

Übungen zur Vorlesung

Anorganische Chemie 1

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

Termine: (ab KW43)

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

Übungsblätter Download:

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

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

Verantwortlich für die Übungen:

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

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

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

1. Einfache Mathematik

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

Bestimmen Sie die Quadratwurzel von

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

Bestimmen Sie die Kubikwurzel von

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

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

x: der Exponent

b: die Basis

a: der Potenzwert

Berechnen Sie

$$\log_2(8) = 3$$

$$\log_3(81) = 4$$

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

$$\log_7(7) = 1$$

$$\log_8(1) = 0$$

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

1. Determinanten

Bezeichner der
Determinante

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

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)

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

+ + + - - -

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

Zahlenbeispiel

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

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

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

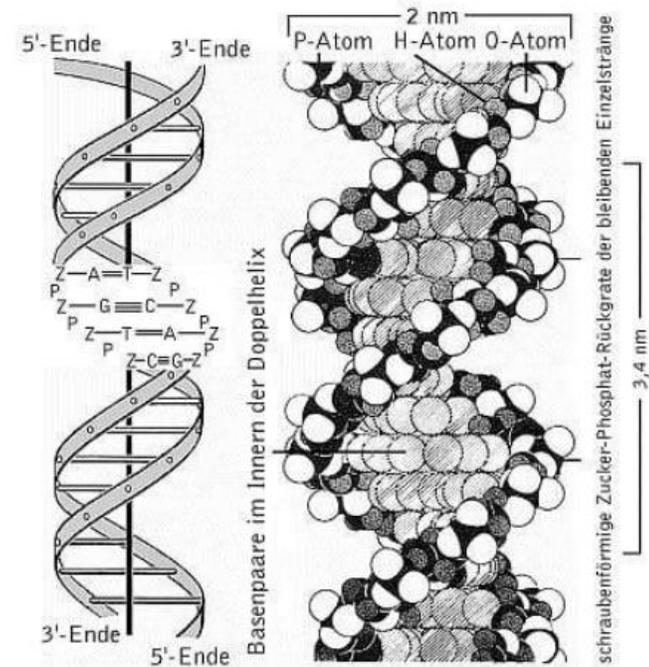
Lösung:

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

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

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

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



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

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

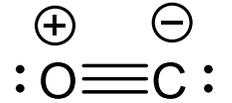
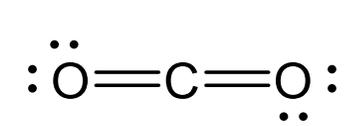
Die Länge der DNA aller Menschen auf der Welt (ca. 7,6 Mrd. im Jahr 2018) kombiniert ergäbe etwa 121 Mill. Lichtjahre, was fast dem Durchmesser des Virgo-Superhaufens (150 bis 200 Mill. Lichtjahre) entspricht.

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

Lösung:

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

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



Atommasse in u (Durchschnittswert aus den natürlich vorkommenden Isotopen)

35,45

17

Cl

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 CO₂ produzieren Sie dabei?

Lösung:

$$M(\text{CO}_2) / M(\text{C}) = x / 2 \text{ kg}$$

$$x = 44 * 2 / 12 = 7,333 \text{ kg}$$

$$n = m / M = 7333 \text{ g} / 44 \text{ g mol}^{-1} = 166.6 \text{ mol}$$

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

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

Bei höheren Temperaturen:

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

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



6. Kalium reagiert mit Wasser zu Wasserstoff und Natronlauge (KOH).
- Stellen Sie die korrekte Reaktionsgleichung auf.
 - Welche Aussagen über die Entropie dieser Reaktion können Sie treffen?
 - Berechnen Sie die molare Masse von Kaliumhydroxid?
 - Wieviel Liter Wasserstoffgas entstehen bei der Reaktion von 5 g Kalium?

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

b) Entropie nimmt ab

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

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

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

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

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

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

Lösung:

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

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

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

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

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

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

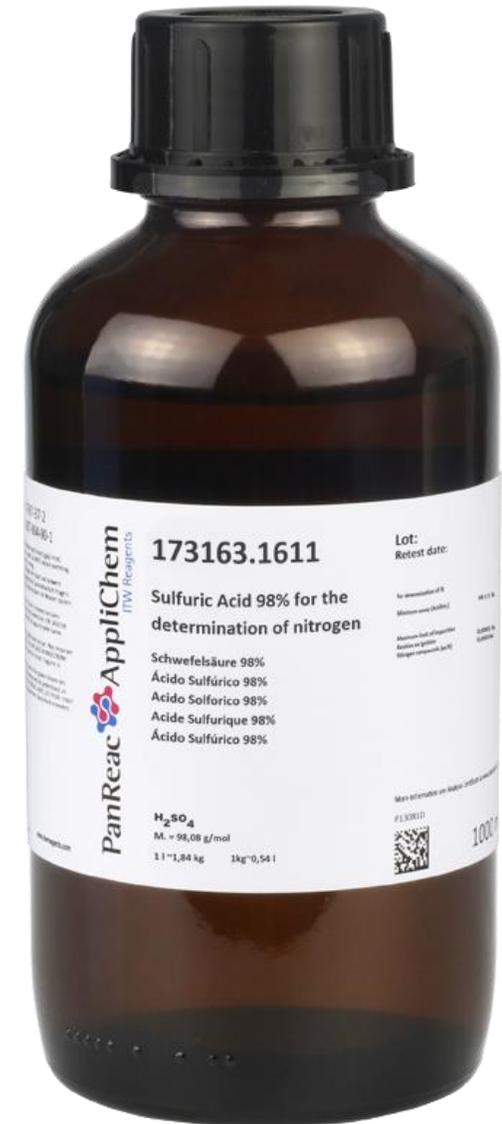
8. Wie schwer ist ein halber Liter 100% Schwefelsäure der Dichte 1.84 g/cm³?

Wieviele mol H₂SO₄ sind enthalten?

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

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

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



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

25% von 906 g sind NH₃ = 226,5 g

M(NH₃) = 17 g/mol

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

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



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

Lösung:

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

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



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

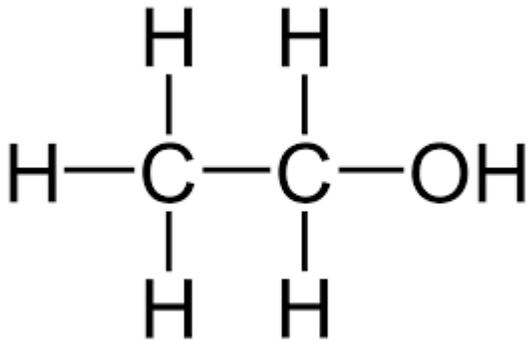
Lösung:

Konzentrationen in der Chemie in mol/L

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

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

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



Brandweinsteuer

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



2. Übung

Thermodynamik

1. Mathematik, Basics Differentiale:

Leiten Sie zweimal ab!

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

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

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

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

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

Lösung:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

2. Mathematik, Basics, Integrale

Berechnen Sie die folgenden bestimmten Integrale.

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

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

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

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

3. Erläutern sie:

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

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

Lösung:

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

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

$\Delta G > 0$: endergonisch

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

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



Lösung:

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

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

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

5. Die Zersetzung von Natriumazid verläuft nach:



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

Lösung:

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

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

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

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



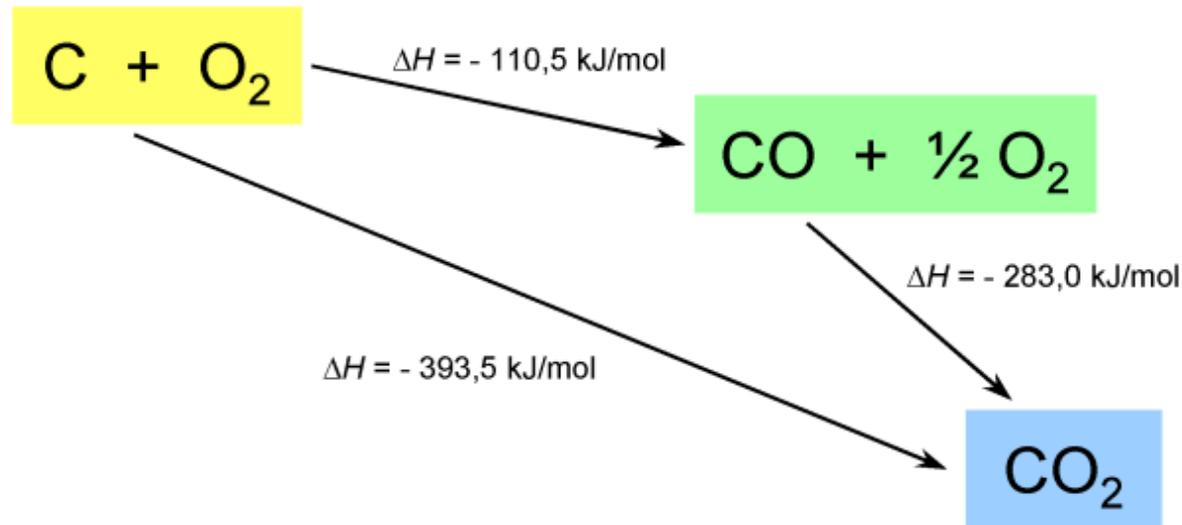
Synthese Bleiazid:



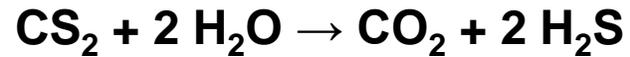
6. Was beschreibt der Satz von Hess?

Lösung:

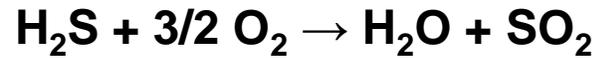
z.B. Der Satz von Hess besagt, dass der Weg einer chemischen Reaktion keinen Einfluss auf die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion hat. Die Reaktionsenthalpie der Gesamtreaktion ist somit auch von der Anzahl der Teilreaktionen unabhängig. Die Enthalpieänderung der gesamten Reaktion ist die Summe der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



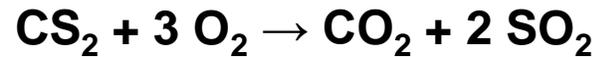
7. Berechnen Sie ΔH für die Reaktion



mit Hilfe der Gleichungen:

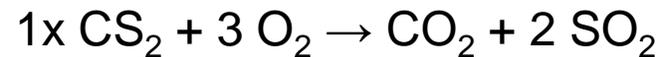


$$\Delta H = -562,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

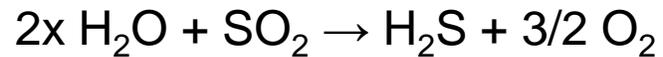


$$\Delta H = -1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

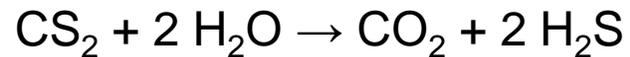
Lösung:



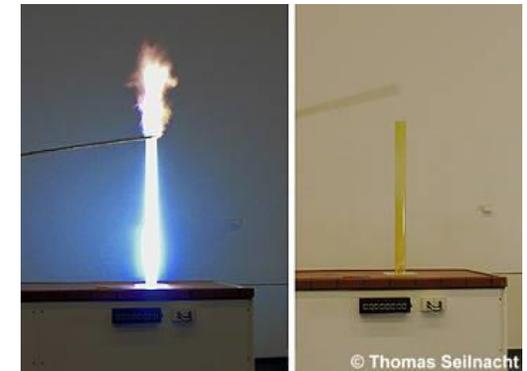
$$-1075,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



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



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



Versuch: Bellender Hund



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



Lösung:

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

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

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

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

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

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

a1) ...der Druck konstant bleibt?

a2) ...der Druck sich verdoppelt?

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

Lösung:

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

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

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

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

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

b) Näherung: nahezu 1 atm (1013 mbar)

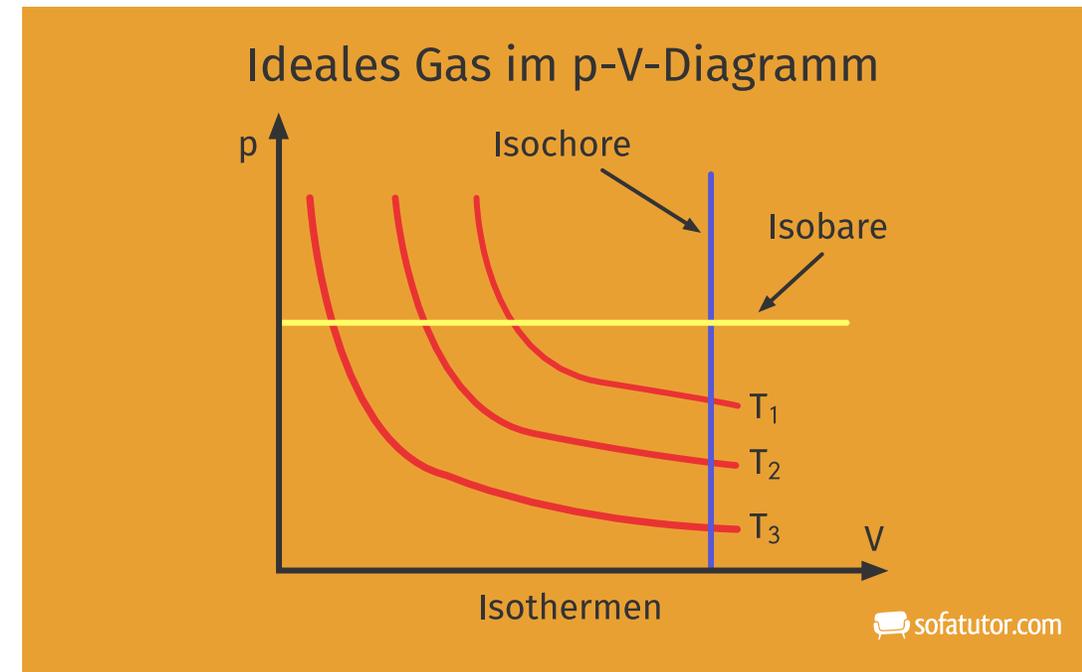
$$V_m = 24,4 \text{ mol/L} \rightarrow n = 0,8 \text{ L} / 24,45 \text{ mol/L} = 0,0327 \text{ mol}$$

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

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

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

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



Übung 3

MWG, Kinetik

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

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

(2) Stickstoff und Wasserstoff reagieren zu Ammoniak.

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

(4) Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoff reagieren zu Kohlenstoffmonoxid.

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

Kohlevergasung

Haber-Bosch-Verfahren

Wassergas-Shift-Reaktion

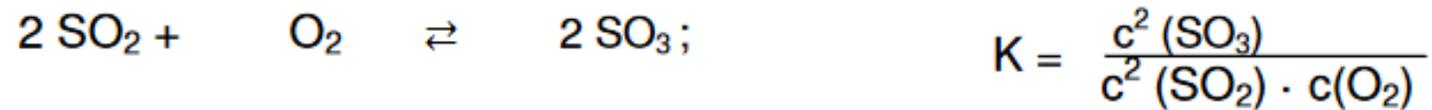
Boudouard-Gleichgewicht

2. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

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

Lösung:

a) Schwefeldioxid wird durch Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidiert.



b) Schwefeltrioxid addiert sich an H_2SO_4 zu Dischwefelsäure.



c) Dischwefelsäure wird hydrolisiert zu Schwefelsäure.



d) Schwefelsäure wird durch 2 Äquivalente Natriumhydroxid neutralisiert.



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

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

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

Wie groß ist K_c bei 25°C ?

Lösung:

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

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

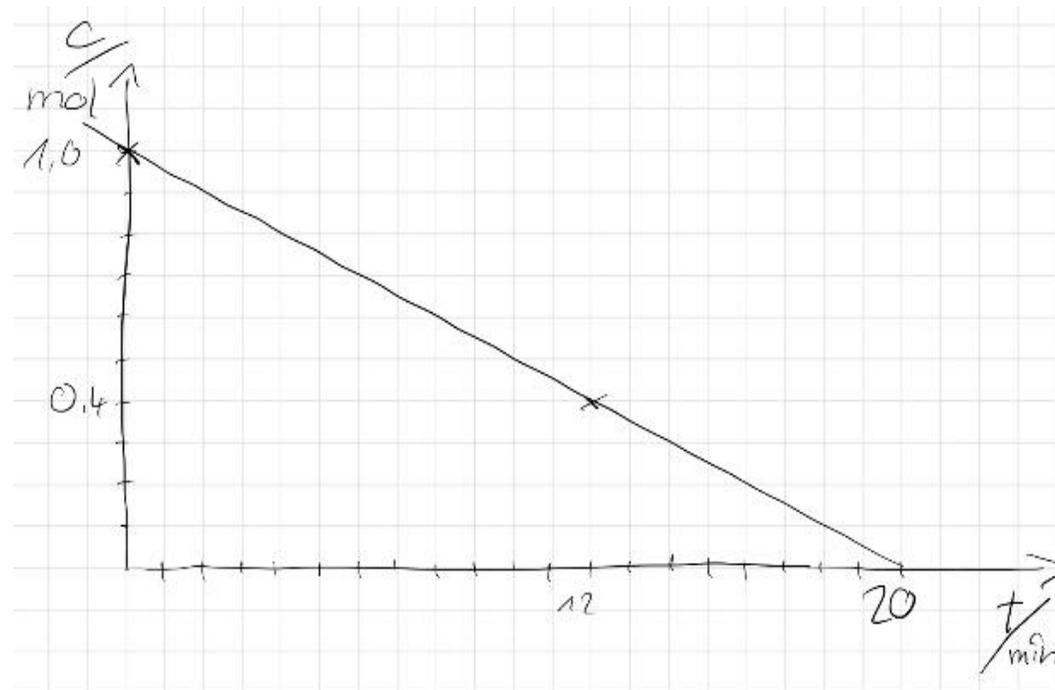
Ordnung: $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{HBr}$

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

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

Lösung:

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



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

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

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

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

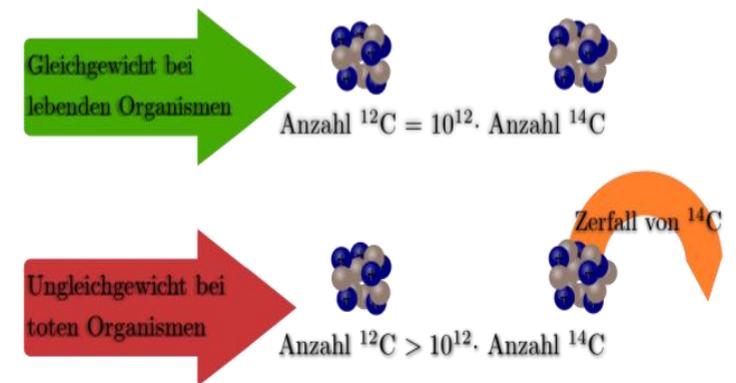
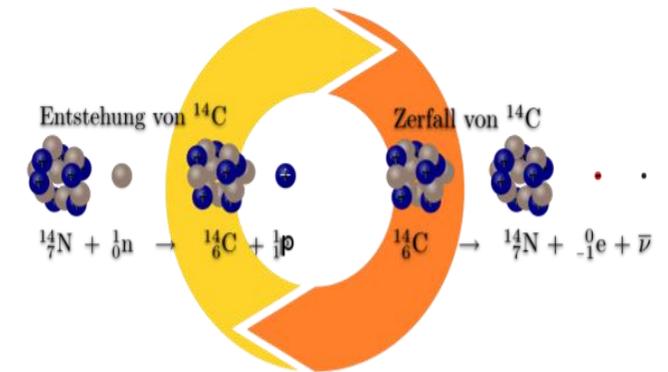
$$t = \frac{1}{k} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{t_{1/2}}{\ln 2} \ln \frac{[^{14}\text{C}]_0}{[^{14}\text{C}]} = \frac{5730 \text{ a}}{\ln 2} \ln \frac{[1,00]}{[0,72]} = 2720 \text{ a}$$

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

logarithmische Integrationsregel

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

a = Jahr

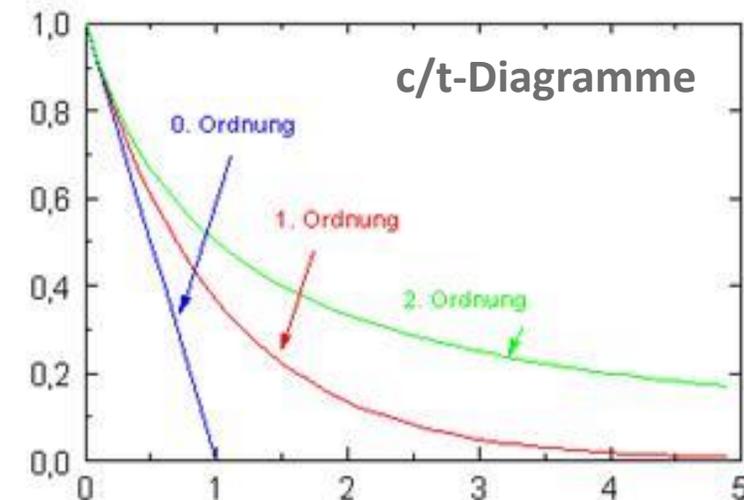


6. Wir betrachten erneut eine Reaktion erster Ordnung. Anfangskonzentration = 0,5 mol. Halbwertszeit = 40s. Welche Konzentration liegt nach 70 s vor?

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

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

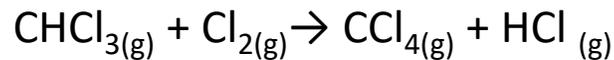
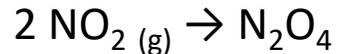
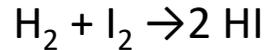
- Die Stoffmengenabnahme ist anfangs groß, dann allmählich abnehmend (exponentielle Abklingkurve).
- Die Reaktionsgeschwindigkeit ist direkt proportional zur Konzentration eines Stoffes
- Die Reaktionszeit ist unabhängig von der Ausgangskonzentration
- Beispiel: $2 \text{ N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow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



2. Ordnung

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

Beispiele:



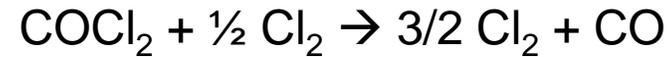
1 ½. Ordnung

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

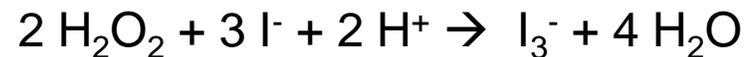
Reaktionsgeschwindigkeit nichtlinear und möglicherweise durch eine Mischung verschiedener Mechanismen definiert.

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

Lösung: Autokatalytischer Phosgenzerfall

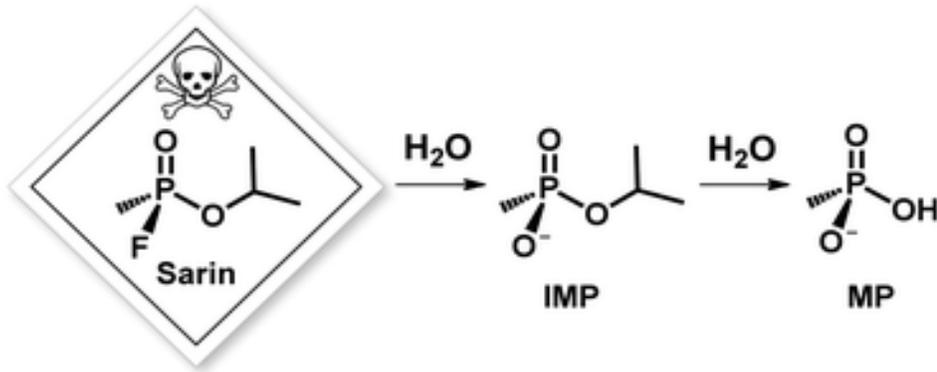


Eine weitere klassische Reaktion mit einer Reaktionsordnung von 1,5 ist die Reaktion zwischen Wasserstoffperoxid (H_2O_2) bzw. Acetonperoxid und Jodid-Ionen (I^-) unter sauren Bedingungen:



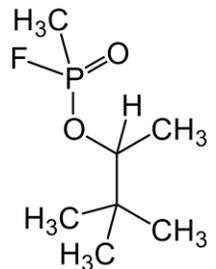
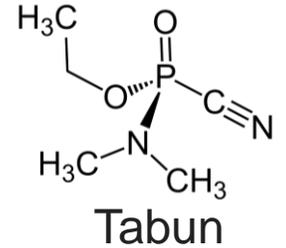
8. Die Reaktionsgeschwindigkeit der Sarin-Hydrolyse verläuft unter welchen Bedingungen schnell, langsam, mittel?

Lösung: Geschwindigkeit: alkalisch > sauer > neutral

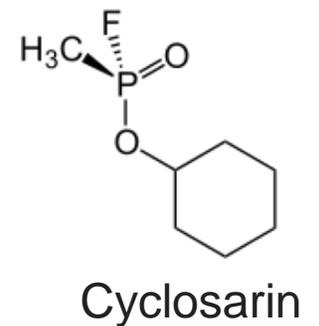


Phosphonsäureester
(oft Giftgase)

G-Reihe

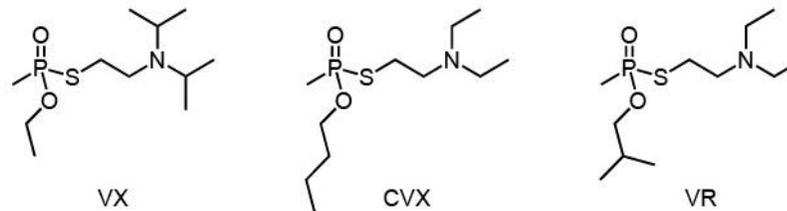


Soman

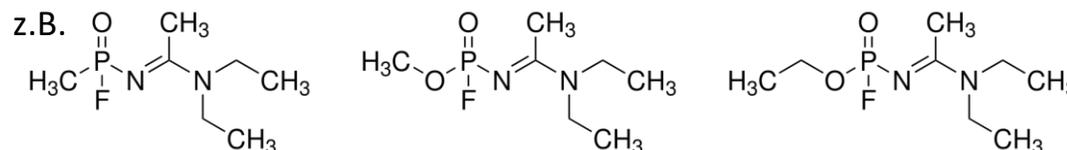


Cyclosarin

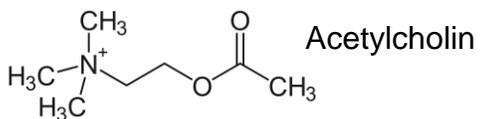
V-Reihe (ca. 5-mal so giftig wie G Reihe)



Nowitschok-Kampfstoffe



Cholinesteraseinhibitor



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

Übung 4:

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

Periode	Gruppe																		
	1	2											13	14	15	16	17	18	
1	1 H Wasserstoff 1,008																	2 He Helium 4,0026	
2	3 Li Lithium 6,94	4 Be Beryllium 9,0122											5 B Bor 10,81	6 C Kohlenstoff 12,011	7 N Stickstoff 14,007	8 O Sauerstoff 15,999	9 F Fluor 18,998	10 Ne Neon 20,180	
3	11 Na Natrium 22,990	12 Mg Magnesium 24,305											13 Al Aluminium 26,982	14 Si Silicium 28,085	15 P Phosphor 30,974	16 S Schwefel 32,06	17 Cl Chlor 35,45	18 Ar Argon 39,948	
4	19 K Kalium 39,098	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,956	22 Ti Titan 47,867	23 V Vanadium 50,942	24 Cr Chrom 51,996	25 Mn Mangan 54,938	26 Fe Eisen 55,845	27 Co Cobalt 58,933	28 Ni Nickel 58,693	29 Cu Kupfer 63,546	30 Zn Zink 65,380	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,630	33 As Arsen 74,922	34 Se Selen 78,971	35 Br Brom 79,904	36 Kr Krypton 83,798	
5	37 Rb Rubidium 85,468	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,906	40 Zr Zirkonium 91,224	41 Nb Niob 92,906	42 Mo Molybdän 95,95	43 Tc Technetium 96,906	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,91	46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Silber 107,87	48 Cd Cadmium 112,41	49 In Indium 114,82	50 Sn Zinn 118,71	51 Sb Antimon 121,76	52 Te Tellur 127,60	53 I Iod 126,90	54 Xe Xenon 131,29	
6	55 Cs Caesium 132,91	56 Ba Barium 137,33	57 La Lanthan 138,91	58-71 siehe unten	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantal 180,95	74 W Wolfram 183,84	75 Re Rhenium 186,21	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,22	78 Pt Platin 195,08	79 Au Gold 196,97	80 Hg Quecksilber 200,59	81 Tl Thallium 204,38	82 Pb Blei 207,20	83 Bi Bismut 208,98	84 Po Polonium 209,98	85 At Astat 209,99	86 Rn Radon 222,02
7	87 Fr Francium 223,03	88 Ra Radium 226,03	89 Ac Actinium 227,03	90-103 siehe unten	104 Rf Rutherfordium 267,12	105 Db Dubnium 270,13	106 Sg Seaborgium 269,13	107 Bh Bohrium 270,13	108 Hs Hassium 269,13	109 Mt Meitnerium 278,16	110 Ds Darmstadtium 281,17	111 Rg Roentgenium 281,17	112 Cn Copernicium 285,18	113 Nh Nihonium 286,18	114 Fl Flerovium 289,19	115 Mc Moscovium 289,20	116 Lv Livermorium 293,20	117 Ts Tenness 293,21	118 Og Oganesson 294,21

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
Ordnungszahl		Atomgewicht		
Symbol		Name		
Elektronegativität		Dichte		

Dichte
rot = kg / m³
schwarz = kg / dm³
grau = unbestimmt

Schraffur
durchgehend = natürliches Element
schraffiert = künstliches Element



Lanthanoide

58 Ce Cer 1,12 6,77	59 Pr Praseodym 1,13 6,48	60 Nd Neodym 1,14 7,01	61 Pm Promethium — 7,22	62 Sm Samarium 1,17 7,54	63 Eu Europium — 5,25	64 Gd Gadolinium 1,2 7,89	65 Tb Terbium — 8,25	66 Dy Dysprosium 1,22 8,55	67 Ho Holmium 1,23 8,78	68 Er Erbium 1,24 9,05	69 Tm Thulium 1,25 9,32	70 Yb Ytterbium — 6,97	71 Lu Lutetium 1,27 9,84
-------------------------------------	---	--	---	--	---------------------------------------	---	--------------------------------------	--	---	--	---	--	--

Actinoide

90 Th Thorium 1,3 11,72	91 Pa Protactinium 1,5 15,4	92 U Uran 1,38 18,95	93 Np Neptunium 1,36 20,45	94 Pu Plutonium 1,28 19,82	95 Am Americium 1,3 13,67	96 Cm Curium 1,3 13,51	97 Bk Berkelium 1,3 14,78	98 Cf Californium 1,3 15,1	99 Es Einsteinium 1,3 ?	100 Fm Fermium 1,3 ?	101 Md Mendelevium 1,3 ?	102 No Nobelium 1,3 ?	103 Lr Lawrencium — ?
---	---	--------------------------------------	--	--	---	--	---	--	---	--------------------------------------	--	---------------------------------------	---------------------------------------

1. Wie nennt man ein heterogenes Gemisch, das aus

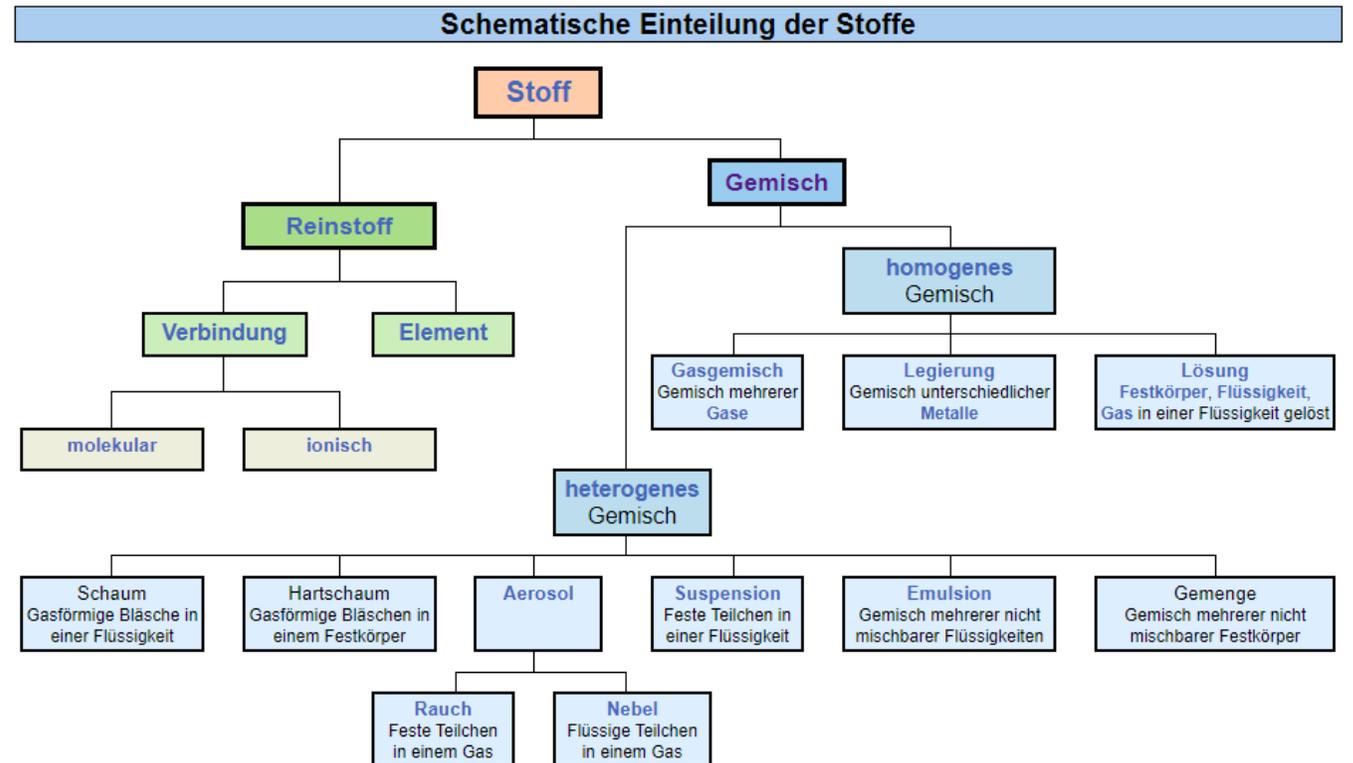
a) einer festen und einer flüssigen Phase bzw. **Suspension**

b) aus 2 nichtmischbaren Flüssigkeiten **Emulsion**

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

besteht?

Stoffeinteilung

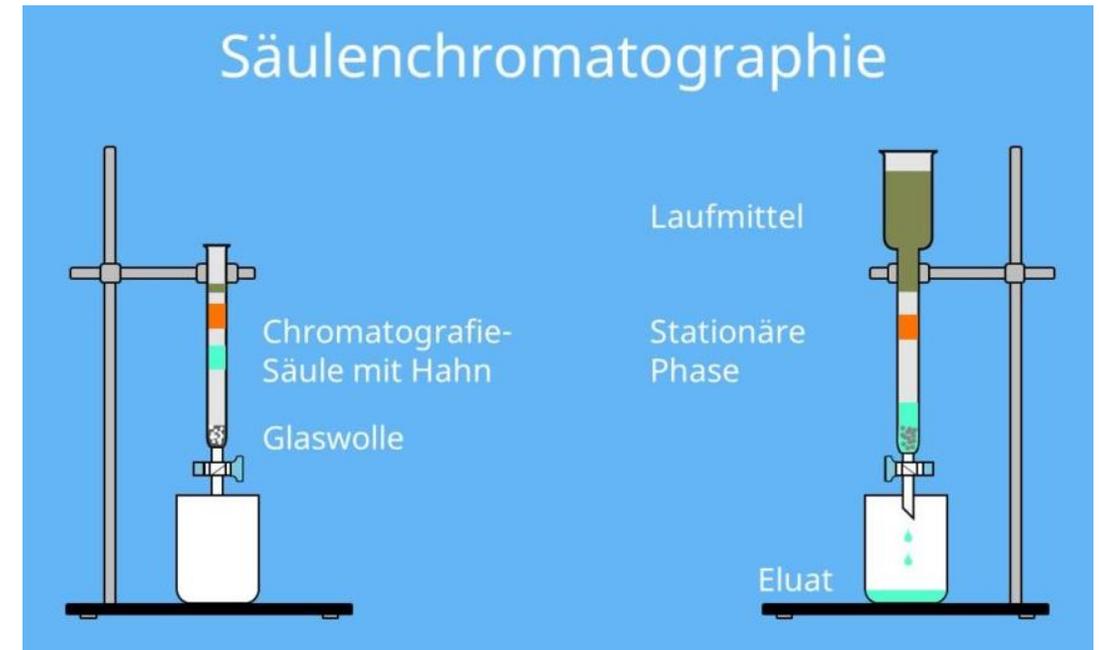
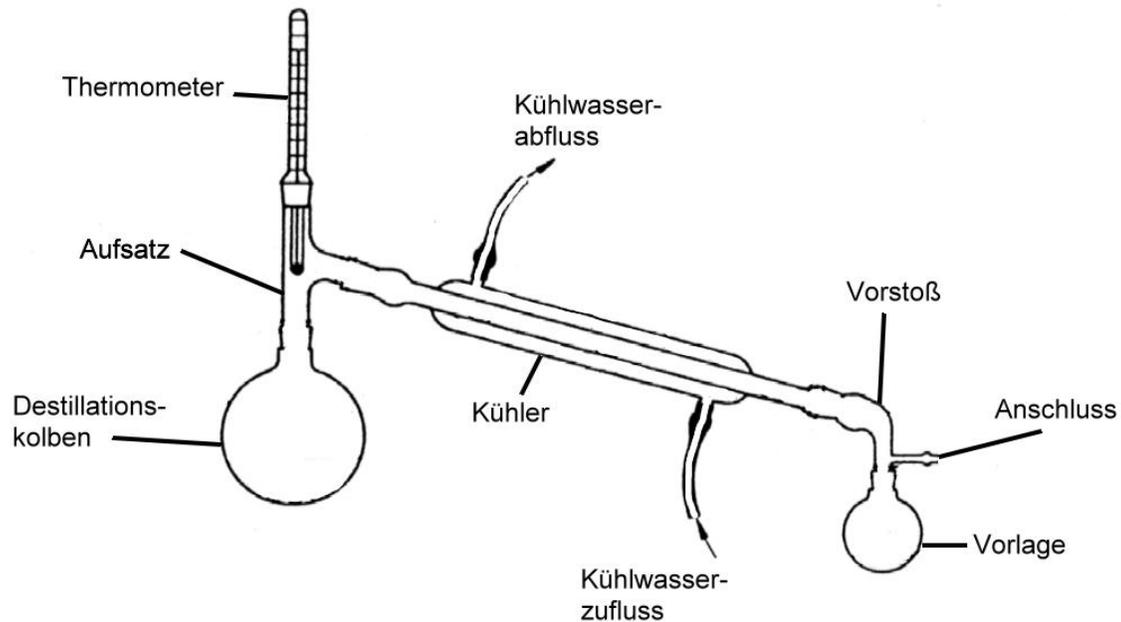


2. Nennen Sie zwei Methoden mit denen man ein homogenes Gemisch trennen kann und die dazugehörige physiko-chemische Eigenschaft auf der die Trennung basiert.

z.B. Destillation (Siedepunkt, Dampfdruck)

Chromatographie (Polarität)

fraktionierte Kristallisation (Löslichkeit, Kristallisationsenthalpie)

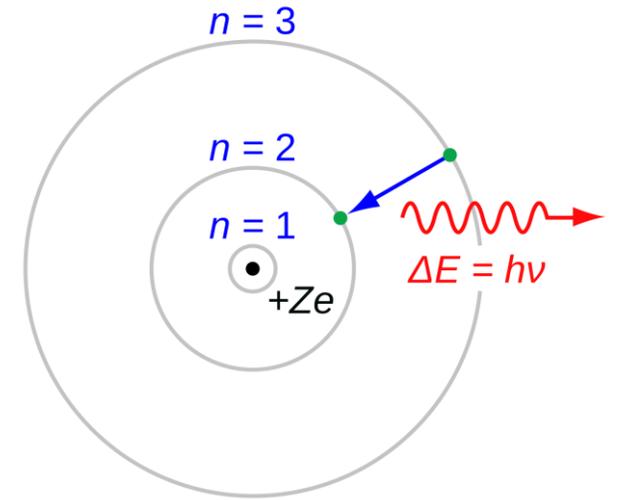


3. Bohrsches Atommodell: n ist die Hauptquantenzahl. Der Atomradius r ist proportional zu n^x . Die Energie E ist proportional zu n^y . Welche Werte besitzen x und y ?

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)

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

$c = \lambda\nu$

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

4. Welche Flammenfarben erwarten Sie für:

(a) Na **gelb**

(b) Ba **grün**

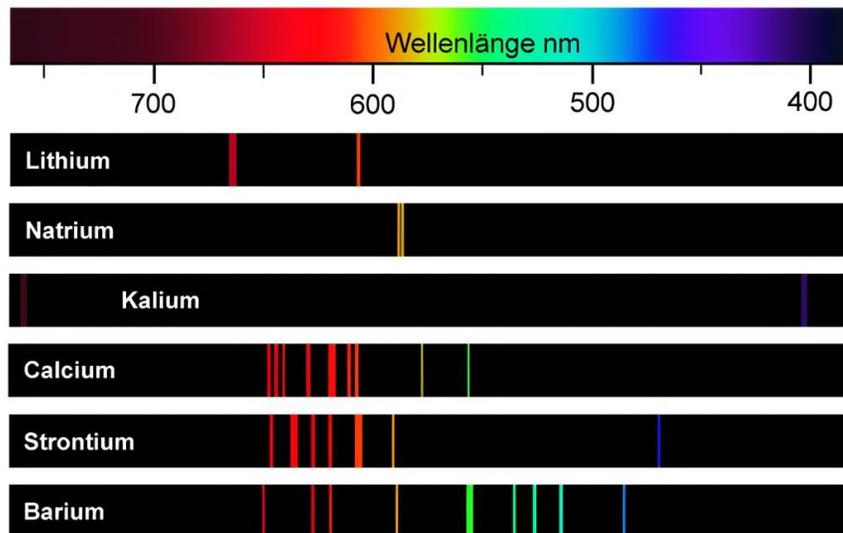
(c) Sr **rot**

(d) Cu **grün**

(e) $B(OMe)_3$ **grün**

Linienpektren der Alkali- und Erdalkalimetalle

Auswahl beobachtbarer Linien der Emissionsspektren



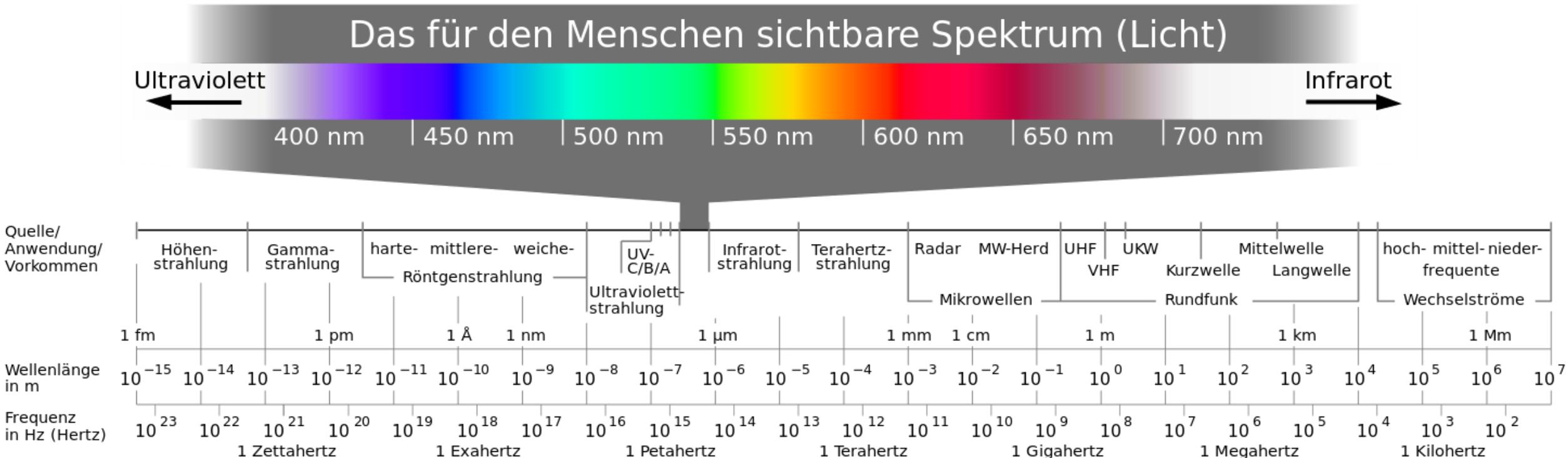
© Thomas Seilnacht



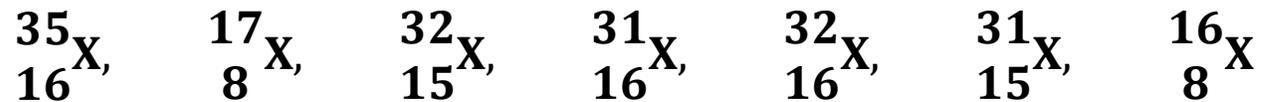
5. Ordnen Sie nach abnehmender Energie: gelbes Licht, blaues Licht, Mikrowellen, Radiowellen, Röntgenstrahlung, Infrarotstrahlung, Ultra-Violettes Licht.

Lösung:

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



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



Lösung:

S O P S S P O

Natürlich auftretende Schwefel-Isotope

	Atommasse A_r	Anteil	Halbwertszeit	Spin
Schwefel Isotopengemisch	32,06 u	100 %		
Isotop ${}^{32}\text{S}$	31,972071174(9) u	94,9 %	stabil	0+
Isotop ${}^{33}\text{S}$	32,971458910(9) u	0,7 %	stabil	3/2+
Isotop ${}^{34}\text{S}$	33,9678670(3) u	4,3 %	stabil	0+
Isotop ${}^{35}\text{S}$	34,96903232(4) u	Spuren	87,37(4) Tage	3/2+
Isotop ${}^{36}\text{S}$	35,967081(2) u	0,01 %	stabil	0+

7. Natürlich vorkommendes Magnesium hat folgende Isotopenhäufigkeiten:

^{24}Mg Atommasse = 23.98504 u 78.99 %

^{25}Mg Atommasse = 24.98584 u 10.00 %

^{26}Mg Atommasse = 25.98259 u 11.01 %

Welche durchschnittliche Atommasse hat Mg?

Lösung:

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

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

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

Lösung:

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

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

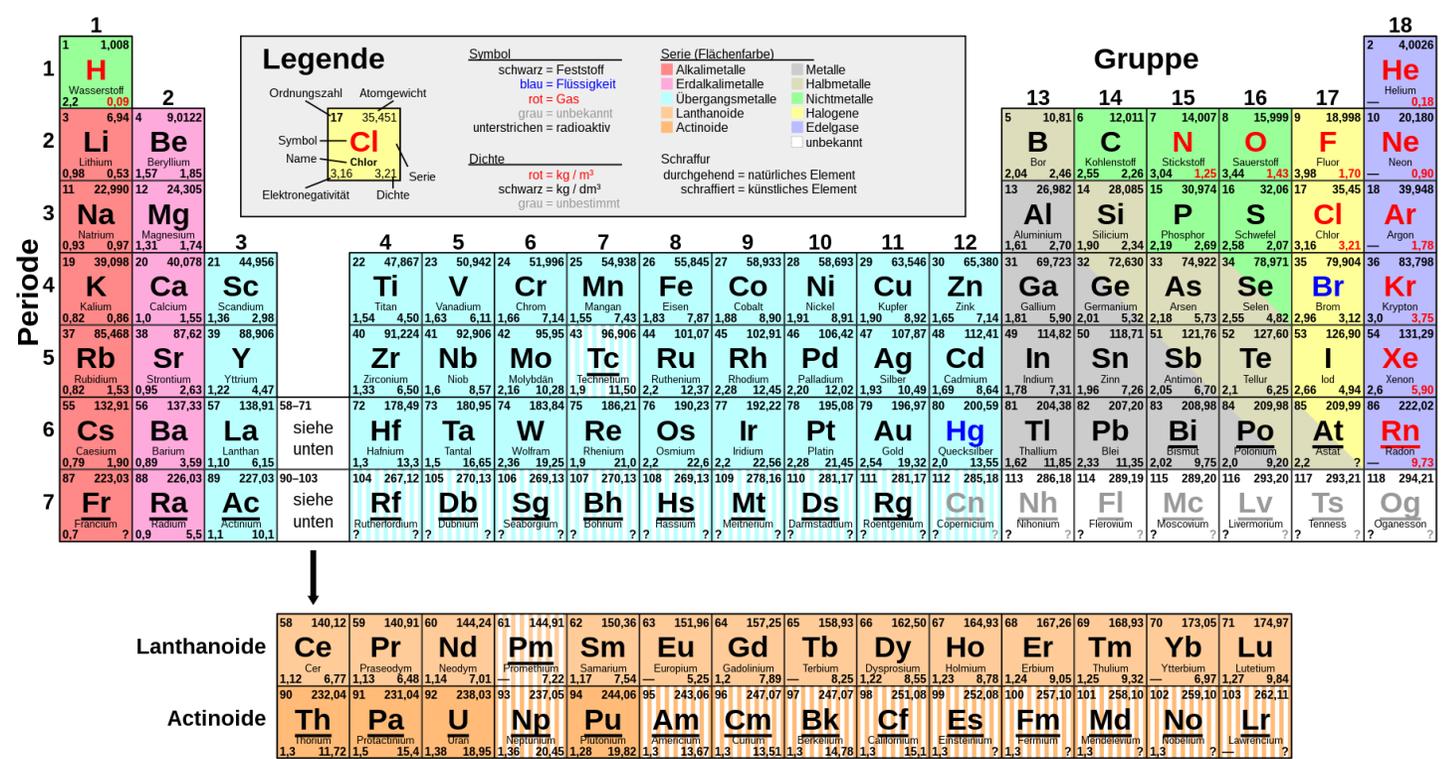
$$X = (107.868 - 55.463) / 0.4812$$

$$X = 108.905$$

^{109}Ag

9. Ergänzen Sie folgende Tabelle:

Lösung:



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

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

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

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

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

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

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



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

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

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

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

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

Lösung:

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

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

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

Atomare Einheiten

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

In atomaren Einheiten werden einige Naturkonstanten gleich 1 gesetzt:

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

Daraus folgt für die Größen der atomaren Einheiten:

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

12. Was versteht man unter einem kinematischen relativistischen Effekt?



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

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

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

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

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

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

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

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

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

↓

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

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



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

Gegebene Daten

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

Berechnung

1. Umrechnung des Massendefekts in Kilogramm:

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

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

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

Durch Ausrechnen ergibt sich:

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

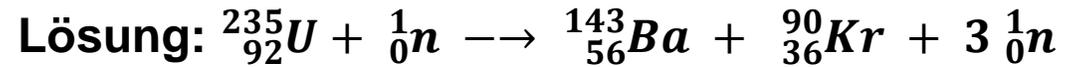
Ergebnis

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

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

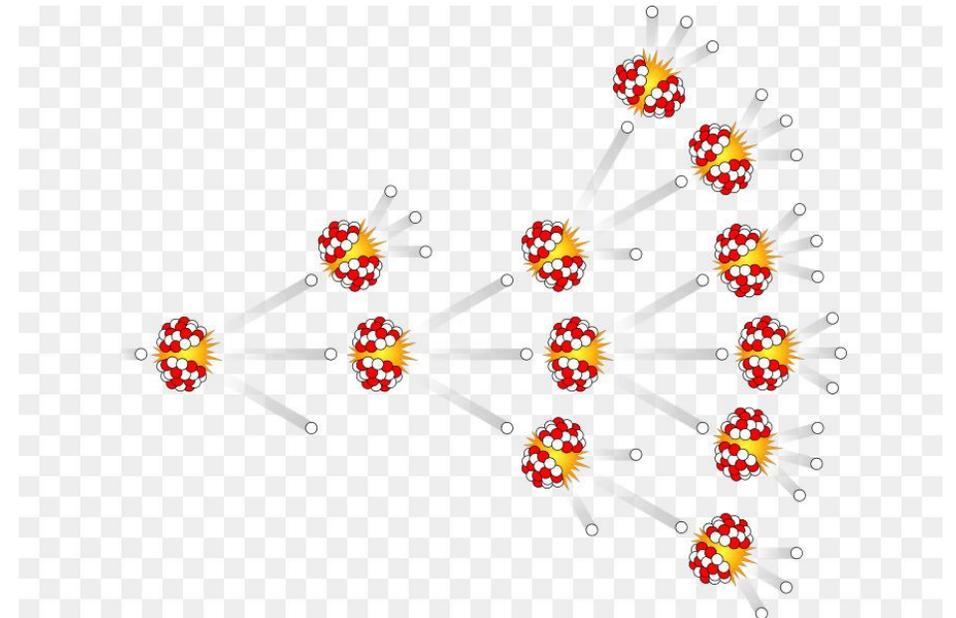
5. Übung:
Kernchemie, Trends im PSE

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



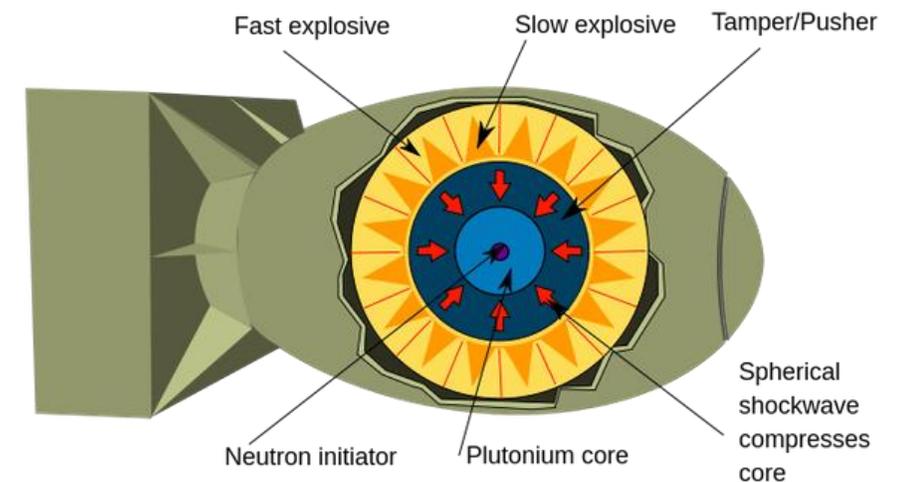
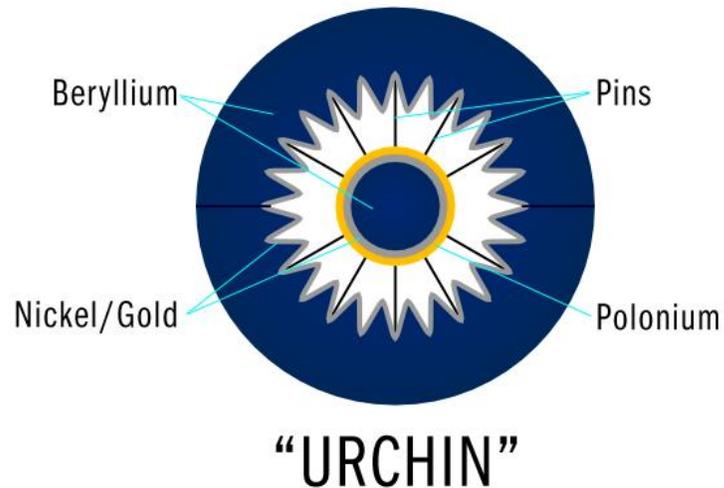
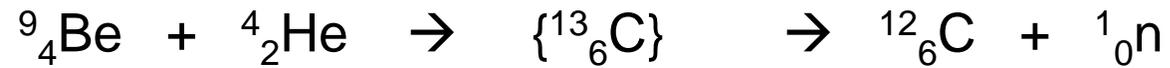
Aus einem Neutron entstehen 3 Neutronen

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



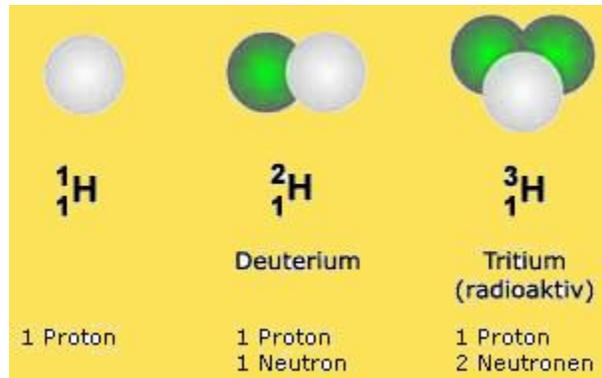
2. Beschreiben Sie die Funktionsweise einer „Urchins“ (Neutronen-Seeigels) an Hand zweier Kerngleichungen.

Lösung:



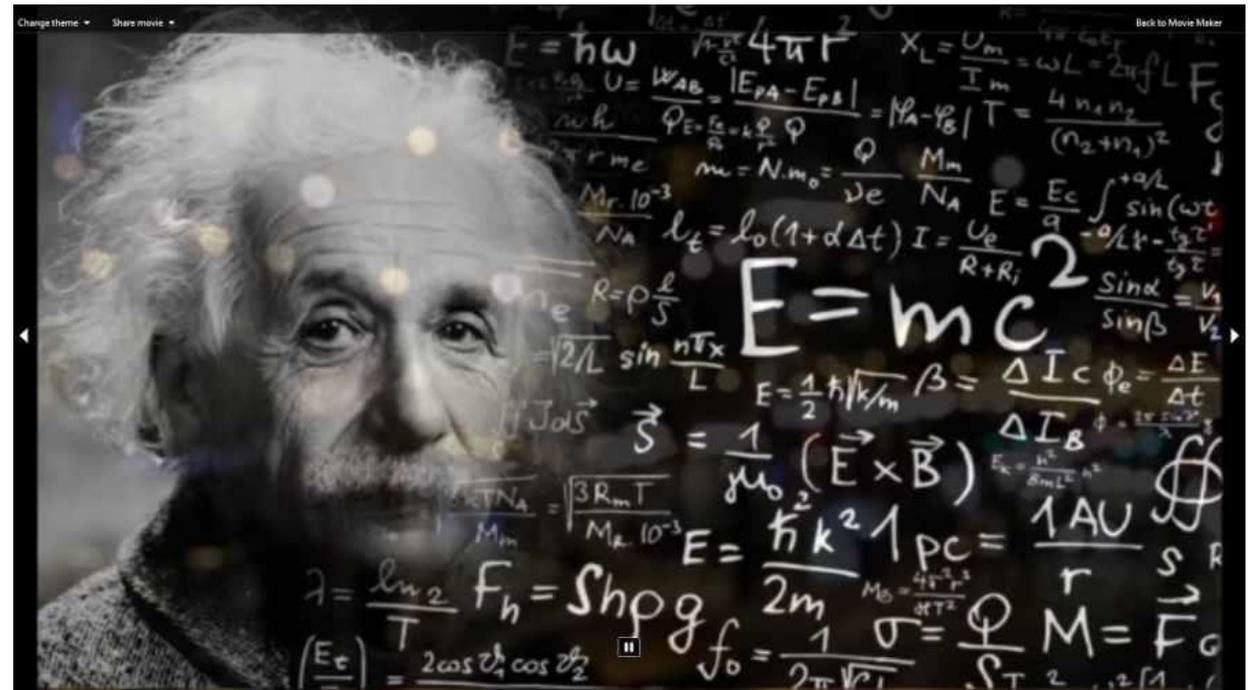
3. Schreiben Sie eine vollständige Gleichung für: $^{16}\text{O}(\text{t},\text{n})^{18}\text{F}$

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?

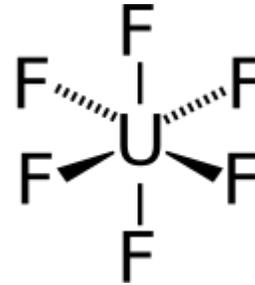
Lösung: $E = m c^2$



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

Lösung:

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

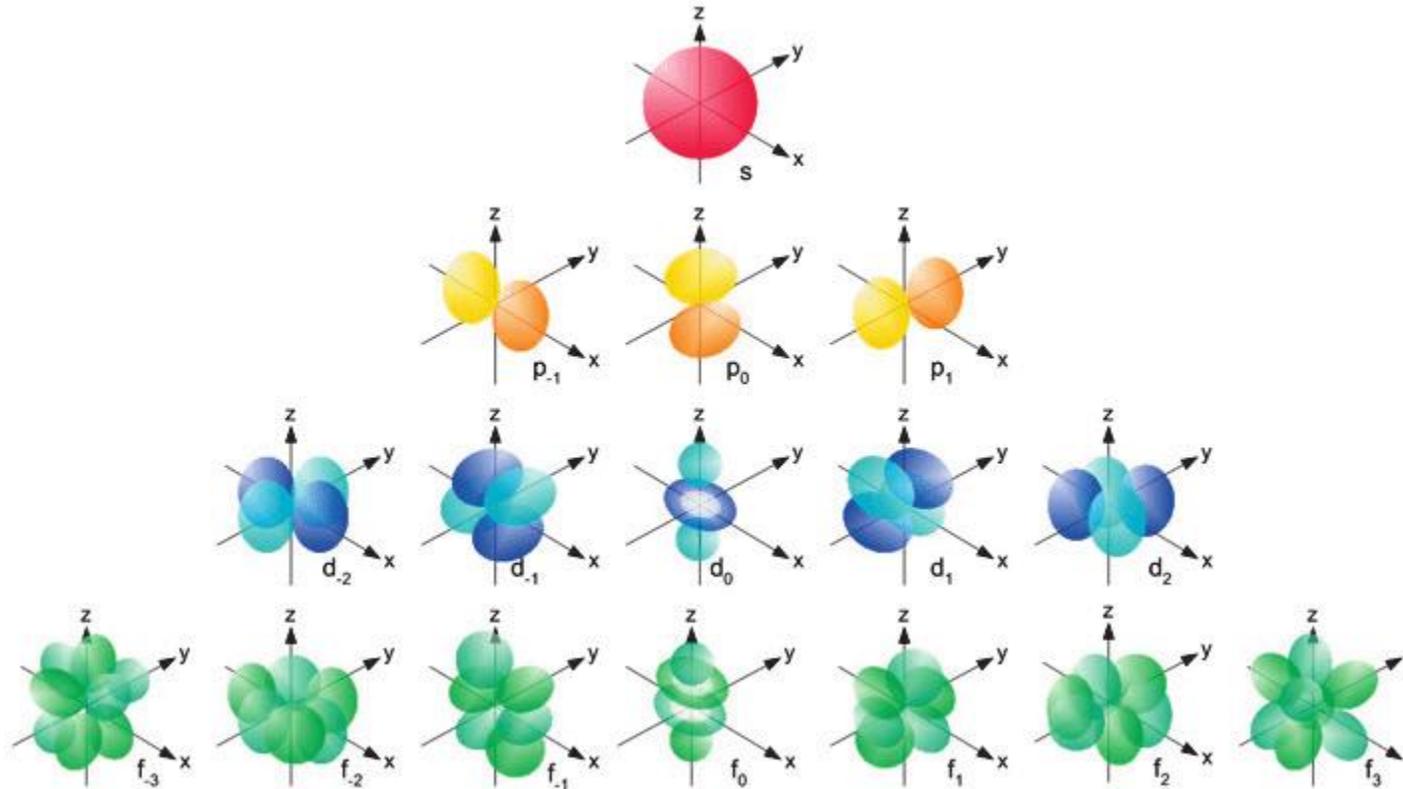


20 Reinelemente(Atome mit einheitlicher Massenzahl in der Natur):

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

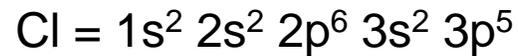
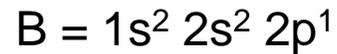
6. Was versteht man unter self-consistent expansion?

Lösung: Expansion der d- und f- Orbitale



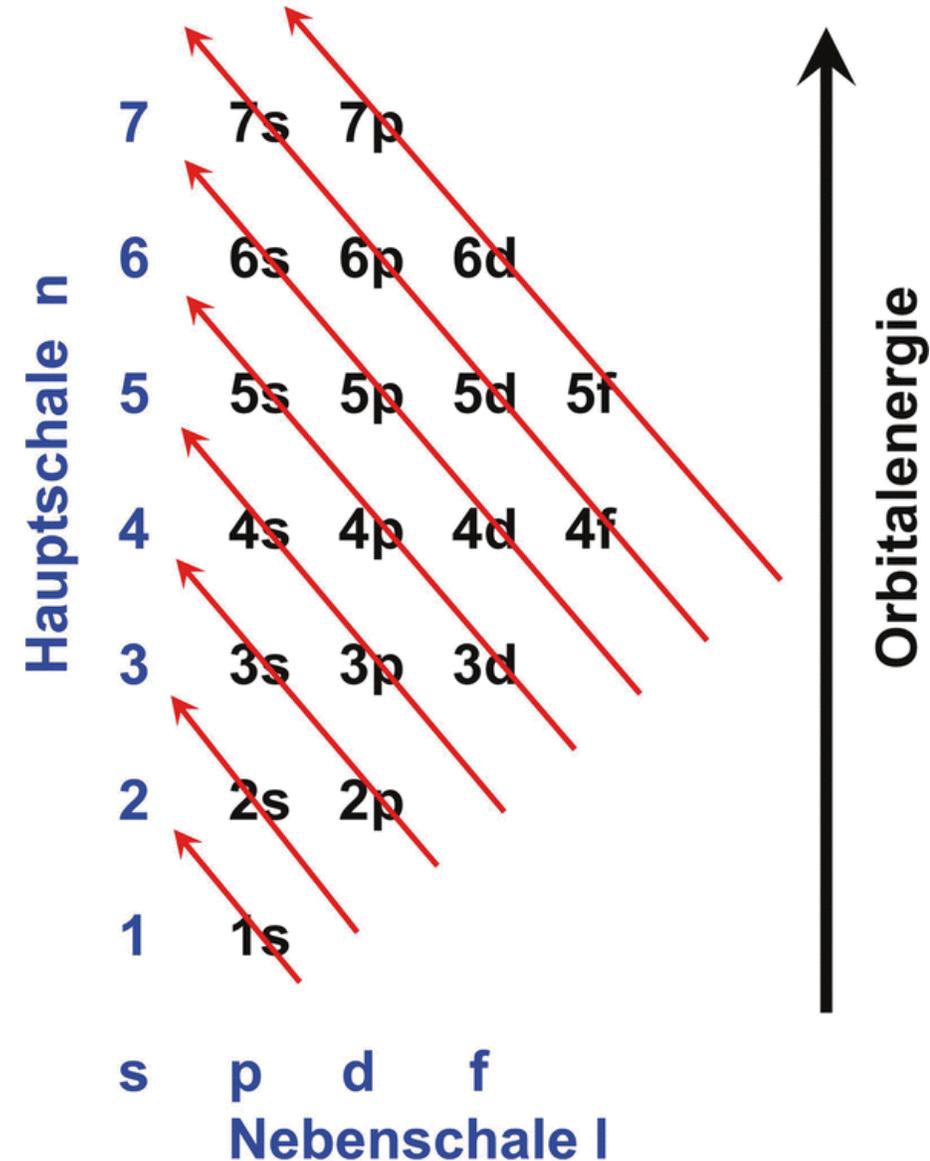
7. Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Fe, Cu, K⁺, B, Cl, Zn²⁺ und Pb²⁺ an.

Lösung:



Elektronenkonfiguration der Elemente (Ordnungszahl 1 ... 36)

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



Nichtmetallcharakter

Elektronegativität

1. Ionisierungsenergie

Atomradius

Metallcharakter

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

1. Ionisierungsenergie

Elektronegativität

Nichtmetallcharakter

¹Lanthanoide

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

²Actinoide

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

Metallcharakter

Atomradius

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

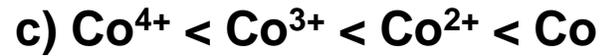
Lösung:



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^+ , Ne , **F^-** Anionen sind größer
- b) Das größte Volumen: S^{2-} , Se^{2-} , **Te^{2-}** Innerhalb der Gruppe steigt der Radius
- c) Höchste Ionisierungsenergie: Na , Mg , **Al** je größer das Element desto geringer I_e
- d) Größter Energiebedarf, um ein Elektron zu entfernen: Fe , Fe^{2+} , **Fe^{3+}**
- e) Höchste Elektronenaffinität: O , **F** , Ne
- f) Kleinster Radius: Sc , Ti , **V** innerhalb der Periode nimmt Kernladung zu
- g) Das größte Volumen: **S^{2-}** , Ar , Ca^{2+}
- h) Niedrigste Ionisierungsenergie: K , Rb , **Cs** weniger Kernladung auf äußere Schalen
- i) Höchste Elektronegativität: **N** , P , As steig EN: von links \rightarrow rechts und unten \rightarrow oben
- j) Höchste Elektronegativität nach Pauling: P , S , **Cl** , Ar

Ionische Verbindungen und Trends im PSE [10]

Kennzeichnen Sie die Trends mit „ > oder < „

[je 1]

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

Anorganische Experimentalchemie

6. Übung: Bindungstheorie, VB, MO

„Hab letztens einen Chemiewitz erzählt“

„Keine Reaktion“

2. Welches sind die Valenzorbitale bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

Lösung:

HG: s,p

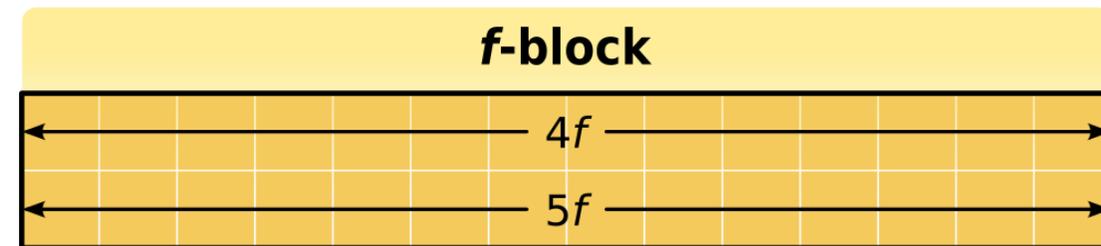
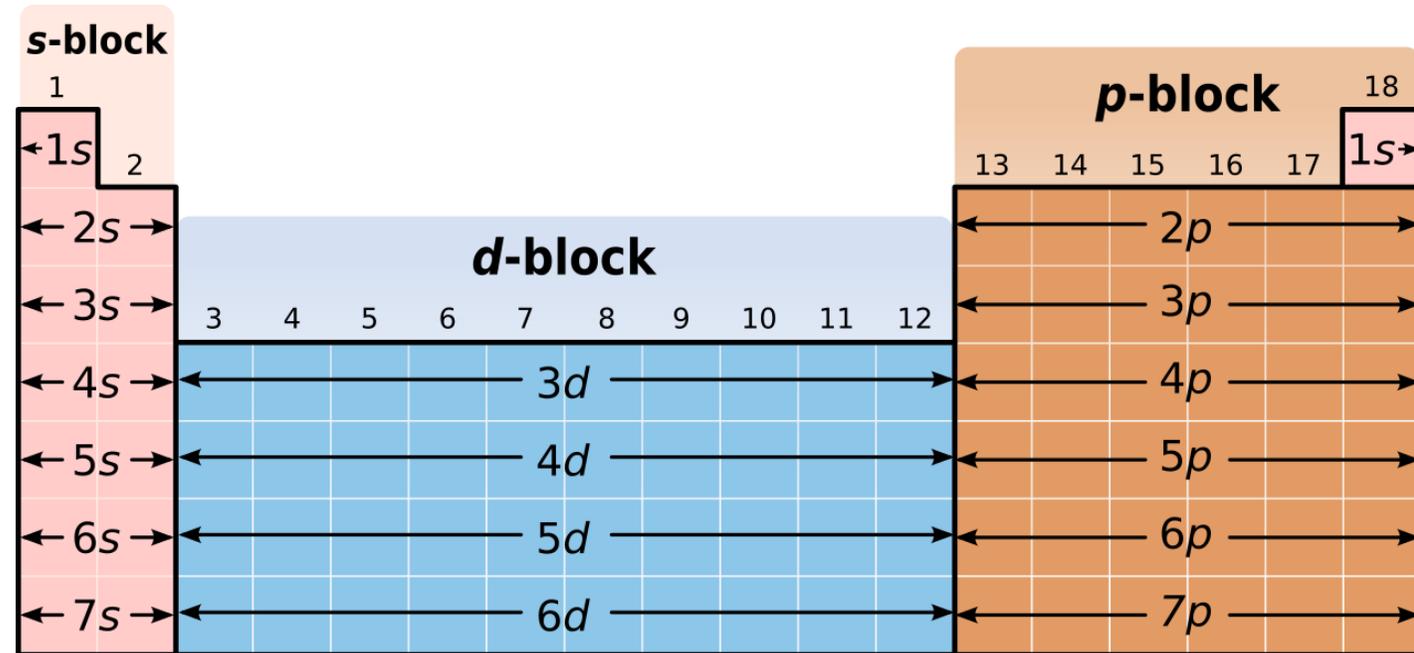
NG: s,d

3. Welche Orbitale dienen zur Polarisierung bei

- Hauptgruppen-Elementen
- Übergangsmetallen?

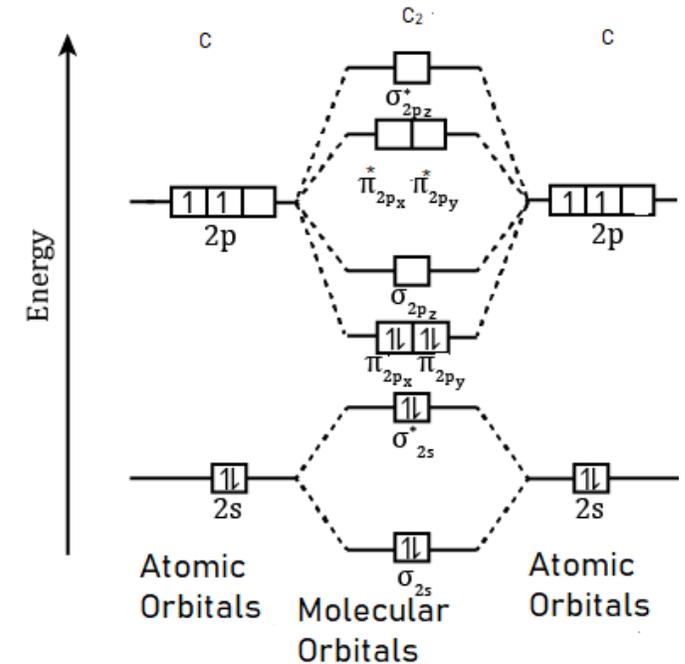
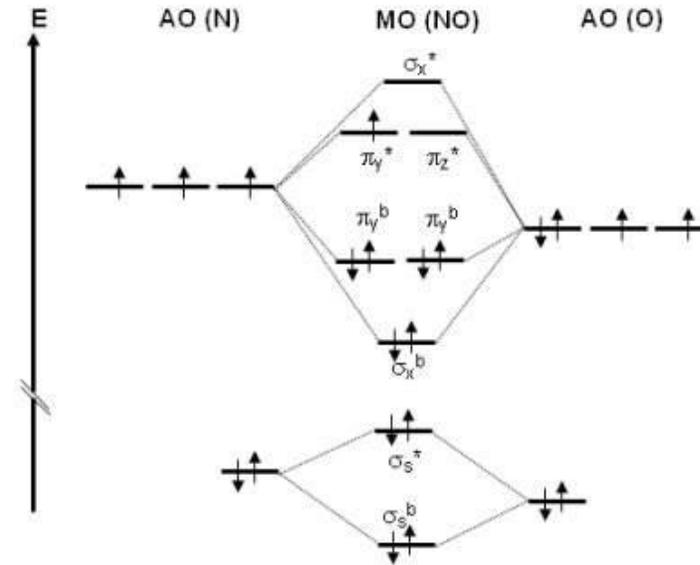
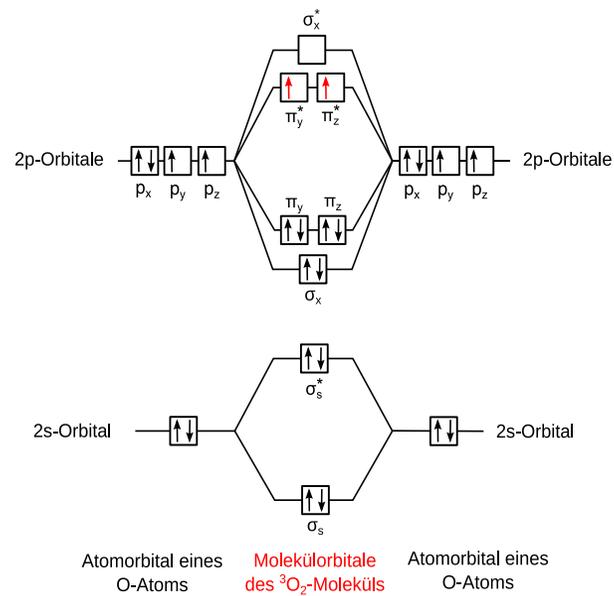
HG: d

NG: p

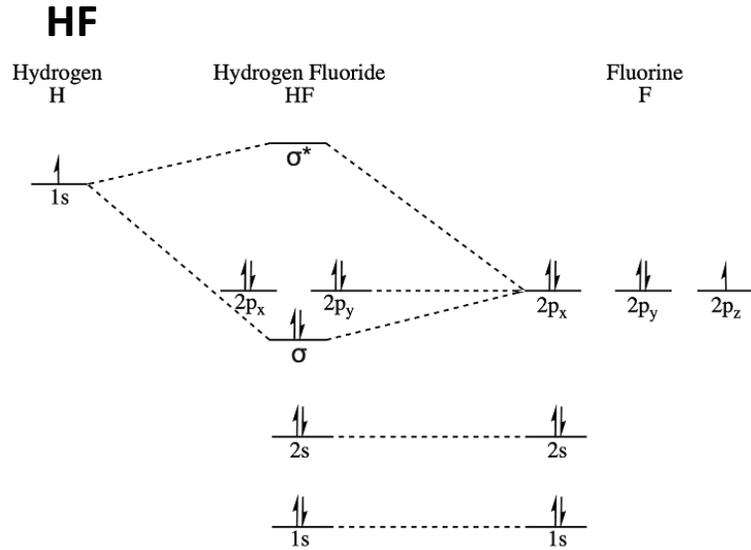


Orbital /Block	Anzahl Elektronen	umfasst Elemente der ...
s	2	Elemente der 1. und 2. Hauptgruppe sowie Helium
p	6	übrige Hauptgruppenelemente
d	10	alle Nebengruppenelemente
f	14	alle Lanthanoide und Actinoide

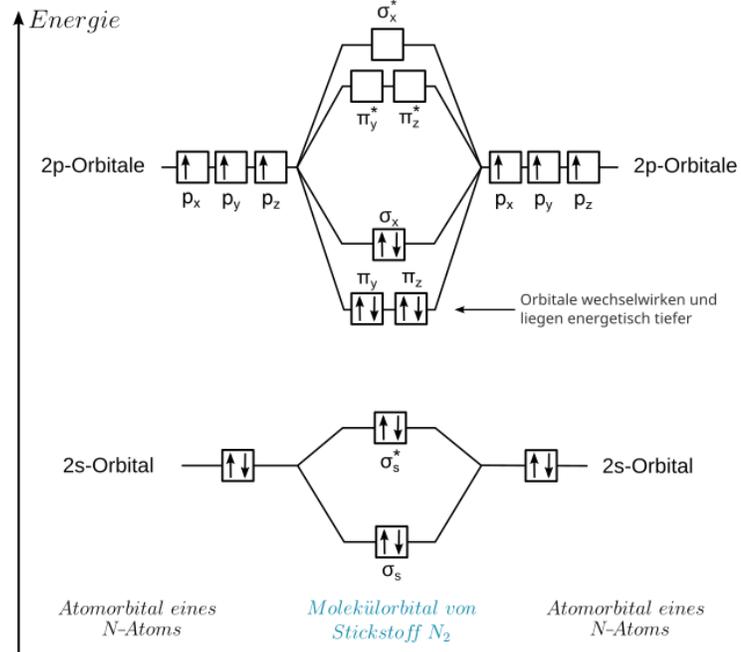
8. Zeichnen Sie die MO Diagramme von a) O₂ b) NO c) C₂



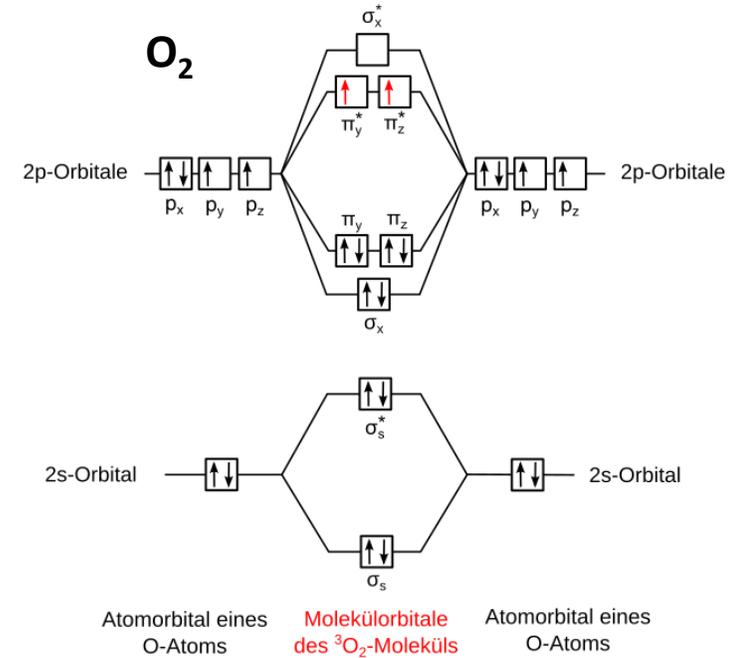
Weitere MO Diagramme



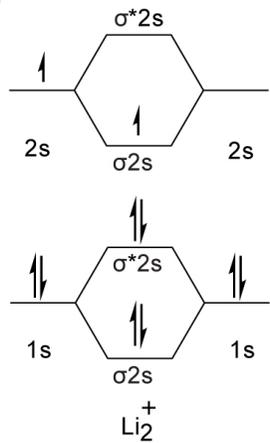
N₂



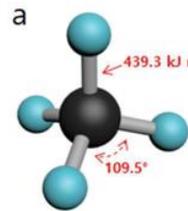
O₂



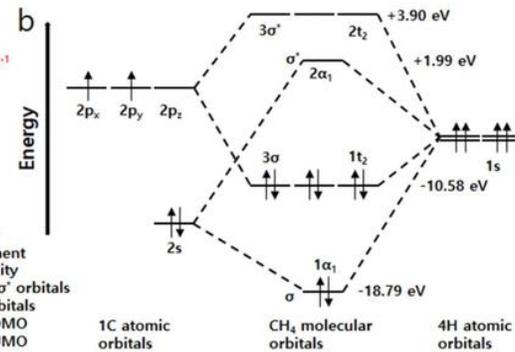
Li₂⁺



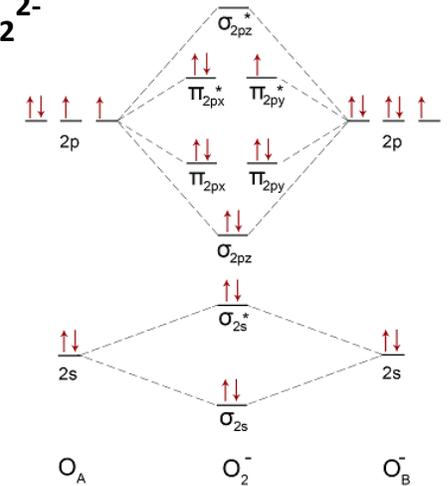
CH₄



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



O₂²⁻



5. Geben Sie die Bindungsordnungen an für:

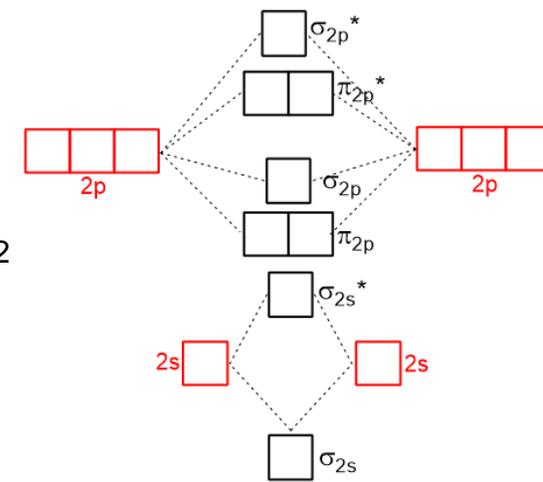


Lösung:

 $\frac{1}{2}$
 $\frac{1}{2}$

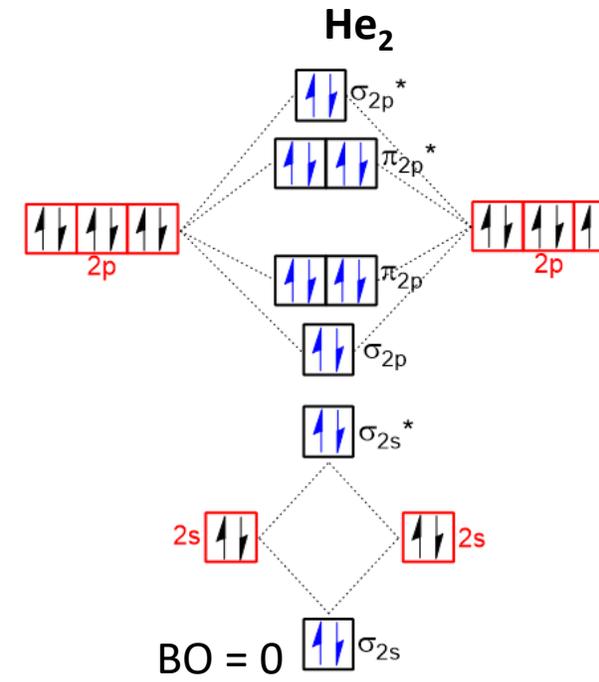
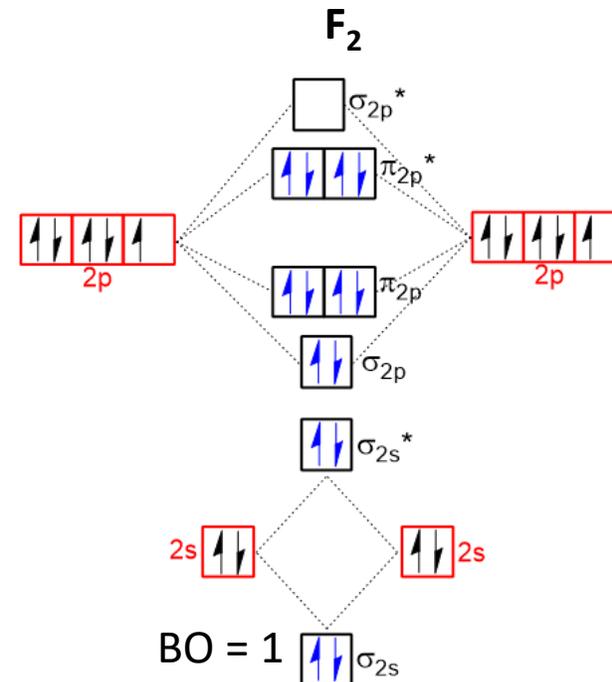
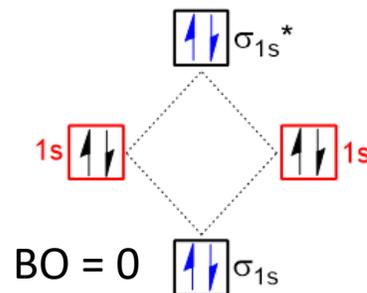
0

1



Bindungsordnung

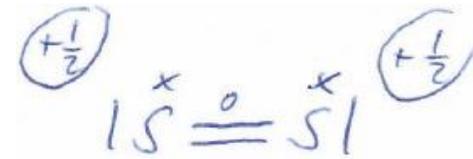
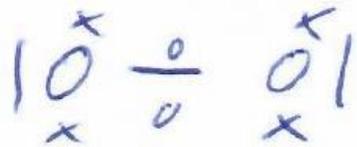
- Zahl der effektiven Bindungen in einem Molekül
- (Bindende MO – Anti-bindende MO)



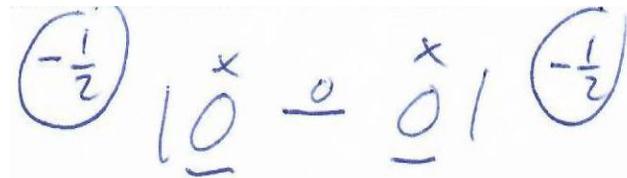
4. Zeichnen Sie je eine sinnvolle Lewis-Formel für den Grundzustand für:
 O_2 , B_2 und S_2^+ .

Lösung:

Unter Berücksichtigung des Spins !

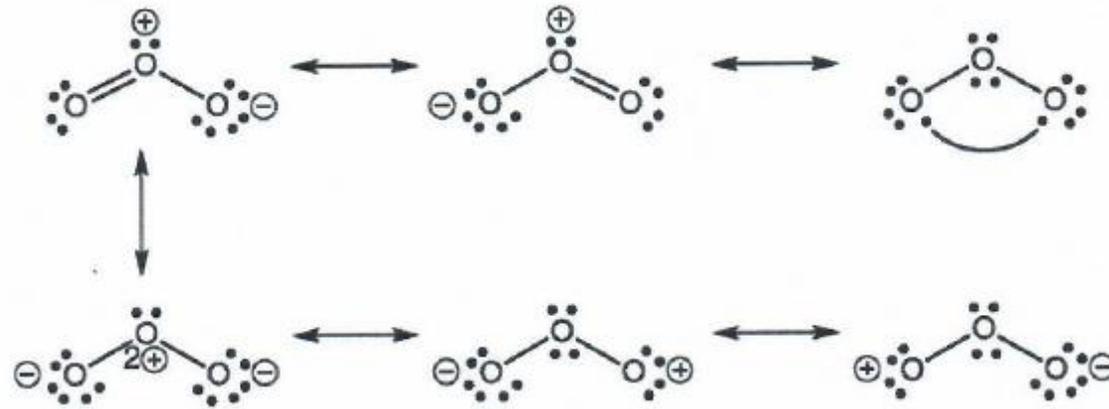


O_2^- -Ion

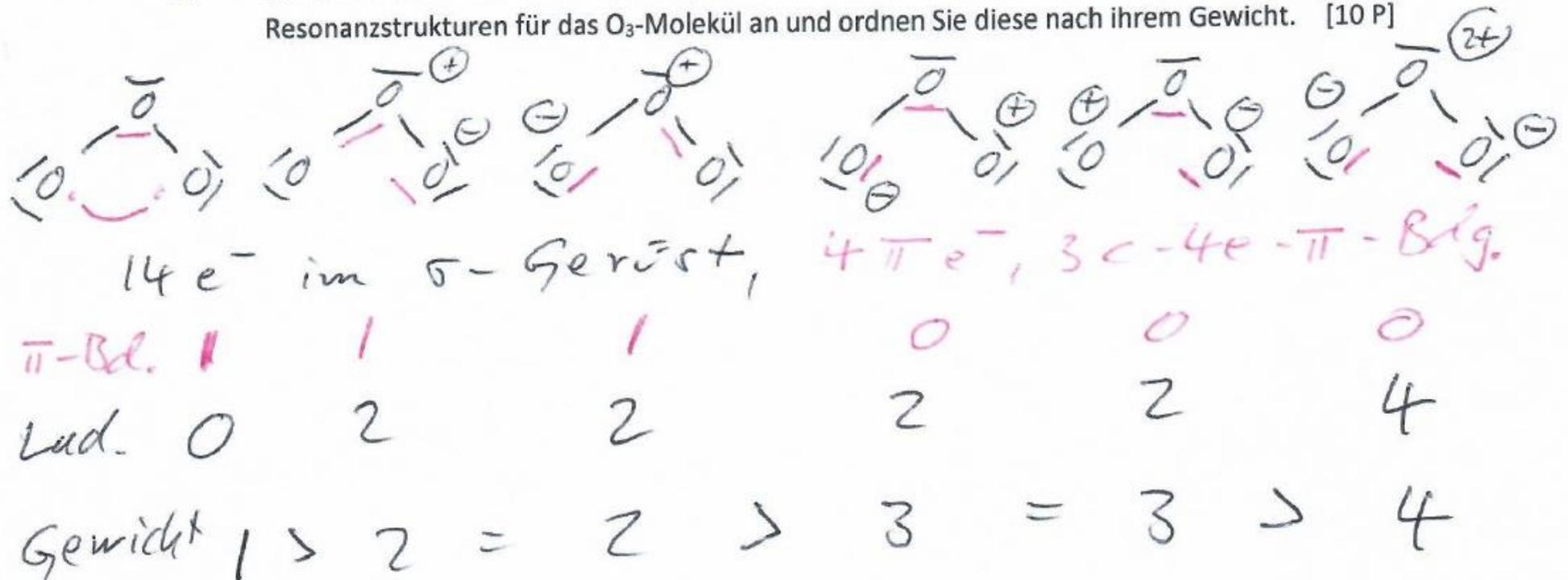


6. Schreiben Sie das komplette π -Resonanzschema für das Ozon-Molekül am (minimaler Basissatz).

Lösung:

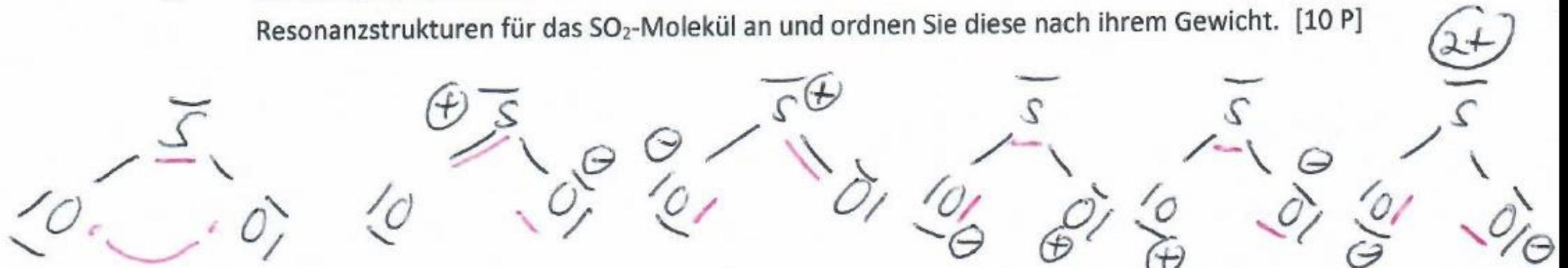


2. Schreiben Sie unter der Annahme eines minimalen Basissatzes alle möglichen π -Resonanzstrukturen für das O_3 -Molekül an und ordnen Sie diese nach ihrem Gewicht. [10 P]



Frage aus Altklausur

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



14 e⁻ im σ -Gerüst, 4 π e⁻, 3c - 4e - π - Big

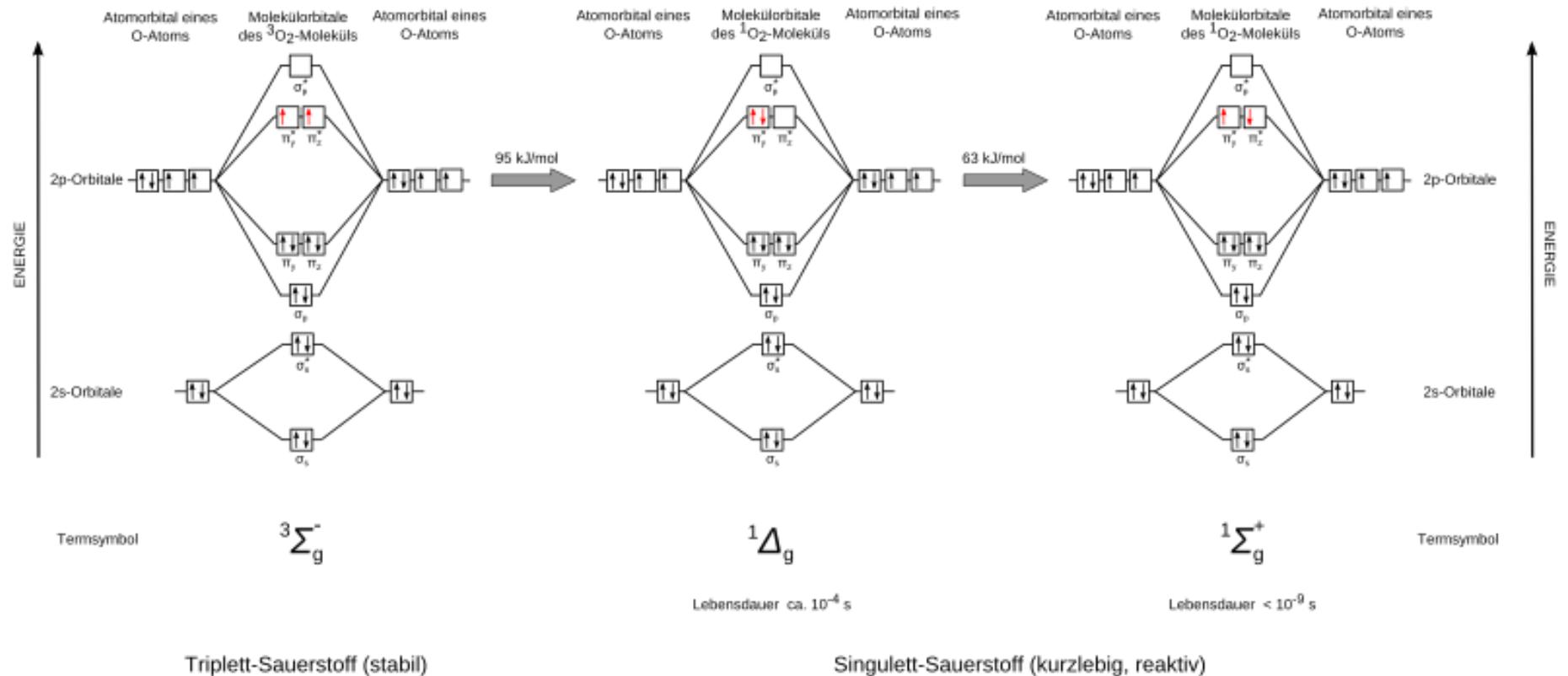
π -Bindung:	1	1	0	0	0
Ladungen:	2	2	2	2	4
Gewicht:	1	2	2	3	3
	>	=	>	=	>
	2	2	3	3	4

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

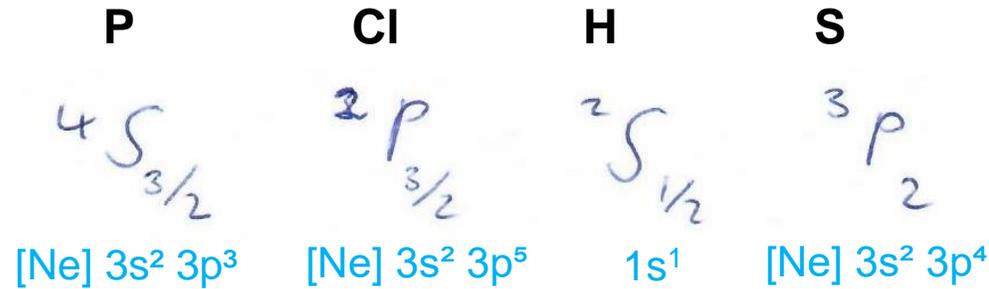
Lösung:

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

Gleiche Minima der Potentialkurven



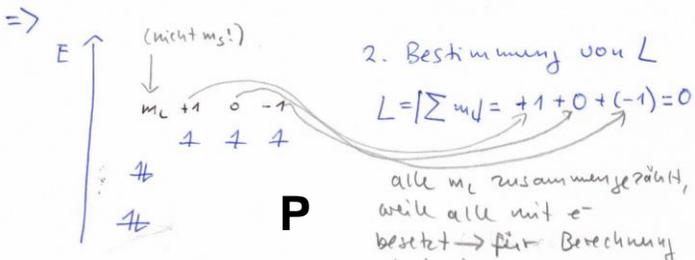
9. Geben Sie nach der 3. Hund'schen Regel die Termsymbole im Grundzustand an für:



$$2S+1L_J$$

L = 0	1	2	3
S	P	D	F

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



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

Erste Hund'sche Regel

„Volle Schalen und Unterschalen haben den Gesamtdrehimpuls Null.“

Zweite Hund'sche Regel

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

Dritte Hund'sche Regel

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

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

Bestimmung der Termesymbole:

$$2S+1 \quad L_J$$

$$S = |\sum m_s|$$

$$L = |\sum m_l|$$

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

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

• Schale genau halbvoll: $L = 0$

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

Quantenzahlen

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Anorganische Experimentalchemie

7. Übung:

Säuren & Basen, pH-Wert

1. Berechnen sie Molarität und Molalität von

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

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

Lösung:

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

Molarität = Konzentration $c = n / v$

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

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

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

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

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

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

Molalität $b = [\text{mol/kg}]$

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

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

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

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

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

Molarität und Molalität

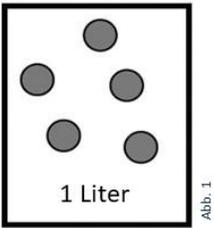
- Stoffmengenkonzentration (= Molarität):

- Stoffmenge wird auf das Volumen des Lösungsmittels bezogen

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

- Einheit: mol/l

- Beispiel: 5 Teilchen in einem Liter Wasser



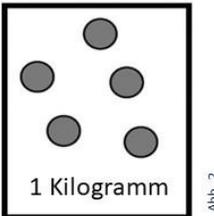
- Molalität:

- Stoffmenge wird auf die Masse des Lösungsmittels bezogen

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

- Einheit: mol/kg

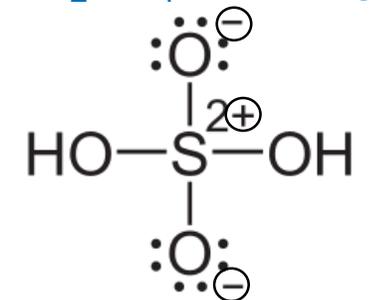
- Beispiel: 5 Teilchen in einem Kilogramm Wasser



6

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

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



2. Welche ist die konjugierte Base von:

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

Lösung:

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

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

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

Lösung:

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

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

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

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

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

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

a) 0.015 mol/L HNO_3

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

c) 0.00030 mol/L HCl

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

Lösung:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

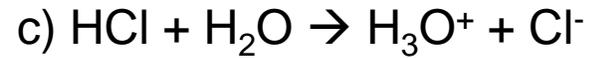
$$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

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

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

$$pH + pOH = pK_w$$

$$pH + pOH = 14$$



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

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

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

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



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

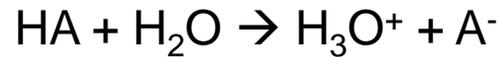
$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

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

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

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

Lösung:



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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Dissoziationsgrad

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

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

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

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

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

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

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

Ostwaldsches Verdünnungsgesetz (für schwache Säuren)

Protolysegrad einer schwachen Säure steigt mit abnehmender Konzentration der Säure!

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

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

b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:

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

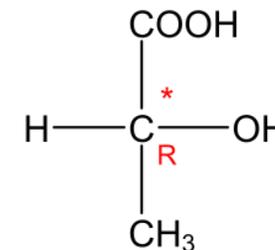
Für schwache Säuren: $\text{pH} = 1/2(\text{p}K_s - \log c_0)$

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

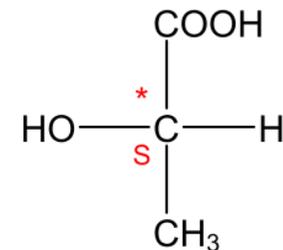
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.308} = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad (\text{oder: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 4.92 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L})$$

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

Ostwaldsches
Verdünnungsgesetz



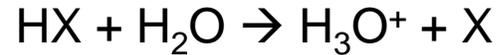
D(-)-Milchsäure



L(+)-Milchsäure

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

Lösung:



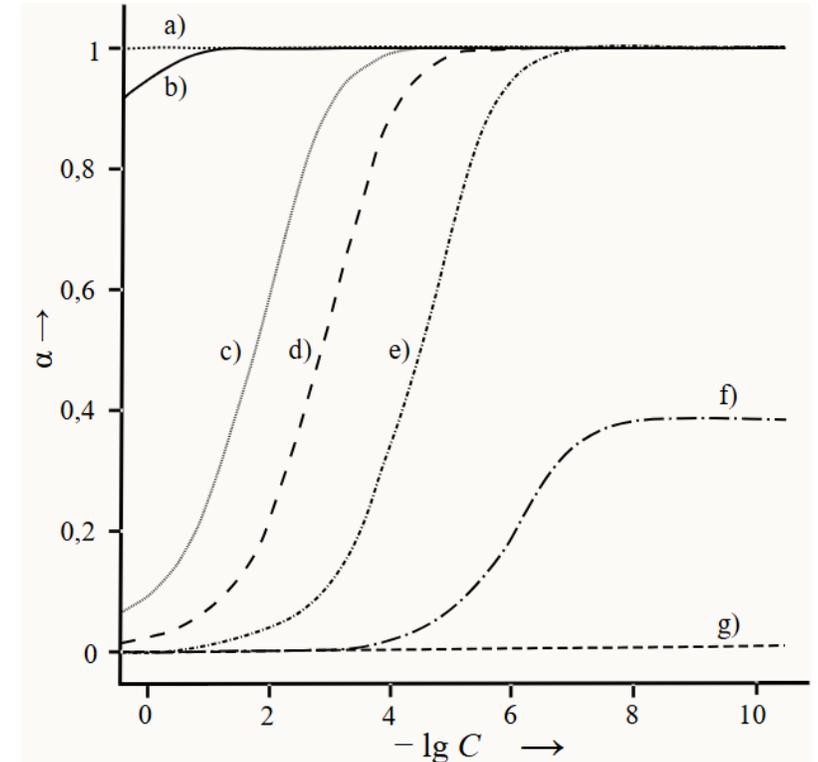
1. Berechnung von K_s

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

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

2. Berechnung von Dissoziationsgrad

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

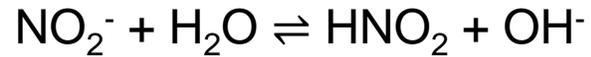


Dissoziationsgrad α von a) HCl, b) HNO₃, c) HClO₂, d) HF, e) HOAc, f) HClO, g) HCN in Abhängigkeit ihrer Konzentration. 

Je konzentrierter die Säure, desto geringer der Dissoziationsgrad!

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

Lösung:



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

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

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

NO₂⁻ ist eine schwache Base, somit:

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

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

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

Lösung:

Ampholyt:



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

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

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

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

Die Lösung von Ammoniumacetat reagiert neutral!

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

Lösung:

HCO₃⁻ ist ein Ampholyt:



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



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

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

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

Natriumhydrogencarbonat Lösung ist leicht basisch.

11. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:

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

8. Übung:

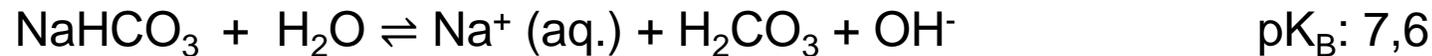
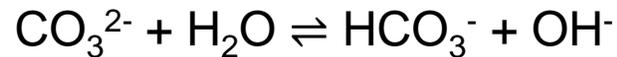
Puffer, Wasserstoff, Stoffchemie

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

a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung

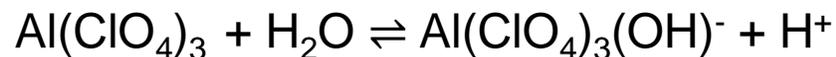
pK_s – Werte der Kohlensäure sind: $\text{pK}_{s1} = 6,4$; $\text{pK}_{s2} = 10,3$

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

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

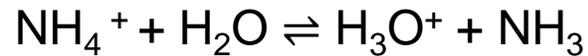
$$\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,74 \quad \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,26$$

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

pH < 7

Cl^- Salz einer starken Säure \rightarrow schwache Base

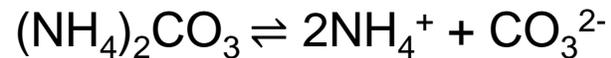
NH_4^+ Salz einer mittelstarken Base \rightarrow mittelschwache Säure



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

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

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



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

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

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

a. Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

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

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

Lösung?

a)

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

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

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

Hendersen-Hasselbach Gleichung

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

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

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

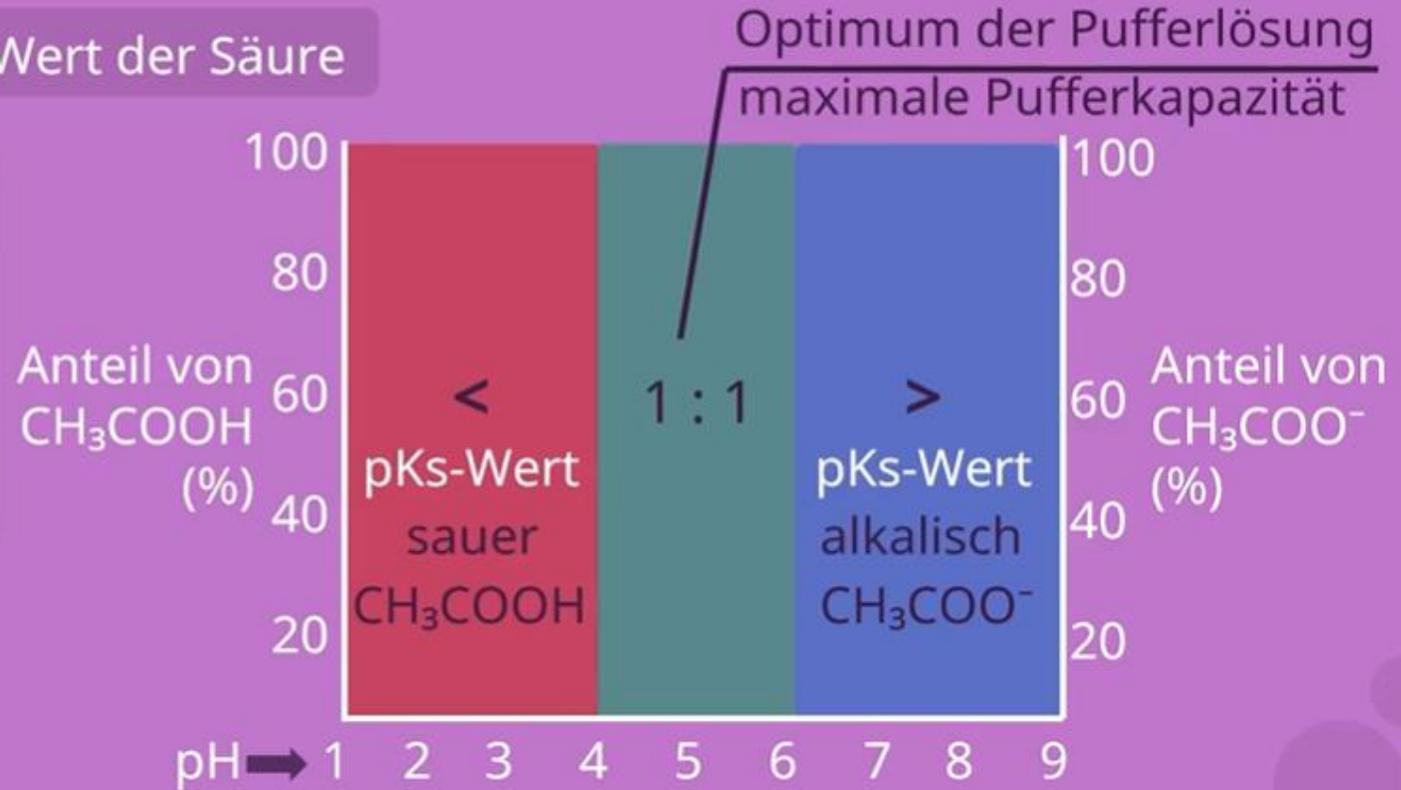
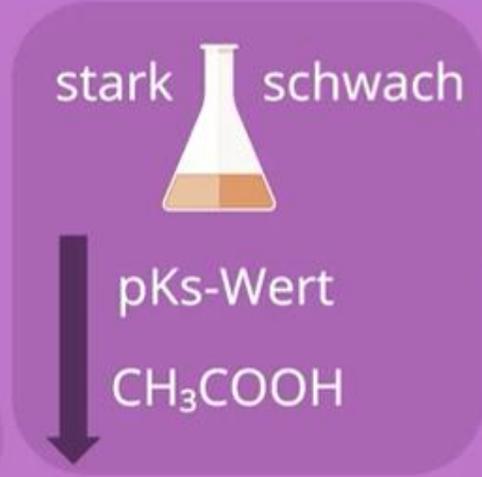
c) 10 cm³ = 10mL; $c = 2 \text{ mol/L}$; $n = 0,01 \text{ L} \cdot 2 \text{ mol/L} = 0,02 \text{ mol}$

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

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

Das Optimum der Pufferlösung

pH-Optimum = pKs-Wert der Säure



pH-Wert Puffer berechnen



Puffersäure

Base

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

Puffer-
gleichung

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



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

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

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

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

Lösung:

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

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

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

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

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

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

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

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

4. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen für



5. Geben sie die Summenformel folgender Moleküle an:

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

6. Benennen sie folgende Moleküle:

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