Übungen zur Vorlesung

Anorganische Chemie 1

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

Termine:

- Übung für **Bachelor Chemie: Dienstags** 13:15 Uhr Baeyer Hörsaal
- Übung für **Biologie: Mittwochs, 12:15 Uhr**, Liebig Hörsaal
- Übung für **Lehramt- & Pharma-Sc. Studierende: Mittwochs, 11:15 Uhr**, Baeyer-HS

Übungsblätter Download:
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

Klausurtermin: Do 11.02.2027, 9 Uhr

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

Eine Anmeldung zur **Klausur** ist **ZWINGEND notwendig** (ab ca. 15. Jan 2027)

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

$\sqrt{3{,}6 \cdot 10^{11}} = 36 \cdot 10^{10} = 6 \cdot 10^5$

$\sqrt{1{,}6 \cdot 10^{-9}} = 4 \cdot 10^{-5}$

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

$\log_2(8) = 3$

$\log_3(81) = 4$

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

$\log_7(7) = 1$

$\log_8(1) = 0$

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

Determinanten

Bezeichner der Determinante

$$D, \det A, |A| = \begin{vmatrix} a_{11} & a_{12} & \cdots & a_{1n} \\ a_{21} & a_{22} & \cdots & a_{2n} \\ \vdots & \vdots & \vdots & \vdots \\ a_{n1} & a_{n2} & \cdots & a_{nn} \end{vmatrix}$$

⇦ 1. Zeile

⇦ 2. Zeile

⇧ 1. Spalte

⇧ 2. Spalte

$$A = \begin{vmatrix} 1 & 2 \\ 3 & 4 \end{vmatrix} = 1x4 - 3x2 = -2$$

$$B = \begin{vmatrix} 1 & 2 & 3 \\ 4 & 5 & 6 \\ 7 & 8 & 9 \end{vmatrix} = 1x5x9 + 2x6x7 + 3x4x8 – 7x5x3 – 8x6x1 – 9x4x2 =$$

$$= 45 + 84 + 96 – 105 - 48 – 72 = 0$$

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

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

Dreireihige Determinante (Sarrus-Regel)

$$\det A = \begin{vmatrix} a_{11} & a_{12} & a_{13} \\ a_{21} & a_{22} & a_{23} \\ a_{31} & a_{32} & a_{33} \end{vmatrix} \begin{matrix} a_{11} & a_{12} \\ a_{21} & a_{22} \\ a_{31} & a_{32} \end{matrix} \quad (+ + + \; - - -)$$

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

Zahlenbeispiel

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

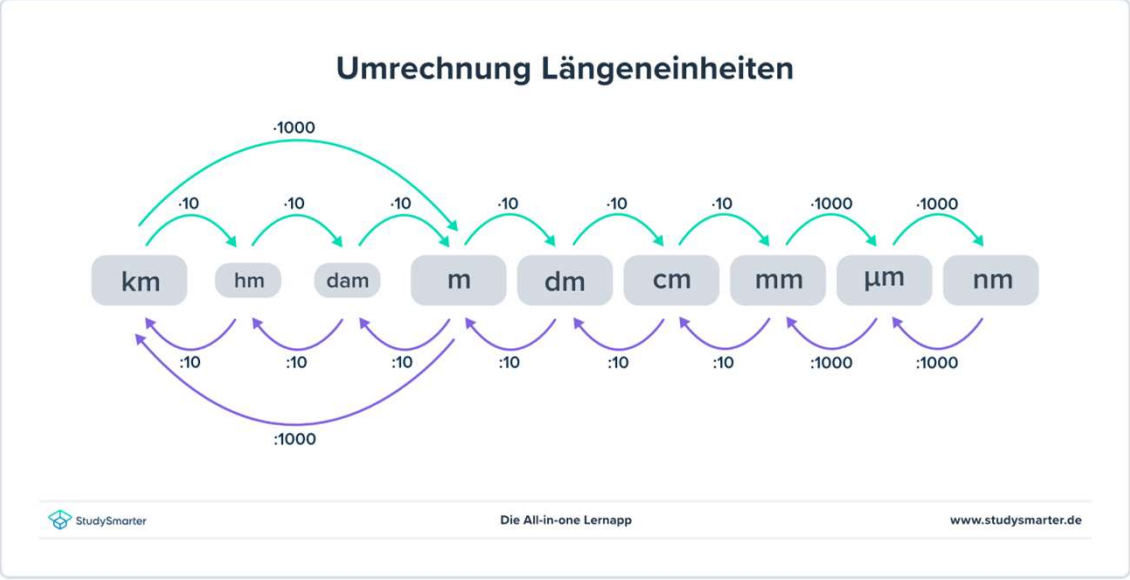
$$\det A = 1 \cdot 4 \cdot 2 + 2 \cdot (-1) \cdot 5 + 3 \cdot (-2) \cdot 5 - 3 \cdot 4 \cdot 5 - 1 \cdot (-1) \cdot 6 - 2 \cdot (-2) \cdot 2 = -84$$

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

Lösung:

134000 fm = 1,34 Å = **134 pm** = 0,134 nm = 0,000134 µm = 0,000000134 mm = **$1{,}34 \cdot 10^{-7}$ mm** = $1{,}34 \cdot 10^{-10}$ m

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:

Masse pro Zelle:

$6{,}6 \times 10^{9}$ bp $\times 10^{-21}$ g/bp= $6{,}6\times10^{-12}$ g

Masse pro Mensch:

$6{,}6\times10^{-12}$ g/Zelle $\times10^{14}$ Zellen = $6{,}6\times10^{2}$ g = 660 g

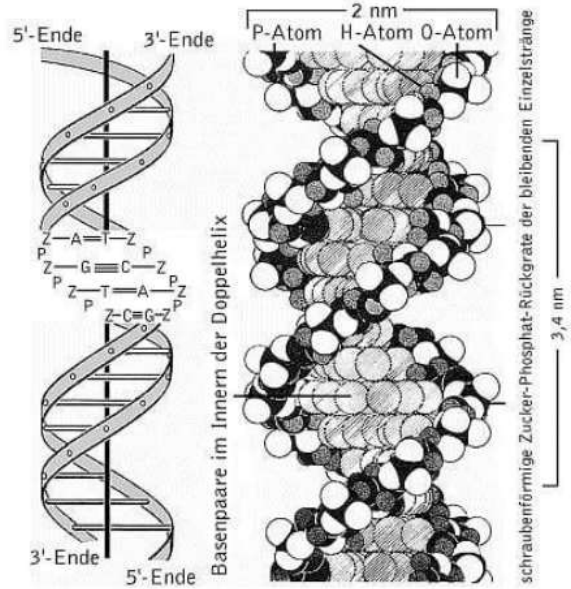
Gesamtzahl BP:

$6{,}6\times10^{9}$ bp/Zelle $\times10^{14}$ Zellen = $6{,}6\times10^{23}$ bp

Gesamtlänge:

$6{,}6\times10^{23}$ bp $\times$ 0,34 nm/bp = $2{,}244\times10^{23}$ nm =

$2{,}244 \cdot 10^{14}$ m = $2{,}2 \cdot 10^{11}$ 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.

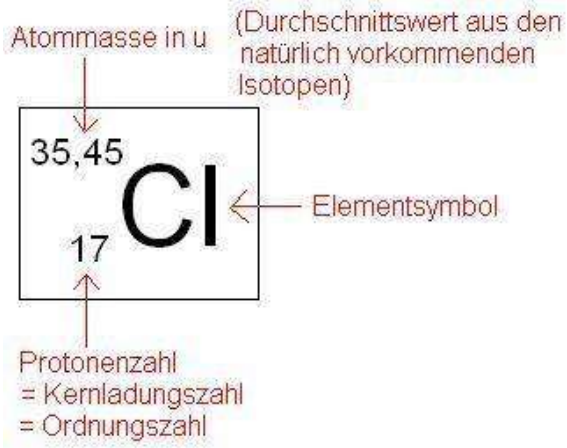
Die Länge der DNA aller Menschen auf der Welt (ca. 7,6 Mrd. im Jahr 2018) kombiniert ergäbe etwa 121 Mill. Lichtjahre, was fast dem Durchmesser des Virgo-Superhaufens (150 bis 200 Mill. Lichtjahre) entspricht.

4. Welcher Masse entspricht 1,5 mol CO_2 und Kohlenmonoxid?
Zeichnen Sie eine Strukturformel dieser Verbindungen.

Lösung: $M(CO_2) = 44{,}0$ g/mol; $m(CO_2) = 66{,}0$ g

$M(CO) = 28{,}0$ g/mol; $m(CO) = 42{,}00$ g





Hauptgruppen

Hauptgruppen-Name	Alkalimetalle	Erdalkalimetalle	Borgruppe	Kohlenstoff-Silicium-Gruppe	Stickstoff-Phosphor-Gruppe	Chalkogene	Halogene	Edelgase
Hauptgruppen (HG)	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
IUPAC-Gruppe	1	2	16	14	15	16	17	18
Periode 1.	1,01u **H** 1 Wasserstoff 1 2,2			16,00u **O** 8 Sauerstoff -2,-1 3,4	Massenzahl, Elementsymbol, Ordnungszahl, Name, Elektronegativität, Oxidationszahlen			4,00u **He** 2 Helium -- --
2.	6,94u **Li** 3 Lithium 1 1,0	9,01u **Be** 4 Beryllium 2 1,6	10,81u **B** 5 Bor 3 2,0	12,01u **C** 6 Kohlenstoff -4…4 2,5	14,01u **N** 7 Stickstoff -3…5 3,0	16,00u **O** 8 Sauerstoff -2,-1 3,4	19,00u **F** 9 Fluor -1 4,0	20,18u **Ne** 10 Neon -- --
3.	22,99u **Na** 11 Natrium 1 0,9	24,31u **Mg** 12 Magnesium 2 1,3	26,98u **Al** 13 Aluminium 3 1,6	28,09u **Si** 14 Silicium 4 1,9	30,97u **P** 15 Phosphor ±3, 5 2,2	32,07u **S** 16 Schwefel ±2, 6 2,6	35,45u **Cl** 17 Chlor ±1 3,2	39,95u **Ar** 18 Argon -- --

5. Bei einem kleinen Barbecue benötigen Sie 2 kg Kohle (wir nehmen an diese besteht aus reinem Kohlenstoff). Wieviel Kilo und Liter CO_2 (Normalbedingungen) produzieren Sie dabei?

Lösung: Stoffmenge Kohle = n = m / M = 2000 g / 12 g/mol = 166,6 mol

Molekulare Masse Kohlenstoffdioxid:

$M(CO_2)$ = 12,0 g/mol + 16,0g/mol * 2 = 44,0 g/mol

Gewicht Kohlenstoffdioxid:

m = n * M = 166,6 mol * 44,0 g/mol = 7330,4 g = 7,333 kg

Gasvolumen:

Normalbed. (STP, 0°C): $V = n * V_m$ = 166,6 mol * 22,4 Liter/mol = 3731 Liter

Standartbed. (SATP, 25°C): $V = n * V_m^{\varnothing}$ = 166,6 mol * 24,46 Liter/mol = 4075 L

Bei höheren Temperaturen:

p * V = n * R * T (ideale Gasgleichung) → $V_1/T_1 = V_2/T_2$

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



6. Ein Gasgrill wird üblicherweise mit Propan (C_3H_8) betrieben. Für Ihr Barbecue benötigen Sie hierbei 250 g Propan. Wie viel Kilo CO_2 entstehen hierbei? Stellen Sie die vollständige Reaktionsgleichung der Verbrennung zu CO_2 und Wasser auf.

$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

1 mol Propan $\rightarrow$ 3 mol CO_2

$M(C_3H_8) = 3 \cdot 12{,}0 + 8 \cdot 1{,}0 = 44{,}0\ g\ mol^{-1}$

$M(CO_2) = 12{,}0 + 2 \cdot 16{,}0 = 44{,}0\ g\ mol^{-1}$

$n(C_3H_8) = 250g / 44{,}0\ gmol = 5{,}681\ mol$

$n(CO_2) = 3 \cdot 5{,}681\ mol = 17{,}045 mol$

$m(CO_2) = 17{,}045\ mol \cdot 44{,}0\ g\ mol^{-1} = 750\ g = 0{,}750\ kg$



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

a) Stellen Sie die korrekte Reaktionsgleichung auf.

b) Welche qualitative Aussage über die Entropie dieser Reaktion können Sie treffen?

c) Berechnen Sie die molare Masse von Kaliumhydroxid?

d) Wieviel Liter Wasserstoffgas entstehen bei der Reaktion von 5 g Kalium?

Lösung:

a) $2\ K\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow 2\ KOH\ (aq) + H_2\ (g)$

b) Teilchenzahl nimmt eigentlich ab, Entropie nimmt trotzdem zu wegen Entstehung von Gas

c) $\sum M = 39{,}1\ g/mol + 1{,}0\ g/mol + 16{,}0 = 56.1\ g/mol$

d) 5g / 39.1 g/mol = 0.128 mol → 0.064 mol Wasserstoff * 22.4 L = 1,43 L

Normalbedingungen (0°C, 1013hPa)

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

Gibbs-Helmholz-Gleichung

Rubidium und Cäsium in Wasser:
https://www.youtube.com/watch?v=0YNsIaSbFdg&ab_channel=NileRedShorts

8. 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: $c = n / V$

$M\ (NaOH) = 40\ g/mol$

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

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

Verdünnungsgleichung oder **Mischungsformel** $c_1 * V_1 = c_2 * V_2$

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

$m = n * M = (0{,}05\ L * 0{,}2\ mol/L) * 40\ g/mol =$ 0,4 g

oder

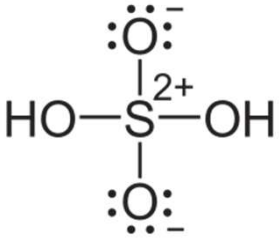
$m(NaOH) = 8\ g/L * 0{,}05\ L = 0{,}40\ g =$ 400 mg

9. Wie schwer ist ein halber Liter 100% Schwefelsäure der Dichte 1.84 g/cm$^{3?}$
Wieviel mol H_2SO_4 sind enthalten?

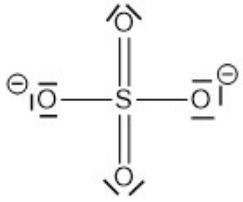
1 cm^3 = 1 mL

1840 g * 0.5 = **920 g**

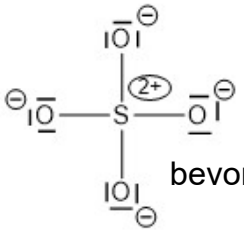
M = 98.1 g / mol
n = m / M = 920 g / 98.1 g/mol = **9.38 mol**



Schwefelsäure



Formel I

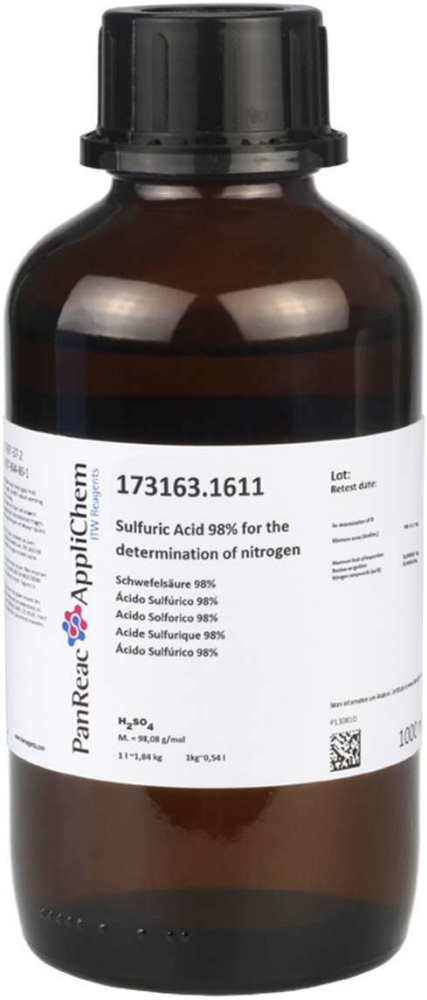


Formel II

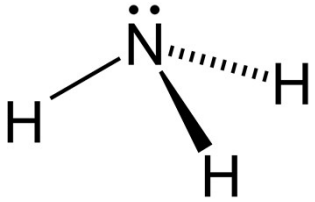
bevorzugte Schreibweise

Sulfat-Anion

Formel I: Oktettüberschreitung



10. Sie möchten einen Liter konzentrierten Ammoniak (25%, Dichte 0,906 g/cm^3) herstellen. Wieviel Ammoniakgas benötigen sie?



1 Liter Ammoniak wiegen 906 g

25% von 906 g sind NH_3 = 226,5 g

$M(NH_3)$ = 17,0 g/mol

n = m / M = 226,5 g / 17,0 g/mol = 13,3 mol

$V = n * V_m = n * 22,4\ L = 298,4\ L$



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

Lösung: **Verdünnungsgleichung** oder **Mischungsformel**

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

$V = V_2 - V_1 = 187{,}5\ mL - 100mL =$ 87,5 mL

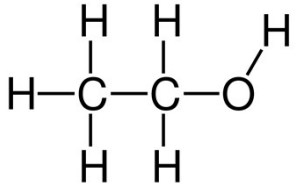


Alternativ:

$V_{EtOH,\ initial} = 100mL \times 0{,}75 = 75mL$

Finales Volumen = $V_{EtOH,\ initial} / 0{,}4 = 75\ mL / 0{,}40 = 187{,}5\ mL$

V Wasser = $V_{final} - V_{initial} = 187{,}5mL - 100mL = 87{,}5mL$



Strukturformel von Ethanol

12. Welche Konzentration hat 70%(v/v) Ethylalkohol (C_2H_6O)? Reiner Ethanol hat eine Dichte von 0,79 kg/L.

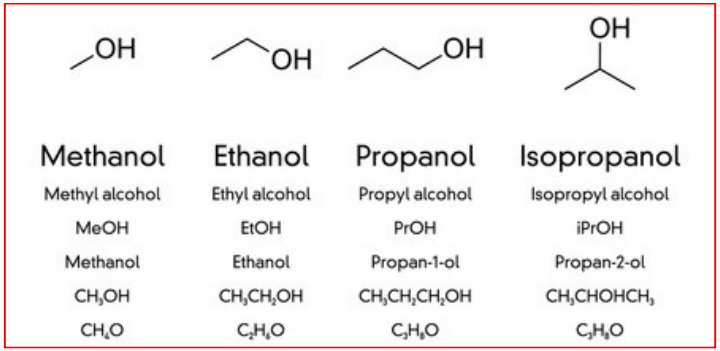
Lösung: (Stoffmengen)-Konzentrationen in der Chemie in mol/L

700mL Ethylalkohol entsprechen (Multiplikation mit Dichte) =
700 mL * 0,79 g/mL = 553 g Ethanol

M(Ethanol, C_2H_6O) = 2 * 12,0 g/mol + 6 * 1,0 g/mol + 1 * 16,0 g/mol = 46 g/mol)
553 g/L / M(Ethanol, 46 g/mol) = 12,0 mol/L



Kurzkettige Alkohole:



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

$f''(x) = 12x^{-4} + 168x^{-8}$

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.

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

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

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

d) $$\int_1^2 (x^2+1)\cdot\sqrt{x}\ dx = \int_1^2 x^{\frac{5}{2}}+x^{\frac{1}{2}}\ dx = \left[\frac{2}{7}\cdot x^{\frac{7}{2}}+\frac{2}{3}\cdot x^{\frac{3}{2}}\right]_1^2 =$$

$$(\frac{16\sqrt{2}}{7}+\frac{4\sqrt{2}}{3})-(\frac{2}{7}+\frac{2}{3}) = \frac{76\sqrt{2}-20}{21}$$

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:

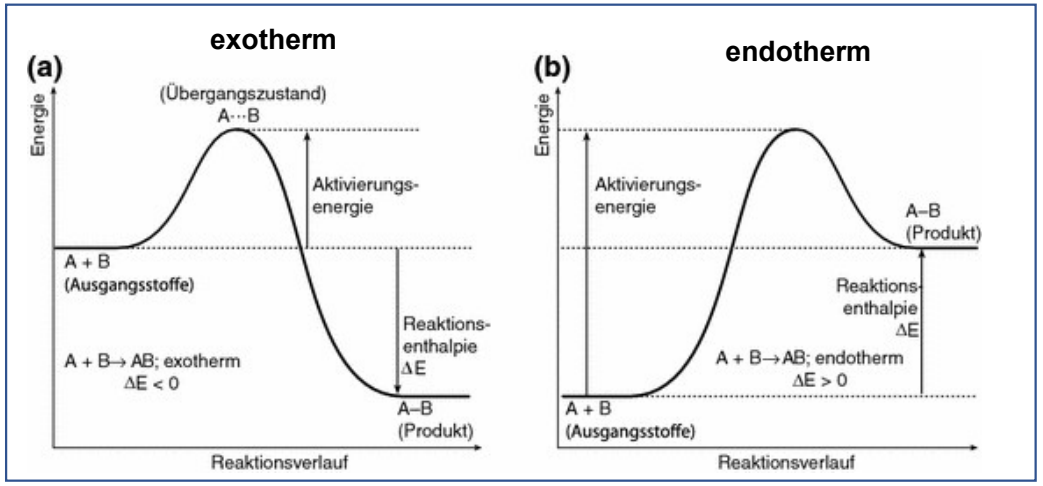
a) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

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

$\Delta G > 0$: endergonisch

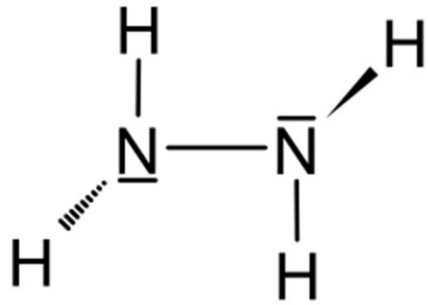
G = Freie Enthalpie [J mol^{-1}]
H = Enthalpie [J mol^{-1}]
S = Entropie [J mol^{-1} K^{-1}]

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



4. Welche Wärmemenge wird freigesetzt, wenn 1 g Hydrazin (N_2H_4) verbrennt?

$N_2H_4 + O_2 \rightarrow N_2 + 2\ H_2O \quad \Delta_RH = -622{,}4\ kJ\ mol^{-1}$



Lösung:

$M\ (N_2H_4) = 2 \cdot 14{,}0\ g\ mol^{-1} + 4 \cdot 1{,}0\ g\ mol^{-1} = 32{,}0\ g\ mol^{-1}$

$n = m / M = 1\ g / 32{,}0\ g\ mol^{-1} = 0{,}03125\ mol$

$Q = n \cdot \Delta H = 0{,}03125\ mol \cdot -622{,}4\ kJ\ mol^{-1} = -19{,}45\ kJ$

Wärme wird an Umgebung abgegeben.

Raschig-Hydrazin-Synthese:

$NaOCl + NH_3 \rightarrow NH_2Cl + NaOH$
$NH_2Cl + NH_3 \rightarrow N_2H_4 + HCl$

$Cl_2 + 2\ NaOH \rightleftharpoons NaOCl + NaCl + H_2O$

5. Die Zersetzung von Natriumazid verläuft nach:

$2\ NaN_3 \rightarrow 2\ Na + 3\ N_2$ $\quad \Delta_R H = -42{,}7$ kJ

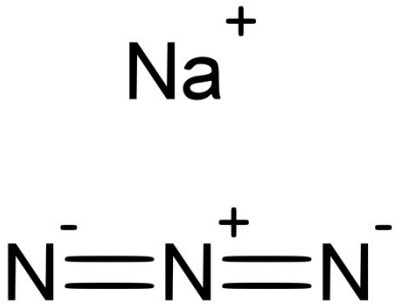
a) Wie groß ist der ΔH-Wert, um 1,50 kg N_2 zu erhalten?

b) Welches Volumen hat diese Menge Stickstoff bei Normalbedingungen?

Lösung:

a) $M\ (N_2) = 2 \cdot 14{,}0\ g\ mol^{-1} = 28{,}0\ g\ mol^{-1}$

$n = m / M = 1500\ g / 28{,}0\ g\ mol^{-1} = 53{,}57\ mol$



Bildung von 3 mol N_2: - 42,7 kJ

Bildung von 53,57 mol N_2: - 42,7 kJ · 53,57 mol / 3 mol = -762,5 kJ

b) $n \cdot V_m = 53{,}57\ mol * 22{,}4\ L/mol = 1200\ L = 1{,}2\ m^3$

Synthese Bleiazid:

$Pb(NO_3)_2 + 2\ NaN_3 \rightarrow Pb(N_3)_2 + 2\ NaNO_3$



Ein Fahrer-Airbag hat typischerweise ein Volumen von etwa 60L, ein Beifahrer-Airbag etwa 120L

6. Butangas (C_4H_{10}, $\Delta_f H$ = -126 kJ mol^{-1}) verbrennt mit Sauerstoff zu Kohlendioxid ($\Delta_f H$ (CO_2(g)) = -393 kJ mol^{-1}), und Wasserdampf $\Delta_f H$ (H_2O(g)) = -242 kJ mol^{-1}). R = 8.314 J K^{-1} mol^{-1}

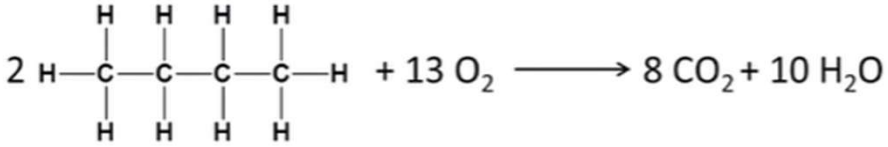
a) Formulieren Sie die korrekte Reaktionsgleichung!

$C_4H_{10} + 13/2\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$

b) Wie hoch ist die Reaktionsenthalpie?

$\Delta_R H$ = Summe Bildungsenthalpie Produkte - Summe Bildungsenthalpie Edukte =

$[4\cdot(-393) + 5\cdot(-242)]$ - $[1\cdot(-126) + 13/2\cdot(0)]$ = −2656 kJ/mol

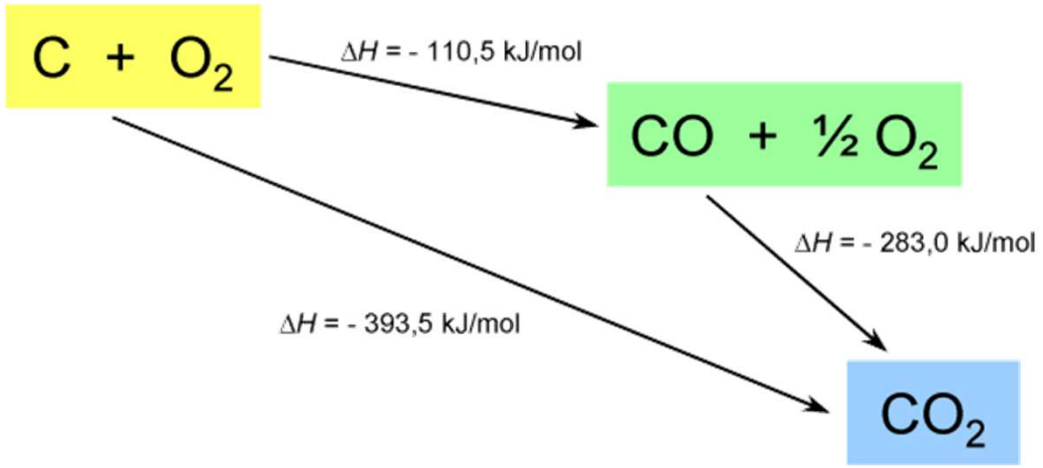


Strukturformel von Butan

7. 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.



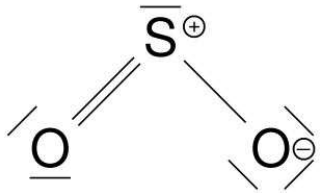
8. Berechnen Sie $\Delta_R H$ für die Reaktion

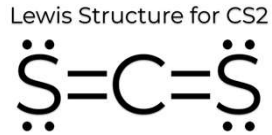
$CS_2 + 2\ H_2O \rightarrow CO_2 + 2\ H_2S$

mit Hilfe der Gleichungen:

$H_2S + 3/2\ O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$ **$\Delta_R H = -562{,}6$ kJ mol^{-1}**

$CS_2 + 3\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ SO_2$ **$\Delta_R H = -1075{,}2$ kJ mol^{-1}**



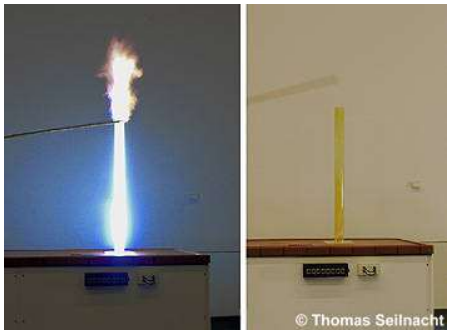


Lösung:

2x $H_2O + SO_2 \rightarrow H_2S + 3/2\ O_2$ $2 \cdot +562{,}6$ kJ mol^{-1}

1x $CS_2 + 3\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ SO_2$ $-1075{,}2$ kJ mol^{-1}

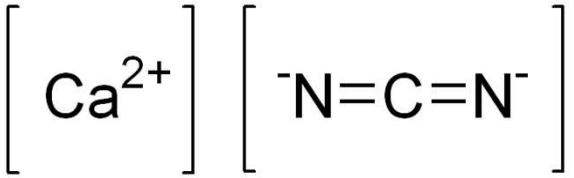
$CS_2 + 2\ H_2O \rightarrow CO_2 + 2\ H_2S$ $\Delta H = +50{,}0$ kJ mol^{-1}



Versuch: Bellender Hund

$3\ N_2O + CS_2 \longrightarrow 2\ N_2 + CO + SO_2 + S$

9. Berechnen Sie die Standard-Bildungsenthalpie für Calciumcyanamid ($CaCN_2$), mit Hilfe folgender Angaben:



$CaCO_3 + 2\ NH_3 \rightarrow CaCN_2 + 3\ H_2O$	$\Delta_R H° = +90{,}1\ kJ\ mol^{-1}$
$CaCO_3$	$\Delta_f H° = -1206{,}3\ kJ\ mol^{-1}$
NH_3	$\Delta_f H° = -46{,}19\ kJ\ mol^{-1}$
H_2O	$\Delta_f H° = -241{,}8\ kJ\ mol^{-1}$

Lösung:

$\Delta H°(Reaktion) = \Sigma(\Delta H°(Produkte) - \Sigma(\Delta H°(Edukte)$

Produkte Edukte

$+90{,}1\ kJ\ mol^{-1} = (\Delta H°(CaCN_2) + 3 \cdot -241{,}8\ kJ\ mol^{-1}) - (-1206{,}3\ kJ\ mol^{-1} + 2 \cdot -46{,}19\ kJ\ mol^{-1})$

$(\Delta_f H°(CaCN_2) = +90{,}1\ kJ\ mol^{-1} - 3 \cdot -241{,}8\ kJ\ mol^{-1}) + (-1206{,}3\ kJ\ mol^{-1} + 2 \cdot -46{,}19\ kJ\ mol^{-1})$

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

$\Delta_f H°(CaCN_2) = -483{,}18\ kJ\ mol^{-1}$

10. 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: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_1/T_1 = V_2/T_2$

$T_2 = V_2 \cdot T_1 / V_1 = 1{,}7\ L \cdot 298K / 0{,}8\ L = 633\ K$

a2) $p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2$

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

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

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) Näherungslösung über molares Gasvolumen:

nahezu 1 atm (1013 mbar) Standartbedingungen

V_m = 24,4 mol/L → n = 0,8 L / 24,4 mol/L = 0,0328 mol

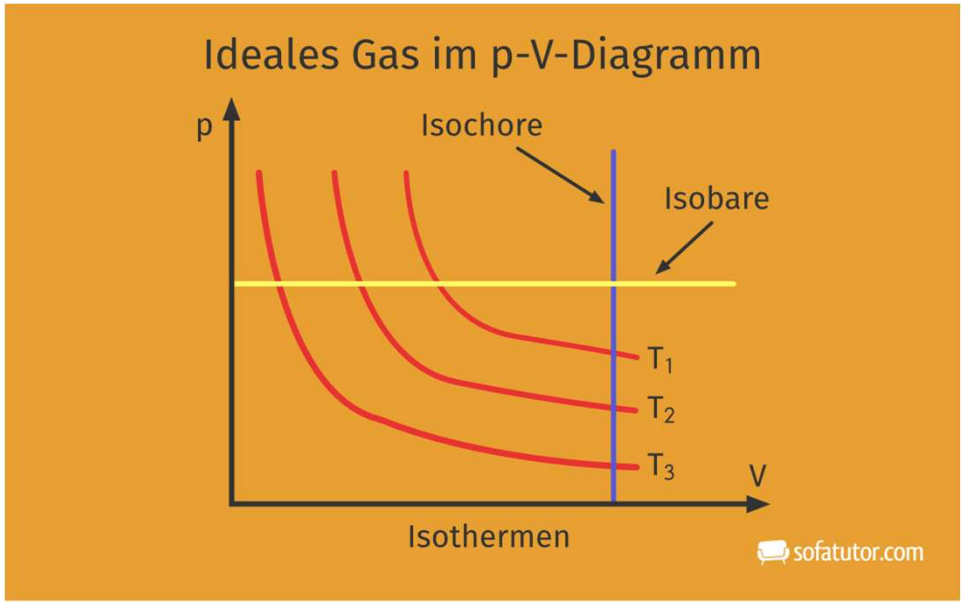
n = m / M → M = m/n = 1,4 g/ 0,0327 = 42,68 g/mol → **44 g/mol = CO_2**

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

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

V_2 = 273 K · 1,8 bar · 1,7L / 1163 K · 0,82 bar

= 0,876 L



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

Bessere Lösung:

Gegebene Werte (Zustand 1)

- $V_1 = 0{,}80\ \text{l} = 0{,}80 \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3$ Loesung_AC1_Uebung02_...
- $p_1 = 980\ \text{mbar} = 98\,000\ \text{Pa}$ Loesung_AC1_Uebung02_...
- $T_1 = 25\ ^\circ\text{C} = 298{,}15\ \text{K}$ Loesung_AC1_Uebung02_...
- $m = 1{,}4\ \text{g}$ Loesung_AC1_Uebung02_...
- Universelle Gaskonstante: $R = 8{,}314\ \text{J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$

1. Stoffmenge n berechnen

$$p_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1$$

$$n = \frac{p_1 \cdot V_1}{R \cdot T_1} = \frac{98\,000\ \text{Pa} \cdot 0{,}80 \cdot 10^{-3}\ \text{m}^3}{8{,}314\ \text{J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298{,}15\ \text{K}} \approx 0{,}03163\ \text{mol}$$

(Alternativ mit Litern und bar: $n = \frac{0{,}98\ \text{bar} \cdot 0{,}80\ \text{l}}{0{,}08314\ \text{bar} \cdot \text{l}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298{,}15\ \text{K}} = 0{,}03163\ \text{mol}$*)*

2. Molare Masse M berechnen

$$M = \frac{m}{n} = \frac{1{,}4\ \text{g}}{0{,}03163\ \text{mol}} \approx 44{,}26\ \text{g/mol}$$

Unter Berücksichtigung signifikanter Stellen ($1{,}4\ \text{g}$ und $0{,}80\ \text{l}$):

$$M \approx 44\ \text{g/mol}$$

Anorganische Experimentalchemie

3. Übung:
Massenwirkungsgesetz,
Säuren & Basen, pH-Wert

1. Berechnen sie Molarität und Molalität von
a. 37 %iger HCl (ρ = 1.2 g/mL)
b. 96 %iger H_2SO_4 (ρ = 1.84 g/mL)

Lösung:
37% HCl M = 36,46 g/mol ρ =1.2 g/mL
Molariät = Konzentration c = n / v
m = ρ · V = 1,2 g / mL · 1000 mL = 1200g = 1,2 kg
m(HCl) = 0,37 · 1200g = 444g
n = m / M → n(HCl) = 444g / 36,46 g/mol = 12,18 mol
→ c = 12,18 mol/ L

m(Schwefelsäure) = 1840 g m (H_2SO_4) = 0,96 * 1840g = 1766 g
n = 1766 g / 98,1 g/mol = 18 mol → c = 18 mol/L

Molalität b = [mol/kg]
HCl: m = 1200g
m(H_2O) = (1 - 0,37) · 1200 g = 756 g = 0,756 kg
b(HCl) = n(HCl) / m(H_2O) = 12,18 mol / 0,756 kg = 16,1 mol/kg

Schwefelsäure: m(H_2O) = (1 - 0,96) · 1,84 kg = 0,074 kg
b(H_2SO_4): 18 mol / 0,074 kg = 243,2 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

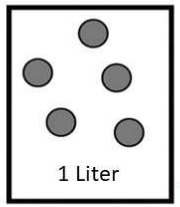


Abb. 1

- 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

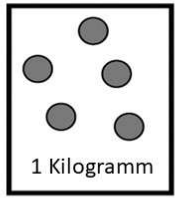
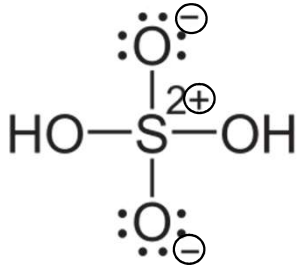


Abb. 2

6

Abb. 1: modifiziert nach Wesseler, W. (2018); Physiologie Bd. 1; in MEDI-LEARN Verlag (Hrsg.); MEDI-LEARN Skriptenreihe; Kiel: MEDI-LEARN Verlag GbR; medi-learn.de/8-PI1-1
Abb. 2: modifiziert nach Wesseler, W. (2018); Physiologie Bd. 1; in MEDI-LEARN Verlag (Hrsg.); MEDI-LEARN Skriptenreihe; Kiel: MEDI-LEARN Verlag GbR; medi-learn.de/8-PI1-1

$M(H_2SO_4) = 98.1$ g/mol



2. Massenwirkungsgesetz und Gleichgewichtskonstante

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

Lösung:

a) Schwefeldioxid wird durch Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid oxidiert.

$$2\,SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,SO_3; \qquad K = \frac{c^2(SO_3)}{c^2(SO_2) \cdot c(O_2)}$$

b) Schwefeltrioxid addiert sich an H_2SO_4 zu Dischwefelsäure.

$SO_3 + H_2SO_4 \rightleftarrows H_2S_2O_7$ $\qquad K_c = c(H_2S_2O_7) / c(SO_3) \cdot c(H_2SO_4)$

c) Dischwefelsäure wird hydrolisiert zu Schwefelsäure.

$H_2S_2O_7 + H_2O \rightleftarrows 2\,H_2SO_4$ $\qquad K_c = c^2(H_2SO_4) / c(H_2S_2O_7) \cdot c(H_2O)$

d) Schwefelsäure wird durch 2 Äquivalente Natriumhydroxid neutralisiert.

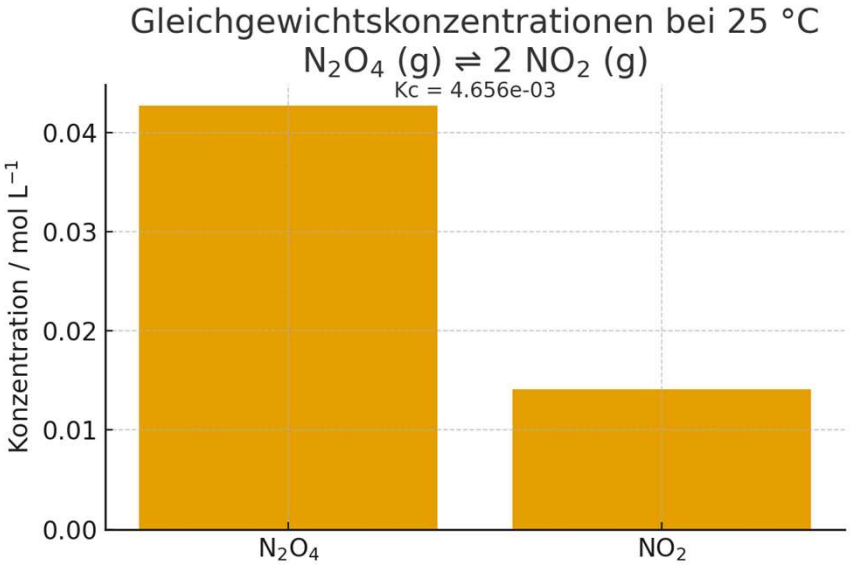
$H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightleftarrows Na_2SO_4 + 2\,H_2O$ $\qquad K_c = c(Na_2SO_4) \cdot c^2(H_2O) / c(H_2SO_4) \cdot c^2(NaOH)$

3. Für die Reaktion N_2O_4 (g) ⇄ 2 NO_2 (g) wurden bei 25°C folgende Konzentrationen für ein im Gleichgewicht befindliches Gemisch gefunden:

$c(N_2O_4) = 4{,}27 \cdot 10^{-2}$ mol/L

$c(NO_2) = 1{,}41 \cdot 10^{-2}$ mol/L

Wie groß ist K_c bei 25°C?

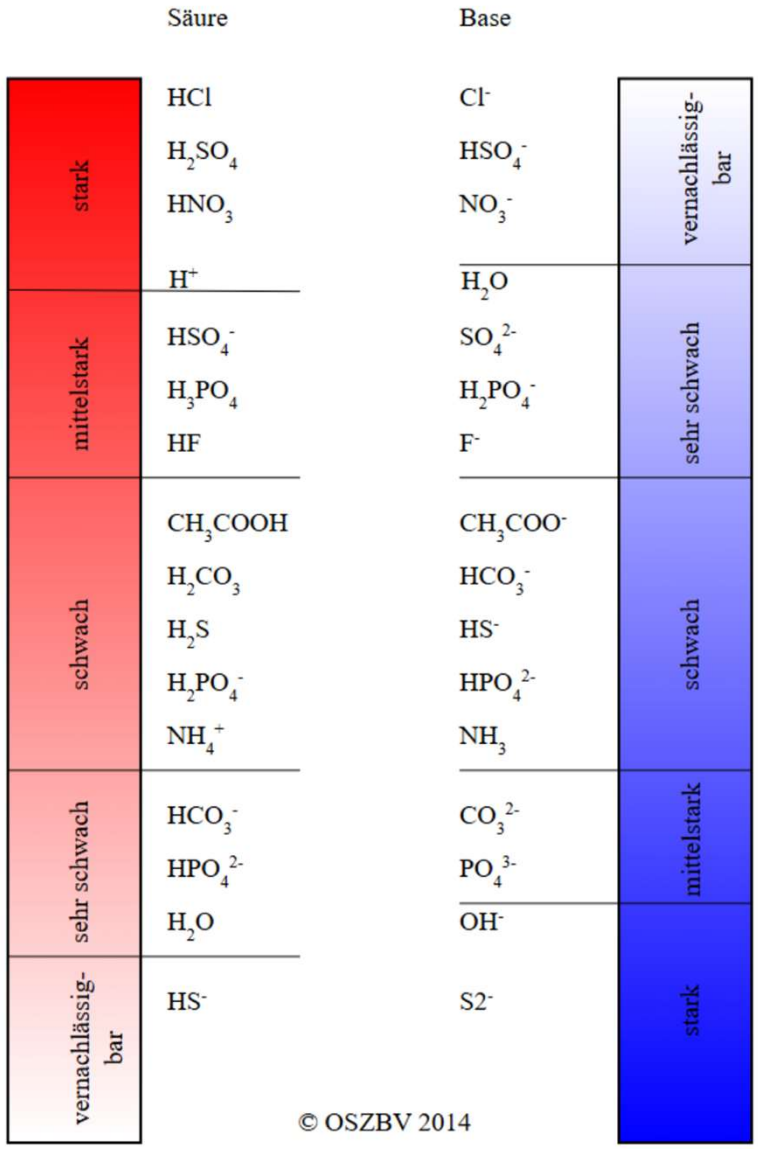


Lösung: $K_c = c^2(NO_2) / c(N_2O_4) = (1{,}41 \cdot 10^{-2})^2$ mol^2 L^{-2} / $4{,}27 \cdot 10^{-2}$ mol/L

$= 4{,}66 \cdot 10^{-3}$ mol/L

4. Welche ist die konjugierte Base von:

a) H_3PO_4	**Lösung:**	$H_2PO_4^-$
b) $H_2PO_4^-$		HPO_4^{2-}
c) NH_3		NH_2^-
d) HS^-		S^{2-}
e) H_2SO_4		HSO_4^-
f) HCO_3^-		CO_3^{2-}
g) Ameisensäure H-COOH		$H\text{-}COO^-$
h) HN_3		N_3^-



Wichtige Formeln pH-Wert und Säure/Basen

$$pH = -\lg c(H_3O^+)$$

$$c(H_3O^+) = 10^{-pH} \ \frac{mol}{l}$$

$$pOH = -\lg c(OH^-)$$

$$pH + pOH = pK_W$$

$$pH + pOH = 14$$

$K_W = [H_3O^+][OH^-] \approx 1{,}0 \cdot 10^{-14}$

Temperaturabhängig ! $pK_w(99\circ C) \approx 12{,}27$

Schwache Säuren/Basen:

$[H_3O^+] \approx \sqrt{K_S \, c_0}$

$pH = ½ (pK_s - \log c_0)$

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

$\alpha = \sqrt{(K_s/c_0)}$

Ampholyte:

$pH \approx ½ (pK_{S1} + pK_{S2})$

Puffer (Henderson–Hasselbalch)

$pH = pK_S + \log_{10}([A^-]/[HA])$

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

Lösung:

$$pH = -\lg c(H_3O^+)$$

$$c(H_3O^+) = 10^{-pH} \ \frac{mol}{l}$$

(Schwache Säure: $HX + H_2O \rightarrow H_3O^+ + X^-$)

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.10} = 7.94 \cdot 10^{-4}$ mol/L (oder: $c(H_3O^+) = 7.94 \cdot 10^{-4}$ mol/L)

$[H_3O^+]$ in mol/L	pH		pOH	$[OH^-]$ in mol/L
$10^0 = 1$	0		14	10^{-14}
10^{-1}	1		13	10^{-13}
10^{-2}	2	sauer	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	alkalisch	2	10^{-2}
10^{-13}	13		1	10^{-1}
10^{-14}	14		0	10^{-0}

6. Wie groß sind die Konzentrationen $c(H_3O^+)$ und $c(OH^-)$ in folgenden Lösungen:

a) 0.015 mol/L HNO_3

b) 0.0025 mol/L $Ba(OH)_2$

c) 0.00030 mol/L HCl

d) 0.016 mol/L $Ca(OH)_2$

Lösung:

a) $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

starke Säure: $c(H_3O^+) = c_0 = 0.015$ mol/L

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$

$[OH^-] = K_w / [H_3O^+] = 10^{-14} / 0.015 = 6.7 \cdot 10^{-13}$

$c(OH^-) = 6.66 \cdot 10^{-13}$ mol/L

alternativ:
pH = -lg(0.015) = 1.82
pOH = 14 – 1.82 = 12,18
$c(OH^-) = 10^{-12.18}$ mol/L
$= 6.66 \cdot 10^{-13}$

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

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

$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$

$[H_3O^+] = K_w / [OH^-] = 10^{-14} / 0.005 = 2.0 \cdot 10^{-12}$

$c(H_3O^+) = 2.0 \cdot 10^{-12}$ mol/L

$$pH = -\lg c(H_3O^+)$$

$$c(H_3O^+) = 10^{-pH} \ \frac{mol}{l}$$

$$pOH = -\lg c(OH^-)$$

$$pH + pOH = pK_W$$

$$pH + pOH = 14$$

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

c) $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

starke Säure: $c(H_3O^+) = c_0 = 3.0 \cdot 10^{-4}$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[OH^-] = K_w/[H_3O^+] = 10^{-14} / 3.0 \cdot 10^{-4} = 3.3 \cdot 10^{-11}$
$c(OH^-) = 3.3 \cdot 10^{-11}$ mol/L

d) $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$

L = 1.7 g/L

starke Base: $c(OH^-) = 2 \cdot c_0 = 0.032$ mol/L
$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w = 10^{-14}$
$[H_3O^+] = K_w/[OH^-] = 10^{-14} / 0.032 = 3.1 \cdot 10^{-13}$
$c(H_3O^+) = 3.1 \cdot 10^{-13}$ mol/L

7. 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:

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$

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

$c(A^-) = c(H_3O^+)$

$\alpha = c(H_3O^+) / c_0$

$c(H_3O^+) = \alpha \cdot c_0 = 0.0072 \cdot 0.25$ mol/L $= 0.0018$ mol/L

pH $= -\log [H_3O^+] = -\log 0.0018 =$ **2.74**

$pH = ½ (pK_s - \log c_0) \rightarrow 2pH = pK_s - \log c_0$

pK_s $= 2 \cdot pH + \log c_0) = 2 \cdot 2.74 + \lg 0.25 =$ **4.88**

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

$$\Rightarrow \alpha = \frac{K_S}{[H_3O^+] + K_S}.$$

$$\Leftrightarrow [H_3O^+] = K_S \cdot \frac{1-\alpha}{\alpha}$$

$$\Leftrightarrow pH = pK_S + \lg \frac{\alpha}{1-\alpha}$$

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. A kann Werte von 0 bis 1 (100% Protolyse) annehmen.

→ Ausmaß einer protolytischen Reaktion, bzw. Anteil Säure, der in einer Reaktion mit H_2O zur korrespondierenden Base umgewandelt wurde

$$\alpha = \frac{\text{Konzentration der protolysierten HA–Moleküle}}{\text{Konzentration der HA–Molekülevor der Protolyse}}$$

$$\alpha = \frac{c_0 - [HA]}{c_0} = \frac{[H_3O^+]}{c_0} = \frac{[A^-]}{c_0}$$

Für einwertige Säure: $[A^-]=[H_3O^+]$ umstellen: $[H_3O^+] = \alpha \cdot c_0$

$[A^-] = \alpha \cdot c_0$

$$K_s = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha \cdot c_0 \cdot \alpha \cdot c_0}{c_0 - \alpha \cdot c_0} = \frac{\alpha^2 \cdot {c_0}^2}{c_0 - \alpha \cdot c_0} = c_0 \frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

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

Ostwaldsches Verdünnungsgesetz (für schwache Säuren)

Protolysegrad einer schwachen Säure steigt mit abnehmender Konzentration der Säure!

8. Für Milchsäure ist $K_S = 1.5 \cdot 10^{-4}$ mol/L
a) Wie groß ist $c(H_3O^+)$, wenn 0.16 mol/L Milchsäure in Lösung sind.
b) Wie viel Prozent der Milchsäure sind dissoziiert?

Lösung:

a) $pK_s = -\log K_s = 3.82$ Eine schwache Säure

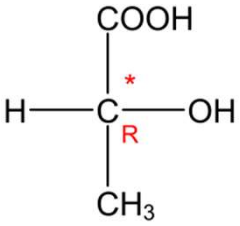
Für schwache Säuren: $pH = 1/2(pK_s - \log c_0)$

$pH = ½ (3.82 - \log 0.16) = 2.308$

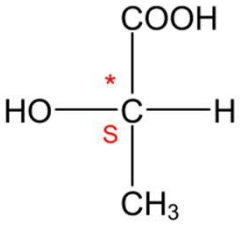
$[H_3O^+]$ $= 10^{-2.308} =$ **$4.92 \cdot 10^{-3}$** mol/L (oder: $c(H_3O^+) = 4.92 \cdot 10^{-3}$ mol/L)

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

9. Eine Säure HX ist bei c_0(HX) = 0.15 mol/L zu 1.2% dissoziiert. Wie viel % sind bei c_0(HX) = 0.030 mol/L dissoziiert?

Lösung:

$HX + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + X^-$

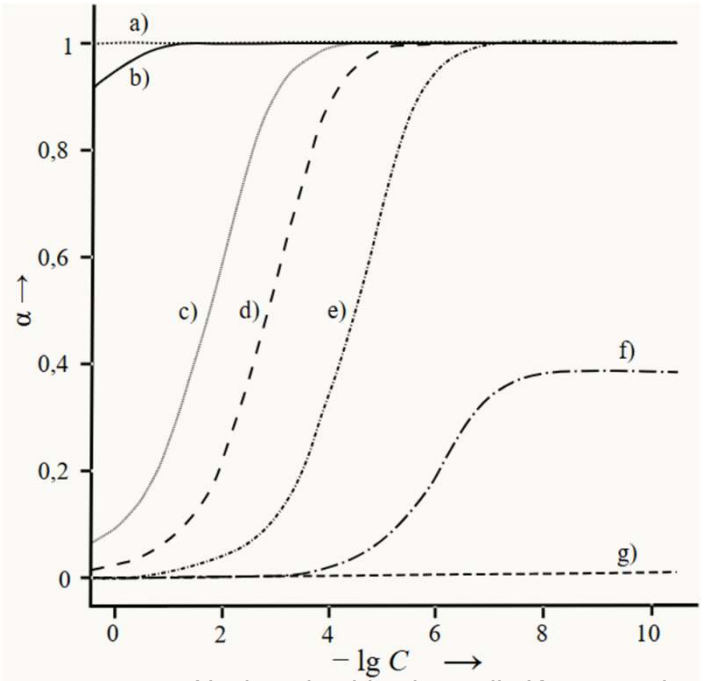
1. Berechnung von K_S

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

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



Nach rechts hin nimmt die Konzentration ab

Dissoziationsgrad α von a) HCl, b) HNO_3, c) $HClO_2$, d) HF, e) HOAc, f) HClO, g) HCN in Abhängigkeit ihrer Konzentration.

Je konzentrierter die Säure, desto geringer der Dissoziationsgrad!

https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Dissoziationsgrad

10. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.15 mol/L Natriumnitrit ($NaNO_2$)?
(für HNO_2: $pK_S = 3.35$)

Lösung:

$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$

Für NO_2^- ergibt sich der pK_B-Wert aus den pK_S-Wert der konjugierten Säure:

$pK_s + pK_B = 14$

$pK_B = 14 - pK_s = 14 - 3.35 = 10.65$

NO_2^- ist eine schwache Base, somit:

$pOH = ½ (pK_B - \lg c_0) = ½ (10.65 - \lg 0.15) = 5.74$

$pH = 14 - pOH = 14 - 5.74 = 8.26$

11. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.1 mol/L Ammoniumacetat (NH_4OAc)?
$pK_S(NH_4^+) = 9.2$; $pK_S(HOAc) = 4.7$

Lösung:

Salz schwacher Säure & schwacher Base

(Ampholyt ist strenggenommen nur ein Teilchen)

$NH_4^+ + OAc^- \rightarrow NH_3 + HOAc$

$pK_S(NH_4^+) = 9.2$

$pK_S(HOAc) = 4.7$

Für Ampholyte gilt näherungsweise:

$pH \approx ½ (pK_{S1} + pK_{S2})$

oder
$c(H_3O^+) \approx \sqrt{K_{S1} K_{S2}}$

$pH = ½ \{pK_S(NH_4^+) + pK_S(HOAc)\}$

$pH = ½ \{9.2 + 4.7\} = 6.95$

Die Lösung von Ammoniumacetat reagiert neutral!

$pK_B(OAc^-) = 14 - pK_S(HOAc) = 14 - 4.7 = 9.3$

12. Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.01 mol/L Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$)? pK_S (H_2CO_3) = 6.4; pK_S (HCO_3^-) = 10.3

Lösung:

HCO_3^- ist ein echter Ampholyt:

als Base: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$

Als Säure: $HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H_3O^+$

$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ (pK_{S1} = 6,4)

$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$ (pK_{S2} = 10,3)

$pH = ½ \{pK_S(HCO_3^-) + pK_S(H_2CO_3)\}$

$pH = ½ \{10.3 + 6.4\} = 8.35$

Natriumhydrogencarbonat Lösung ist leicht basisch.

$pK_B(HCO_3^-) = 14 - 6.4 = 7.6$

4. Übung:
Puffersysteme,
Elektronenkonfiguration

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

a. Natriumcarbonat- bzw. Natriumhydrogencarbonat-Lösung (Aufgabe 3.12)

pKs – Werte der Kohlensäure sind: pK_{S1} = 6,4; pK_{S2} = 10,3

pH >7

Na_2CO_3 in Wasser H_2O → 2 Na^+ (aq.) + CO_3^{2-} (aq.)

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$

$NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Na^+$ (aq.) + $H_2CO_3 + OH^-$ pK_B: 7,6

$NaHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons Na^+$ (aq.) + CO_3^{2-} (aq.) + H_3O^+ pK_S: 10,3

b. Aluminium(III)perchlorat-Lösung

pH <7 Salz aus schwacher Base und starker Säure

$Al(ClO_4)_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(ClO_4)_3(OH)^- + H^+$

besser: $Al(ClO_4)_3$ in Wasser: $[Al(H_2O)_6]^{3+}$

$[Al(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Al(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^+$

$$K_B \cdot K_S = \frac{c\left(H_3O^{1+}\right) \cdot c\left(A^{1-}\right) \cdot c\left(OH^{1-}\right) \cdot c(HA)}{c\left(A^{1-}\right) \cdot c(HA)}$$

$$K_B \cdot K_S = c\left(H_3O^{1+}\right) \cdot c\left(OH^{1-}\right) = 10^{-14} \frac{mol^2}{l^2}$$

bzw. $pK_S + pK_B = 14$

c. Ammoniumchlorid-Lösung ($K_s(HCl) = 1 * 10^6$ mol/L, $K_b(NH_3) = 1.8 * 10^{-5}$ mol/L)

$pK_s(HCl) = -6$ $pK_b(NH_3) = 4{,}74$ $pK_s(NH_4^+) = 9{,}26$

NH_4Cl in Wasser: $NH_4^+ + Cl^-$ **pH < 7**

Cl^- Salz einer starken Säure → schwache Base

NH_4^+ Salz einer mittelstarken Base → mittelschwache Säure

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$

d. Ammoniumcarbonat-Lösung

(K_{S1}(Kohlensäure) = 4.2 * 10^{-7} mol/L, $pK_{S1}(H_2CO_3) = 6{,}38$

K_{S2}(Kohlensäure) = 4.8 * 10^{-11} mol/L, $pK_{S1}(HCO_3^-) = 10{,}32$

K_B(Ammoniak) = 1.8 * 10^{-5} mol/L) $pK_s(NH_4^+) = 9{,}26$

$(NH_4)_2CO_3 \rightleftharpoons 2NH_4^+ + CO_3^{2-}$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NH_3$ $pK_s(NH_4^+) = 9{,}26$

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$ $pK_B(CO_3^{2-}) = 14 - 10{,}32 = 3{,}68$

Da $pK_S > pK_B$ → pH >7

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

(K_S(Essigsäure) = 1.8 * 10^{-5} 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^3 einer 2 mol/dm^3 Salpetersäure

Lösung?

a)

c(HOAc) = 0.05 mol/L; c(NaOAc) = 0.065 mol/L)

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{S} + \log_{10}\frac{c\,(\mathrm{A}^-)}{c\,(\mathrm{HA})},$$

= 4,74 + 0,114 = 4,85

Hendersen-Hasselbalch Gleichung

$$\mathrm{p}K_\mathrm{S} = -\log_{10}\left(K_\mathrm{S}\cdot\frac{\mathrm{l}}{\mathrm{mol}}\right)$$ = 4,74

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

pH = 4,74 + 0,27 = 5,01

c) 10 cm^3 = 10mL; c = 2mol/L; n = V · c = 0,01 L · 2 mol/L = 0,02 mol

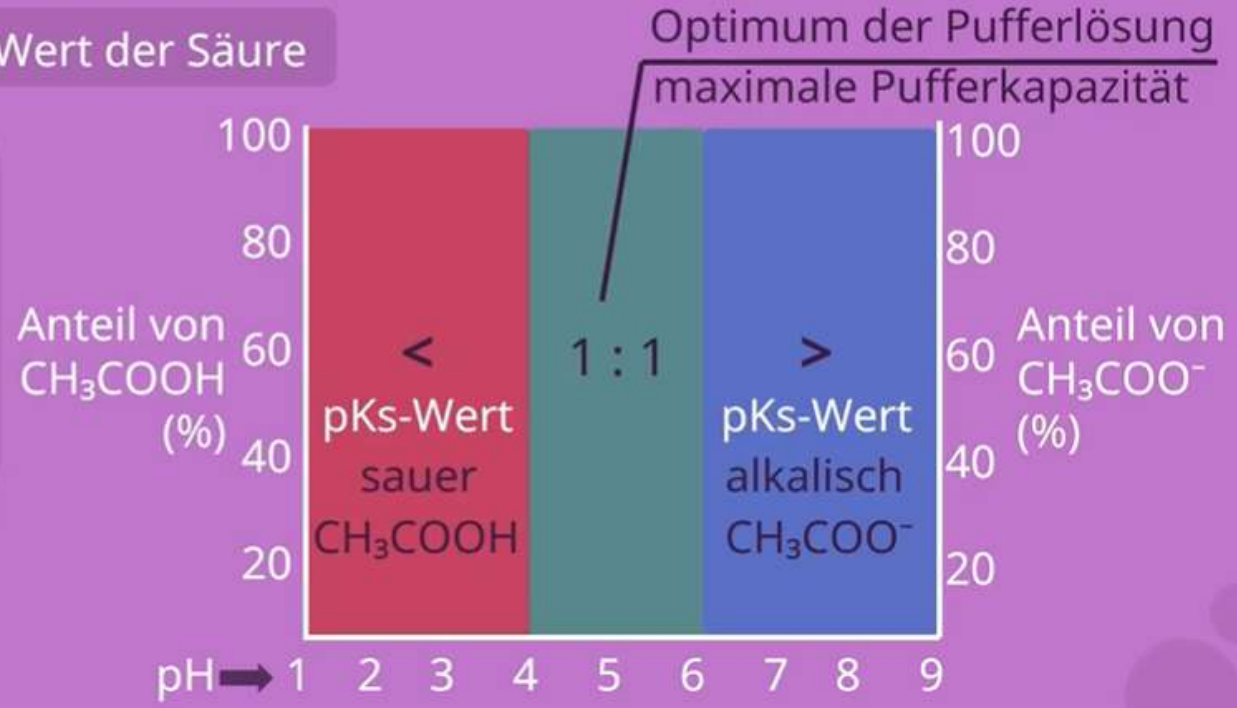
log(0,11/0,12) = -0,038

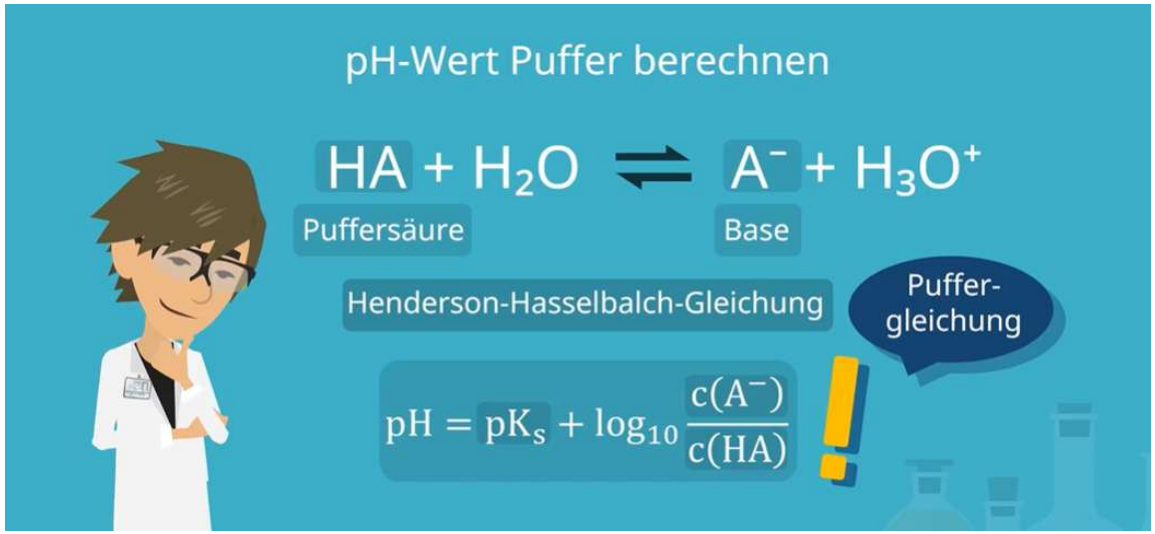
pH = 4,74 - 0,038 = 4,702

Das Optimum der Pufferlösung

pH-Optimum = pKs-Wert der Säure







Wichtige Puffersysteme & pH-Bereiche

Puffersystem	pKs-Wert	Pufferbereich (pKs ± 1)	Puffergleichgewicht (Säure + H_2O ⇄ Base + H_3O^+)
Essigsäure-Acetat-Puffer	4,76	3,8 – 5,8	$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$
Phosphatpuffer (intrazellulär)	7,20	6,2 – 8,2	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$
Ammoniak-Ammonium-Puffer	9,25	8,3 – 10,3	$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$
Kohlensäure-Bicarbonat-Puffer (Blutpuffer)	6,10 (effektiv)	5,1 – 7,1	$CO_2 + 2\ H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + H_3O^+$

3. Eine $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ -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:

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

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

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

$10^{-0{,}32} = \frac{c(Base)}{c(Säure)}$ $\qquad 10^{-0{,}32} = 0{,}47$

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

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

$\frac{c(HPO_4^{2-})}{c(H_2PO_4^-)} = \frac{c(HPO_4^{2-})}{0{,}2\ mol/L} = \frac{0{,}47}{1}$

$c(HPO_4^{2-}) = 0{,}47 \cdot 0{,}2$ mol/L = **0,094 mol/L**

4. Ein Essigsäure-Acetat-Puffer soll einen pH-Wert von 5.0 haben. Wieviel NaOH Lösung (c = 0.5 mol/L) müssen Sie zu einem Liter Essigsäure (0.5 mol/L) zugeben? pK_s (HOAc) ≈ 4,75

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{S} + \log_{10} \frac{c\,(\mathrm{A}^-)}{c\,(\mathrm{HA})},$$ 5,0 = 4,75 + log ([Ac⁻] / [HAc])

0,25 = log ([Ac⁻] / [HAc]) → $10^{0,25}$ = ([Ac⁻] / [HAc]) = 1,78

n_0(HAc) = 0,5 mol

Nach der Neutralisation HAc + OH^- → Ac- + H_2O :
n(Ac^-) = x
n(HAc) = 0,5−x → $1{,}78 = \frac{x}{0{,}5 - x}$

x = 1,78 (0,5 – x) = 0,89 – 1,78 x

2,78 x = 0,89 → x = 0,32

Volumen der NaOH-Lösung
c(NaOH) = 0,5 mol/L

V = n / c = 0,32 mol / 0,5 mol/L ≈ **0,64 L**

Klausuraufgabe 2024

c) Ein Essigsäure-Acetat-Puffer soll einen pH-Wert von 4.5 haben. Wieviel NaOH Lösung (c = 0.4 mol/L) müssen Sie zu einem Liter Essigsäure (0.4 mol/L) zugeben? (pK_S Essigsäure = 4,7) **[4]**

$pH = pKs + \log(A^-/HA)$ (1/2)

$4,5 = 4,7 + \log(A^-/HA)$

$-0,2 = \log(A^-/HA)$ (1)

$A^-/HA = 10^{-0,2} = 0,63$ (1/2)

$HAc + OH^- \rightarrow Ac^- + H_2O$

$n(NaOH) / (0,4\ mol - n(NaOH)) = 0,63$ (1/2)

$n(NaOH) = 0,155\ mol$ (1)

$V = n/c = 0,155\ mol / 0,4\ mol/L = 0,387\ L$ (1/2)

Man muss dafür 0,387 L NaOH Lösung zugeben.

5. Geben Sie die Elektonenkonfiguration von Fe, Cu, K^+, B, Cl, Zn^{2+} und Pb^{2+} an.

Lösung:

$K^+ = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 = [Ar]$

$Fe = [Ar]\ 4s^2 3d^6$

$Cu = [Ar]\ 4s^1 3d^{10}$

$B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

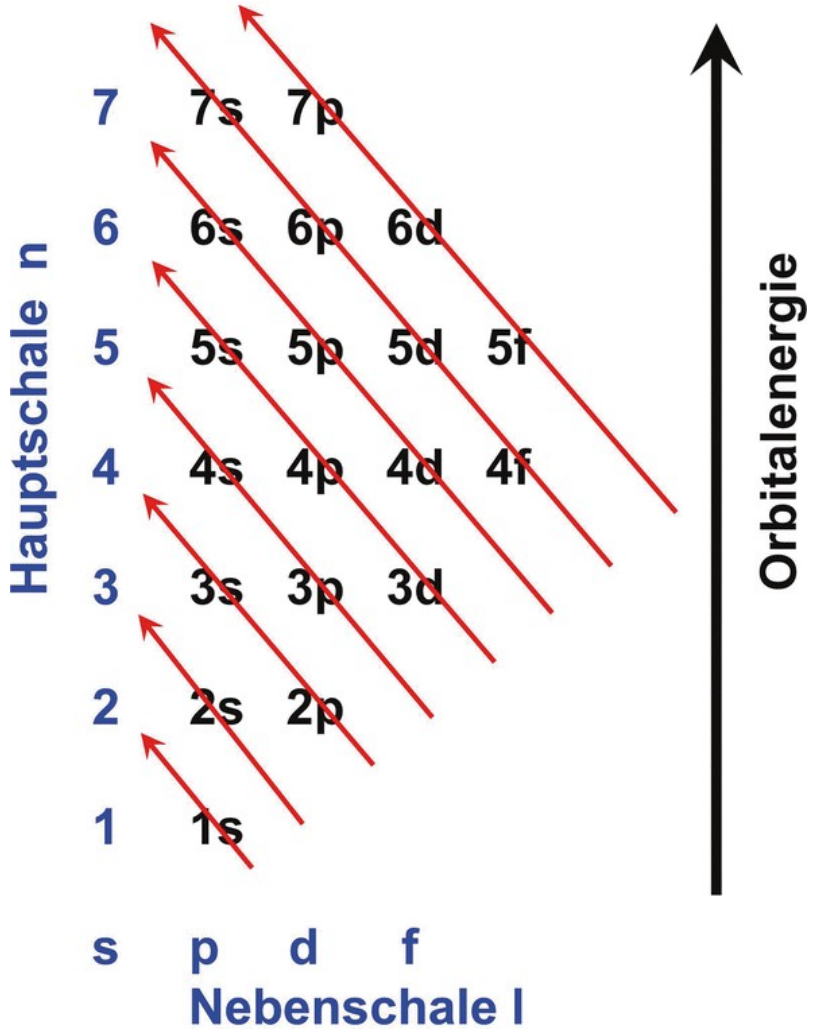
$Cl = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

$Zn^{2+} = [Ar]\ 3d^{10}$

$Pb^{2+} = [Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}$ $6p^0$

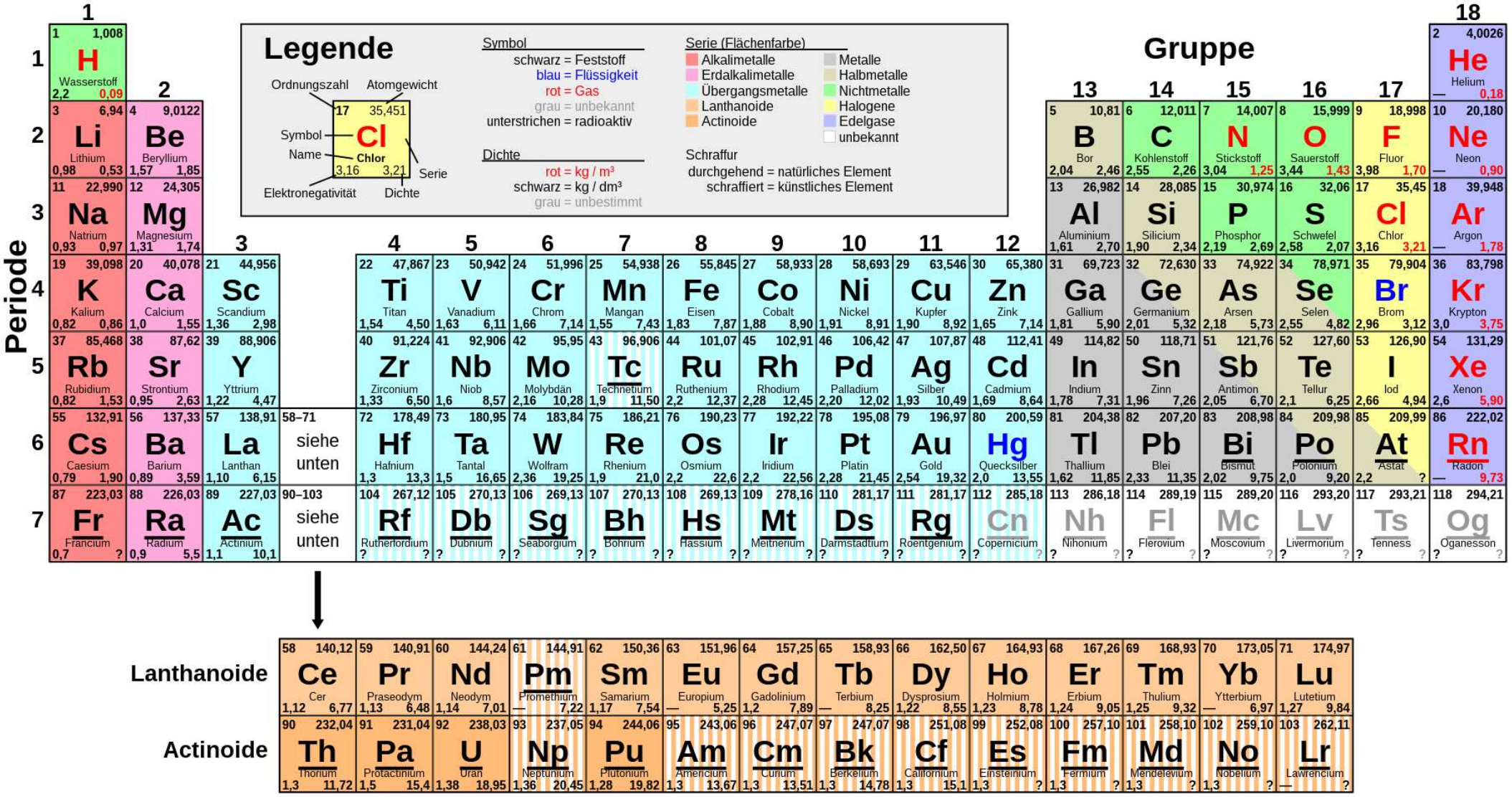
Elektronenkonfiguration der Elemente (Ordnungszahl 1 ... 36)

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	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$



Übung 5:

Isotope, Kernchemie, Relativistik


Legende
Ordnungszahl
Atomgewicht
Symbol
Name
Elektronegativität
Dichte
Serie
17 35,451
Cl
Chlor
3,16 3,21
Symbol
schwarz = Feststoff
blau = Flüssigkeit
rot = Gas
grau = unbekannt
unterstrichen = radioaktiv
Dichte
rot = kg / m³
schwarz = kg / dm³
grau = unbestimmt
Serie (Flächenfarbe)
Alkalimetalle
Erdalkalimetalle
Übergangsmetalle
Lanthanoide
Actinoide
Metalle
Halbmetalle
Nichtmetalle
Halogene
Edelgase
unbekannt
Schraffur
durchgehend = natürliches Element
schraffiert = künstliches Element
Gruppe
Periode
Lanthanoide
Actinoide
siehe unten
58–71
90–103

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

$$^{35}_{16}X, \quad ^{17}_{8}X, \quad ^{32}_{15}X, \quad ^{31}_{16}X, \quad ^{32}_{16}X, \quad ^{31}_{15}X, \quad ^{16}_{8}X$$

Massenzahl (A, oben)
Ordnungszahl (Z, unten)

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}S	31,972 u	94,9 %	stabil	0+
Isotop ^{33}S	32,971 u	0,7 %	stabil	3/2+
Isotop ^{34}S	33,968 u	4,3 %	stabil	0+
Isotop ^{35}S	34,969 u	Spuren	87,37(4) Tage	3/2+
Isotop ^{36}S	35,967 u	0,01 %	stabil	0+

2. 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:

$$\overline{m}(\mathrm{Mg}) = \sum x_i \cdot m_i = x(^{24}\mathrm{Mg}) \cdot m(^{24}\mathrm{Mg}) + x(^{25}\mathrm{Mg}) \cdot m(^{25}\mathrm{Mg}) + x(^{26}\mathrm{Mg}) \cdot n$$

$m(av)_{Mg}$ = 23,98504 u * 0,7899 + 24,98584 u * 0,1 + 25,98259 u * 0,1101 = 24,30505 u = 24.31 u

Atommasse in u (u = unified atomic mass unit, auch „Dalton“)

- ein Zwölftel der Masse eines neutralen Kohlenstoff-12-Atoms
- 1 Kohlenstoffatom wiegt 1.99 x 10^{-23} g
- 1 u ≈ 1,6605 × 10^{-27} kg
- ^{12}C hat **per Definition** die Masse 12 u
- 1 mol ^{12}C wiegt genau 12 g
- 1 u ≈ 1 g/mol / N_A
- 1 u ≈ 931,5 MeV / c^2

3 . 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:

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

$55.463 + 0.4812 \cdot x = 107.868$

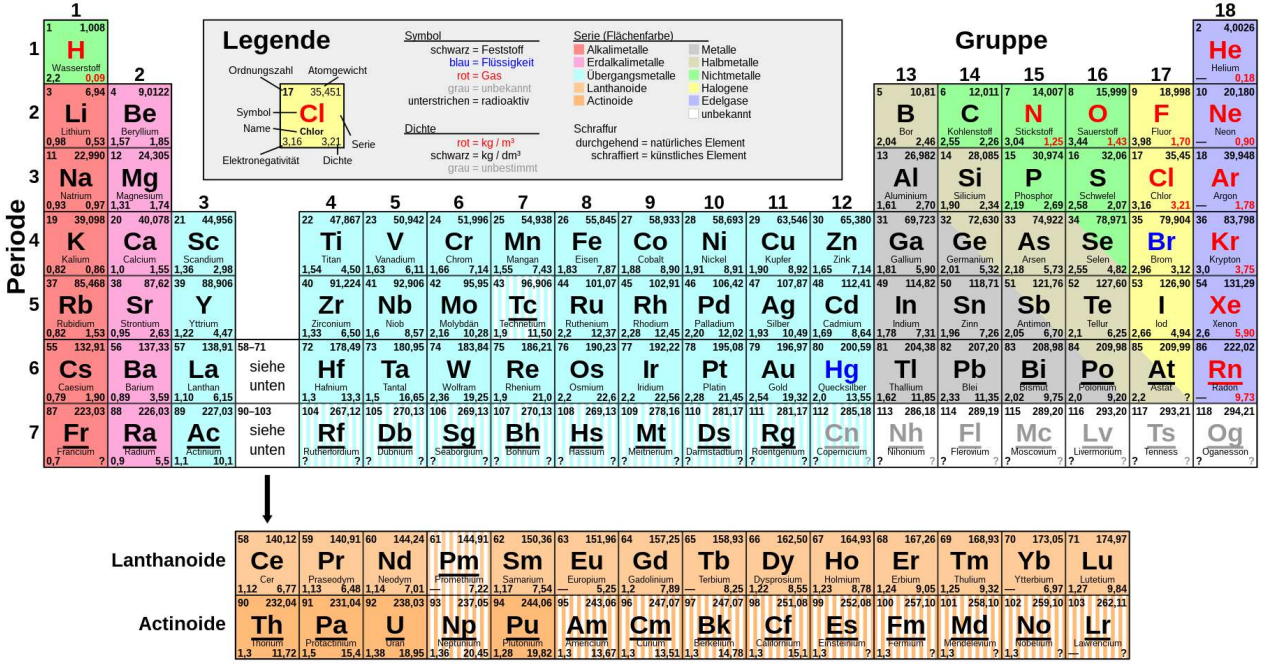
$x = (107.868 - 55.463) / 0.4812$

$x = 108.905$ u

^{109}Ag (47 Protonen und 62 Neutronen)

4. Ergänzen Sie folgende Tabelle:

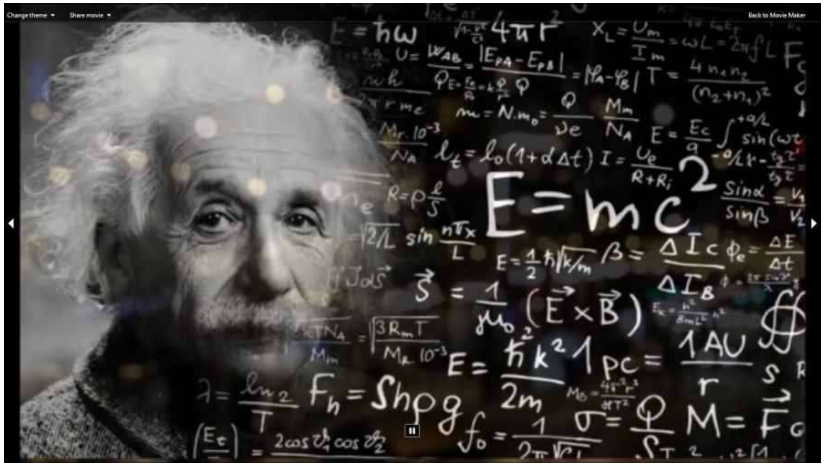
Lösung:



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**

5. 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 u = 1.6605 x 10^{-27} kg



Lösung:

Umrechnung in kg

$\Delta m = 0{,}03 \cdot 1{,}6605 \cdot 10^{-27}\ kg = 4{,}9815 \cdot 10^{-29}\ kg$

Energie über $E = \Delta m\, c^2$

mit $c \approx 3{,}0 \cdot 10^8$ m/s

$E = 4{,}9815 \cdot 10^{-29}\ kg \cdot (3{,}0 \cdot 10^8\ m/s)^2 \approx$ **$4{,}48 \cdot 10^{-12}$ J**

$E\ (kJ/mol) = 4{,}48 \cdot 10^{-12}\ J \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1} / 1000 =$ $2{,}7 \cdot 10^9$ kJ/mol Kernfusion

Chemische Reaktionen ca. 10^2 – 10^3 kJ/mol

1 J = 1 W s = 1 N m = 1 kg m^2 s^{-2}

1 u ⇒ $mc^2 \approx$ 931,5 MeV ≈ 1,49 × 10^{-10} J

Arten radioaktiver Strahlung

α-Strahlung (Alpha)

- Teilchen: $^{4}He^{2+}$-Kerne (2 p, 2 n)
- Eigenschaften: stark ionisierend, sehr kurze Reichweite (in Luft ein paar cm, in Gewebe wenige µm)
- Abschirmung: schon Papier, Haut oder wenige cm Luft reichen
- Typisch: schwere Kerne wie U, Th, Po

β^--Strahlung (Beta-Minus)

- Teilchen: Elektronen aus dem Kern (Umwandlung: Neutron → Proton + e^- + $\bar{\nu}_e$)
- Eigenschaften: weniger stark ionisierend als α, Reichweite in Luft: bis einige Meter, in Gewebe: mm – cm
- Abschirmung: dünnes Metall, Plexiglas, Aluminium

β^+-Strahlung (Beta-Plus)

- Teilchen: Positronen (Antielektronen; Umwandlung: Proton → Neutron + e^+ + ν_e)
- Besonderheit: Positron annihiliert mit einem Elektron → zwei 511-keV-γ-Quanten
- Abschirmung: ähnlich wie bei β^-, plus Abschirmung der entstehenden γ-Strahlung

γ-Strahlung (Gamma)

- Teilchen: hochenergetische Photonen (elektromagnetische Strahlung) aus dem angeregten Kern
- Eigenschaften: schwach ionisierend pro Wechselwirkung, aber sehr große Reichweite und Eindringtiefe
- Abschirmung: dichte Materialien (Blei, Stahl) oder dicke Betonschichten

Neutronenstrahlung

- Teilchen: freie Neutronen, z.B. aus spontaner oder induzierter Kernspaltung, seltener aus bestimmten Zerfällen
- Eigenschaften: ungeladen → hohe Eindringtiefe, machen Materialien durch (n,γ), (n,p), (n,α) etc. selbst radioaktiv
- Abschirmung: wasserstoffreiche Stoffe (Wasser, Polyethylen), + Materialien, die entstehende γ-Strahlung abschirmen

Arten radioaktiver Strahlung – Beispiele

- α-Zerfall: $^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$
- β^--Zerfall: $^{14}_{6}C \rightarrow {}^{14}_{7}N + e^- + \bar{\nu}_e$
- β^+-Zerfall: $^{22}_{11}Na \rightarrow {}^{22}_{10}Ne + e^+ + \nu_e$
- γ-Zerfall: $^{60}_{27}Co^* \rightarrow {}^{60}_{27}Co + \gamma$ oder $^{99m}_{43}Tc \rightarrow {}^{99}_{43}Tc + \gamma$
- Neutronenemission (Spaltung): $^{252}_{98}Cf \rightarrow {}^{140}_{54}Xe + {}^{108}_{44}Ru + 4\ n$

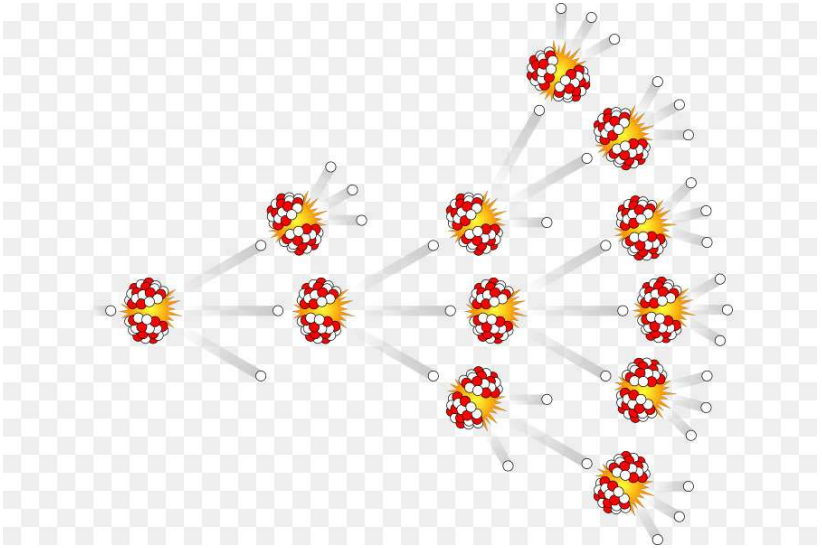
6. Vervollständigen Sie die folgende Zerfallsgleichung beim Neutroneneinfang von ^{135}Uran und warum handelt es sich dabei um eine Kettenreaktion?

$$^{235}_{92}U + {}^{1}_{?}n \rightarrow {}^{?}_{?}U \rightarrow {}^{143}_{56}? + {}^{?}_{?}Kr + 3\,{}^{1}_{?}n$$

Lösung: $^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{236}_{92}U \rightarrow {}^{143}_{56}Ba + {}^{90}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n$

Aus einem Neutron entstehen 3 Neutronen





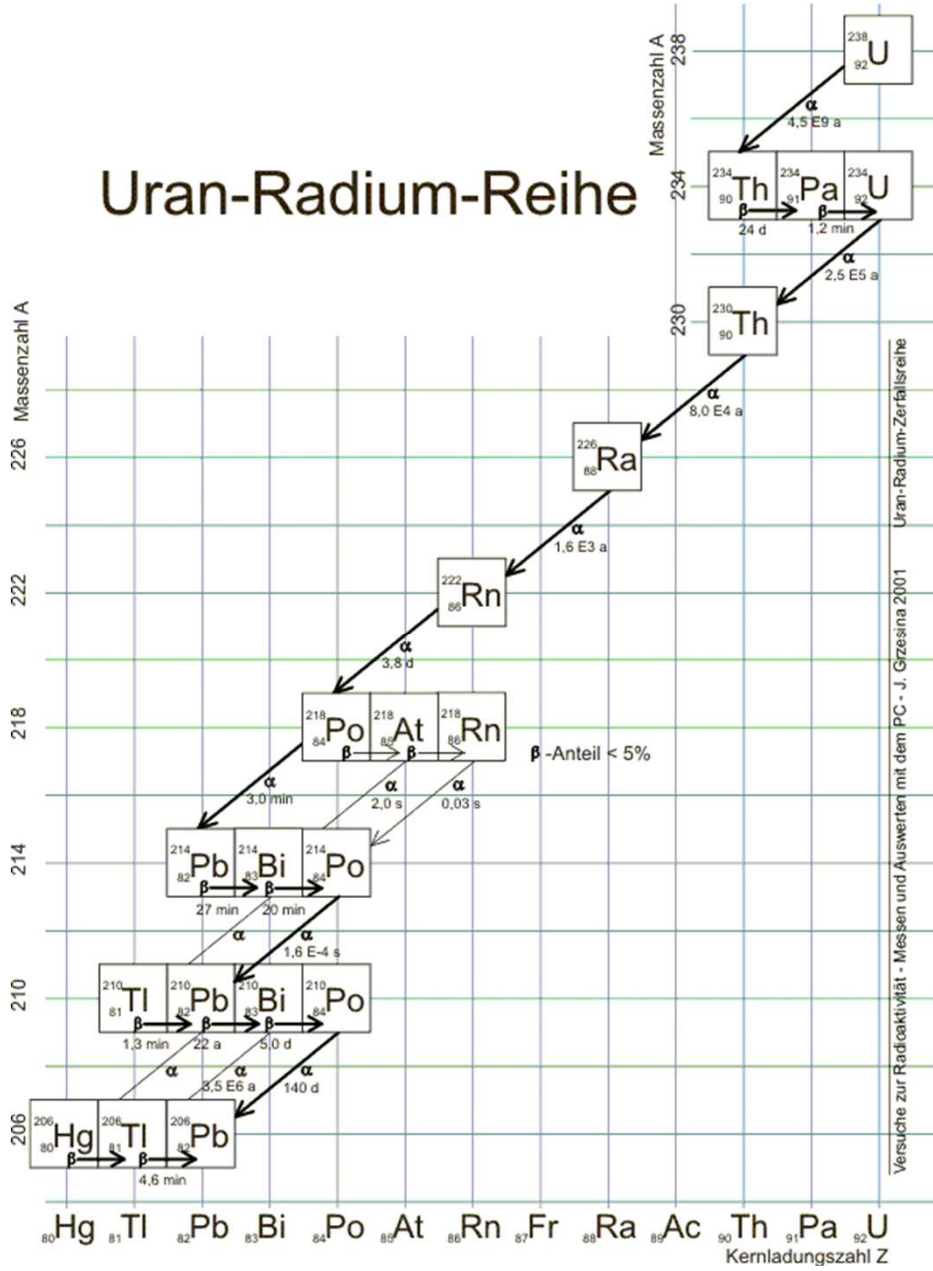
7. ^{226}Radium bildet sich und zerfällt durch Alpha-Zerfall.

Formulieren Sie die Kerngleichungen.

Lösung:

$$^{230}_{90}Th \rightarrow {}^{226}_{88}Ra + {}^{4}_{2}He$$

$$^{226}_{88}Ra \rightarrow {}^{222}_{86}Rn + {}^{4}_{2}He$$

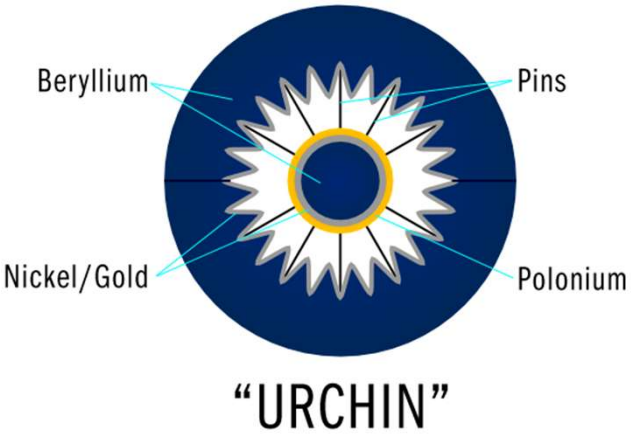


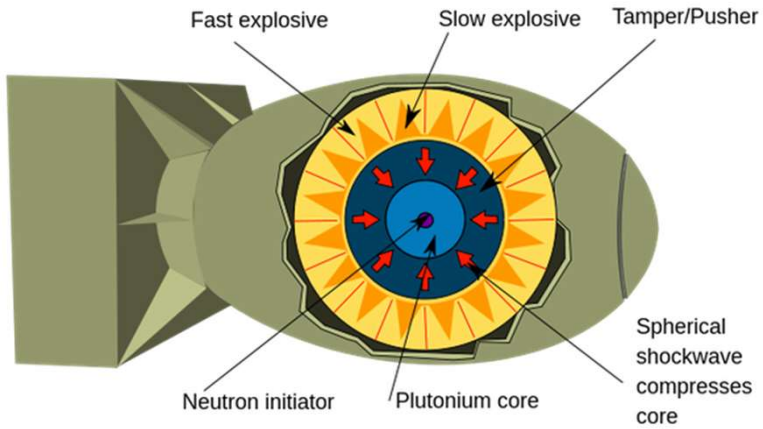
8. Beschreiben Sie die Funktionsweise eines „Urchins“ (Neutronen-Seeigels) an Hand zweier Kerngleichungen.

Lösung:

$^{210}_{84}Po \rightarrow {}^{206}_{82}Pb + {}^{4}_{2}He$

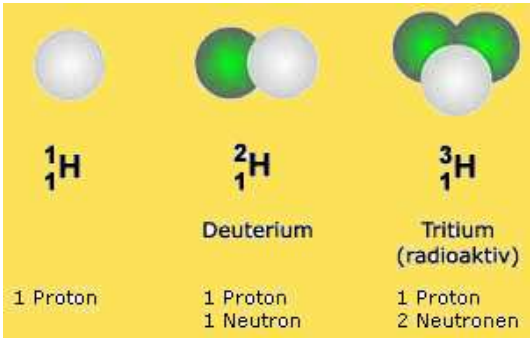
$^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \rightarrow {}^{13}_{6}C^{*} \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$





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

Lösung: $^{16}_{8}O + ^{3}_{1}T \rightarrow {}^{18}_{9}F + ^{1}_{0}n$



Weitere Beispiele:

$^{14}N(p,\alpha)^{11}C$ = $^{14}N + p \rightarrow {}^{11}C + \alpha$

$^{27}Al(n,\gamma)^{28}Al$ = $^{27}Al + n \rightarrow {}^{28}Al + \gamma$

$^{59}Co(n,\alpha)^{56}Mn$ = $^{59}Co + n \rightarrow {}^{56}Mn + \alpha$

10. 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. (T_{sub}: 56,5°C)



$UF_4 + F_2 \rightarrow UF_6$

Es gibt **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.

UF_6 wird isotopenrein aufgetrennt durch Gasphasenzentrifugation

alpha-Strahlung wurde in der Vorlesung in der Nebelkammer visualisiert

11. Wie groß ist die rel. Masse eines 1s-Elektrons im Kupfer, Gold und Fermium-Atom im Vergleich zu seiner Ruhemasse?

$$m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}} \qquad c = 3 * 10^8\ \mathrm{ms}^{-1} = 137\ \mathrm{a.u.} \qquad v = \mathrm{Z} * \mathrm{a.u.}$$

Lösung:

$$m(1sCu) = \frac{1}{\sqrt{1-(\frac{29}{137})^2}}$$

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

$$m(1sFm) = \frac{1}{\sqrt{1-(\frac{100}{137})^2}}$$

$m(_{29}Cu)_{rel} = 1.02 \cdot m_0$
$m(_{79}Au)_{re} = 1.22 \cdot m_0$
$m(_{100}Fm)_{re} = 1{,}46 \cdot m_0$

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	$9.110 \cdot 10^{-31} kg$
e	Elektronen Ladung	1	$1.602 \cdot 10^{-19}\ C$
t	Zeit	1	$2.419 \cdot 10^{-17} s$
$\hbar$	Atomare Einheit d. Impulses	1	$1.055 \cdot 10^{-34} J \cdot s$
h	Planck Konstante	2π	$6.626 \cdot 10^{-34} J \cdot s$
a_0	Bohr'scher Radius (atomare Längeneinheit)	1	$5.292 \cdot 10^{-11}\ m$
E_H	Hartree (atomare Energieeinheit)	1	$4.360 \cdot 10^{-18} J$
c	Lichtgeschwindigkeit	137.036	$2.998 \cdot 10^{8}\ m/s$
α	Feinstrukturkonstante	0.00729735	0.00729735
μ_B	Bohr'sches Magneton $(e\hbar/2m_e)$	½	$9.9274 \cdot 10^{-24}\ J/T$
μ_N	Kernmagneton	$2.732 \cdot 10^{-4}$	$5.051 \cdot 10^{-27}\ J/T$
$4\pi\varepsilon_0$	Permittivität des Vakuums	1	$1.113 \cdot 10^{-10}\ C^2//\cdot m$
μ_0	Permeabilität des Vakuums $(4\pi/c^2)$	$6.692 \cdot 10^{-4}$	$1.257 \cdot 10^{-6}\ N \cdot s^2/C^2$

Anorganische Experimentalchemie
6. Übung:
Redox Reaktionen

1. Bestimmen sie die Oxidationsstufen der Atome in:

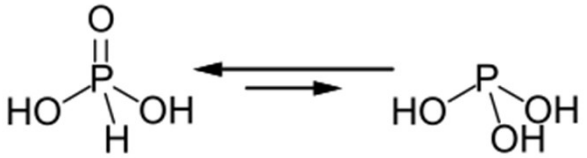
Lösung: Ox Zahlen eigentlich in römischen Ziffern

a) $\overset{0}{O_2}$, $\overset{+1\ -1}{HCl}$, $\overset{+1\ +7\ -2}{KMnO_4}$, $\overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3}$, $\overset{+3}{Fe_2}(\overset{+6\ -2}{SO_4})_3$, $\overset{+1\ -1}{H_2O_2}$, $\overset{-3\ +1}{NH_3}$

b. $\overset{+7\ -2}{MnO_3F}$, $\overset{+5\ -2}{VOF_3}$, $\overset{+6\ -2}{CrO_2F_2}$, $\overset{+5\ -2}{VOF_4^-}$, $\overset{+6\ -2}{MoO_2F_4^{2-}}$, $\overset{+5}{Nb_2Cl_{10}}$, $\overset{+5\ -2}{ReOCl_5^{2-}}$, $\overset{+3}{Ru_2Cl_{10}^{4-}}$, $\overset{+4}{Ru_2Cl_{10}O^{4-}}$

c. $\overset{-2\ +1}{N_2H_4}$, $\overset{+1\ -3\ +1}{NaNH_2}$, $\overset{+1\ -1}{NaH}$, $\overset{0}{Fe}(\overset{+2\ -2}{CO})_5$, $\overset{+2\ -1}{BeH_2}$, $\overset{0}{S_8}$, $\overset{-3\ +1\ -1\ +1\ -2\ +1\ +4\ -1}{CH_3CH_2OH}$, $\overset{+3\ -2}{CCl_4}$, $\overset{+2\ -1}{Al_2O_3}$, $\overset{+5\ -2}{CaC_2}$, $\overset{+1\ +5\ -2}{N_2O_5}$, $\overset{+1\ -2}{H_3PO_4}$, $\overset{+1\ -2}{N_2O}$

2. Phosphorige Säure zerfällt zu Phosphorsäure und Phosphan.
a) Um was für eine spezielle Redoxreaktion handelt es sich?
b) Stellen sie die vollständige Redox-Gleichung mithilfe beider Teilgleichungen auf. Kennzeichnen Sie die Oxidation und Reduktion



Phosphonsäure Phosphorige Säure

Lösung: a) Disproportionierung
b)
$H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4$
$H_3PO_3 \rightarrow PH_3$

$H_3PO_3 + H_2O$	$\rightarrow H_3PO_4 + 2\ e^- + 2\ H^+$	x3	Oxidation
$H_3PO_3 + 6\ e^- + 6\ H^+$	$\rightarrow PH_3 + 3\ H_2O$		Reduktion
$4\ H_3PO_3 + 3\ H_2O + 6\ H^+$	$\rightarrow 3\ H_3PO_4 + PH_3 + 6\ H^+ + 3\ H_2O$		
gekürzt: $4\ H_3PO_3$	$\rightarrow 3\ H_3PO_4 + PH_3$	Gesamt	

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:

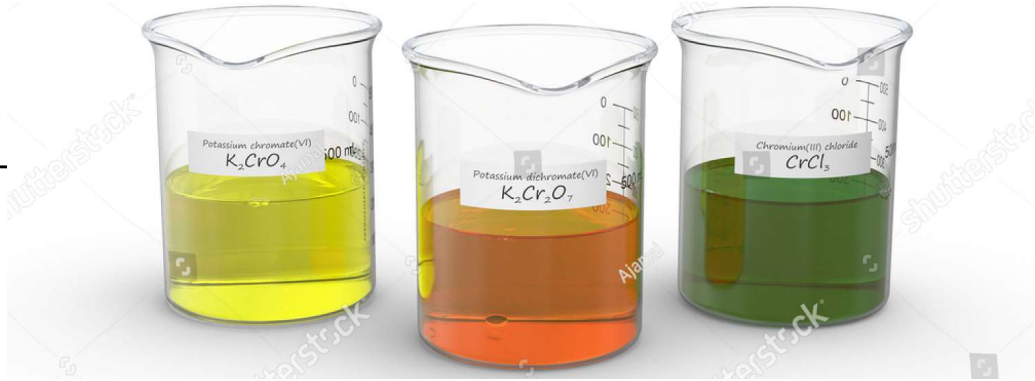
$CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$ $\qquad$ $C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2$
gelb grün

Oxidation:	$C_2O_4^{2-}$	$\rightarrow 2\ CO_2 + 2e^-$	x 3
Reduktion:	$CrO_4^{2-} + 3e^- + 4\ H_2O$	$\rightarrow Cr^{3+} + 8\ OH^-$	x 2
Redox:	$3\ C_2O_4^{2-} + 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O$	$\rightarrow 6\ CO_2 + 2\ Cr^{3+} + 16\ OH^-$	

Oder im Sauren:

$C_2O_4^{2-}$	$\rightarrow 2\ CO_2 + 2e^-$
$CrO_4^{2-} + 3e^- + 8\ H^+$	$\rightarrow Cr^{3+} + 4\ H_2O$

Redox: $3\ C_2O_4^{2-} + 2\ CrO_4^{2-} + 16\ H^+ \rightarrow 6\ CO_2 + 2\ Cr^{3+} + 8\ H_2O$



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 zu Calciumchlorid.

Lösung:

Oxidation:	Ca	→ Ca^{2+} + 2e^-
Reduktion:	Cl_2 + 2e^-	→ 2 Cl^-
Redox:	Ca + Cl_2	→ $CaCl_2$

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

Oxidation:	Zn	→ Zn^{2+} + 2e^-
Reduktion:	2 HCl + 2e^-	→ H_2 + 2 Cl^-
Redox:	Zn + 2 HCl	→ $ZnCl_2$ + H_2

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

Oxidation:	H_2	$\rightarrow 2\ H^+ + 2\ e^-$
Reduktion:	$CuO + H_2O + 2\ e^-$	$\rightarrow Cu + 2OH^-$
Redox:	$CuO + H_2$	$\rightarrow Cu + H_2O$

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

Oxidation:	$H_2SO_3 + H_2O$	$\rightarrow H_2SO_4 + 2\ e^- + 2\ H^+$
Reduktion:	$I_2 + 2e^- + 2\ H^+$	$\rightarrow 2\ HI$
Redox:	$H_2SO_3 + I_2 + H_2O$	$\rightarrow H_2SO_4 + 2HI$

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

Oxidation:	$SO_3^{2-} + H_2O$	$\rightarrow SO_4^{2-} + 2\,e^- + 2\,H^+$	x 5
Reduktion:	$MnO_4^- + 5e^- + 8\,H^+$	$\rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$	x 2
Redox:	$5\,SO_3^{2-} + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+$	$\rightarrow 5\,SO_4^{2-} + 2\,Mn^{2+} + 3\,H_2O$	

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

Oxidation:	$2\,NaCl$	$\rightarrow 2\,Na^+ + Cl_2 + 2\,e^-$	x 5
Reduktion:	$KMnO_4 + 5e^- + 8\,H^+$	$\rightarrow K^+ + Mn^{2+} + 4\,H_2O$	x 2
Redox:	$10\,NaCl + 2\,KMnO_4 + 16\,H^+$	$\rightarrow 10\,Na^+ + 2\,K^+ + 5\,Cl_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$	

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

Oxidation:	Fe^{2+}	→ $Fe^{3+} + e^-$	x8
Reduktion:	$NO_3^- + 8e^- + 6\ H_2O$	→ $NH_3 + 9\ OH^-$	
Redox:	$8\ Fe^{2+} + NO_3^- + 6\ H_2O$	→ $8\ Fe^{3+} + NH_3 + 9\ OH^-$	

i. Aluminium reagiert mit Wasser im basischen Millieu zu Tetrahydroxyaluminate $[Al(OH)_4]^-$ und Wasserstoff.

Oxidation:	$Al + 4\ OH^-$	→ $[Al(OH)_4]^- + 3\ e^-$	x 2
Reduktion:	$2\ H_2O + 2\ e^-$	→ $H_2 + 2\ OH^-$	x 3
Redox:	$2\ Al + 8\ OH^- + 2\ H_2O$	→ $2\ [Al(OH)_4]^- + 3\ H_2$	

i. Eisen(III)-hydroxidlösung reagiert mit Hypochlorit-Ionen (OCl^-) zu FeO_4^{2-} - Ionen und Chloridionen.

Oxidation:	$Fe^{3+} + 8\ OH^-$	$\rightarrow FeO_4^{2-} + 3\ e^- + 4\ H_2O$	x 2
Reduktion:	$OCl^- + 2\ e^- + H_2O$	$\rightarrow Cl^- + 2\ OH^-$	x 3
Redox:	$2\ Fe^{3+} + 3\ OCl^- + 10\ OH^-$	$\rightarrow 2\ FeO_4^{2-} + 3\ Cl^- + 5\ H_2O$	

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

Oxidation:	$2\ I^-$	$\rightarrow I_2 + 2\ e^-$	
Reduktion:	$Fe^{3+} + e^-$	$\rightarrow Fe^{2+}$	x 2
Redox:	$2\ Fe^{3+} + 2\ I^-$	$\rightarrow 2\ Fe^{2+} + I_2$	

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

Oxidation:	$2\ I^-$	$\rightarrow\ I_2 + 2\ e^-$		x 3
Reduktion:	$Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+$	$\rightarrow\ 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$		
Redox:	$6\ I^- + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+$	$\rightarrow\ 3\ I_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$		

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

Oxidation:	$Cr_2O_3 + 5\ H_2O$	$\rightarrow\ 2\ CrO_4^{2-} + 6\ e^- + 10\ H^+$	
Reduktion:	$NO_3^- + 2\ e^- + 2\ H^+$	$\rightarrow\ NO_2^- + H_2O$	x 3
Redox:	$Cr_2O_3 + 3\ NO_3^- + 2\ H_2O$	$\rightarrow\ 2\ CrO_4^{2-} + 3\ NO_2^- + 4\ H^+$	

Oxidationsschmelze: Ausgleich mit CO_3^{2-} und CO_2

Oxidation:	$Cr_2O_3 + 5\ CO_3^{2-}$	$\rightarrow\ 2\ CrO_4^{2-} + 6\ e^- + 5\ CO_2$	x2
Reduktion:	$2\ NO_3^- + 4\ e^- + 2\ CO_2$	$\rightarrow\ 2\ NO_2^- + 2\ CO_3^{2-}$	x3
Redox:	$2\ Cr_2O_3 + 6\ NO_3^- + 4\ CO_3^{2-}$	$\rightarrow\ 4\ CrO_4^{2-} + 6\ NO_2^- + 4\ CO_2$	

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

Oxidation:	Hg	$\rightarrow Hg^{2+} + 2\ e^-$	x 3
Reduktion:	$NO_3^- + 3\ e^- + 4\ H^+$	$\rightarrow NO + 2\ H_2O$	x 2
Redox:	$3\ Hg + 2\ NO_3^- + 8\ H^+$	$\rightarrow 3\ Hg^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$	

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

Oxidation:	$I_2 + 6\ H_2O$	$\rightarrow 2\ IO_3^- + 10\ e^- + 12\ H^+$	
Reduktion:	$Cl_2 + 2\ e^-$	$\rightarrow 2\ Cl^-$	x 5
Redox:	$I_2 + 5\ Cl_2 + 6\ H_2O$	$\rightarrow 2\ IO_3^- + 10\ Cl^- + 12\ H^+$	

o. Stickstoffmonoxid und Salpetersäure reagieren zu Distickstofftetroxid und Wasser.

Oxidation:	$2\ NO + 2\ H_2O$	$\rightarrow\ N_2O_4 + 4\ e^- + 4\ H^+$	
Reduktion:	$2\ NO_3^- + 2\ e^- + 4\ H^+$	$\rightarrow\ N_2O_4 + 2\ H_2O$	x 2
Redox:	$2\ NO + 4\ NO_3^- + 4\ H^+$	$\rightarrow\ 3\ N_2O_4 + 2\ H_2O$	

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

Ox:	Fe^{2+}	$\rightarrow$	$Fe^{3+} + e^-$	x 6
Red:	$3/2\ O_2 + 6\ e^- + 3\ CO_2$	$\rightarrow$	$3\ CO_3^{2-}$	
Redox:	$4\ Fe^{2+} + O_2 + 2\ CO_2$	$\rightarrow$	$4\ Fe^{3+} + 2\ CO_3^{2-}$	

Übung 7

Kinetik, Gemische, Bohr,

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	Δ H in kJ/mol	Verschiebung bei Erhöhung	
		...der Temperatur	.....der Konzentration an
(1) $C + H_2O \rightleftarrows CO + H_2$	+ 175,4	→	H_2O →
(2) $N_2 + 3\,H_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$	- 92,0	←	H_2 →
(3) $CO + H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2$	- 2,9	←	CO →
(4) $CO_2 + C \rightleftarrows 2\,CO$	+ 172,4	→	CO ←

Kohlevergasung

Haber-Bosch-Verfahren

Wassergas-Shift-Reaktion

Boudouard-Gleichgewicht

2. Die Spaltung von Bromethan zu Ethen und HBr an einem Zinkkatalysator ist eine Reaktion 0. Ordnung: $C_2H_5Br \rightarrow C_2H_4 + HBr$

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:

$dn/dt = -k \Rightarrow n_{(t)} = n_0 - k \cdot t$

$0{,}4 = 1{,}0 - k \cdot 12\ min$

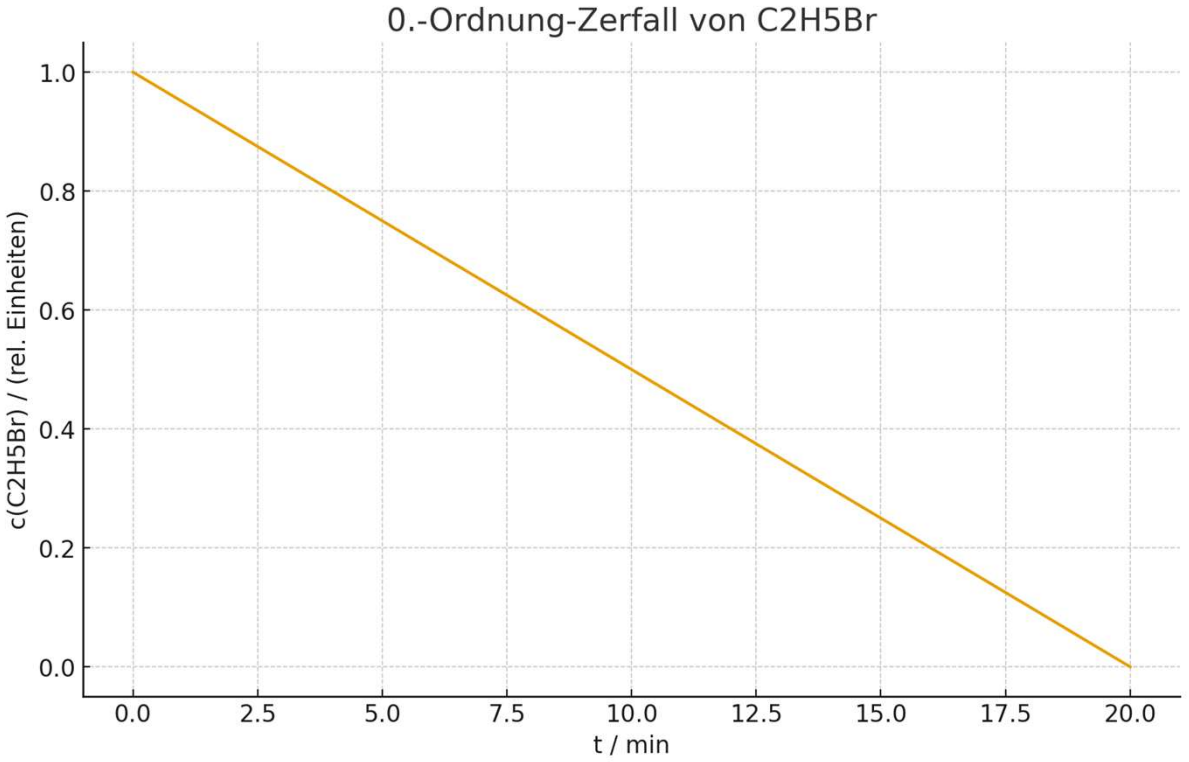
$k = 0{,}6\ mol / 12\ min = 1/20 = 0{,}05\ mol/min$

$\rightarrow n(t) = 1{,}0\ mol - t \cdot 0{,}05\ min/mol$

$1/ 0{,}05 = 20\ min$

Oder durch logisches Denken: t1/c1=t2/c2

12 min / 0,6 = 20 min



- Die Stoffmengenabnahme ist linear fallend.
- Doppelte Menge, braucht doppelt so lange
- Beispiel: $2\ N_2O_{(g)} \rightarrow 2\ N_{2\,(g)} + O_{2\ (g)}$

3. 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?

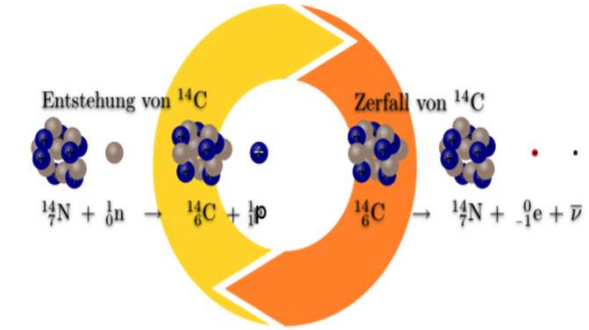
a = Jahr

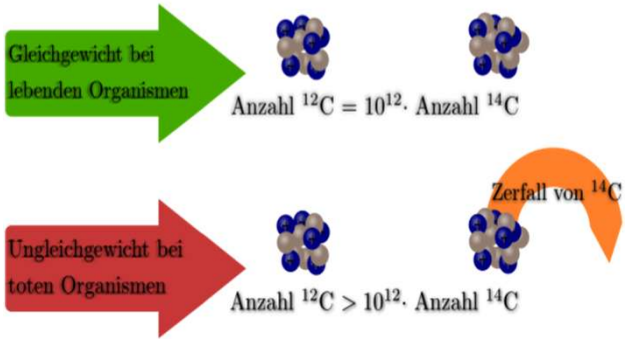
Lösung: Erste Ordnung $\frac{d[14C]}{dt} = -k\,[14C]$

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

Halbwertszeit: $c_0 = 1$; $c = ½ \rightarrow k = \frac{ln2}{t_{1/2}}$

$$t = \frac{1}{k}\, ln\frac{[^{14}C]_0}{[^{14}C]} = \frac{t_{1/2}}{ln2}\ln\frac{[^{14}C]_0}{[^{14}C]} = \frac{5730\,a}{ln2}\ln\frac{[1{,}00]}{[0{,}72]} = 2720\,a$$





logarithmische Integrationsregel

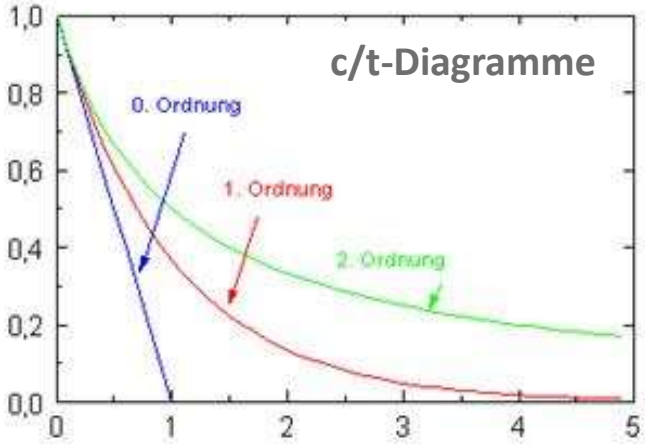
$$\int \frac{f'(x)}{f(x)}\,dx = ln(|f(x)|) + c$$

4. Wir betrachten erneut eine Reaktion erster Ordnung. Anfangsstoffmenge = 0,5 mol. Halbwertszeit = 40s. Welche Stoffmenge liegt nach 70 s vor?

Lösung: $k = \frac{ln2}{t_{1/2}} = \frac{ln2}{40s} = 0{,}01733\ s^{-1}$

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

- 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: $2\ N_2O_{5\,(g)} \rightarrow 4\ NO_{2\,(g)} + O_2$



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 prpportional zum Produkt der Konzentrationen zweier Stoffe.
- Die doppelte Menge führt zu einem dramatischen Anstieg der Anfangsreaktionsgeschwindigkeit. Es wird schneller eine niedrigere Konzentration erreicht.

Beispiele:

$H_2 + I_2 \rightarrow 2\ HI$

$2\ NO_{2\ (g)} \rightarrow N_2O_4$

$CHCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4(g)} + HCl_{\ (g)}$

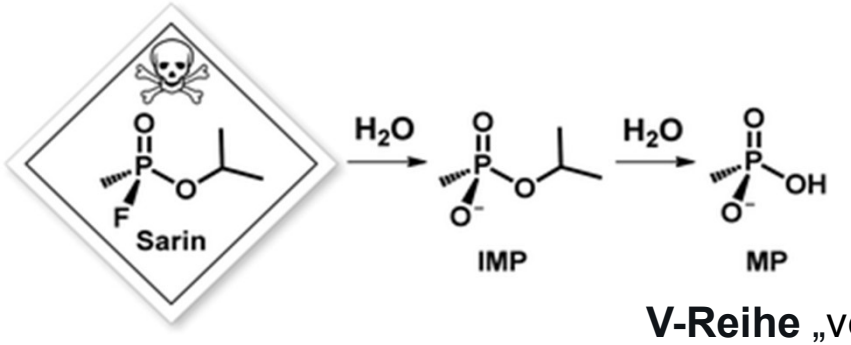
1 ½. Ordnung

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

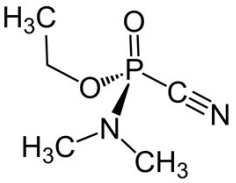
Reaktionsgeschwindigkeit nichtlinear und möglicherweise durch eine Mischung verschiedener Mechanismen definiert.

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

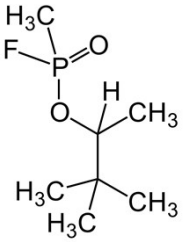
Lösung: Geschwindigkeit: alkalisch > sauer > neutral



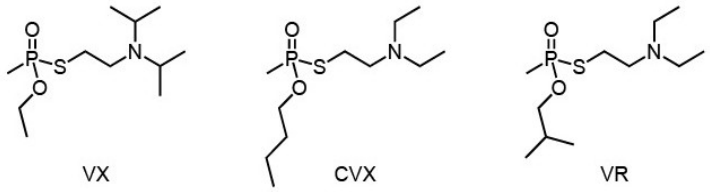
Phosphonsäureester
(oft Giftgase)


Tabun

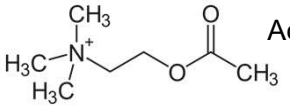
G-Reihe
German, IG Farben


Soman

V-Reihe „venom(ous)“ („giftig“)
(ca. 5-mal so giftig wie G Reihe)

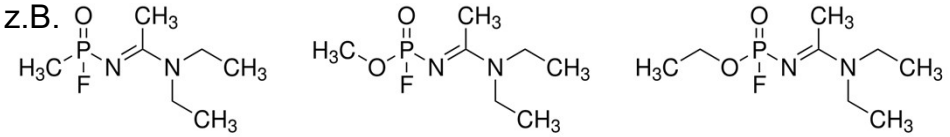


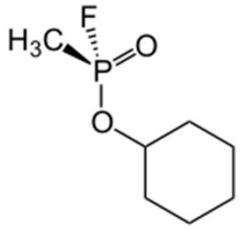
Cholinesteraseinhibitor


Acetylcholin

Nowitschok-Kampfstoffe (A-Agents)

z.B.




Cyclosarin

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

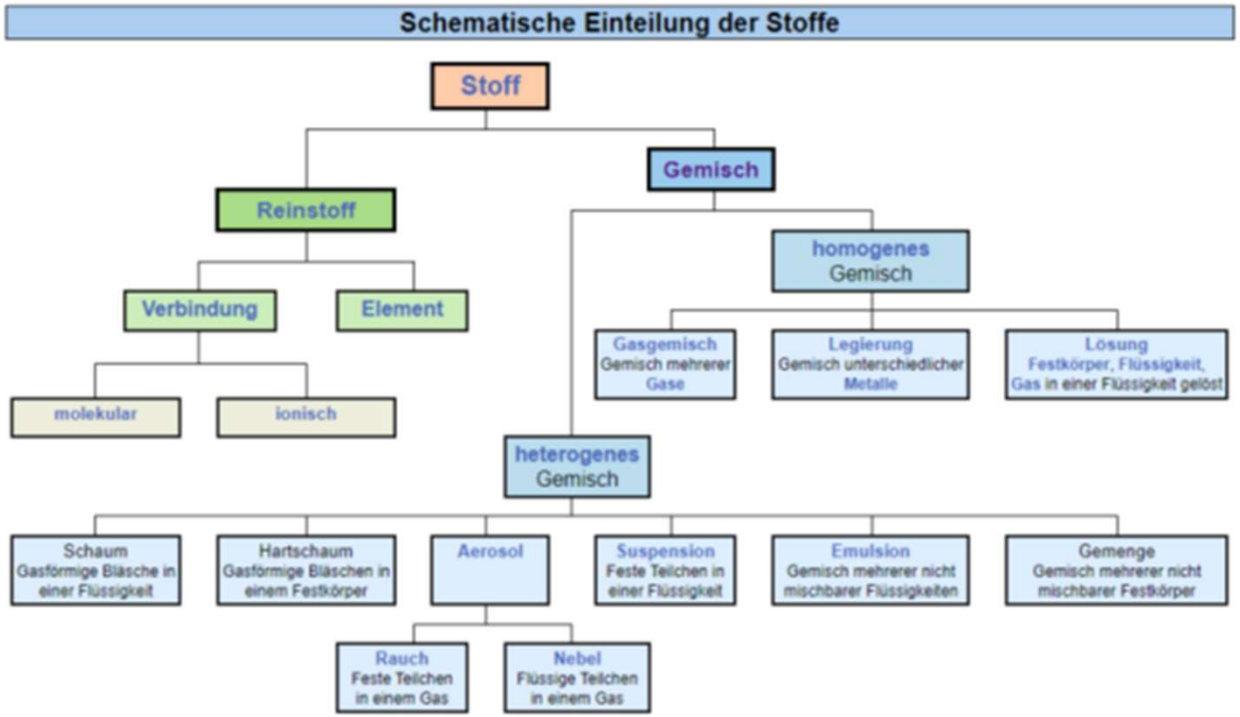
6. Wie nennt man ein heterogenes Gemisch, das aus

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

b) aus 2 nichtmischbaren Flüssigkeiten **Emulsion**

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

besteht?



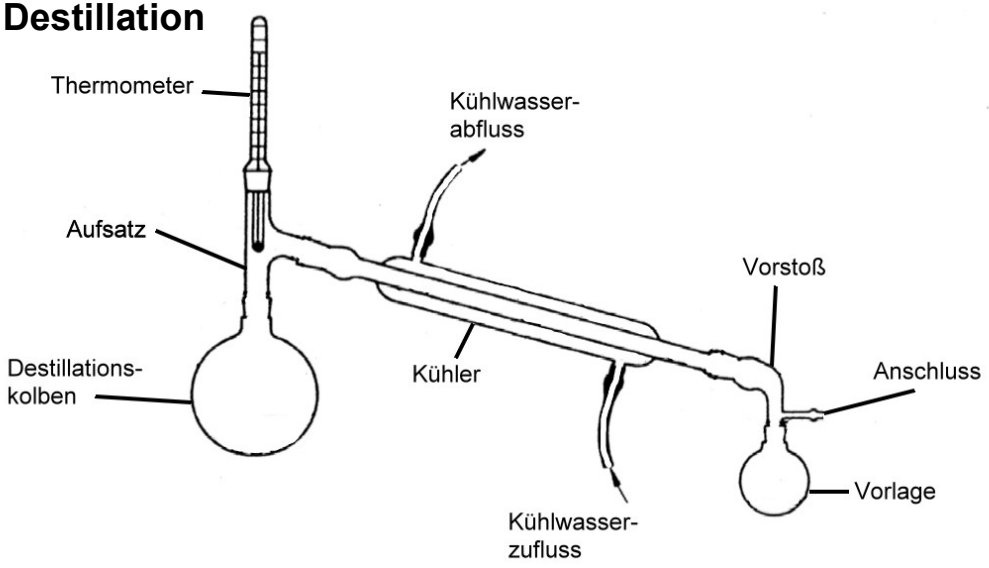
7. Nennen Sie zwei Methoden mit denen man ein homogenes Gemisch trennen kann und die dazugehörige physiko-chemische Eigenschaft auf der die Trennung basiert.

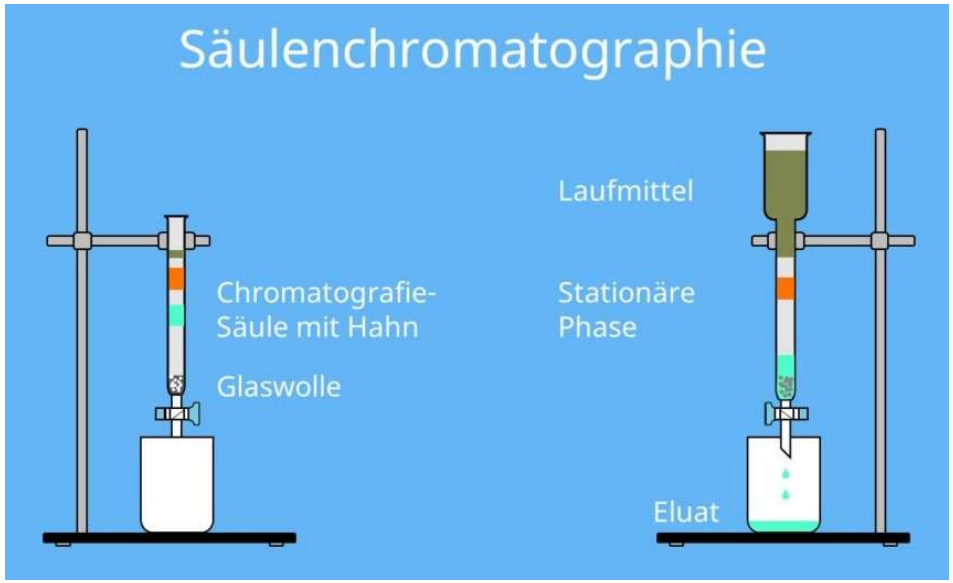
z.B. Destillation (Siedepunkt, Dampfdruck)

Chromatographie (Polarität)

fraktionierte Kristallisation (Löslichkeit, Kristallisationsenthalpie)

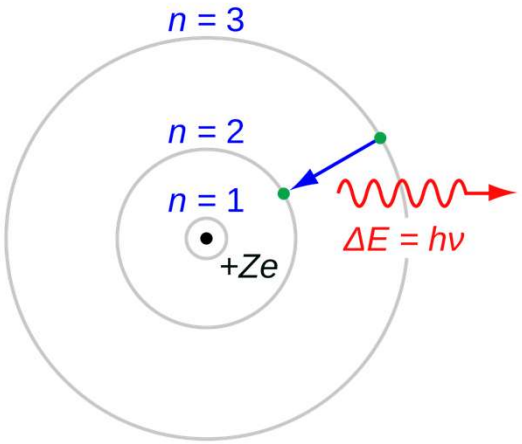
Destillation





fraktionierte Kristallisation: zB. Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit KNO_3 und NaCl (z. B. 1:1 Masseverhältnis)

8. 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

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

Plancksches Wirkungsquantum

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

$$F_C = -F_Z: \quad \frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2} \qquad \text{mit: } v = \frac{nh}{2\pi mr}$$

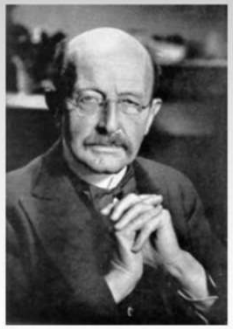
$$\Rightarrow \quad \frac{mn^2h^2}{r4\pi^2m^2r^2} = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2} \quad \Rightarrow \quad r = \frac{n^2h^2\varepsilon_0}{\pi me^2}$$

$$r = n^2 * 0.53\text{Å} \qquad r \sim n^2$$

Lichtquanten

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\varepsilon_0 r} = -\frac{e^4\, m}{8h^2\varepsilon_0^2}\frac{1}{n^2}$$

1900, Planck:



Max Planck (1858-1947)

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

$$c = \lambda\nu$$

$$\Delta E = -\frac{me^4}{8h^2\varepsilon_0^2}\left[\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2}\right]$$

9. Welche Flammenfarben erwarten Sie für:

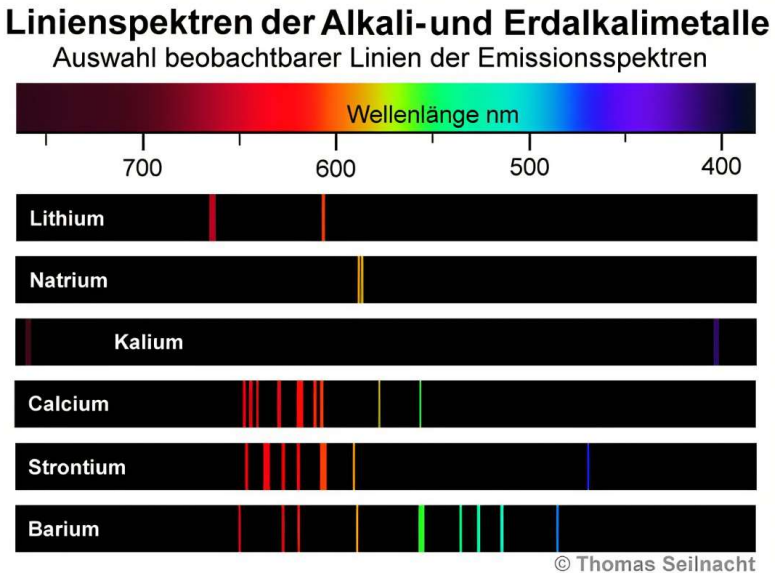
(a) Na **gelb**

(b) Ba **grün**

(c) Sr **rot**

(d) Cu **grün**

(e) $B(OMe)_3$ **grün**





10. 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

