

# 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](mailto:jstch@cup.uni-muenchen.de), D3.076
- LA, Pharma: Dr. Magdalena Rusan, [march@cup.uni-muenchen.de](mailto: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

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

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?

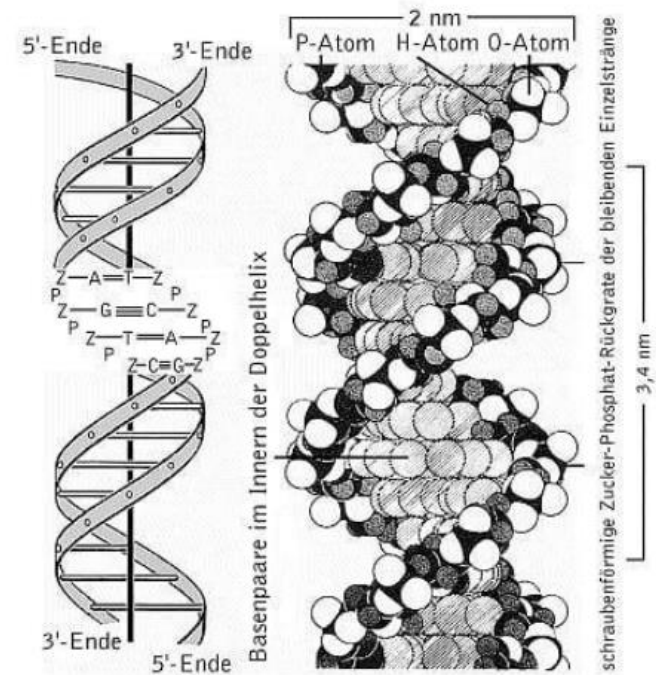
### Lösung:

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

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	$\mu$
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.

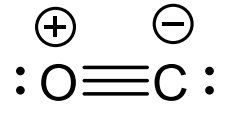
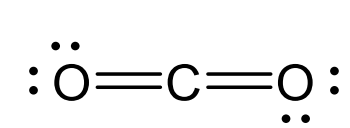
Die Länge der DNA aller Menschen auf der Welt (ca. 7,6 Mrd. im Jahr 2018) kombiniert ergäbe etwa 121 Mill. Lichtjahre, was fast dem Durchmesser des Virgo-Superhaufens (150 bis 200 Mill. Lichtjahre) entspricht.

4. Welcher Masse entspricht 1,5 mol CO<sub>2</sub> 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

Elementsymbol

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 CO<sub>2</sub> 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](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:**

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

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

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

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

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

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

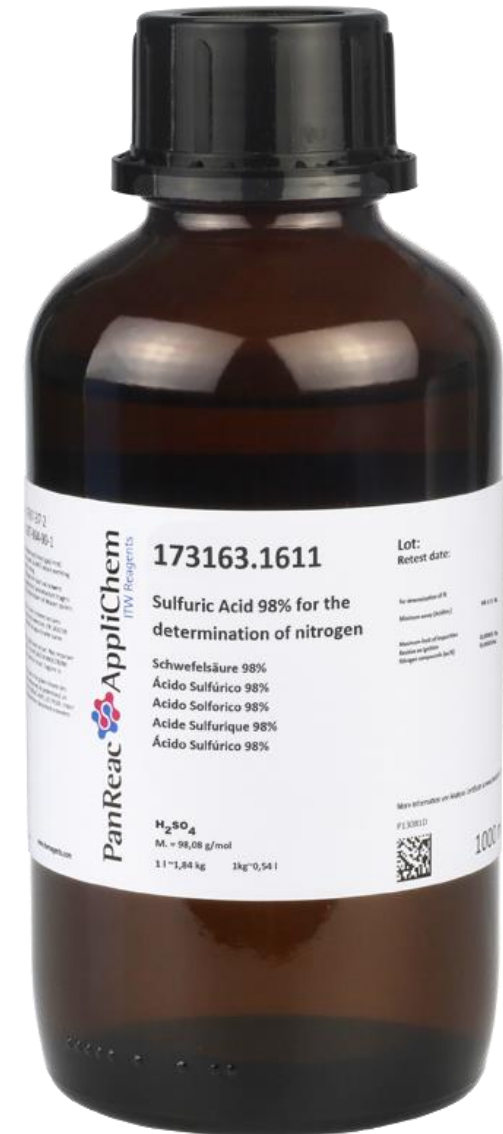
8. Wie schwer ist ein halber Liter 100% Schwefelsäure der Dichte 1.84 g/cm<sup>3</sup>?

Wieviele mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 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/cm<sup>3</sup>) herstellen. Wieviel Ammoniakgas benötigen sie?

25% von 906 g sind NH<sub>3</sub> = 226,5 g

M(NH<sub>3</sub>) = 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 (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O)? Reiner Alkohol hat eine Dichte von 0,79 kg/L.

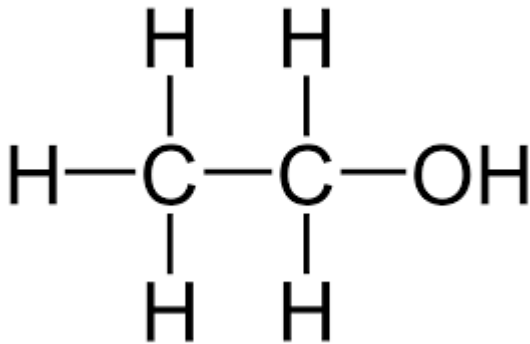
**Lösung:**

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 (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) 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  $\Delta H$ -Wert, um 1,50 kg  $\text{N}_2$  zu erhalten?

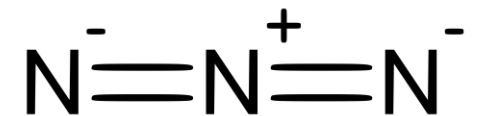
**Lösung:**

für  $\text{N}_2$  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  $\text{N}_2$ :  $42,7 \text{ kJ mol}^{-1}$

Bildung von 53,54 mol  $\text{N}_2$ :  $42,7 \text{ kJ} \cdot 53,54/3 = 762,1 \text{ kJ mol}^{-1}$



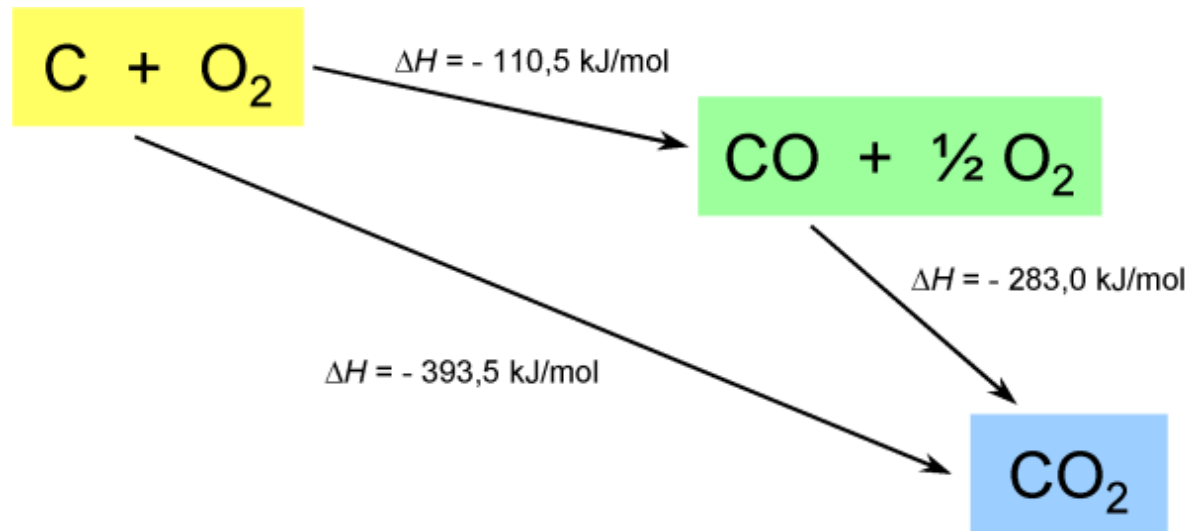
Synthese Bleiazid:



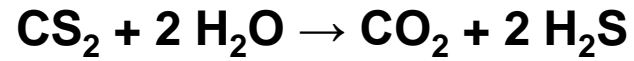
## 6. Was beschreibt der Satz von Hess?

### Lösung:

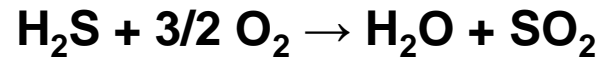
**z.B.** Der Satz von Hess besagt, dass der Weg einer chemischen Reaktion keinen Einfluss auf die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion hat. Die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion ist somit auch von der Anzahl der Teilreaktionen unabhängig. Die Enthalpieänderung der gesamten Reaktion ist die Summe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



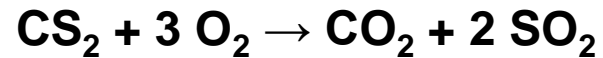
7. Berechnen Sie  $\Delta H$  für die Reaktion



mit Hilfe der Gleichungen:

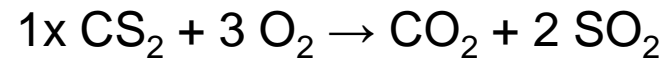


$$\Delta H = -562,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

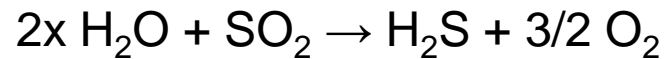


$$\Delta H = -1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

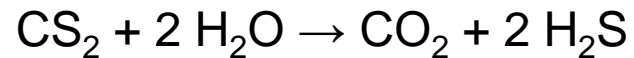
**Lösung:**



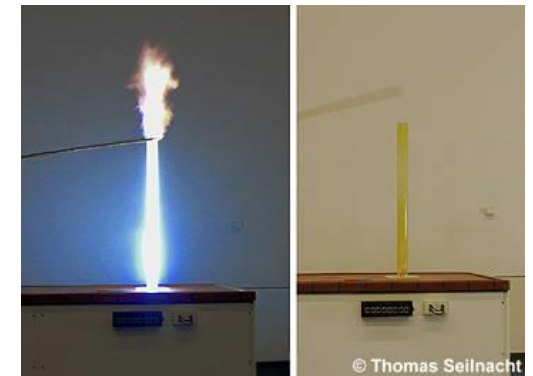
$$-1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



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



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



Versuch: Bellender Hund



**8. Berechnen Sie die Standard-Bildungsenthalpie für Calciumcyanamid (CaCN<sub>2</sub>), mit Hilfe folgender Angaben:**



**Lösung:**

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

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

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

$$815,5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad + (-1298,68 \text{ kJ mol}^{-1})$$

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

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)

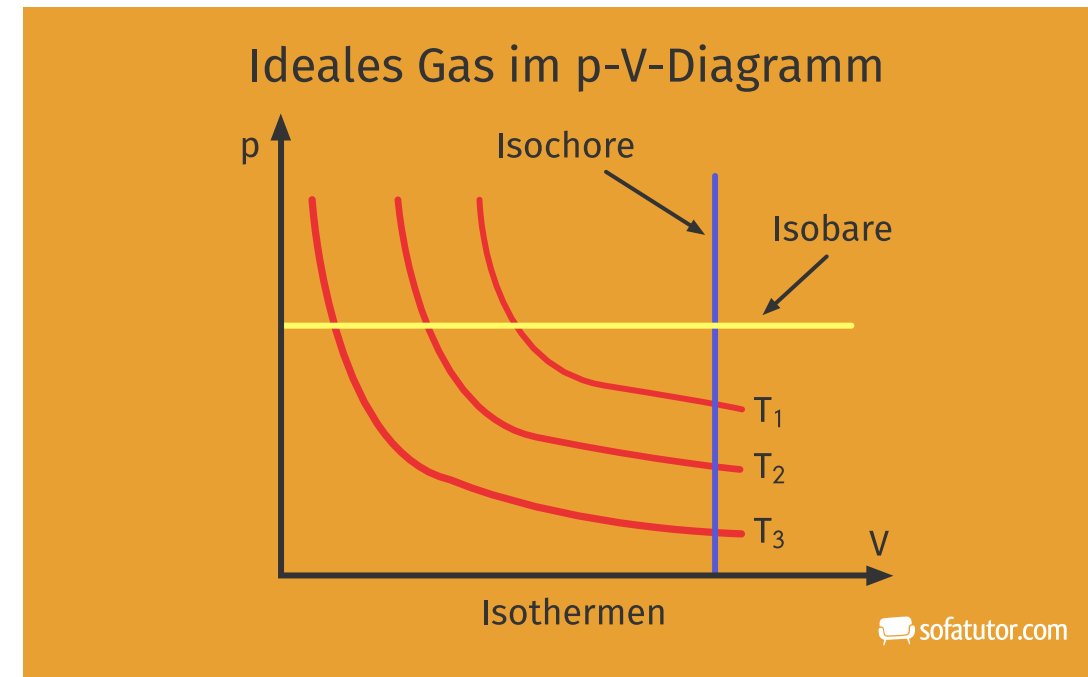
$$V_m = 24,4 \text{ mol/L} \rightarrow n = 0,8 \text{ L} / 24,45 \text{ mol/L} = 0,0327 \text{ mol}$$

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

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	$\Delta H$ in kJ/mol	Verschiebung bei Erhöhung ....	
		...der Temperatur	.....der 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

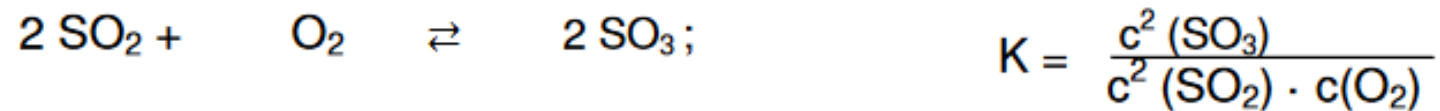
Boudouard-Gleichgewicht

## 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $25^\circ\text{C}$  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  $25^\circ\text{C}$ ?

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.

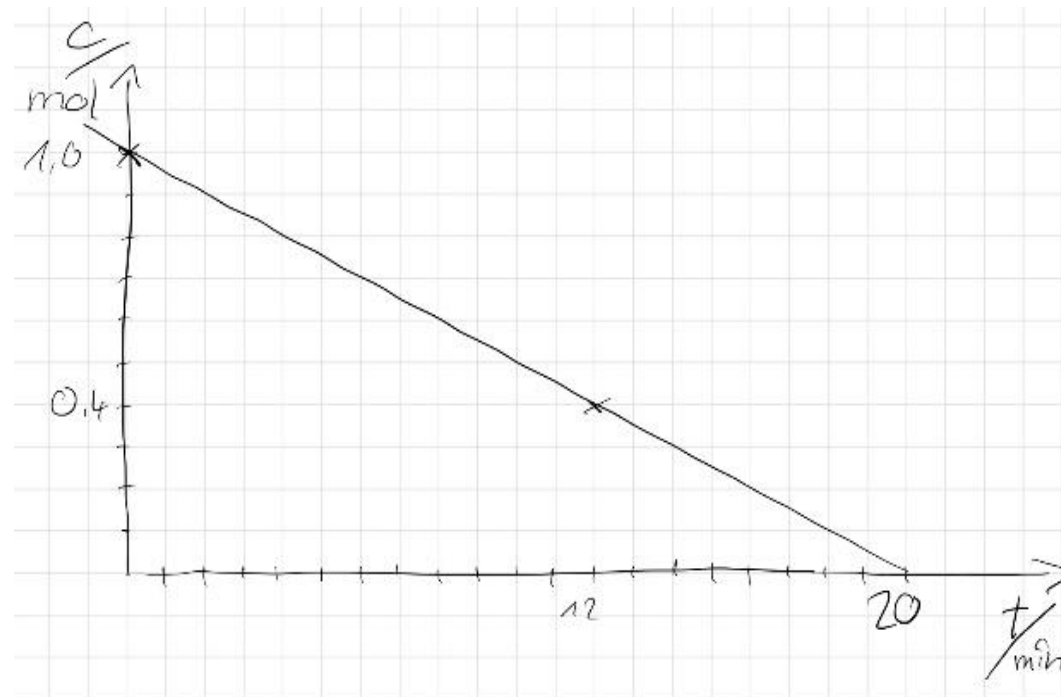
Ordnung:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr}$

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

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

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

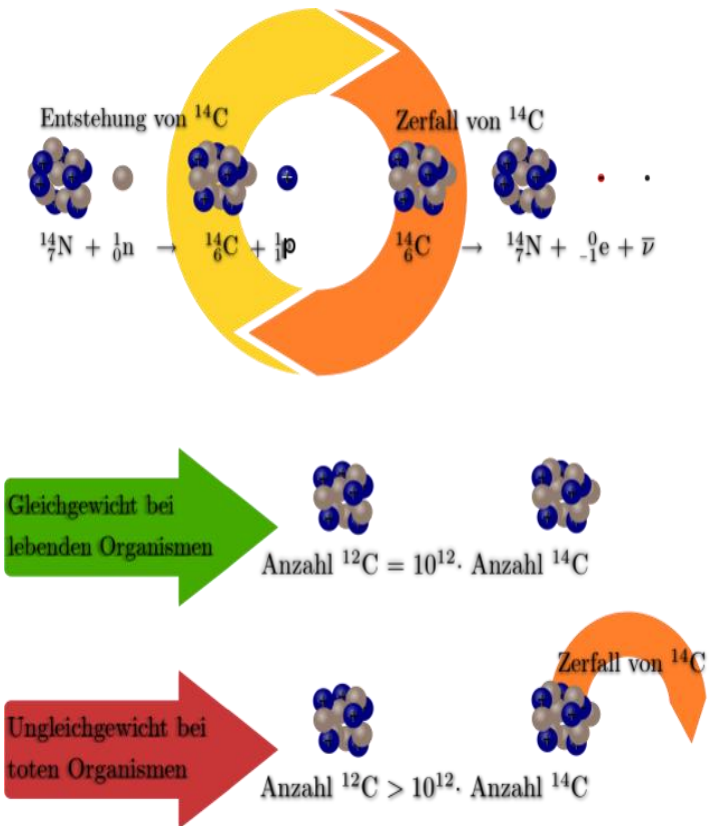
$$t = \frac{1}{k} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{5730 \text{ a}}{\ln 2} \ln \frac{[1,00]}{[0,72]} = 2720 \text{ a}$$

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

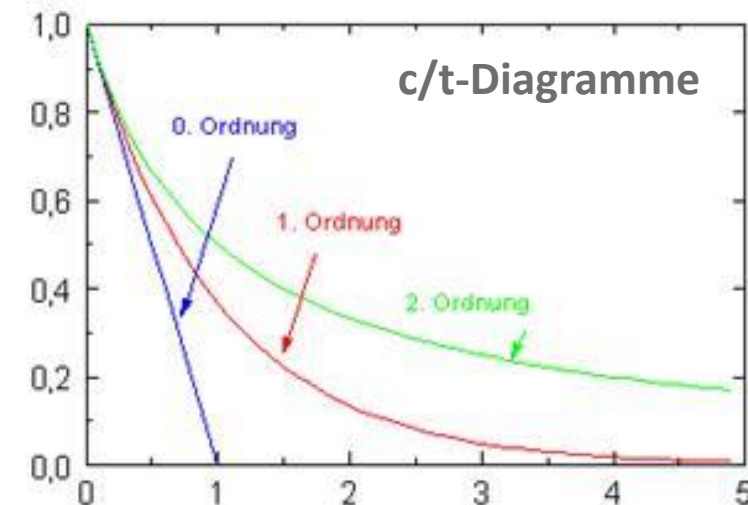


6. Wir betrachten erneut eine Reaktion erster Ordnung. Anfangskonzentration = 0,5 mol. Halbwertszeit = 40s. Welche Konzentration liegt nach 70 s vor?

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

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

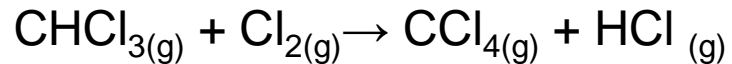
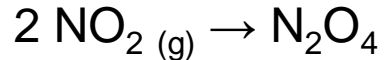
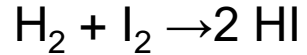
- Die Stoffmengenabnahme ist anfangs groß, dann allmählich abnehmend (exponentielle Abklingkurve).
- Die Reaktionsgeschwindigkeit ist direkt proportional zur Konzentration eines Stoffes
- Die Reaktionszeit ist unabhängig von der Ausgangskonzentration
- Beispiel:  $2 \text{ N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow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



## 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

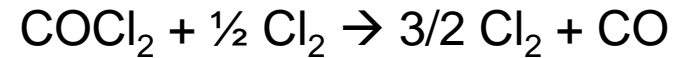
$$v = k \cdot [\text{A}]^{1.5}$$

Reaktionsgeschwindigkeit nichtlinear und möglicherweise durch eine Mischung verschiedener Mechanismen definiert.

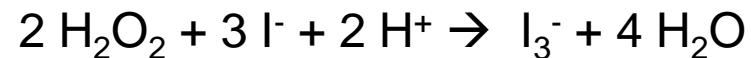


## 7. Geben Sie ein Beispiel an für eine Reaktion mit einer Reaktionsordnung von 1.5

**Lösung:** Autokatalytischer Phosgenzerfall

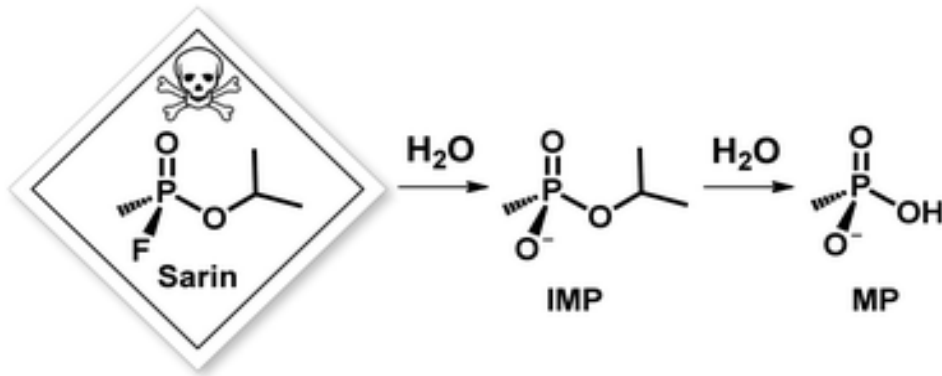


Eine weitere klassische Reaktion mit einer Reaktionsordnung von 1,5 ist die Reaktion zwischen Wasserstoffperoxid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) bzw. Acetonperoxid und Jodid-Ionen ( $\text{I}^-$ ) unter sauren Bedingungen:

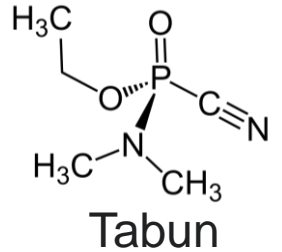


## 8. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Sarin-Hydrolyse verläuft unter welchen Bedingungen schnell, langsam, mittel?

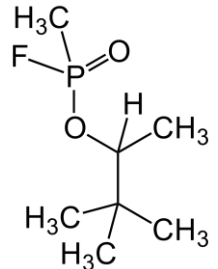
**Lösung:** Geschwindigkeit: alkalisch > sauer > neutral



Phosphonsäureester  
(oft Giftgase)

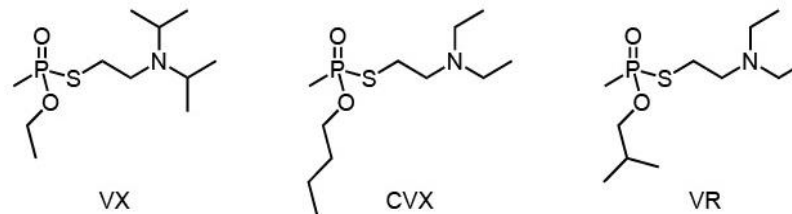


**G-Reihe**

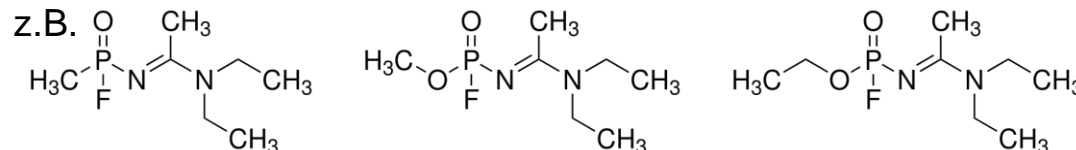


Soman

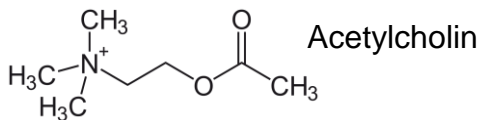
**V-Reihe** (ca. 5-mal so giftig wie G Reihe)



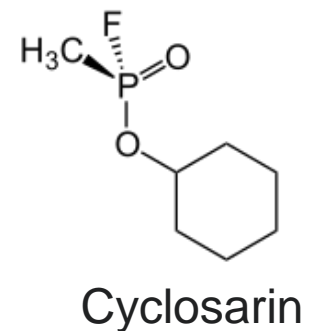
**Nowitschok-Kampfstoffe**



Cholinesteraseinhibitor



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



Cyclosarin

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

**Legende**

Symbol: schwarz = Feststoff, blau = Flüssigkeit, rot = Gas, grau = unbekannt, unterstrichen = radioaktiv

Serie (Flächenfarbe): Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Übergangsmetalle, Lanthanoide, Actinoide, Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle, Halogene, Edelgase, unbekannt

Dichte: rot = kg / m<sup>3</sup>, schwarz = kg / dm<sup>3</sup>, grau = unbestimmt

Schraffur: durchgehend = natürliches Element, schraffiert = künstliches Element

Beispiel für Chlor (Cl): Ordnungszahl 17, Atomgewicht 35,451, Symbol Cl, Name Chlor, Elektronegativität 3,16, Dichte 3,21, Serie 17

Lanthanoide

58 140,12 <b>Ce</b> Cer	59 140,91 <b>Pr</b> Praseodym	60 144,24 <b>Nd</b> Neodym	61 144,91 <b>Pm</b> Promethium	62 150,36 <b>Sm</b> Samarium	63 151,96 <b>Eu</b> Europium	64 157,25 <b>Gd</b> Gadolinium	65 158,93 <b>Tb</b> Terbium	66 162,50 <b>Dy</b> Dysprosium	67 164,93 <b>Ho</b> Holmium	68 167,26 <b>Er</b> Erbium	69 168,93 <b>Tm</b> Thulium	70 173,05 <b>Yb</b> Ytterbium	71 174,97 <b>Lu</b> 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 <b>Th</b> Thorium	91 231,04 <b>Pa</b> Protactinium	92 238,03 <b>U</b> Uran	93 237,05 <b>Np</b> Neptunium	94 244,06 <b>Pu</b> Plutonium	95 243,06 <b>Am</b> Americium	96 247,07 <b>Cm</b> Curium	97 247,07 <b>Bk</b> Berkelium	98 251,08 <b>Cf</b> Californium	99 252,08 <b>Es</b> Einsteinium	100 257,10 <b>Fm</b> Fermium	101 258,10 <b>Md</b> Mendelevium	102 259,10 <b>No</b> Nobelium	103 262,11 <b>Lr</b> 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

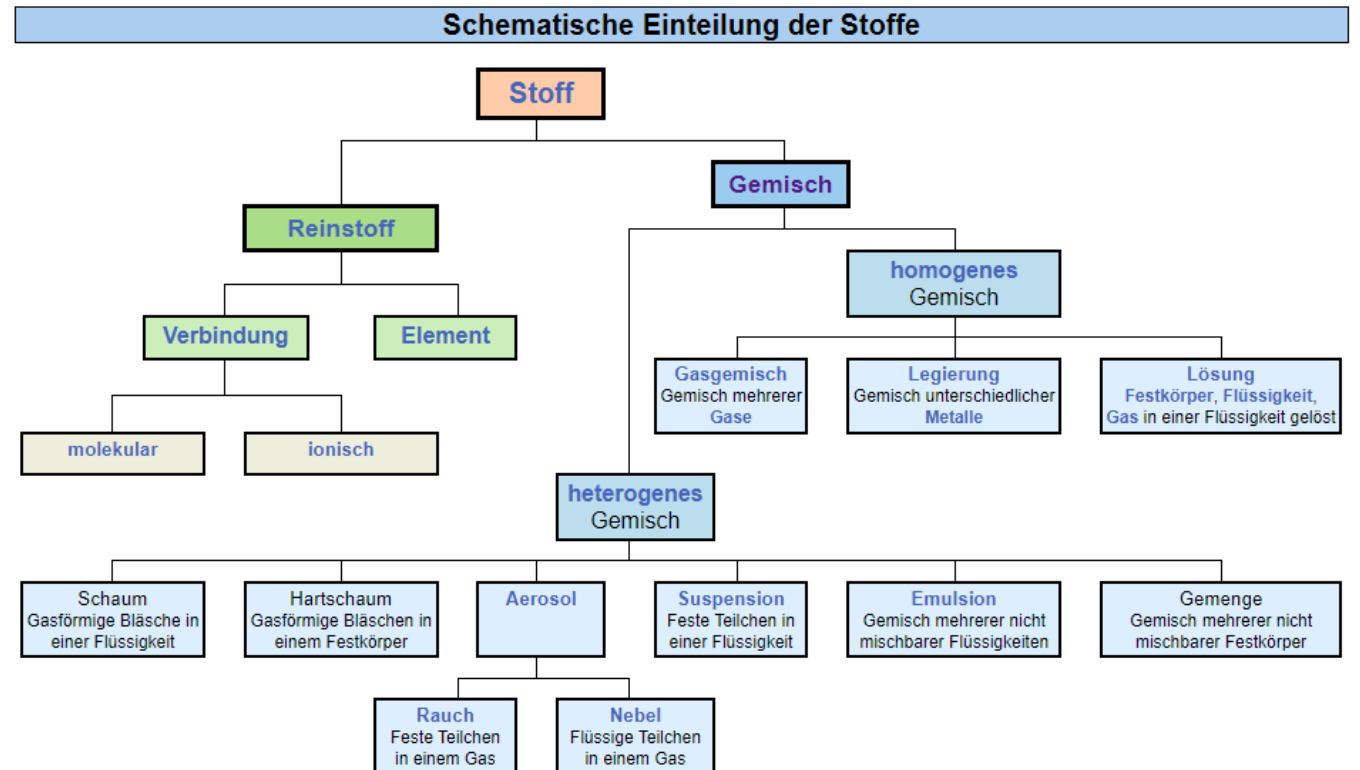
a) einer festen und einer flüssigen Phase bzw. **Suspension**

b) aus 2 nichtmischbaren Flüssigkeiten **Emulsion**

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

besteht?

# Stoffeinteilung

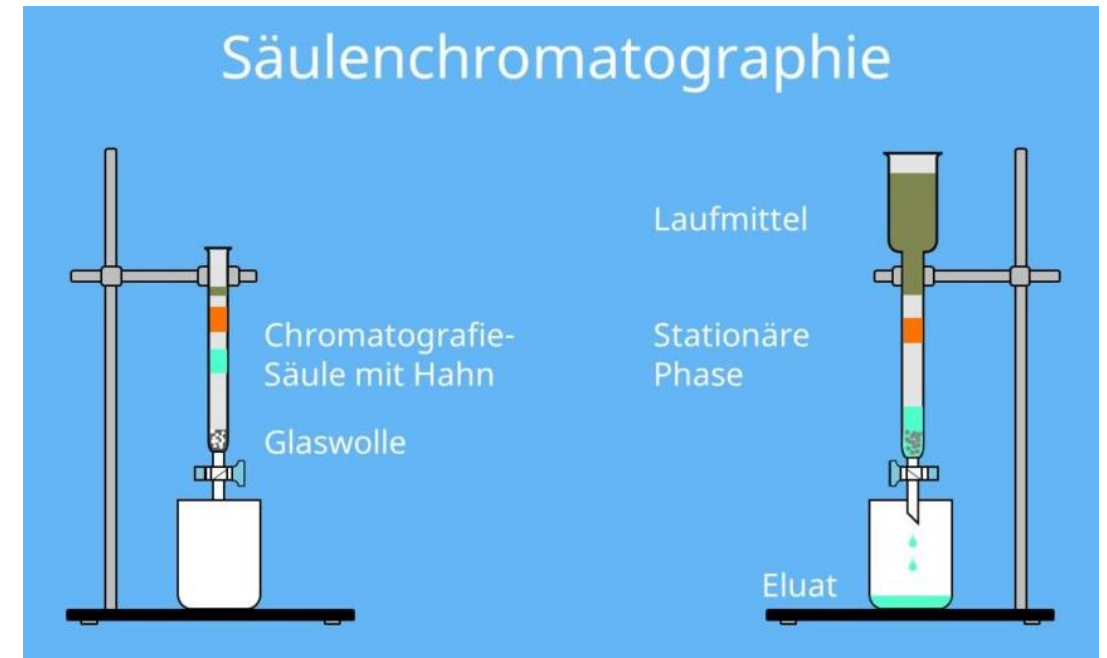
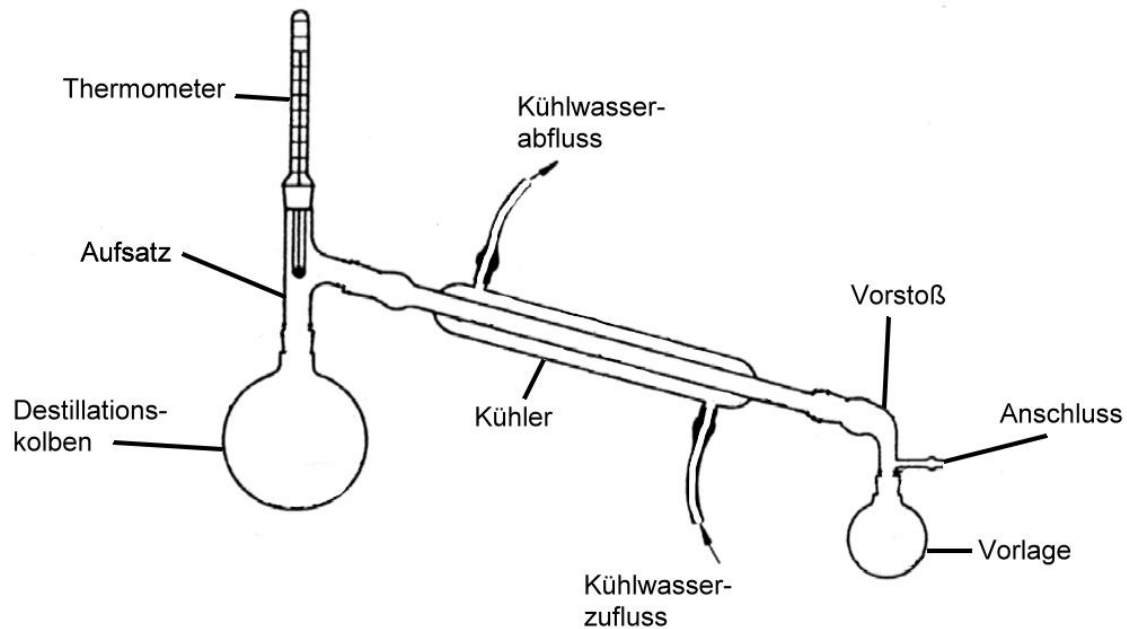


## 2. Nennen Sie zwei Methoden mit denen man ein homogenes Gemisch trennen kann und die dazugehörige physiko-chemische Eigenschaft auf der die Trennung basiert.

z.B. Destillation (Siedepunkt, Dampfdruck)

Chromatographie (Polarität)

fraktionierte Kristallisation (Löslichkeit, Kristallisationsenthalpie)

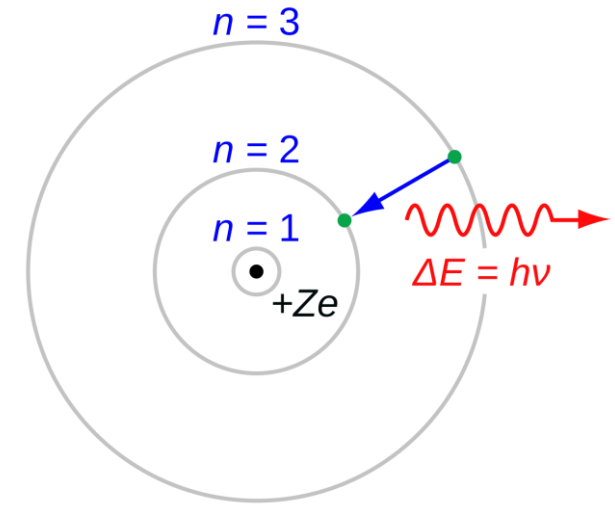


3. Bohrsches Atommodell:  $n$  ist die Hauptquantenzahl. Der Atomradius  $r$  ist proportional zu  $n^x$ . Die Energie  $E$  ist proportional zu  $n^y$ . Welche Werte besitzen  $x$  und  $y$ ?

**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

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

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

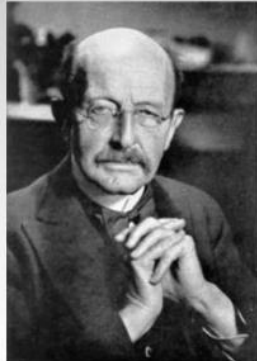
$$\Rightarrow \frac{mn^2 h^2}{r 4\pi^2 m^2 r^2} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \Rightarrow \quad r = \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m e^2}$$

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

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)

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

$c = \lambda\nu$

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



#### 4. Welche Flammenfarben erwarten Sie für:

(a) Na **gelb**

(b) Ba **grün**

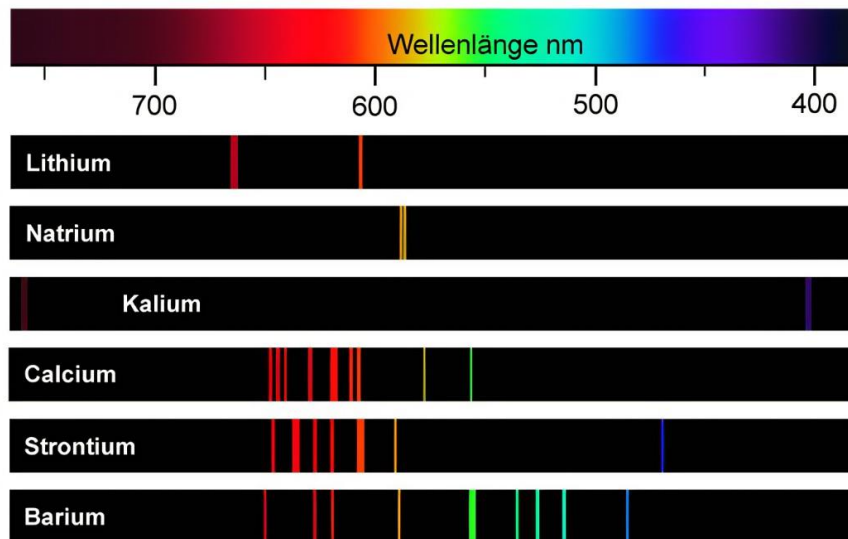
(c) Sr **rot**

(d) Cu **grün**

(e)  $B(OMe)_3$  **grün**

#### Linienpektren der Alkali- und Erdalkalimetalle

Auswahl beobachtbarer Linien der Emissionsspektren



© Thomas Seilnacht

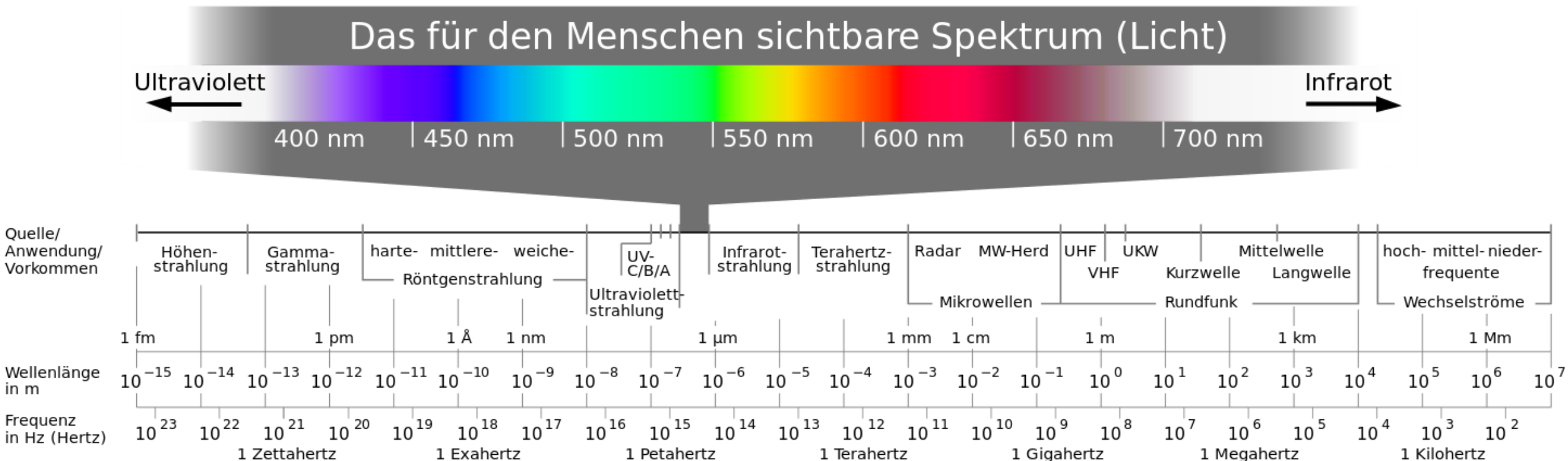




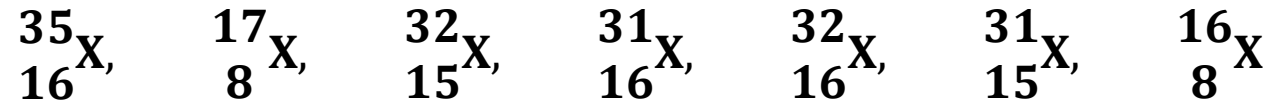
5. Ordnen Sie nach abnehmender Energie: gelbes Licht, blaues Licht, Mikrowellen, Radiowellen, Röntgenstrahlung, Infrarotstrahlung, Ultra-Violettes Licht.

**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:**

**$^{24}\text{Mg}$  Atommasse = 23.98504 u    78.99 %**

**$^{25}\text{Mg}$  Atommasse = 24.98584 u    10.00 %**

**$^{26}\text{Mg}$  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  $^{107}\text{Ag}$  (106.906 u) mit 51.88%. Welches ist das zweite Isotop?**

**Lösung:**

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

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

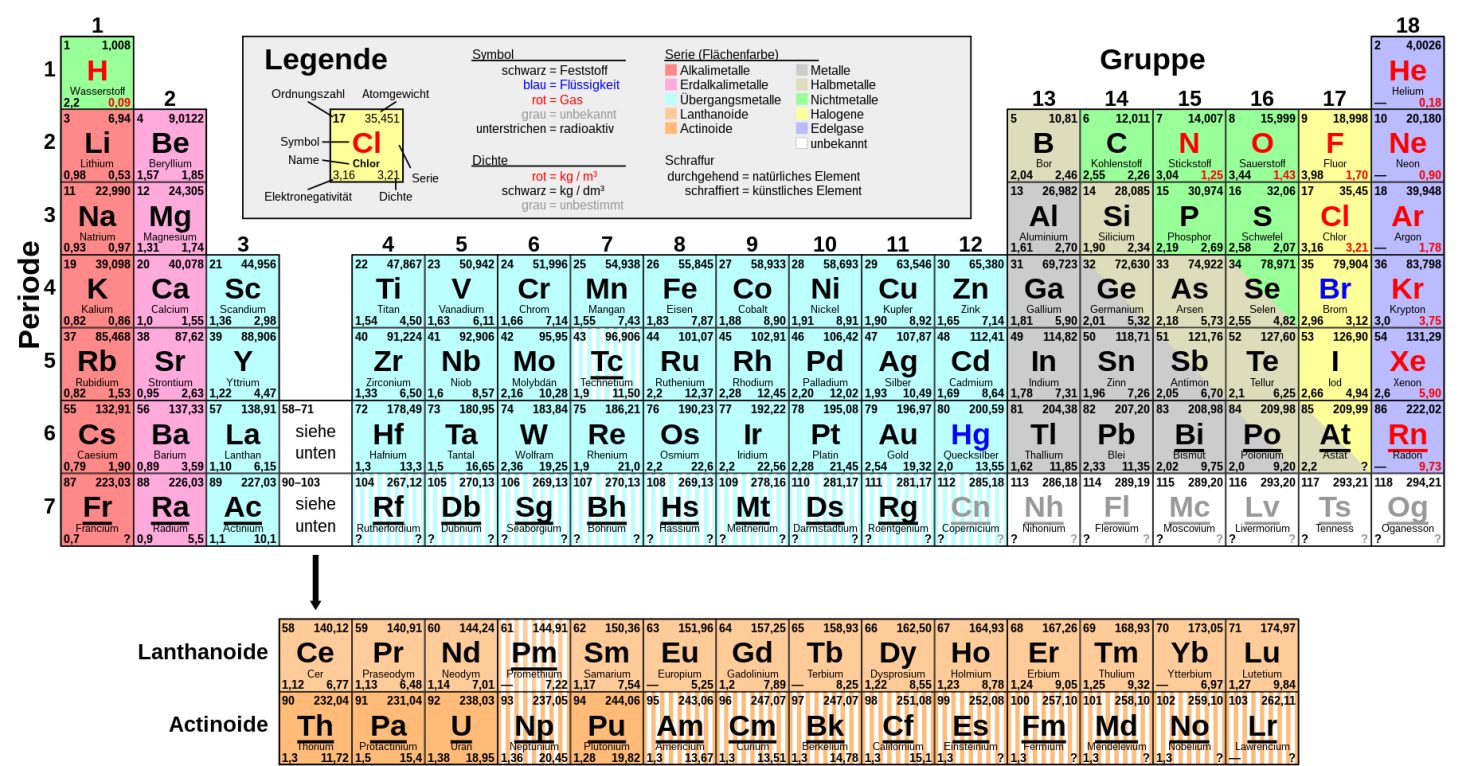
$$X = (107.868 - 55.463) / 0.4812$$

$$X = 108.905$$

$^{109}\text{Ag}$

# 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 <sup>3+</sup>	21	45	21	24	18
O <sup>2-</sup>	8	16	8	8	10
N <sup>3-</sup>	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:**

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

$$m({}_{79}\text{Au}) = 1.22 m_0$$

$$m({}_{29}\text{Cu}) = 1.02 m_0$$

## 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	$2\pi$	$6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$
$a_0$	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	$2.998 \cdot 10^8 \text{ m/s}$
$\alpha$	Feinstrukturkonstante	0.00729735	0.00729735
$\mu_B$	Bohr'sches Magneton ( $e\hbar/2m_e$ )	$\frac{1}{2}$	$9.274 \cdot 10^{-24} \text{ J/T}$
$\mu_N$	Kernmagneton	$2.732 \cdot 10^{-4}$	$5.051 \cdot 10^{-27} \text{ J/T}$
$4\pi\epsilon_0$	Permittivität des Vakuums	1	$1.113 \cdot 10^{-10} \text{ C}^2/\text{J} \cdot \text{m}$
$\mu_0$	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:

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

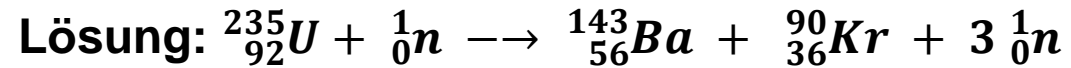
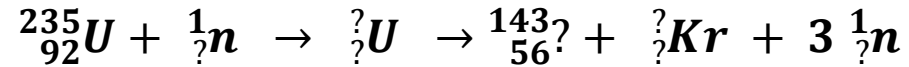
#### Ergebnis

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.

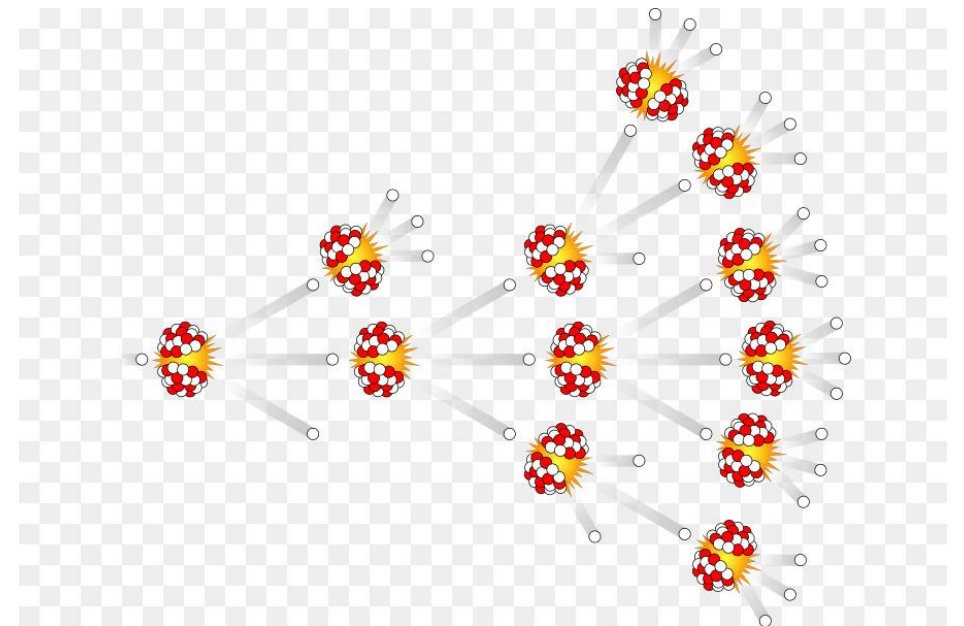
**5. Übung:**  
**Kernchemie, Trends im PSE**

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



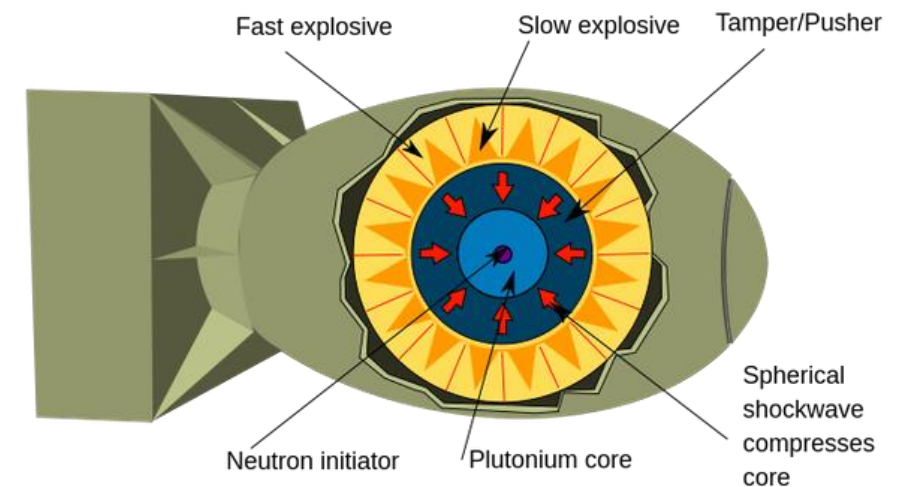
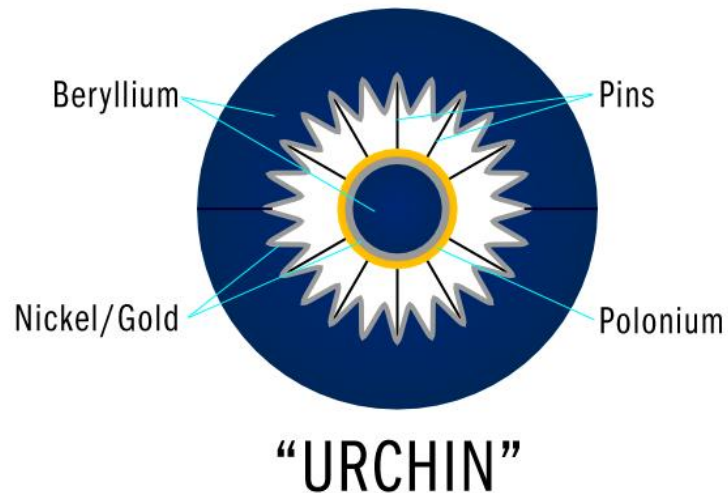
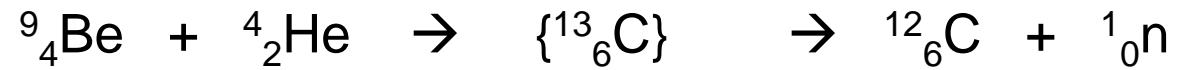
Aus einem Neutron entstehen 3 Neutronen

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



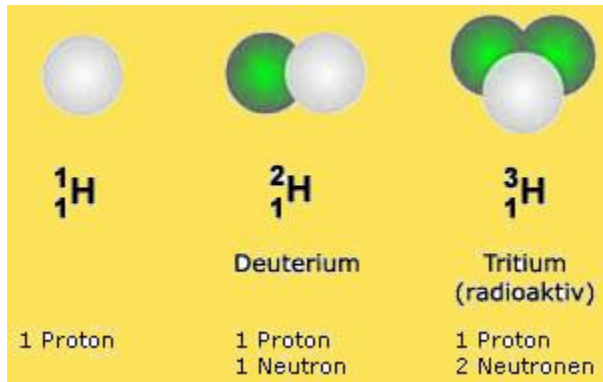
## 2. Beschreiben Sie die Funktionsweise einer „Urchins“ (Neutronen-Seeigels) an Hand zweier Kerngleichungen.

**Lösung:**



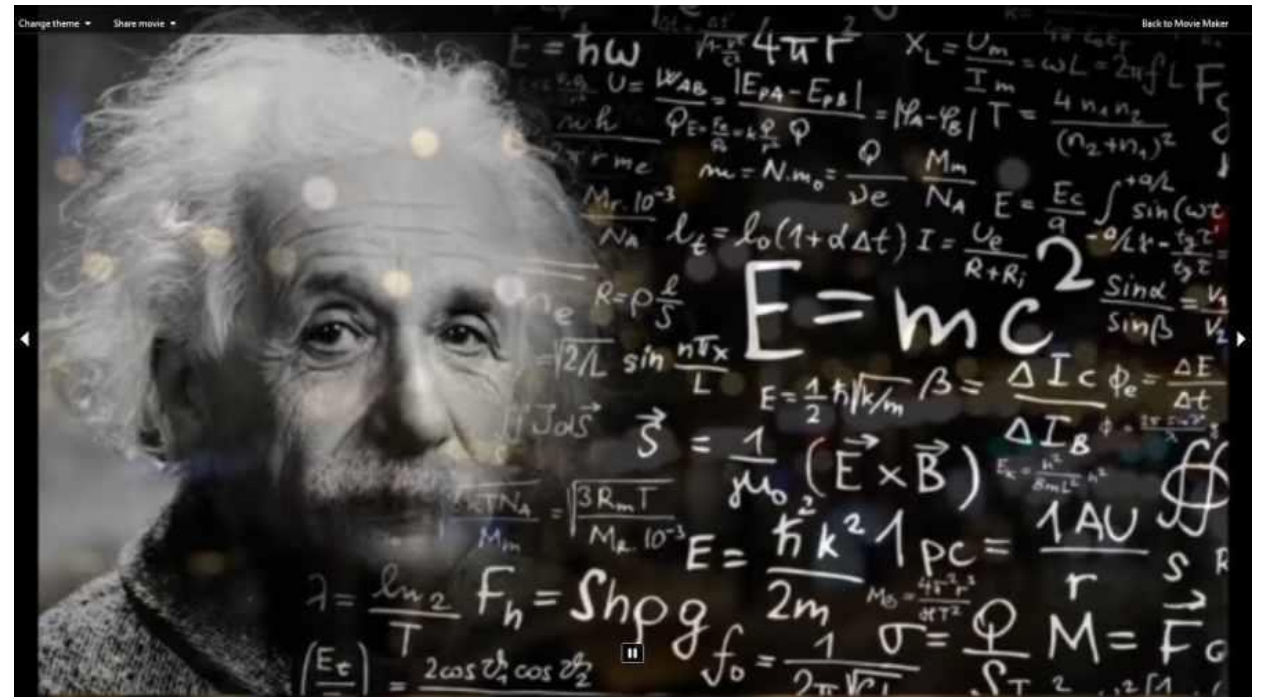
3. Schreiben Sie eine vollständige Gleichung für:  $^{16}\text{O}(\text{t},\text{n})^{18}\text{F}$

Lösung:  $^{16}_8\text{O} + {}^3_1\text{T} \rightarrow {}^{18}_9\text{F} + {}^1_0\text{n}$



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  $\text{UF}_6$  zur Uran-Isotopentrennung.**

**Lösung:**

1. Fluor ist Reinelement
2.  $\text{UF}_6$  ist leicht flüchtig.

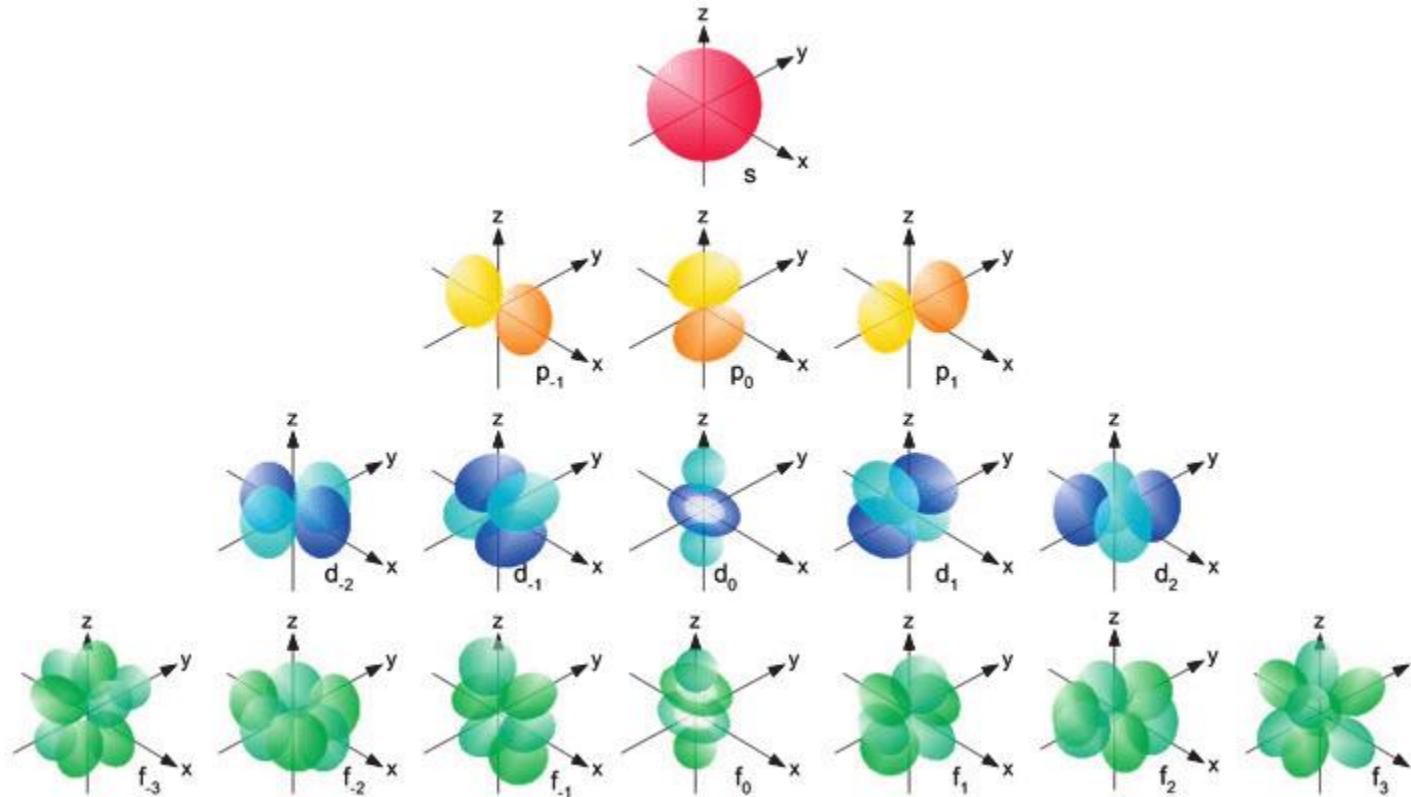


**20 Reinelemente**(Atome mit einheitlicher Massenzahl in der Natur):

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?

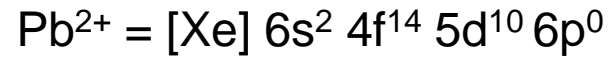
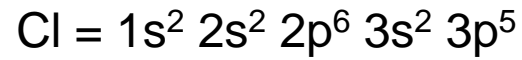
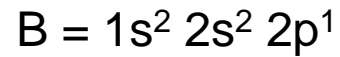
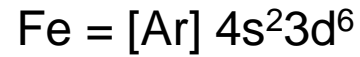
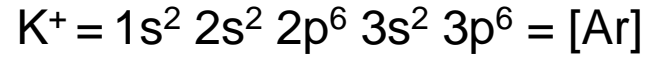
Lösung: Expansion der d- und f- Orbitale





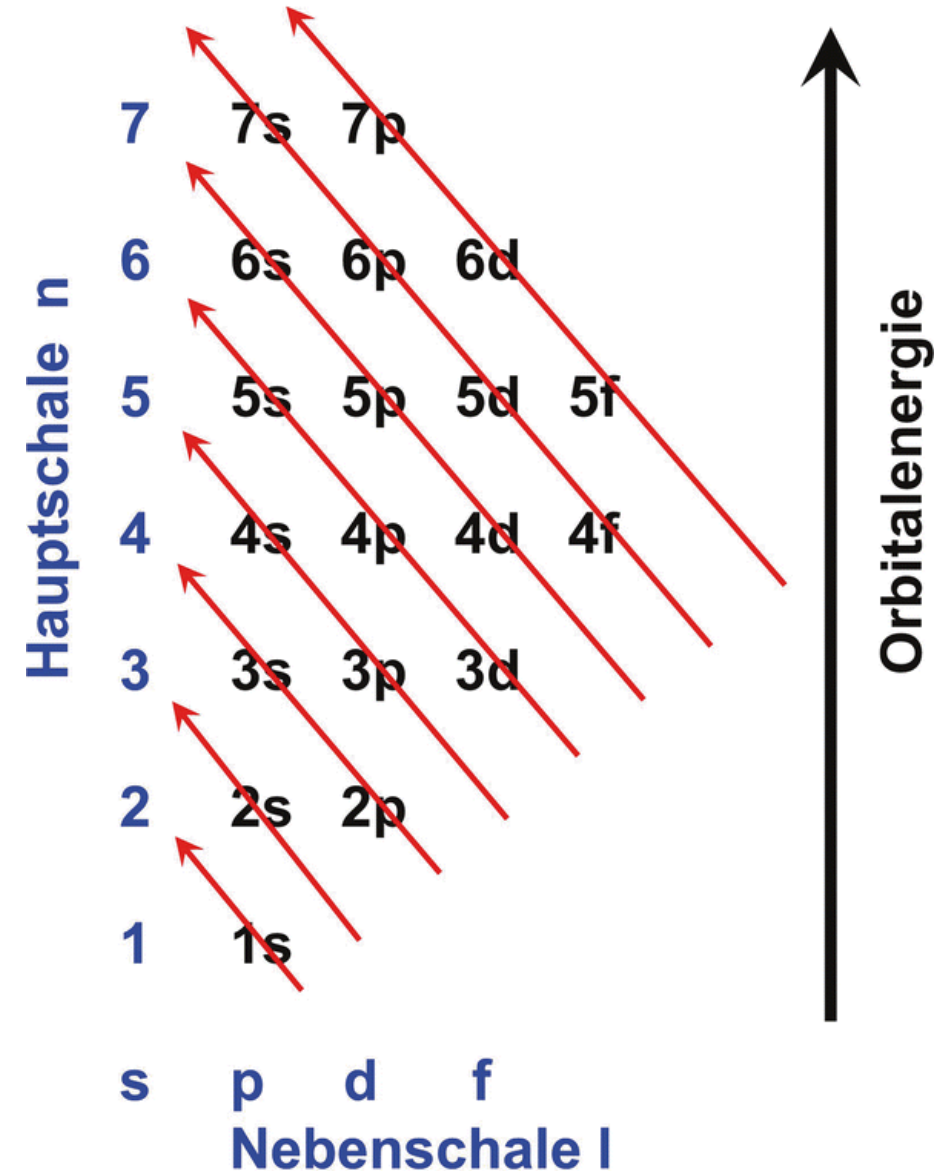
## 7. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Fe, Cu, K<sup>+</sup>, B, Cl, Zn<sup>2+</sup> und Pb<sup>2+</sup> an.

**Lösung:**



Elektronenkonfiguration der Elemente (Ordnungszahl 1 ... 36)

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



Nichtmetallcharakter

Elektronegativität

1. Ionisierungsenergie

Atomradius

Metallcharakter

1	<sub>1</sub> H																	<sub>2</sub> He
2	<sub>3</sub> Li	<sub>4</sub> Be											<sub>5</sub> B	<sub>6</sub> C	<sub>7</sub> N	<sub>8</sub> O	<sub>9</sub> F	<sub>10</sub> Ne
3	<sub>11</sub> Na	<sub>12</sub> Mg											<sub>13</sub> Al	<sub>14</sub> Si	<sub>15</sub> P	<sub>16</sub> S	<sub>17</sub> Cl	<sub>18</sub> Ar
4	<sub>19</sub> K	<sub>20</sub> Ca	<sub>21</sub> Sc	<sub>22</sub> Ti	<sub>23</sub> V	<sub>24</sub> Cr	<sub>25</sub> Mn	<sub>26</sub> Fe	<sub>27</sub> Co	<sub>28</sub> Ni	<sub>29</sub> Cu	<sub>30</sub> Zn	<sub>31</sub> Ga	<sub>32</sub> Ge	<sub>33</sub> As	<sub>34</sub> Se	<sub>35</sub> Br	<sub>36</sub> Kr
5	<sub>37</sub> Rb	<sub>38</sub> Sr	<sub>39</sub> Y	<sub>40</sub> Zr	<sub>41</sub> Nb	<sub>42</sub> Mo	<sub>43</sub> Tc*	<sub>44</sub> Ru	<sub>45</sub> Rh	<sub>46</sub> Pd	<sub>47</sub> Ag	<sub>48</sub> Cd	<sub>49</sub> In	<sub>50</sub> Sn	<sub>51</sub> Sb	<sub>52</sub> Te	<sub>53</sub> I	<sub>54</sub> Xe
6	<sub>55</sub> Cs	<sub>56</sub> Ba	<sub>57</sub> La <sup>1</sup>	<sub>72</sub> Hf	<sub>73</sub> Ta	<sub>74</sub> W	<sub>75</sub> Re	<sub>76</sub> Os	<sub>77</sub> Ir	<sub>78</sub> Pt	<sub>79</sub> Au	<sub>80</sub> Hg	<sub>81</sub> Tl	<sub>82</sub> Pb	<sub>83</sub> Bi*	<sub>84</sub> Po*	<sub>85</sub> At*	<sub>86</sub> Rn*
7	<sub>87</sub> Fr*	<sub>88</sub> Ra*	<sub>89</sub> Ac <sup>2</sup>	<sub>104</sub> Rf*	<sub>105</sub> Db*	<sub>106</sub> Sg*	<sub>107</sub> Bh*	<sub>108</sub> Hs*	<sub>109</sub> Mt*	<sub>110</sub> Ds*	<sub>111</sub> Rg*	<sub>112</sub> Cn*	<sub>113</sub> Nh*	<sub>114</sub> Fl*	<sub>115</sub> Mc*	<sub>116</sub> Lv*	<sub>117</sub> Ts*	<sub>118</sub> Og*

1. Ionisierungsenergie

Elektronegativität

Nichtmetallcharakter

<sup>1</sup>Lanthanoide

<sub>58</sub> Ce	<sub>59</sub> Pr	<sub>60</sub> Nd	<sub>61</sub> Pm*	<sub>62</sub> Sm	<sub>63</sub> Eu	<sub>64</sub> Gd	<sub>65</sub> Tb	<sub>66</sub> Dy	<sub>67</sub> Ho	<sub>68</sub> Er	<sub>69</sub> Tm	<sub>70</sub> Yb	<sub>71</sub> Lu
------------------	------------------	------------------	-------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------

<sup>2</sup>Actinoide

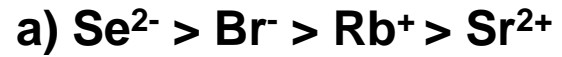
<sub>90</sub> Th*	<sub>91</sub> Pa*	<sub>92</sub> U*	<sub>93</sub> Np*	<sub>94</sub> Pu*	<sub>95</sub> Am*	<sub>96</sub> Cm*	<sub>97</sub> Bk*	<sub>98</sub> Cf*	<sub>99</sub> Es*	<sub>100</sub> Fm*	<sub>101</sub> Md*	<sub>102</sub> No*	<sub>103</sub> Lr*
-------------------	-------------------	------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Metallcharakter

Atomradius

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

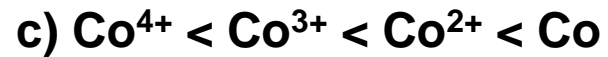
**Lösung:**



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<sup>+</sup>, Ne, **F<sup>-</sup>**                      Anionen sind größer
- b) Das größte Volumen: S<sup>2-</sup>, Se<sup>2-</sup>, **Te<sup>2-</sup>**                      Innerhalb der Gruppe steigt der Radius
- c) Höchste Ionisierungsenergie: Na, Mg, **Al**                      je größer das Element desto geringer I<sub>e</sub>
- d) Größter Energiebedarf, um ein Elektron zu entfernen: Fe, Fe<sup>2+</sup>, **Fe<sup>3+</sup>**
- e) Höchste Elektronenaffinität: O, **F**, Ne
- f) Kleinster Radius: Sc, Ti, **V**                      innerhalb der Periode nimmt Kernladung zu
- g) Das größte Volumen: **S<sup>2-</sup>**, Ar, Ca<sup>2+</sup>
- 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 <sup>-</sup>     | > | K <sup>+</sup>                                  |
| b) Ionenradius:            | Mg <sup>2+</sup>    | < | S <sup>2-</sup>                                 |
| c) Gitterenergie:          | NaCl                | > | KBr   |
| d) Gitterenergie:          | AgCl                | > | AgI   |
| e) Schmelzpunkt:           | TiN                 | < | TiC   |
| f) kovalenter Anteil:      | CsCl                | < | AlCl <sub>3</sub>                               |
| g) 1. Ionisierungsenergie: | Sr                  | > | Rb  |
| h) Löslichkeit in Wasser:  | Al(OH) <sub>3</sub> | < | Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> |
| i) Löslichkeit in Wasser:  | BaCl <sub>2</sub>   | > | CaF <sub>2</sub>                                |
| j) Säurestärke:            | HCl                 | < | HBr   |

# **Anorganische Experimentalchemie**

## **6. Übung: Bindungstheorie, VB, MO**

*„Hab letztens einen Chemiewitz erzählt“.*

*„Keine Reaktion“*

1. Beim  $H_2$ -Molekül mögen die  $1s$ -AOs gegeben sein als  $1s$  am Atom  $A = a$   $1s$  am Atom  $B = b$ .  
**Konstruieren Sie zwei geeignete Coulsen-Fischer Orbitale.**

**Lösung:**

$$A = a + \mu \cdot b \quad B = b + \mu \cdot a$$

Hauptmerkmale der Coulsen-Fischer-Orbitale:

1. **Linearkombination aus Atomorbitalen (LCAO):** Die Coulsen-Fischer-Orbitale basieren auf der Methode der Linearkombination von Atomorbitalen, wobei die Molekülorbitale als gewichtete Summen der Atomorbitale dargestellt werden:

$$\Psi = c_1 \phi_A + c_2 \phi_B$$

Hierbei sind  $\phi_A$  und  $\phi_B$  die Atomorbitale der beteiligten Atome, und  $c_1$  und  $c_2$  die Gewichtungsfaktoren.

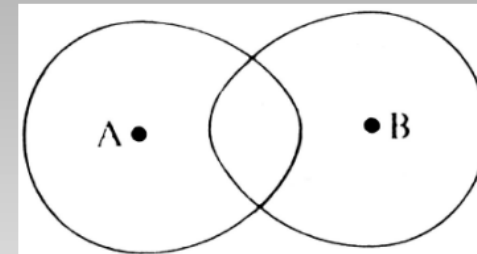
2. **Maximale Überlappung:** Die Konstruktion der Coulsen-Fischer-Orbitale erfolgt so, dass die Überlappung der beteiligten Atomorbitale maximiert wird. Dadurch wird eine stärkere chemische Bindung zwischen den Atomen im Molekül gefördert.
3. **Optimierung der Bindung:** Die Methode berücksichtigt explizit die chemischen Bindungsverhältnisse im Molekül und passt die Koeffizienten ( $c_1, c_2$ ) so an, dass die Elektronendichte in der Bindungsregion maximiert wird.
4. **Anschauliche Darstellung der Bindung:** Diese Orbitale sind besonders nützlich, um Bindungseigenschaften in kleinen Molekülen (z.B. Wasserstoff oder Methan) zu analysieren und qualitativ zu verstehen.



Coulsen-Fischer-Orbitale sind vor allem in der theoretischen Chemie von Bedeutung, da sie eine Brücke zwischen der formalen Quantenmechanik und der chemischen Anschauung schlagen. Sie wurden insbesondere in der Frühzeit der Quantenchemie verwendet, um das Konzept der chemischen Bindung in einfachen Molekülen besser zu verdeutlichen.

Coulsen, Fischer (1949)

Goddard (1973) → GVB



$$A = a + \mu b \quad B = b + \mu a$$

$$a = b + \varphi_{1s}$$

$$\psi^{VB} = A(1)B(2) + A(2)B(1)$$

$$= (1 + \mu^2) (a(1)b(2) + b(1)a(2)) + 2\mu(a(1)a(2) + b(1)b(2))$$

$$\Rightarrow \psi^{CF} = N(a(1)b(2) + b(1)a(2)) + \lambda(a(1)a(2) + b(1)b(2))$$



## 2. Welches sind die Valenzorbitale bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

Lösung:

HG: s,p

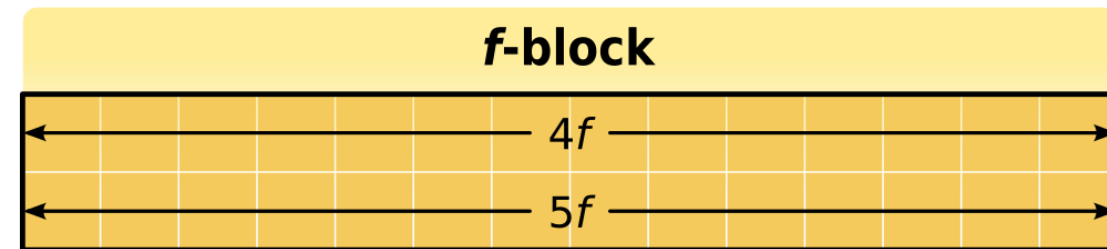
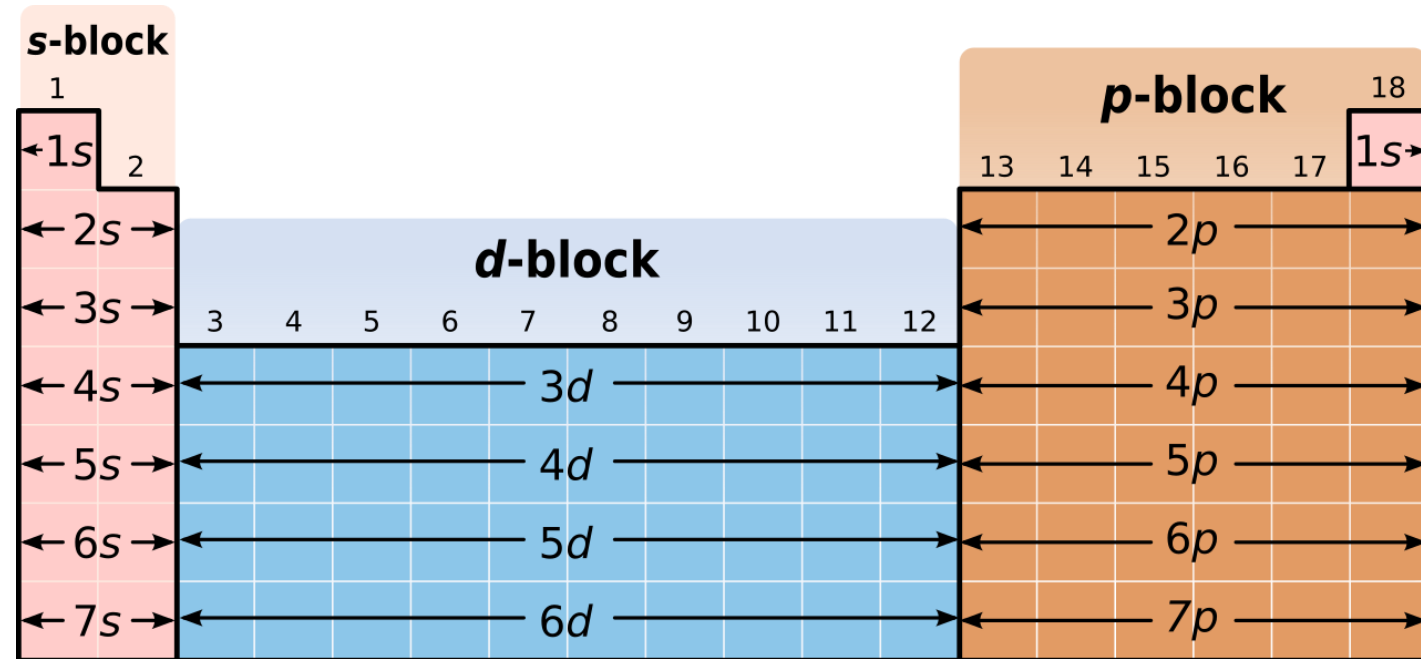
NG: s,d

## 3. Welche Orbitale dienen zur Polarisierung bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

HG: d

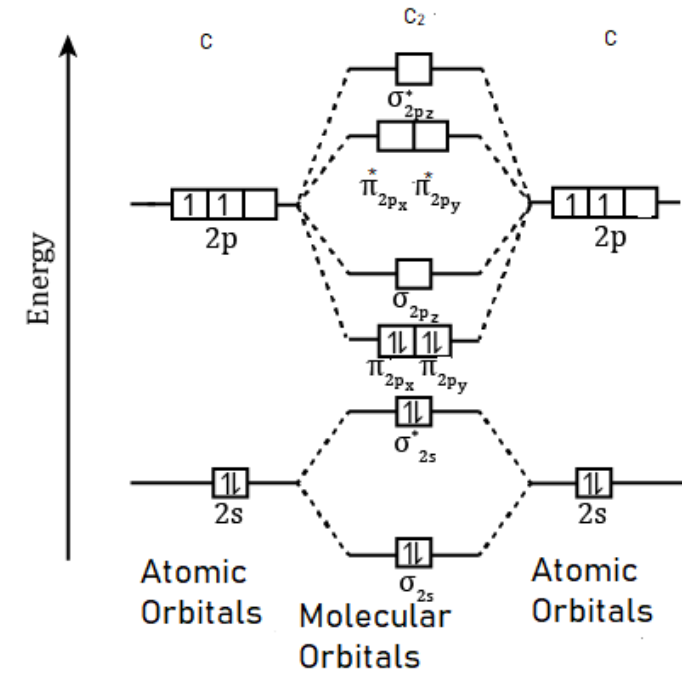
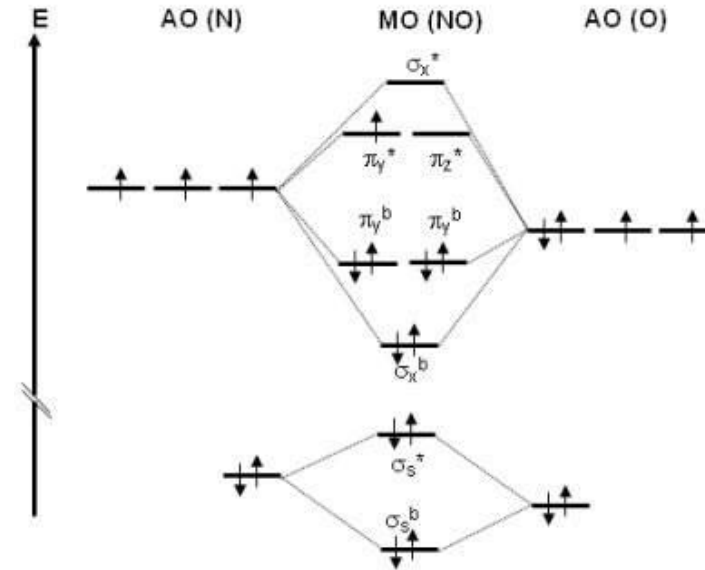
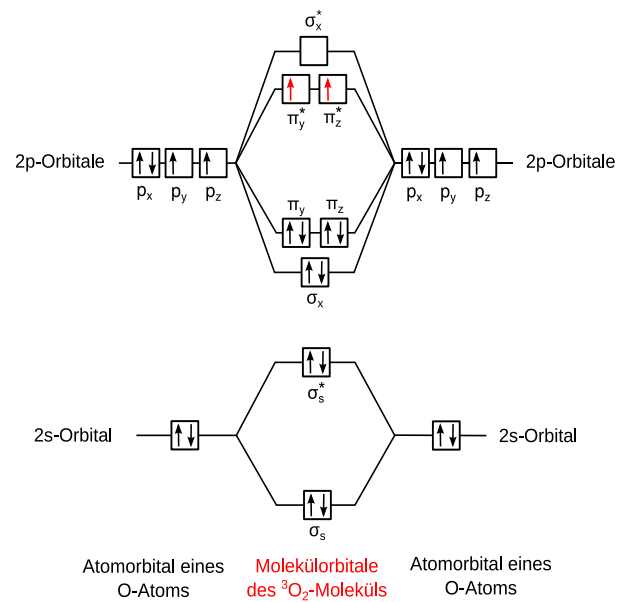
NG: p



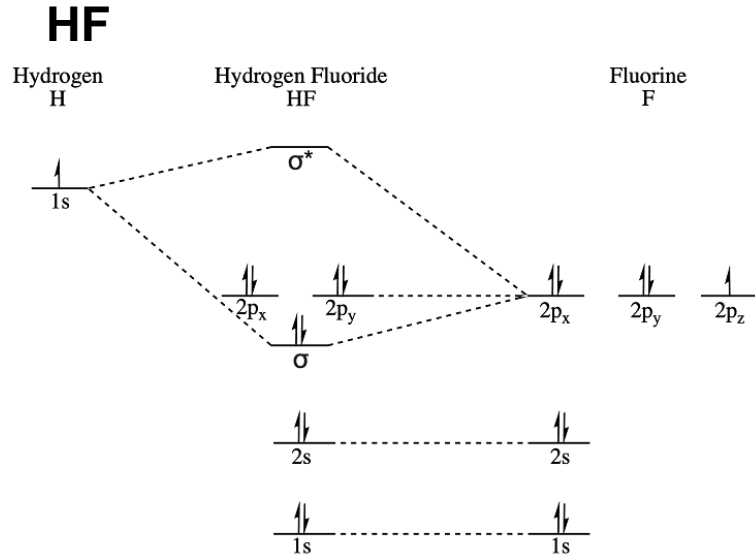
Orbital /Block	Anzahl Elektronen	umfasst Elemente der ...
s	2	Elemente der 1. und 2. Hauptgruppe sowie Helium
p	6	übrige Hauptgruppenelemente
d	10	alle Nebengruppenelemente
f	14	alle Lanthanoide und Actinoide



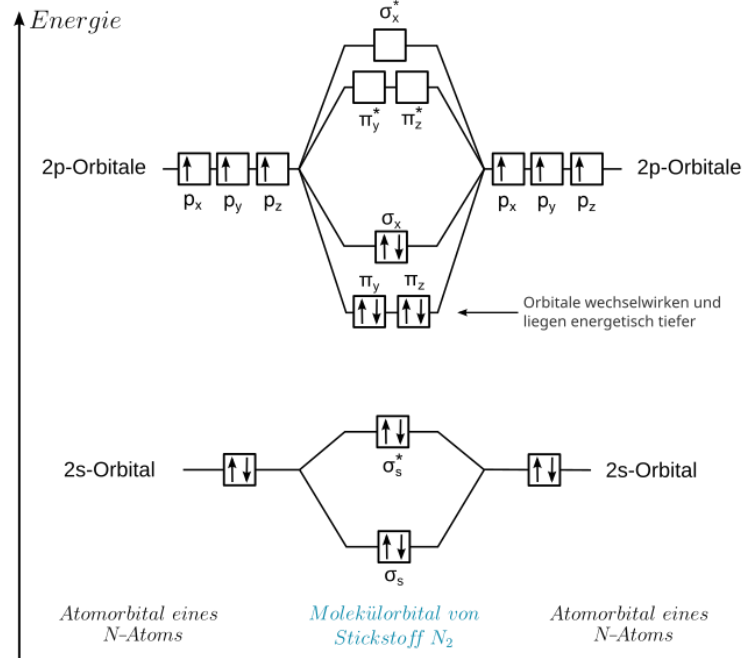
# 8. Zeichnen Sie die MO Diagramme von a) O<sub>2</sub> b) NO c) C<sub>2</sub>



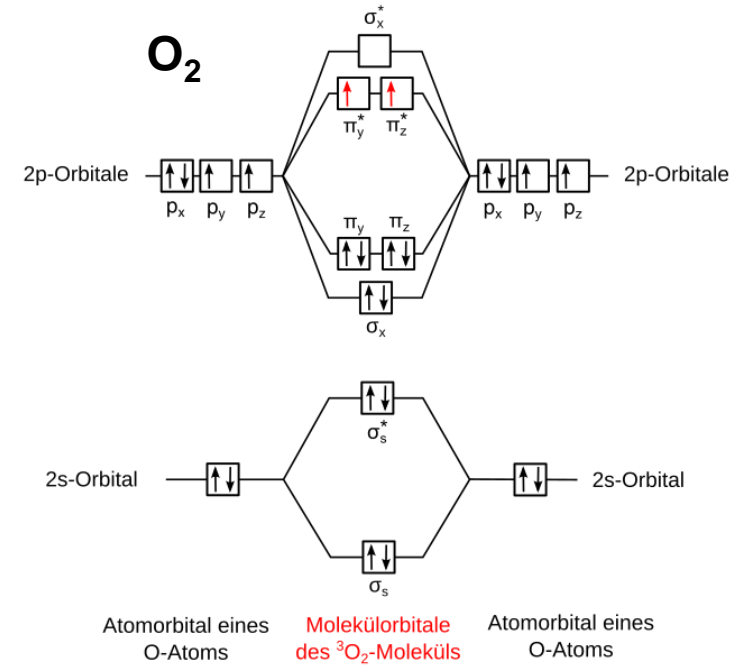
# Weitere MO Diagramme



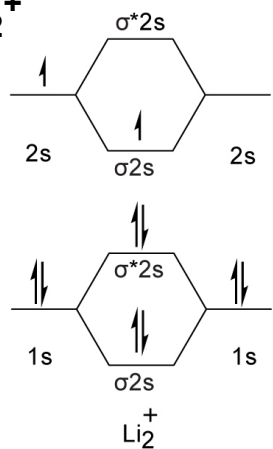
## N<sub>2</sub>



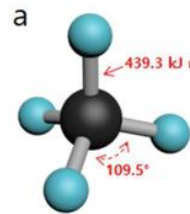
## O<sub>2</sub>



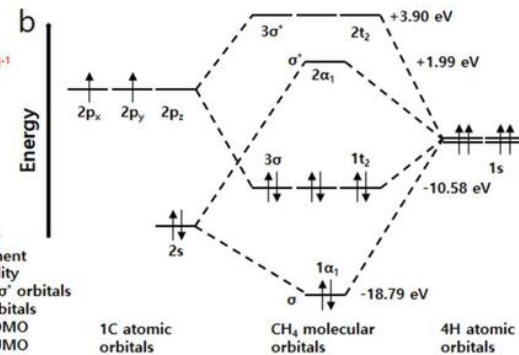
## Li<sub>2</sub><sup>+</sup>



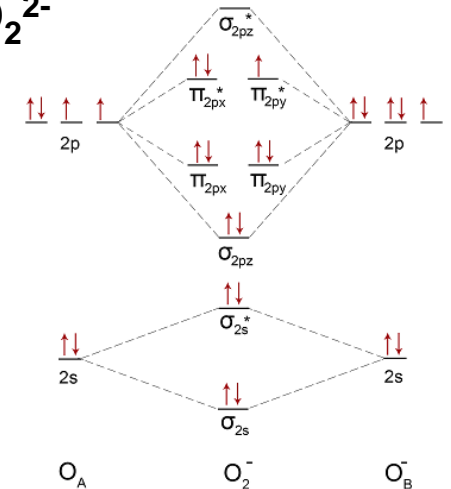
## CH<sub>4</sub>



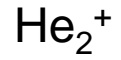
- High symmetry
- No dipole moment
- Low polarizability
- No electron in  $\sigma^*$  orbitals
- No empty  $\sigma$  orbitals
- Low energy HOMO
- High energy LUMO



## O<sub>2</sub><sup>2-</sup>



### 5. Geben Sie die Bindungsordnungen an für:



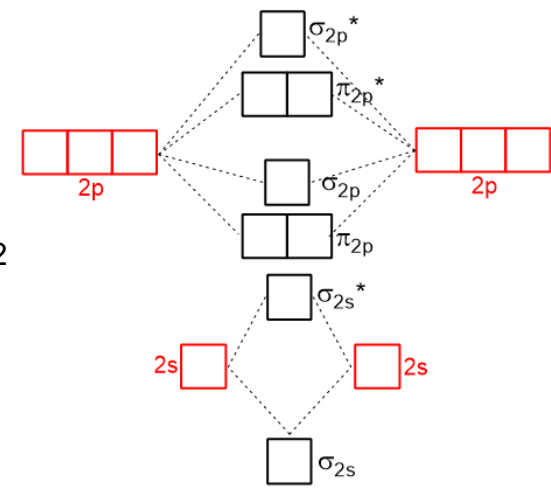
**Lösung:**

$\frac{1}{2}$

$\frac{1}{2}$

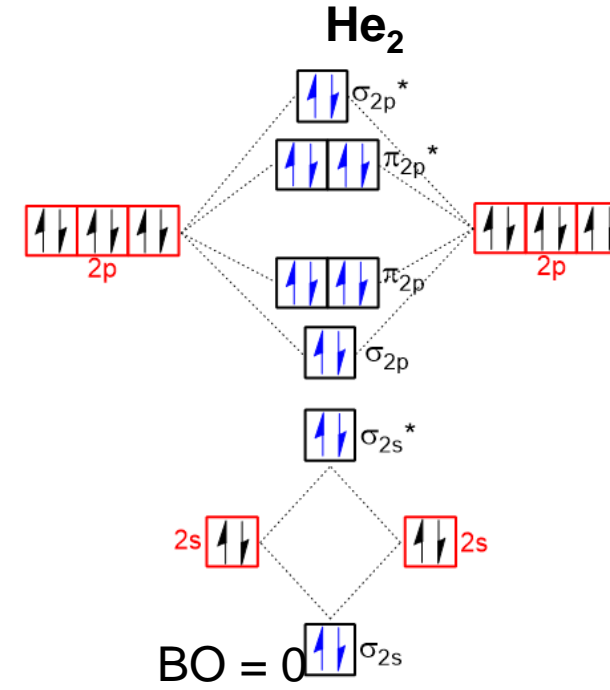
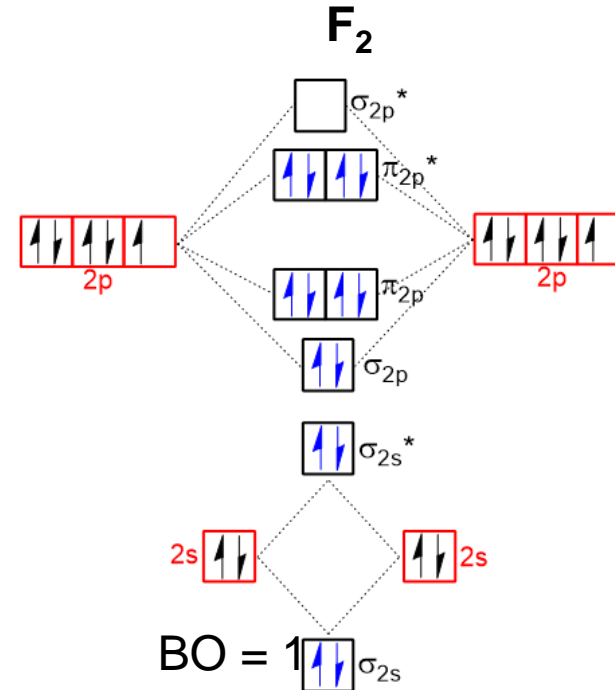
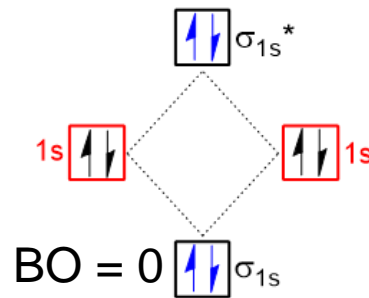
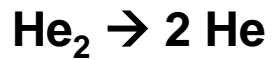
0

1



### Bindungsordnung

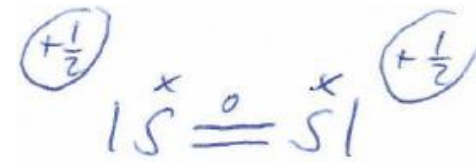
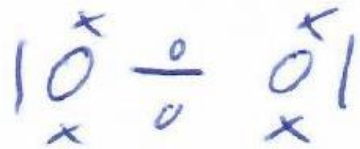
- Zahl der effektiven Bindungen in einem Molekül
- (Bindende MO – Anti-bindende MO)



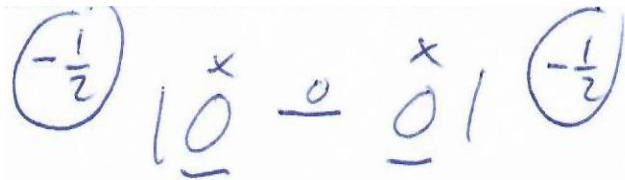
4. Zeichnen Sie je eine sinnvolle Lewis-Formel für den Grundzustand für:  
 $O_2$ ,  $B_2$  und  $S_2^+$ .

Lösung:

Unter Berücksichtigung des Spins !

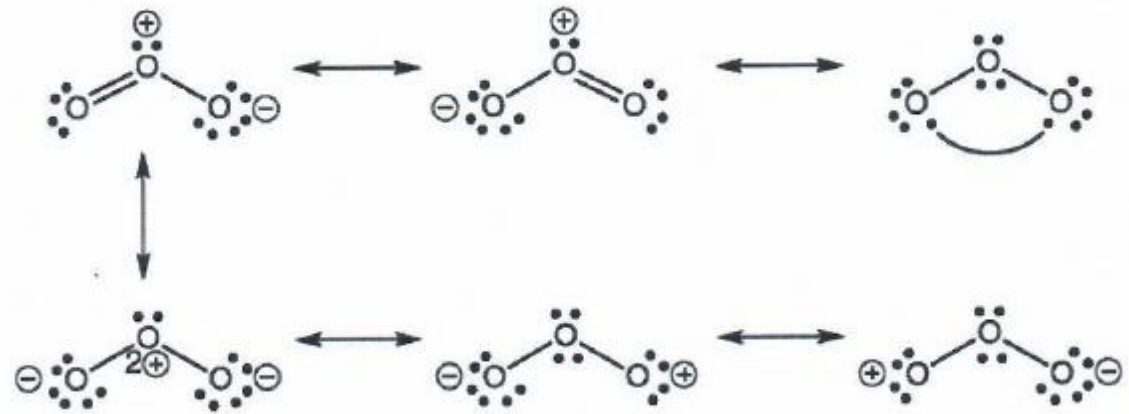


$O_2^-$ -Ion



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

Lösung:



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

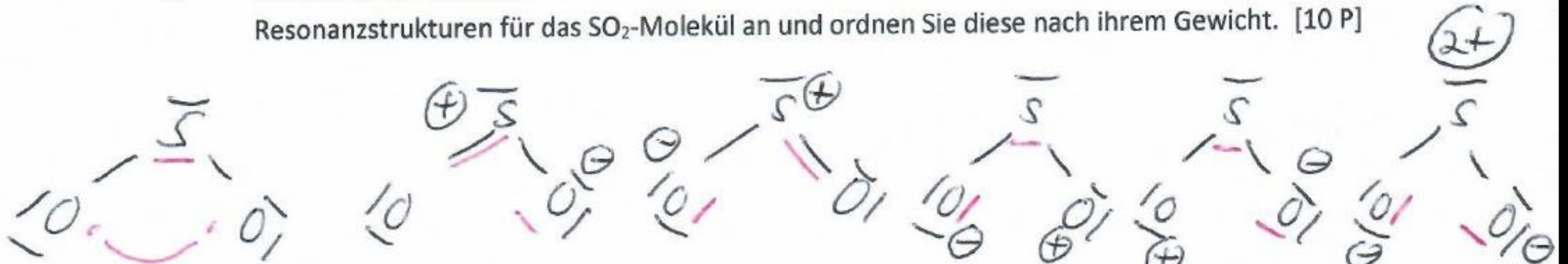
$14 e^-$  im  $\sigma$ -Gerüst,  $4 \pi e^-$ ,  $3 c - 4 e - \pi - B.g.$

$\pi$ -Bd.	1	1	1	0	0	0
Lad.	0	2	2	2	2	4
Gewicht	1	2	2	3	3	4

$1 > 2 = 2 > 3 = 3 > 4$

# Frage aus Altklausur

2. Schreiben Sie unter der Annahme eines minimalen Basissatzes alle möglichen  $\pi$ -Resonanzstrukturen für das  $\text{SO}_2$ -Molekül an und ordnen Sie diese nach ihrem Gewicht. [10 P]



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

$\pi$ -Bridg: 1

Ladungen<sup>0</sup>

Gewicht = 1

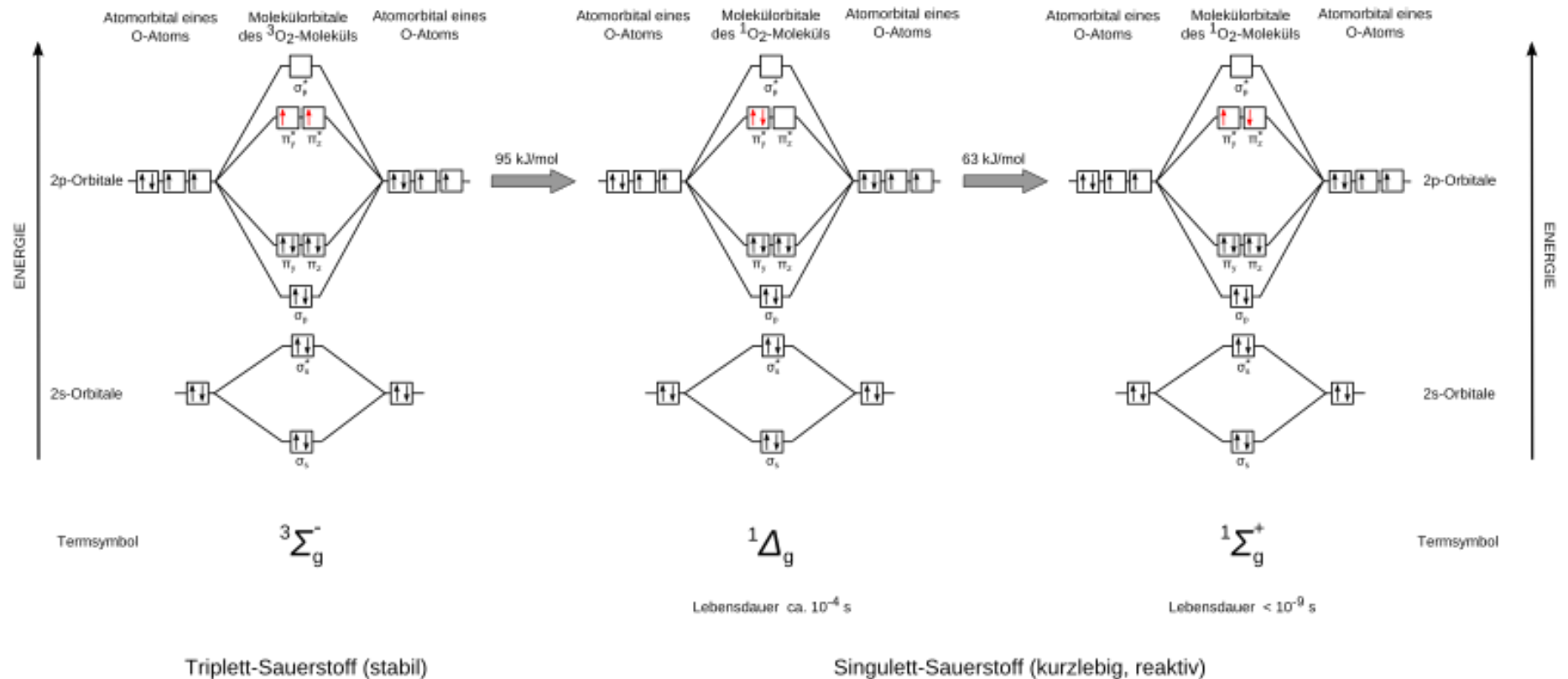
	1	1	0	0	0
	2	2	2	2	4
	2	2	3	3	4

7. Erklären Sie, warum beim O<sub>2</sub>-Molekül im Grundzustand (<sup>3</sup>Σ<sub>g</sub>) sowie im 1. Angeregten Zustand (<sup>1</sup>Δ<sub>g</sub>) und im 2. Angeregten Zustand (<sup>1</sup>Σ<sub>g</sub>) die Bindungslängen nahezu identisch sind (1.2 Å).

Lösung:

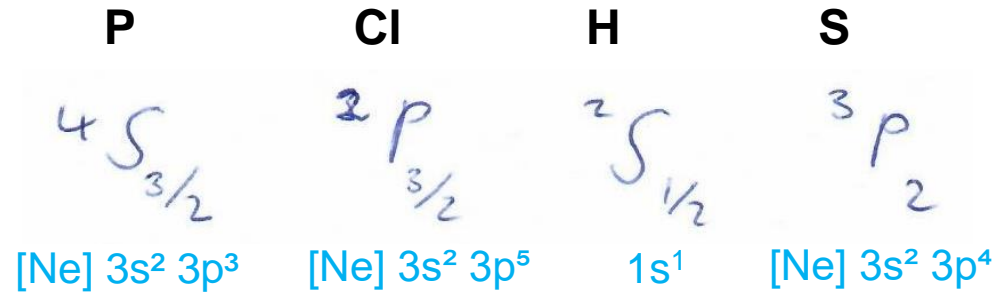
Für alle drei Zustände gilt  $B_{MO} = (b-a) / 2 = 2$

Gleiche Minima der Potentialkurven





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

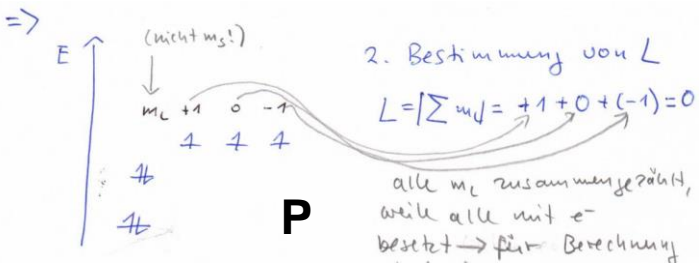


$$2S+1L_J$$

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

$$S \ P \ D \ F$$

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](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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1.84 \text{ g/mL}$ )

## 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

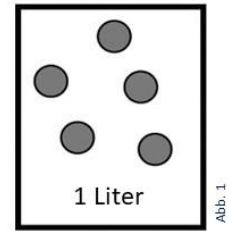
- Stoffmengenkonzentration (= Molarität):

- 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



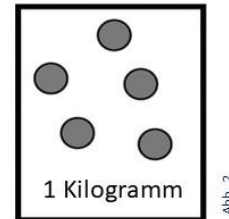
- Molalität:

- Stoffmenge wird auf die Masse des Lösungsmittels bezogen

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

- Einheit: mol/kg

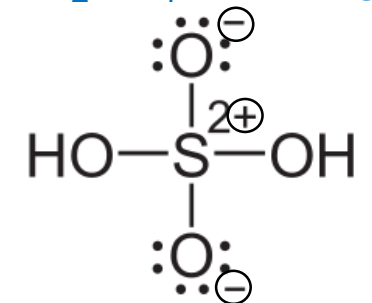
- Beispiel: 5 Teilchen in einem Kilogramm Wasser



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)  $\text{H}_3\text{PO}_4$
- b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- c)  $\text{NH}_3$
- d)  $\text{HS}^-$
- e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- f)  $\text{HCO}_3^-$

Lösung:

- $\text{H}_2\text{PO}_4^-$
- $\text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{NH}_2^-$
- $\text{S}^{2-}$
- $\text{HSO}_4^-$
- $\text{CO}_3^{2-}$

	Säure	Base	
stark	HCl	$\text{Cl}^-$	vernachlässigbar
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HSO}_4^-$	
	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3^-$	
	$\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}$	
mittelstark	$\text{HSO}_4^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	sehr schwach
	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	
	HF	$\text{F}^-$	
schwach	$\text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	schwach
	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{HCO}_3^-$	
	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{HS}^-$	
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{HPO}_4^{2-}$	
	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_3$	
sehr schwach	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{2-}$	mittelstark
	$\text{HPO}_4^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$	
	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^-$	
vernachlässigbar	$\text{HS}^-$	$\text{S}^{2-}$	stark

3. Die Lösung einer schwachen Säure HX hat einen pH-Wert von 3.10. Wie groß ist die Konzentration an  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

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  $\text{HNO}_3$

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

c) 0.00030 mol/L  $\text{HCl}$

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

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

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

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

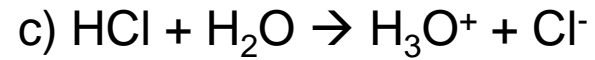
$$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

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

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

$$pH + pOH = pK_w$$

$$pH + pOH = 14$$

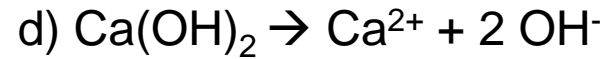


starke Säure:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0 = 3.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

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

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

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



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<sub>s</sub>-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**  $\alpha$  bzw. Protolysegrad gibt das Verhältnis der durch Dissoziation gelösten Säure- bzw. Base-Teilchen zur Gesamtkonzentration der Säure-/Base-Teilchen der Lösung an.  $\alpha$  kann Werte von 0 bis 1 (100% Protolyse) annehmen.

→ Ausmaß einer protolytischen Reaktion, bzw. Anteil Säure, der in einer Reaktion mit H<sub>2</sub>O zur korrespondierenden Base umgewandelt wurde

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

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

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

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

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

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

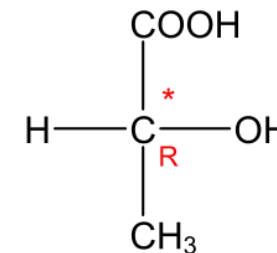
Für schwache Säuren:  $\text{pH} = 1/2(\text{p}K_s - \log c_0)$

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

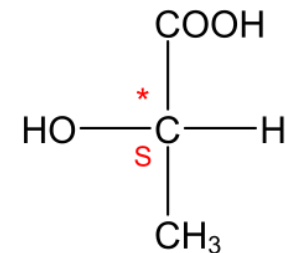
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.308} = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad (\text{oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L})$$

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

Ostwaldsches  
Verdünnungsgesetz



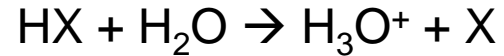
D(-)-Milchsäure



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:**



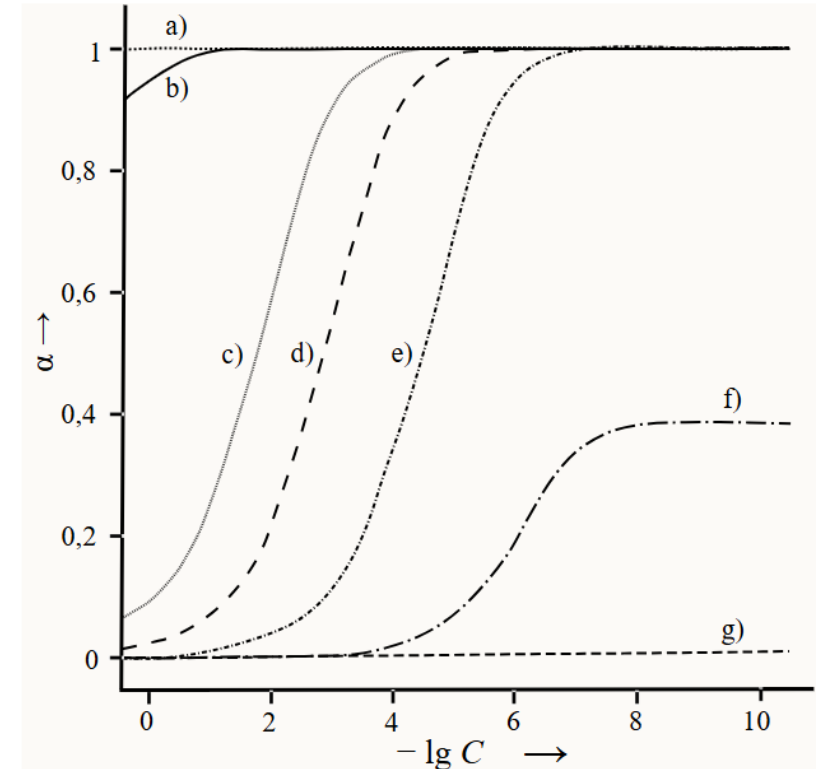
**1. Berechnung von  $K_s$**


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**

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

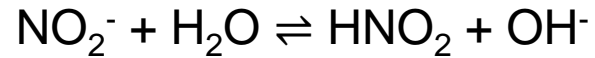


Dissoziationsgrad  $\alpha$  von a) HCl, b) HNO<sub>3</sub>, c) HClO<sub>2</sub>, d) HF, e) HOAc, f) HClO, g) HCN in Abhängigkeit ihrer Konzentration. 

Je konzentrierter die Säure, desto geringer der Dissoziationsgrad!

**8. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.15 mol/L Natriumnitrit (NaNO<sub>2</sub>)?  
(für HNO<sub>2</sub>: pK<sub>s</sub> = 3.35)**

**Lösung:**



Für NO<sub>2</sub><sup>-</sup> ergibt sich der pK<sub>B</sub>-Wert aus den pK<sub>s</sub>-Wert der konjugierten Säure:

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

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

NO<sub>2</sub><sup>-</sup> 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 (NH<sub>4</sub>OAc)? pK<sub>S</sub>(NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) = 9.2; pK<sub>S</sub>(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 (NaHCO<sub>3</sub>)?  $pK_S(\text{H}_2\text{CO}_3) = 6.4$ ;  $pK_S(\text{HCO}_3^-) = 10.3$**

**Lösung:**

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> ist ein Ampholyt:



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



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

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

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

**Natriumhydrogencarbonat Lösung ist leicht basisch.**

**11. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:**

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

## **8. Übung:**

**Puffer, Wasserstoff, Stoffchemie**

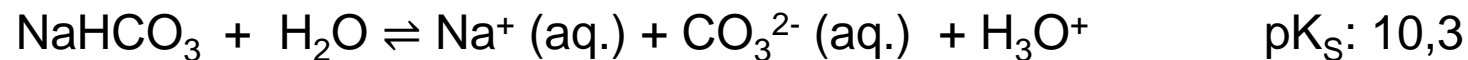
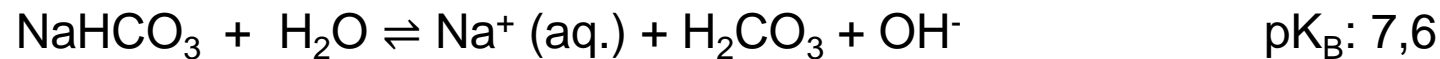
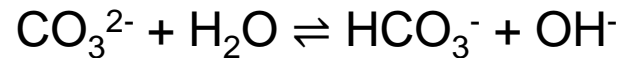


1. Welchen pH-Wert haben folgende Lösungen:  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ? Geben sie auch entsprechende Reaktionsgleichungen an.

### a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung

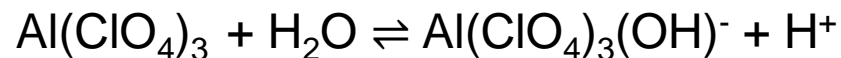
$\text{pK}_s$  – Werte der Kohlensäure sind:  $\text{pK}_{s1} = 6,4$ ;  $\text{pK}_{s2} = 10,3$

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

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

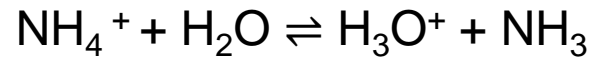
$$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,74 \quad \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,26$$

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

$$\text{pH} < 7$$

$\text{Cl}^-$  Salz einer starken Säure  $\rightarrow$  schwache Base

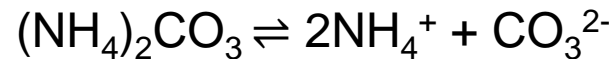
$\text{NH}_4^+$  Salz einer mittelstarken Base  $\rightarrow$  mittelschwache Säure



**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 cm<sup>3</sup> einer 2 mol/dm<sup>3</sup> 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<sup>-</sup> = 0.13 mol 0,15 mol

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

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

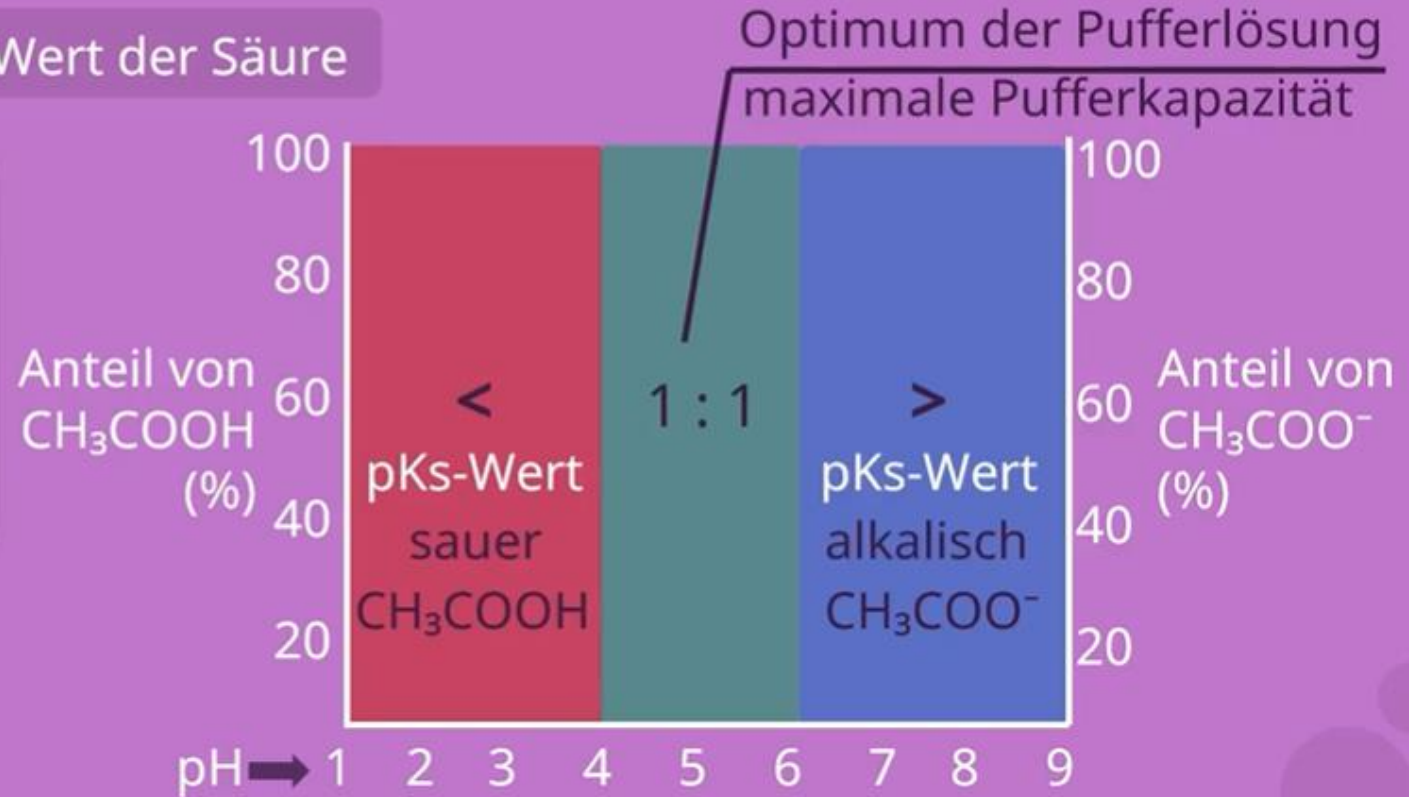
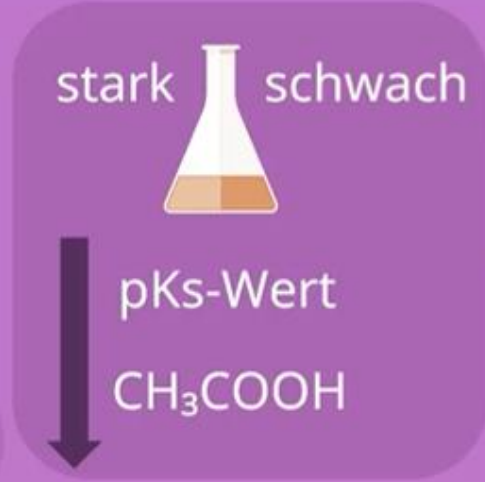
c) 10 cm<sup>3</sup> = 10mL;  $c = 2 \text{ mol/L}; n = 0,01 \text{ L} \cdot 2 \text{ mol/L} = 0,02 \text{ mol}$

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

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

# 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 ( $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ) + Kaliumdihydrogenphosphat ( $\text{KH}_2\text{PO}_4$ )
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  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ : 7,12]

b) Welche  $\text{HPO}_4^{2-}$ -Konzentration liegt vor, wenn die Konzentration der  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ -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:  $\text{BaCl}_2$
- b) Perchlorsäure:  $\text{HClO}_4$
- c) Eisen(III)sulfathexahydrat:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
- d) salpetrige Säure:  $\text{HNO}_2$
- e) Diphosphorpentoxid:  $\text{P}_2\text{O}_5$
- f) Dinatriumhydrogenphosphatdodecahydrat:  $\text{Na}_2\text{H}(\text{PO}_4) \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
- g) Iodsäure:  $\text{HIO}_3$
- h) Kalilauge:  $\text{KOH (aq.)}$
- i) Natriumsulfid:  $\text{Na}_2\text{S}$
- j) Lithiumnitrid:  $\text{Li}_3\text{N}$
- k) Kaliumpermanganat:  $\text{KMnO}_4$
- l) Kaliumchromat:  $\text{K}_2\text{CrO}_4$



## 6. Benennen sie folgende Moleküle:

- a)  $\text{CsCl}$ : Cäsiumchlorid
- b)  $\text{KHSO}_4$ : Kaliumhydrogensulfat
- c)  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ : Cobalt(II)nitrat pentahydrat
- d)  $\text{MgS}_2\text{O}_3$ : Magnesium thiosulfat
- e)  $\text{Ni}_2\text{O}_3$ : Nickel(III)oxid
- f)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ : Kaliumaluminiumsulfat
- g)  $\text{MnO}_2$ : Mangandioxid (Braunstein)
- h)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ : Kaliumdichromat
- i)  $\text{Ag}_2\text{S}$ : Silbersulfid
- j)  $\text{HBr}$ : Bromwasserstoff, Hydrogenbromid
- k)  $\text{HOBr}$ : Hypobromige Säure
- l)  $\text{NaBrO}_2$ : Natriumbromit
- m)  $\text{HBrO}_3$ : Bromsäure
- n)  $\text{RbBrO}_4$ : Rubidiumperbromat

# **Anorganische Experimentalchemie**

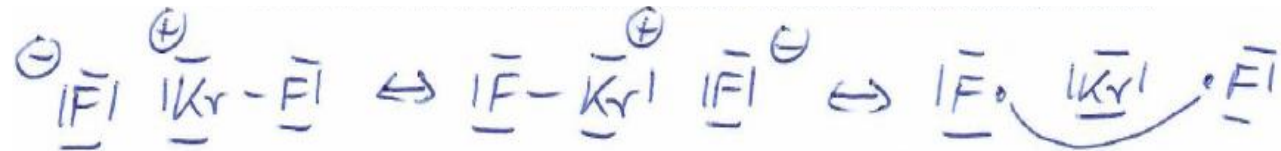
## **9. Übung:**

**Edelgase, Halogene, Sauerstoff & Wasser**

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

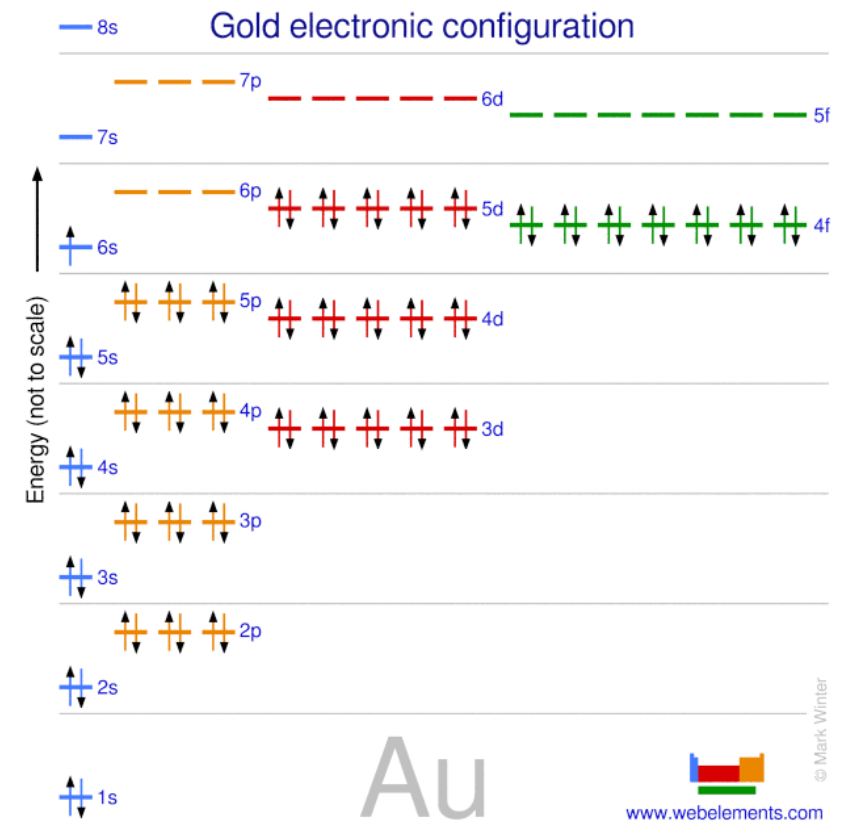


2. Schreiben Sie die drei wichtigsten mesomeren Resonanzstrukturen für  $\text{KrF}_2$  an.



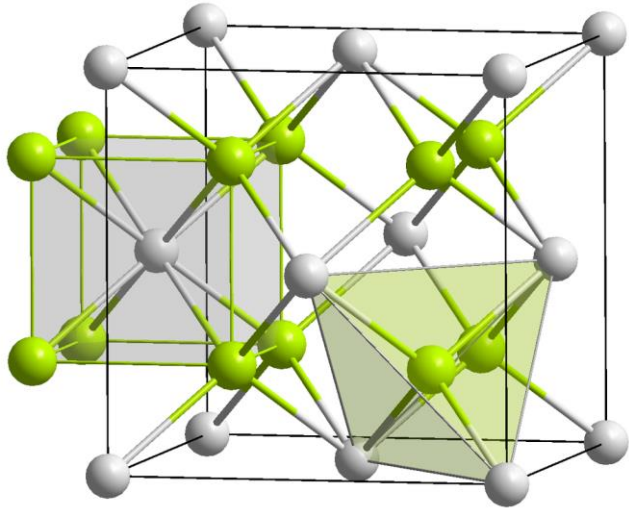
### 3. Welche neutralen binären Fluor-Verbindungen des Goldes kennt man?

$AuF$ ,  $AuF_3$ ,  $AuF_5$

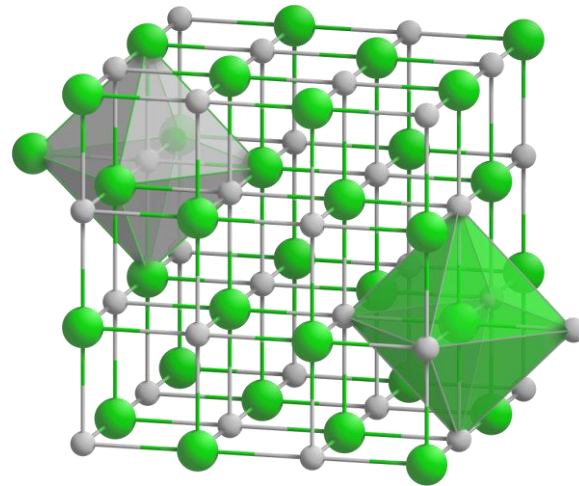


**4. Nennen Sie für F, Cl, Br, und I jeweils ein natürliches Vorkommen!**

CaF<sub>2</sub>, NaCl, AgBr (Bromargyrit), Kaliumiodid (KI)



CaF<sub>2</sub>



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.**

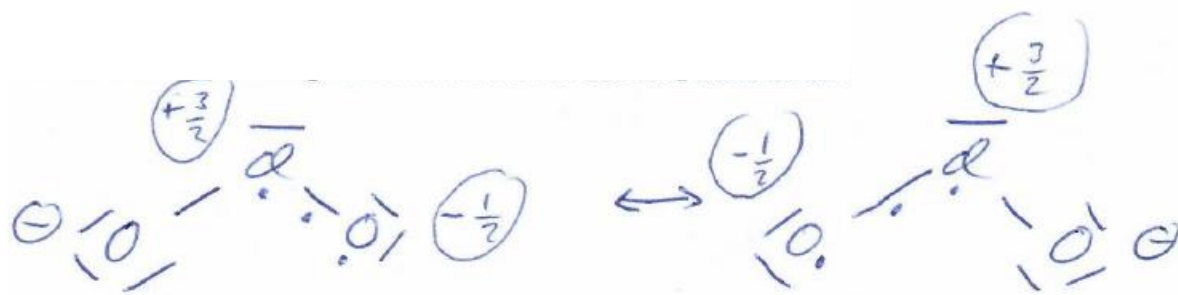
**Lösung:**

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  $\text{ClO}_2$ -Molekül an.



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

**a)  $\text{MnO}_2$**

**b)  $\text{MnO}_4^-$**

**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:  $6\text{Cl}^- \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 6\text{e}^-$

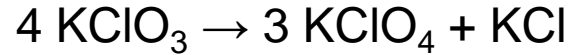
Red:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

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  $\text{KClO}_4$ .

(a) Formulieren sie die Reaktionsgleichung.



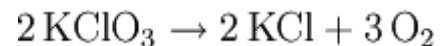
(b) Beschreiben Sie die Struktur des Perchlorat(VII)-Anions.

tetraedrisch

Erhitzen über den Schmelzpunkt



Beim Erhitzen über  $550^\circ\text{C}$  zerfällt es komplett in Sauerstoff und Kaliumchlorid. Diese Zersetzung findet bei Zugabe von Mangandioxid (Braunstein) als Katalysator schon bei  $150$  bis  $200^\circ\text{C}$  statt



## 9. Nennen Sie 3 Pseudohalogene.

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

Bromcyan  $\text{Br-CN}$

Iodazid  $\text{I-N}_3$

Dicyan  $\text{NC-CN}$

$\text{HCN}$  (Blausäure)

$\text{HNCO}$  (Isocyansäure)

$\text{HCNO}$  (Knallsäure)

$\text{HNCS}$  (Isothiocyansäure)

$\text{HN}_3$  (Stickstoffwasserstoffsäure)

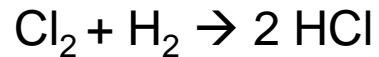
- Es existieren zumeist Dimere
- Es existieren *Pseudohalogenwasserstoffsäuren*
- Die Salze  $\text{AgX}$  sind schwer löslich.
- In alkalischer Lösung kommt zur Disproportionierung
- Die Pseudohalogene bilden untereinander und mit den Halogenen Verbindungen, die den Interhalogenverbindungen entsprechen

**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:**



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

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

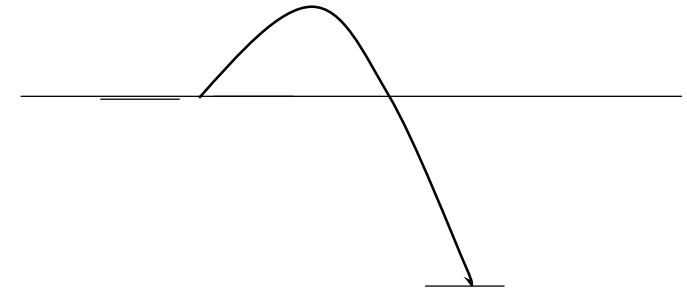
$$3 \text{ L H}_2 = 0,13 \text{ mol } (3 \text{ L} / 22,4 \text{ L mol}^{-1})$$

also maximal 0,26 mol HCl

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

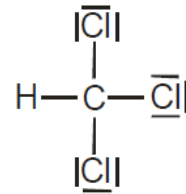
Reaktion kann z.B. mit Blitzlichtlampe gestartet werden.

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

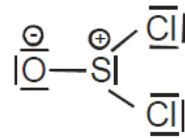


11. Zeichnen Sie die Valenzstrichformeln für folgende Moleküle einschließlich der Formalladungen und benennen diese.

a)  $\text{HCCl}_3$

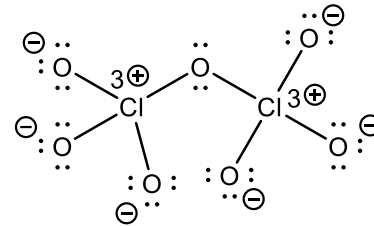


b)  $\text{OSCl}_2$



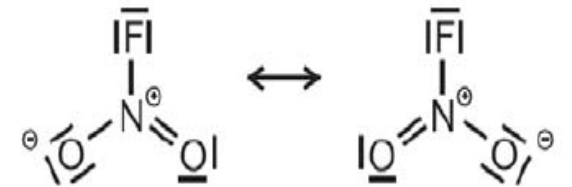
Thionylchlorid

c)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$



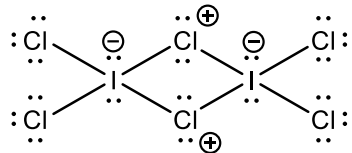
Dichlorheptaoxid  
(Perchlorsäureanhydrid)

d)  $\text{O}_2\text{NF}$  (N-Atom ist Zentralatom)



Nitrylfluorid

e) Dimer von  $\text{ICl}_3$



Diiodhexachlorid

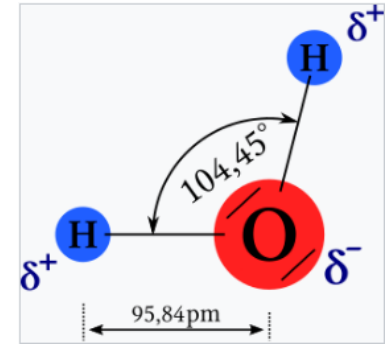
## 12. Vergleichen Sie die H-X-H Winkel in Wasser und in Schwefelwasserstoff.

### Wasser (H<sub>2</sub>O):

**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.



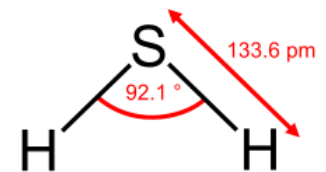
### Schwefelwasserstoff (H<sub>2</sub>S):

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

### Erklärung:

Der kleinere Bindungswinkel im Vergleich zu Wasser resultiert aus:

- **sp<sup>3</sup> 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.

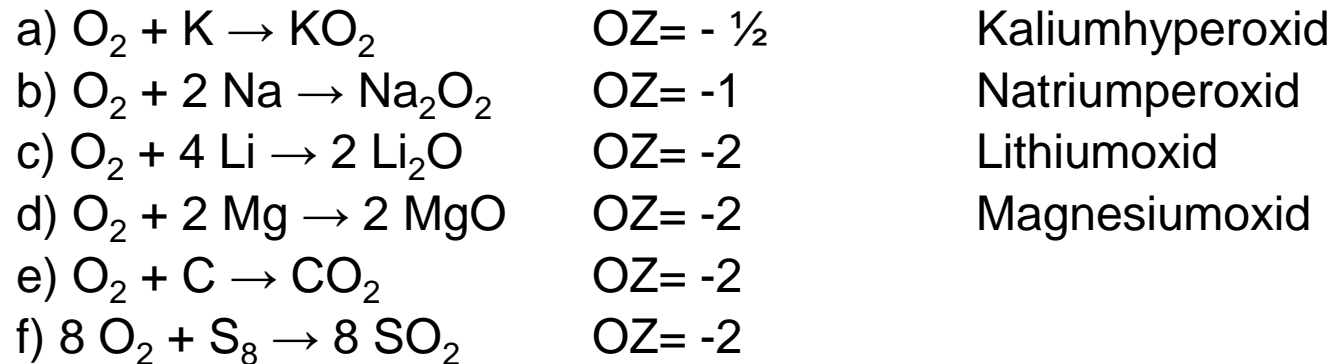


13. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von Sauerstoff mit:

- a) K
- b) Na
- c) Li
- d) Mg
- e) C
- f) S<sub>8</sub>

Geben Sie die Oxidationszahlen des Sauerstoffs in den Reaktionsprodukten an.

**Lösung:**



KO<sub>3</sub> = Kaliumozonid  
Rb<sub>6</sub>O = Rubidiumsuboxid

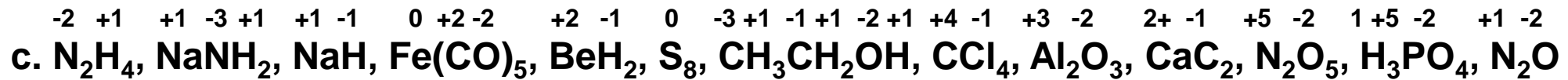
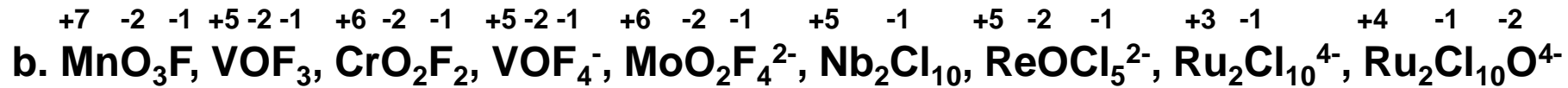
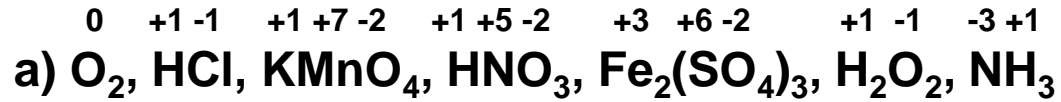
# **Anorganische Experimentalchemie**

## **10. Übung:**

### **Redox Reaktionen**

1. Bestimmen sie die Oxidationsstufen der Atome in:

Lösung: Ox Zahlen eigentlich in römischen Ziffern





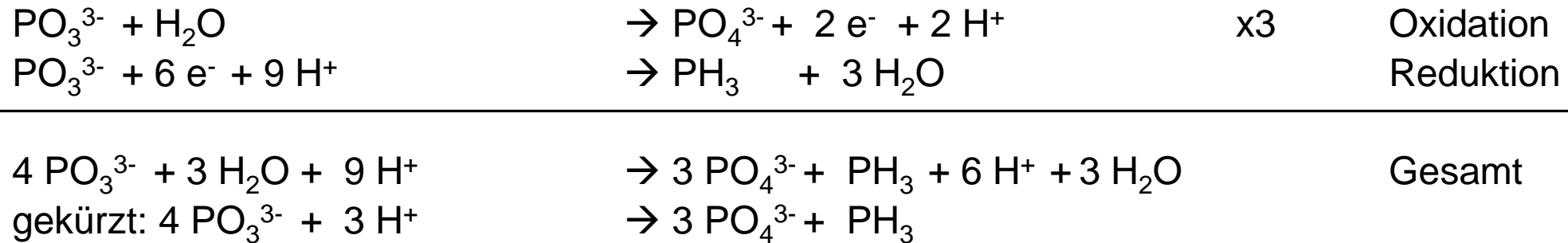
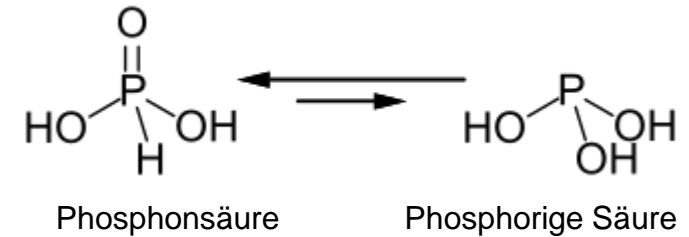
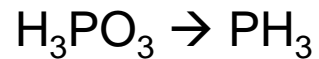
## 2. Phosphorige Säure zerfällt zu Phosphorsäure und Phosphan.

a) Um was für eine spezielle Redoxreaktion handelt es sich?

b) Stellen sie die vollständige Redoxgleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf.  
Kennzeichnen Sie die Oxidation und Reduktion

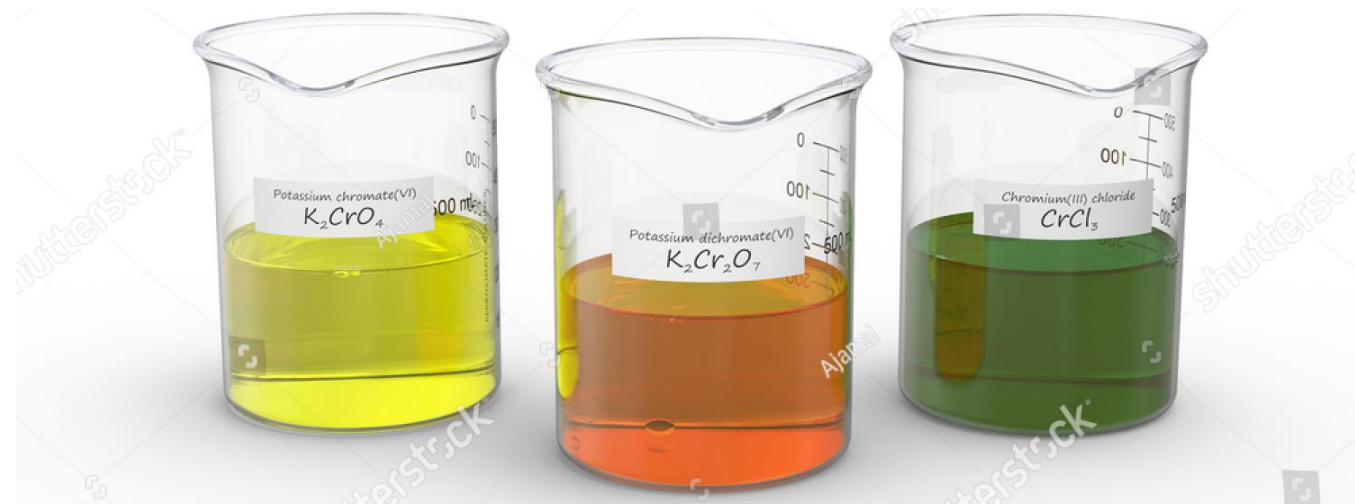
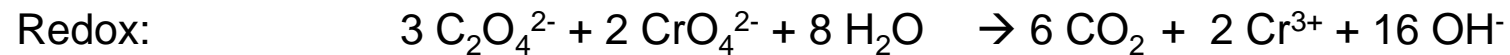
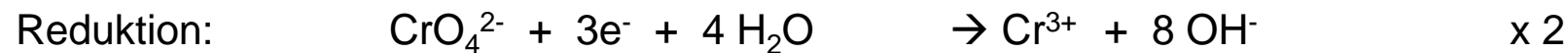
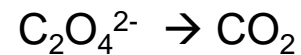
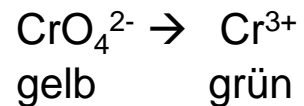
**Lösung:** a) Disproportionierung

b)



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.

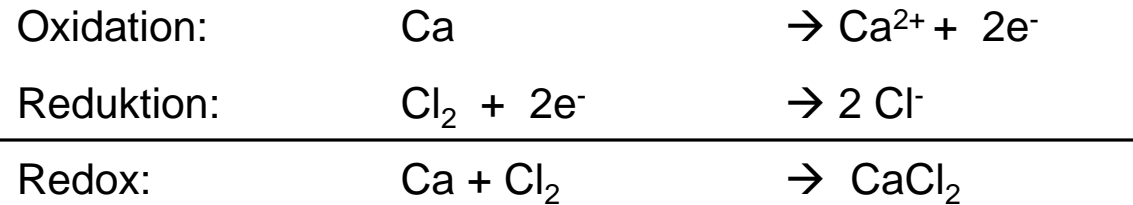
**Lösung:**



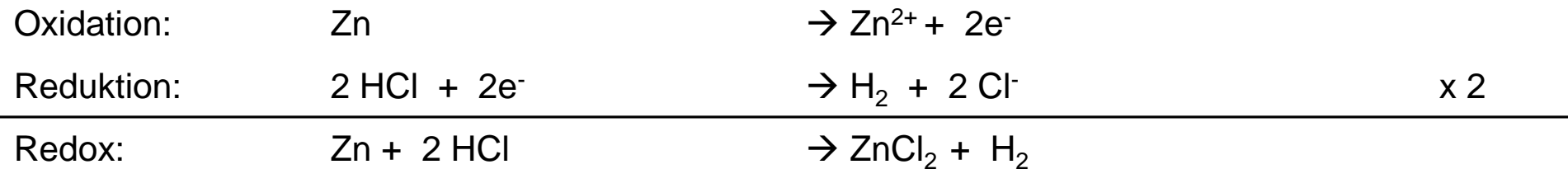
**4. Stellen Sie für die folgenden Reaktionen die Redox-Teilgleichungen sowie die Gesamtgleichung auf und bestimmen Sie die Oxidationszahlen von allen Atomen.**

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

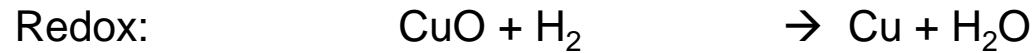
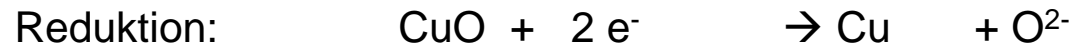
**Lösung:**



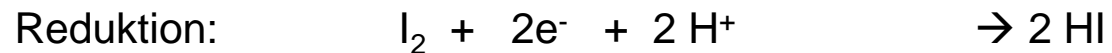
**b. Zink wird in Salzsäure aufgelöst. Dabei entstehen Zinkchlorid und Wasserstoff. Die Reaktion findet im *sauren Milieu* statt.**



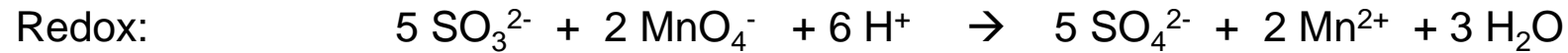
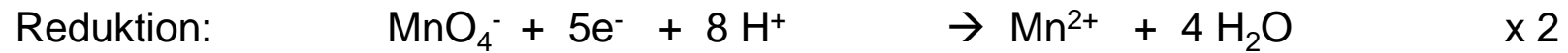
**c. Kupfer(II)oxid und Wasserstoff reagieren im *alkalischen Milieu* zu Kupfer und Wasser.**



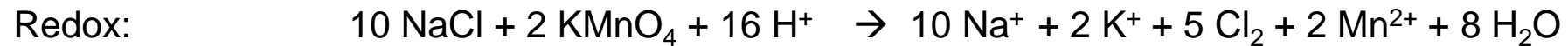
**d. Schweflige Säure und Iod reagieren im *sauren Milieu* zu Schwefelsäure und Iodwasserstoff.**



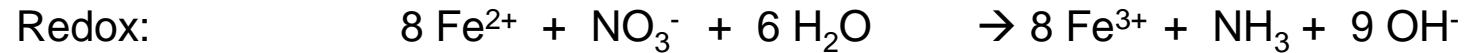
**e. Kaliumpermanganat reagiert in saurer Lösung mit Natriumsulfit zu Mangan(II)-Ionen und Sulfationen.**



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



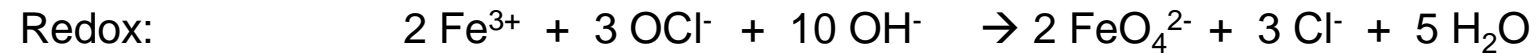
**g. Eine Lösung mit Eisen(II)-Ionen und Nitrationen reagiert im basischen Milieu zu Eisen(III)-Ionen und Ammoniak.**



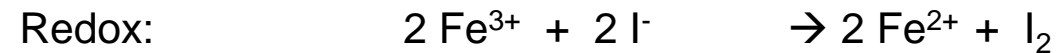
**i. Aluminium reagiert mit Wasser im basischen Milieu zu Tetrahydroxyaluminate  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  und Wasserstoff.**



**i. Eisen(III)-hydroxidlösung reagiert mit Hypochlorit-Ionen (OCl<sup>-</sup>) zu FeO<sub>4</sub><sup>2-</sup> - Ionen und Chloridionen.**

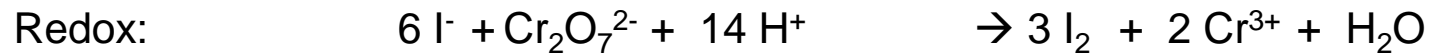


**j. Eisen(III)-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Eisen(II)-Ionen und Iod.**



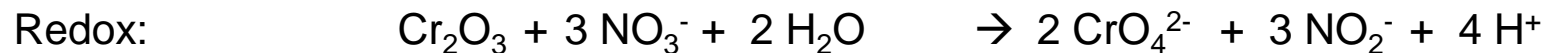
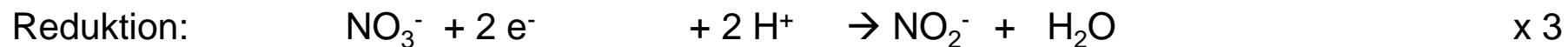
**k. Dichromat-Ionen reagieren mit Iodid-Ionen zu Iod und Chrom(III)-Ionen.**

**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<sup>+</sup>-Ionen frei.**

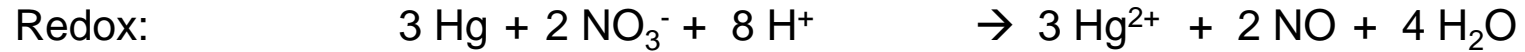


**Oxidationsschmelze:**

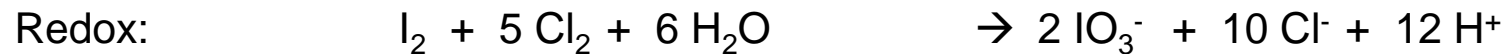




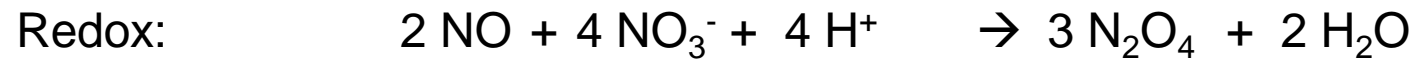
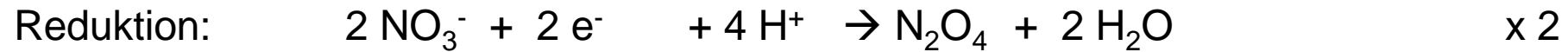
**m. Quecksilber reagiert mit Salpetersäure zu Quecksilber(II)-Ionen und Stickstoffmonoxid.**



**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.**

