{L}^3$; CuS $8 \cdot 10^{-37} \text{ mol}^2/\text{L}^2$

Lösung:

a)

$$c^2(\text{Ag}^+) \times c(\text{CO}_3^{2-}) = 8.2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$c^2(2 \text{ CO}_3^{2-}) \times c(\text{CO}_3^{2-}) = 8.2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$4 c^3(\text{CO}_3^{2-}) = 8.2 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$c(\text{CO}_3^{2-}) = \sqrt[3]{(8.2 \cdot 10^{-12}/4)} = 1.27 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) \times c(\text{CO}_3^{2-}) = 2.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) \times c(\text{Cu}^{2+}) = 2.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c^2(\text{Cu}^{2+}) = 2.5 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) = \sqrt{(2.5 \cdot 10^{-10})} = 1.58 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Löslichkeit $\text{Ag}_2\text{CO}_3 > \text{CuCO}_3$

b)

$$c^2(\text{Ag}^+) \cdot c(\text{S}^{2-}) = 5.5 \cdot 10^{-51} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$c^2(2 \text{ S}^{2-}) \cdot c(\text{S}^{2-}) = 5.5 \cdot 10^{-51} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$4 c^3(\text{S}^{2-}) = 5.5 \cdot 10^{-51} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

$$c(\text{S}^{2-}) = \sqrt[3]{(5.5 \cdot 10^{-51}/4)} = 1.11 \cdot 10^{-17} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) \cdot c(\text{S}^{2-}) = 8 \cdot 10^{-37} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) \cdot c(\text{Cu}^{2+}) = 8 \cdot 10^{-37} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c^2(\text{Cu}^{2+}) = 8 \cdot 10^{-37} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c(\text{Cu}^{2+}) = \sqrt{(8 \cdot 10^{-37})} = 8.94 \cdot 10^{-19} \text{ mol/l}$$

Löslichkeit $\text{Ag}_2\text{S} > \text{CuS}$

8. Wie groß ist die Löslichkeit von Calciumfluorid ($K_L = 4 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3$)

a. in Wasser?

b. in 0.1 M Calciumchlorid-Lösung?

c. in 0.1 M Natriumfluorid-Lösung?

Lösung:

a) in Wasser



$$K_L = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = c \cdot (2c)^2 = 4c^3$$

$$\begin{array}{l} 2 [\text{Ca}^{2+}] = [\text{F}^-] \\ c \qquad \quad 2c \end{array}$$

$$c = \sqrt[3]{\frac{K_L}{4}} = 2,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

b) in 0,1 M CaCl_2 – Lösung

c ist sehr klein im Vergleich zu 0,1 M daher vernachlässigen

$$K_L = ([\text{Ca}^{2+}] + 0,1 \text{ M/L}) \cdot [\text{F}^-]^2 = 0,1 \text{ mol/L} \cdot (2c)^2$$

$$c = \sqrt{\frac{K_L}{4 \cdot 0,1}} = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

c) in 0,1 M NaF – Lösung

c ist sehr klein im Vergleich zu 0,1 M daher vernachlässigen

$$K_L = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = c \cdot 0,01 \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$c = K_L / 0,01 \text{ mol}^2/\text{L}^2 = 4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

9. Das Löslichkeitsprodukt von $\text{Pb}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ beträgt $10^{-18} \text{ mol}^3/\text{L}^3$. Wie viel mg $\text{Pb}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ lösen sich in 1 L Wasser?

($M(\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}) = 211.8 \text{ g/mol}$, $M(\text{Pb}^{2+}) = 207.2 \text{ g/mol}$)

Lösung:



$$[\text{Pb}^{2+}] = 2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$$

$$K_L = \frac{[\text{Pb}^{2+}]^2 \cdot [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}}{2c \cdot c} = (2c)^2 \cdot c$$

$$c = \sqrt[3]{\frac{K_L}{4}} = 6,29 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$M(\text{Pb}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = 626,2 \text{ g/mol}$$

$$c = n / V; \quad n = m / M \quad m = n \cdot M = c \cdot V \cdot M$$

$$m = 6,29 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} \cdot 626,2 \text{ g/mol} = 3,94 \cdot 10^{-4} \text{ g} \quad (\text{ca. } 0,4 \text{ mg})$$

Lösungsenthalpie

- Wärmemenge: $Q = m \cdot c_w \cdot \Delta T$
- Lösungsenthalpie: $H_{Lsg} = \frac{-Q}{n}$
- c_w = spezifische Wärmekapazität des Lösungsmittels

10. Berechnen sie die Lösungswärme (= Lösungsenthalpie) von NH_4Cl , wenn sich die Temperatur von 100 mL Wasser beim Auflösen von 20 g NH_4Cl um 12 °C erniedrigt. Die Wärmekapazität von Wasser beträgt 4.18 J/g*K. Geben sie außerdem an ob es sich hierbei um eine endotherme oder exotherme Reaktion handelt.

Lösung:

$$\text{Lösungsenthalpie: } \Delta H_L = -\frac{\Delta Q}{n}$$

$$\text{Wärmemenge: } \Delta Q = m c \Delta T$$

c = Wärmekapazität

$$m = 100 \text{ g}$$

$$c(\text{H}_2\text{O}) = 4,18 \text{ J/gK}$$

$$\Delta T = -12\text{K} \rightarrow \text{Wasser gibt Energie ab}$$

$$\Delta Q = m c \Delta T = 100\text{g} \cdot 4,18 \text{ J/gK} \cdot (-12\text{K}) = -5016 \text{ J}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = m/M = 20 \text{ g} / 53,49 \text{ g/mol} = 0,37 \text{ mol}$$

$$\Delta H_L = -\frac{\Delta Q}{n} = -\frac{-5016 \text{ J}}{0,37 \text{ mol}} = 13,5 \text{ kJ/mol}$$

11. Wenn 100 mL 2 M HCl mit 100 mL 2 M NaOH neutralisiert werden, steigt die Temperatur der Lösung um 12 °C an. Berechnen sie die Neutralisationswärme in kJ/mol. Die Wärmekapazität von Wasser beträgt 4.18 J/g*K.

Annahme: Einfluss von HCl und NaOH auf die Dichte von Wasser wird vernachlässigt → $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ gmL}^{-1}$

$$m = 200 \text{ g}, c_w = 4.18 \text{ Jg}^{-1}\text{K}^{-1}, \Delta T = 12\text{K}$$

$$Q = 200 \text{ g} \cdot 4.18 \text{ Jg}^{-1}\text{K}^{-1} \cdot (12 \text{ K}) = 10.08 \text{ kJ}$$

$$n = n(\text{HCl}) + n(\text{NaOH}) = 2 \cdot c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 2 \cdot 2 \text{ molL}^{-1} \cdot 100 \text{ mL} = 0.4 \text{ mol}$$

$$H_{Lsg} = \frac{-Q}{n} = \frac{10.08 \text{ kJ}}{0.4 \text{ mol}} = -25.2 \text{ kJmol}^{-1}$$

Anorganische Experimentalchemie

13. Übung:

Stoffchemie Nichtmetalle

1. Welche der folgenden Verbindungen kann nicht gebildet werden und warum?



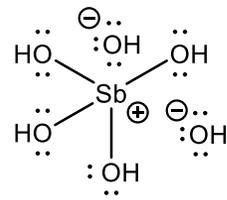
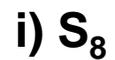
Lösungen:

NCl_5 , OF_6 und BF_5

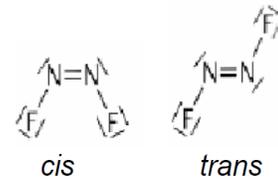
Grund: Die Oktettregel darf bei der zweiten Periode nicht verletzt werden.

2. Zeichnen Sie die Konstitutionsformeln der Moleküle

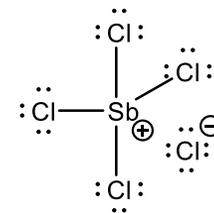
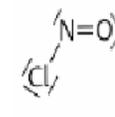
(bzw. Ionen) für:



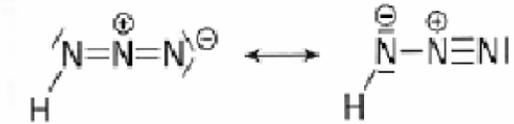
c) zwei Isomere möglich;



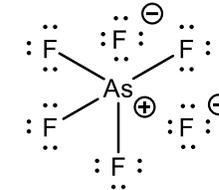
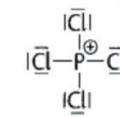
d)



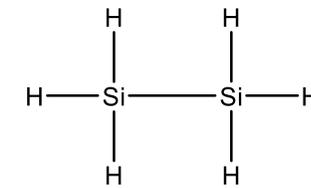
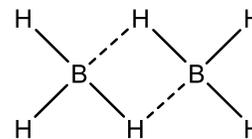
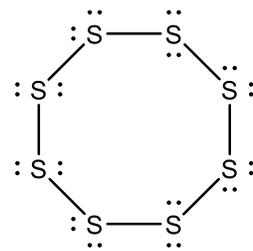
b)



e)



Lösung:



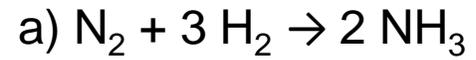
3. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von Stickstoff mit:

a) H₂

b) Mg

c) O₂ (bei Funkenentladung)

Lösung:



4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von Sauerstoff mit:

a) NH_3

b) NO

c) Phosphor

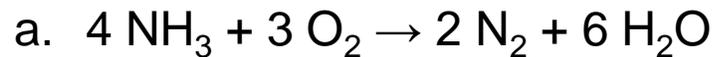
d) PH_3

e) Arsen

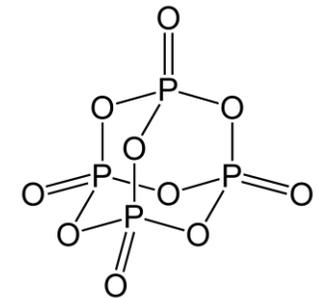
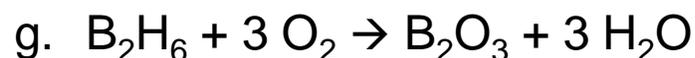
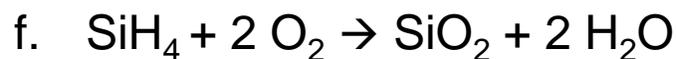
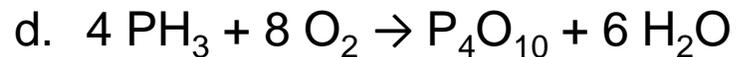
f) SiH_4

g) B_2H_6

Lösung:



bzw. bei Sauerstoffüberschuss $2 \text{NH}_3 + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO} + 3 \text{H}_2\text{O}$



Phosphorpentaoxid (P_4O_{10})
hier Oktett überschritten.
Besser mit Formalladungen zeichnen

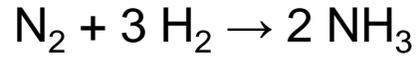
5. Geben Sie ein Beispielmolekül für alle ganzzahligen Oxidationsstufen des Stickstoffs und benennen Sie die Moleküle.

Oxidationsstufe	Beispiel
- 3	Ammoniak
- 2	Hydrazin
- 1	Hydroxylamin
0	Distickstoff
+ 1	"Lachgas"
+ 2	Stickstoffmonoxid
+ 3	Salpetrige Säure
+ 4	Stickstoffdioxid
+ 5	Salpetersäure

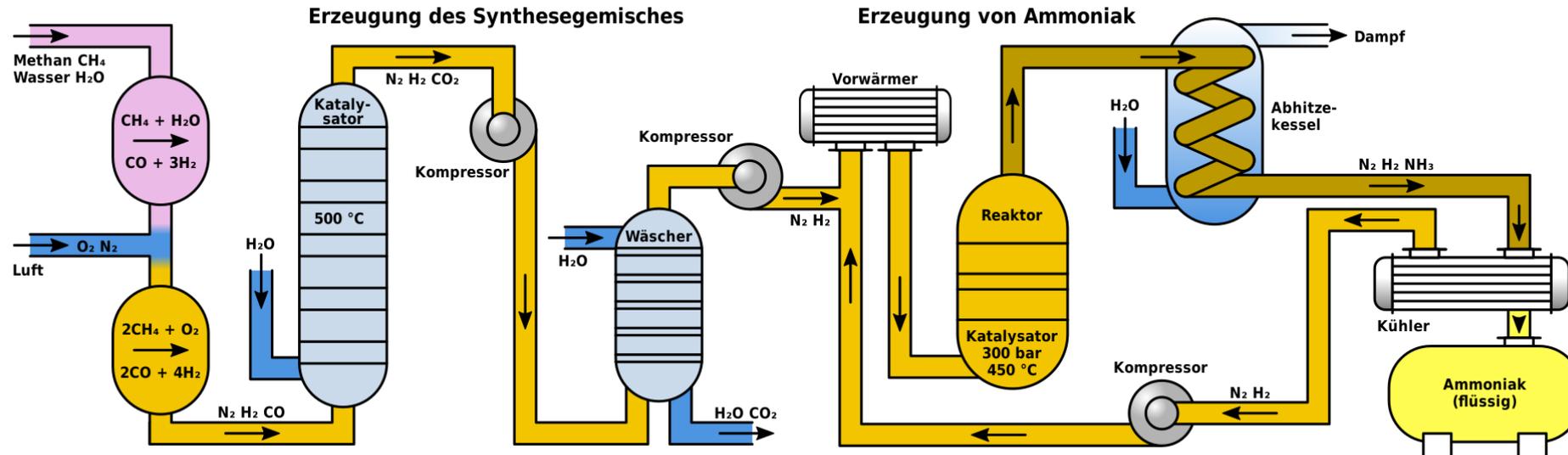
6. Nennen Sie das großtechnische Verfahren für die Herstellung von Ammoniak und geben Sie die Reaktionsgleichung an. Begründen Sie, welchen Einfluss Druck und Temperatur auf diese Reaktion haben.

Lösung:

Haber-Bosch-Verfahren

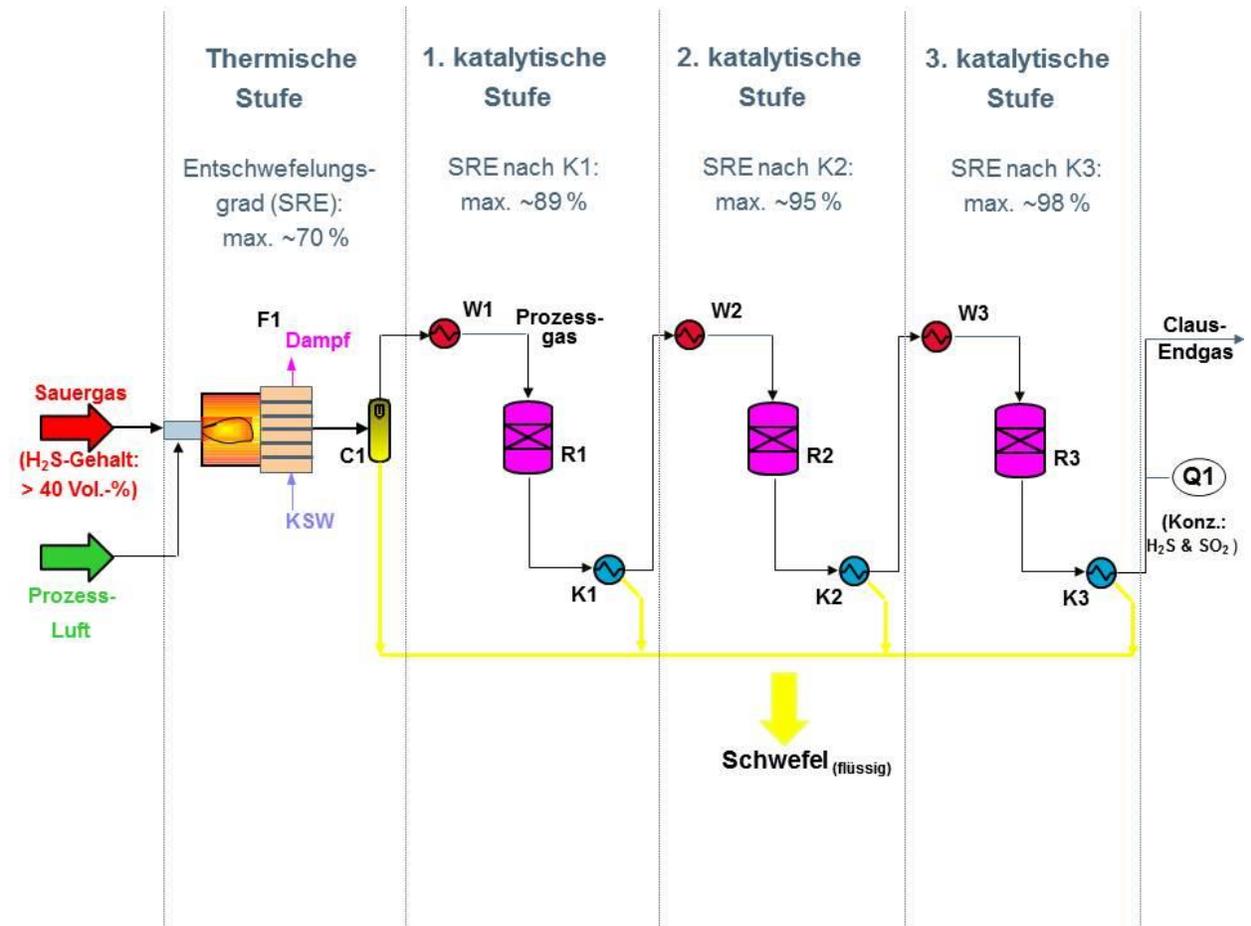
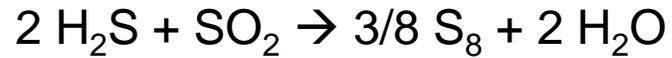
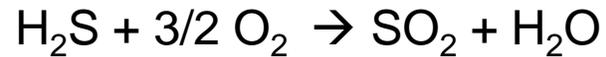


- *Druckerhöhung:* Verschiebung des Gleichgewichts zugunsten von NH_3 , Grund: weniger Teilchen (Prinzip von Le-Chatelier)
- *Temperaturerhöhung:* Verschiebung des Gleichgewichts zu den Ausgangsstoffen, Grund: exotherme Reaktion



7. Schreiben Sie die 2 Reaktionsgleichungen des Claus-Prozesses zur Herstellung von elementarem Schwefel aus Schwefelwasserstoff.

Lösung:



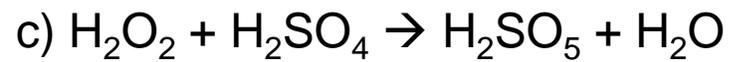
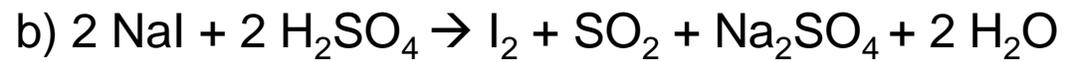
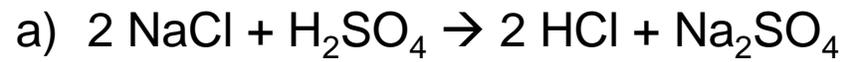
8. Schreiben Sie die 3 Reaktionsgleichungen der Reaktionen konzentrierter Schwefelsäure mit

a) NaCl

b) NaI

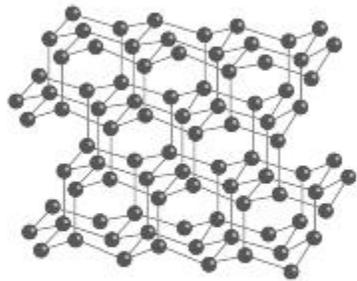
c) H₂O₂

Lösung:

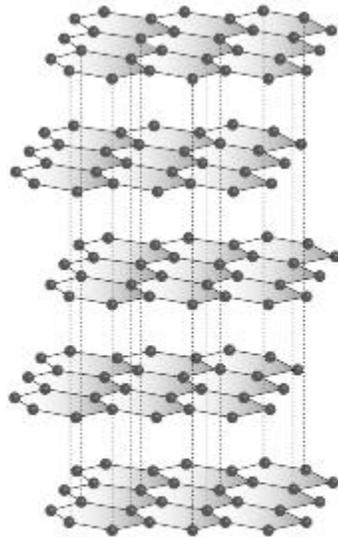


9. Kohlenstoff tritt in verschiedenen allotropen Formen auf, darunter Diamant, Graphit und Fulleren.

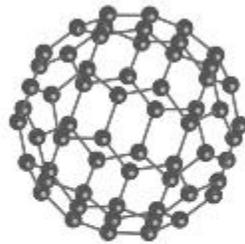
- Beschreiben Sie die kristalline Struktur und Bindungseigenschaften von Diamant und Graphit.
- Erklären Sie, warum Graphit elektrisch leitend ist, Diamant jedoch nicht.
- Nennen Sie eine weitere Kohlenstoffmodifikation und skizzieren Sie deren Bedeutung in der modernen Materialforschung.



Diamant
kubisch flächenzentrierter
Kristall



Graphit
hexagonaler Kristall
Schichtabstand : 335 pm



Fulleren
Durchmesser von C₆₀: 700 pm

Graphit ist innerhalb der Schichten leitfähig, weil seine aromatische Struktur delokalisierte Elektronen enthält, die sich innerhalb dieser Schichten frei bewegen können.

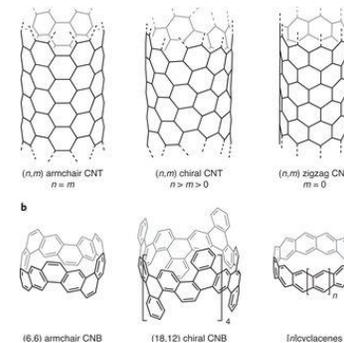
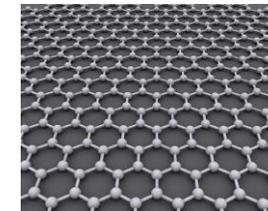
Kohlenstoffnanoröhren, (CNT)

z.B. für Transistoren, Nanoröhrenspeicher, Kunststoffverbesserung

Graphen

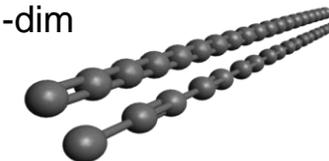
Extreme Zugfestigkeit

Zugang zu Graphenoxid (gasdicht außer H₂O)



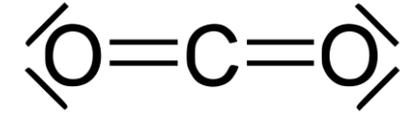
Carbin

1-dim



10. Was sind die größten Unterschiede von SiO_2 und CO_2 in Bezug auf Ihre physikalischen und chemischen Eigenschaften

CO_2 :



- Molekulare Struktur: Linear aufgebautes Molekül ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$)
- Aggregatzustand: Gasförmig bei Raumtemperatur.
- Intermolekulare Wechselwirkungen: Schwache Van-der-Waals-Kräfte, daher niedriger Siedepunkt ($-78,5^\circ\text{C}$)
- Besteht aus Doppelbindungen zwischen Kohlenstoff und Sauerstoff.
- Relativ reaktionsträge unter normalen Bedingungen.
- Reagiert mit Wasser nur in geringem Umfang, wobei geringe Mengen Kohlensäure
- Geringe Dichte im gasförmigen Zustand ($\approx 1,98 \text{ g/L}$) bei Raumtemperatur und Normaldruck)

SiO_2

- Struktur: Netzwerkstruktur (kristallines Gitter), in der jedes Siliciumatom kovalent mit vier Sauerstoffatomen verbunden ist.
- Aggregatzustand: Feststoff bei Raumtemperatur.
- Starke kovalente Bindungen im Netzwerk sorgen für einen hohen Schmelzpunkt (ca. 1710°C)
- Netzwerk aus starken Einfachbindungen zwischen Silicium und Sauerstoff.
- Sehr chemisch stabil und schwer löslich in Wasser.
- Kann unter extremen Bedingungen mit Flusssäure reagieren \rightarrow Bildung von SiF_4
- Hohe Dichte als Feststoff ($\approx 2,65 \text{ g/cm}^3$) in der Quarzform).

