



Übungsklausur – Musterlösung

zur 2. Runde des Auswahlverfahrens zur 59. IChO 2027
in Taipeh (Taiwan)

	Name:
	Personencode:
	Bundesland:

Bearbeitungshinweise:

- Diese Klausur umfasst **27 Seiten** mit insgesamt **8 Aufgaben**, einer **Formelsammlung** und einem **PSE**. Bitte kontrolliere am Anfang der Bearbeitungszeit, dass diese Angabe vollständig ist.
- Diese Klausur ist **personalisiert**. Kontrolliere am Anfang der Arbeitszeit, dass dein **Name**, **Personencode** und **Bundesland** auf dem Deckblatt sowie dein Personencode und Bundesland auf allen anderen Seiten korrekt eingetragen sind.
- Die **Bearbeitungszeit** für diese Klausur beträgt **180 Minuten**.
- Schreibe deine Ergebnisse ausschließlich in die zugehörigen **Kästen** in dieser Angabe, alles außerhalb der Kästen wird nicht gewertet. Benutze die freien Rückseiten dieser Angabe als **Schmierpapier**.
- Es werden nur Ergebnisse gewertet, bei denen der **Lösungsweg** klar erkennbar ist.

- Wenn in längeren Aufgaben **Zwischenergebnisse** der Form „**Weiter mit: ...**“ gegeben sind, rechne mit diesen weiter und grundsätzlich nicht mit deinen eigenen Zwischenergebnissen.
- Verwende für **Naturkonstanten** und **Atommassen** ausschließlich die Werte aus den gegebenen Hilfsmitteln (Formelsammlung / PSE).
- Bearbeite diese Klausur ausschließlich mit **dokumentenechten Stiften** (z.B. Füller, Kugelschreiber). Antworten mit Bleistift werden nicht gewertet. Verwende keine roten oder grünen Stifte.
- Streiche **falsche Ergebnisse** durch und mache eindeutig kenntlich, welches Ergebnis gewertet werden soll. Verwende **keinen Tintenkiller oder Korrekturmaus**. Bei Ankreuzaufgaben kannst du ein Kreuz ungültig machen, indem du die Ankreuzbox vollständig ausmalst.
- Neben Schreibgeräten, Lineal / Geodreieck ist in dieser Klausur als **Hilfsmittel** ausschließlich ein **nicht grafikfähiger Taschenrechner** zugelassen. Schalte unerlaubte Hilfsmittel ggf. aus, verstau sie in deiner Tasche und verschließe diese.
- Abgesehen von der Formelsammlung und dem PSE ist das Heraustrennen von Seiten aus dieser Klausur untersagt. Gib am Ende der Arbeitszeit **alle** Seiten dieser Angabe wieder in der richtigen Reihenfolge ab.
- Das Beschriften der QR-Codes, der Eckmarkierungen sowie der Korrekturspalten am rechten Rand der Bearbeitungskästen ist untersagt.



- Kreuze bei **Multiple-Choice-Aufgaben** die korrekte(n) Antwort(en) mit einem Kreuz an. Ein Kreuz kann gestrichen werden, indem das Kästchen vollständig ausgemalt wird. Gestrichene Antworten können durch die unten gezeigte Markierung wieder angekreuzt werden.

☒ $\triangleq$ angekreuzt

☐ $\triangleq$ nicht angekreuzt

☒ $\triangleq$ angekreuzt

Formelsammlung

Stöchiometrie und Analytik			
Stoffmenge	$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$	Licht / Photonen	$\nu = \frac{E}{h} = \frac{c}{\lambda}$
Konzentration / Massenkonz.	$c = \frac{n}{V}; \quad \beta = \frac{m}{V}$	Massenanteil A in $A_a B_b$	$\omega_A = \frac{a \cdot M_A}{M_{A_a B_b}}$
LAMBERT- BEER'sches Gesetz	$A = -\log_{10} \left(\frac{I}{I_0} \right) = \varepsilon \cdot c \cdot d$		
Gase			
Ideales Gasgesetz	$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	DALTON-Gesetz	$p_{\text{ges}} = p_A + p_B + \dots$
Thermodynamik			
Innere Energie	$\Delta U = C_V \cdot \Delta T$	Reaktionsenthalpie	$\Delta_r H^\circ = \sum \Delta_f H^\circ_{\text{Produkte}} - \sum \Delta_f H^\circ_{\text{Edukte}}$
Enthalpie	$H = U + pV$ $\Delta H = C_p \cdot \Delta T$	Reaktionsentropie	$\Delta_r S^\circ = \sum S^\circ_{\text{Produkte}} - \sum S^\circ_{\text{Edukte}}$
Freie Enthalpie	$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$	GIBBS'sche Phasenregel	$f = K - P + 2$
Gleichgewichte			
Massenwirkungsgesetz $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$	$K = \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$	Löslichkeitsprodukt $A_a B_b \rightleftharpoons a A^{x+} + b B^{y-}$	$K_L = c_{A^{x+}}^a \cdot c_{B^{y-}}^b$
Vereinfachungen für die Aktivität a_X :	- Feststoffe und Flüssigkeiten: $a_X = 1$ - Verdünnte Lösungen: $a_X \approx \frac{c_X}{c_0}; c_0 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ - Gase: $a_X \approx \frac{p_X}{p_0}; p_0 = 1 \text{ bar}$	Freie Enthalpie	$\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln(K)$
Säure-Base-Gleichgewichte			
pH/pOH-Wert	$pH = -\log_{10}(c_{H^+})$ $pOH = -\log_{10}(c_{OH^-})$ $pH + pOH = 14$	Näherungsformel starke Säuren/Basen	$pH \approx -\log_{10}(c_0)$ $pOH \approx -\log_{10}(c_0)$
Säure- / Basenstärke	$K_S = \frac{c_{A^-} \cdot c_{H^+}}{c_{HA}}; K_B = \frac{c_{BH^+} \cdot c_{OH^-}}{c_B}$ $pK_{S/B} = -\log_{10}(K_{S/B})$ $pK_S + pK_B = 14$	Näherungsformel schwache Säuren/Basen	$pH \approx \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \log_{10}(c_0))$ $pOH \approx \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \log_{10}(c_0))$
HENDERSSON- HASSELBALCH- Gleichung	$pH = pK_S + \log_{10} \left(\frac{c_{A^-}}{c_{HA}} \right)$		
Organische Chemie			
Doppelbindungsäquivalent $C_c N_n H_h O_o X_x$ ($X = \text{Halogen}$)			$DB\ddot{A} = \frac{2 \cdot c + n - h - x + 2}{2}$

Elektrochemie			
Zellspannung	$\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$	NERNST-Gleichung $\text{Ox} + z e^- \rightleftharpoons \text{Red}$	$E = E^\circ + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \left(\frac{\prod a_{\text{Ox}}}{\prod a_{\text{Red}}} \right)$
Freie Enthalpie	$\Delta G^\circ = -E \cdot z \cdot F$	FARADAY-Gesetz	$Q = I \cdot \Delta t = z \cdot F \cdot n$
Elektrische Leistung	$P_{\text{el}} = U \cdot I$	Elektrische Energie	$E_{\text{el}} = U \cdot I \cdot \Delta t = U \cdot Q$

Kinetik			
Reaktions- geschwindigkeit	$r = \frac{1}{\nu_i} \frac{dc_i}{dt}$	Zeitgesetze: 0. Ordnung $c = c_0 - k \cdot t$ 1. Ordnung $c = c_0 \cdot e^{-k \cdot t}$ 2. Ordnung $c^{-1} = c_0^{-1} + k \cdot t$	
Geschwindigkeitsgesetz	$r = k \cdot c_A^x \cdot c_B^y \cdot \dots$		
ARRHENIUS-Gleichung	$k = A \cdot e^{-\frac{E_A}{R \cdot T}}$		

Mathematik			
Kugel	$V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3$ $A = 4 \pi \cdot r^2$	Quadratische Gleichung $a \cdot x^2 + b \cdot x + c = 0$	$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a}$
Rechtwinkliges Dreieck	$a^2 + b^2 = c^2$ $\sin(\alpha) = \frac{b}{c}; \cos(\alpha) = \frac{a}{c}; \tan(\alpha) = \frac{b}{a}$	Logarithmen	$\log_x(a \cdot b) = \log_x a + \log_x b$ $\log_x(a^n) = n \cdot \log_x a$

Einheiten			
Druck	1 atm = $1,013 \cdot 10^5$ Pa 1 bar = 10^5 Pa	Volumen	1 L = 10^{-3} m ³
Temperatur	$\vartheta / ^\circ\text{C} = T / \text{K} - 273,15$	Masse	1 u = $1,6605 \cdot 10^{-27}$ kg
Längen	1 Å = 10^{-10} m	Vorsätze	pico/p: 10^{-12} ; nano/n: 10^{-9} mikro/μ: 10^{-6} ; milli/m: 10^{-3}

Naturkonstanten			
Lichtgeschwindigkeit	$c = 3,00 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}$	FARADAY-Konstante	$F = 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$
Gaskonstante	$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	Elementarladung	$e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C
AVOGADRO-Konstante	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$	PLANCK'sches Wirkungsquantum	$h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J · s

PSE

[illegible]

2-01

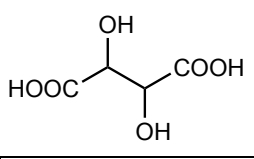
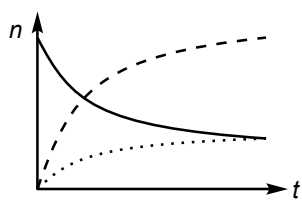
Multiple Choice

15Pt

Kreuze für jede der folgenden Teilaufgaben jeweils alle richtigen Antworten **an**.

Hinweis: Es können immer auch mehrere Antworten richtig sein, selbst wenn die Frage so formuliert ist, als wäre nur eine Antwort richtig.

a) Welches Nuklid enthält die meisten Neutronen?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☐	☒	☐	
⁴⁰ Ca	³⁷ Cl	³⁴ S	³⁹ Ar	⁴¹ Ti	
b) In welcher Anordnung sind die Elemente nach steigender Elektronegativität sortiert?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☒	☐	☐	☒	
C < H < F	Si < C < N	S < F < Ne	Mg < Al < Li	P < S < O	
c) Wie lautet die Verhältnisformel der ungeladenen Verbindung Cuprospinel?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☒	☐	☐	
CuFeO ₄	Cu ₂ FeO ₄	CuFe ₂ O ₄	Cu ₂ Fe ₃ O ₄	CuFe ₄ O ₄	
d) Wie viele Elektronen mit der Hauptquantenzahl 3 kann es in einem Atom maximal geben?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☐	☐	☒	
2	8	9	16	18	
e) Welches der Salze ist unlöslich in Wasser (< 1 g/L bei Raumtemperatur)?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☒	☐	☐	☒	☐	
BaCO ₃	KNO ₃	CaCl ₂	AgBr	KHCO ₃	
f) Welches Element verursacht eine rote Flammenfärbung?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☒	☐	☒	☐	
Cu	Li	K	Sr	Ba	
g) Welche der Säuren ist die stärkste?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☒	☐	☐	
HCl	HF	HClO ₄	HOCl	NH ₄ ⁺	
h) Welche Verbindung besitzt den höchsten Siedepunkt?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☒	☐	☐	☐	
CH ₄	HF	HBr	NH ₃	H ₂ S	

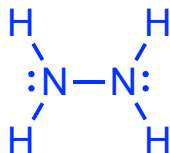
i) Wie lautet die Summenformel der Verbindung 3-Ethyl-4-methylheptan?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☐	☐	☒	
C_7H_{14}	C_7H_{16}	$C_{10}H_{16}$	$C_{10}H_{20}$	$C_{10}H_{22}$	
j) Welche Verbindungen entstehen formal bei der Reaktion eines Ketons mit einem Alkohol?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☐	☒	☒	
Ester	Ether	Aldehyde	Ketale	Acetale	
k) Wie viele verschiedene Stereoisomere von Weinsäure (siehe Abbildung) gibt es?					☐ 0 ☐ ☐ 1
					
☐	☐	☒	☐	☐	
1	2	3	4	6	
l) Die Abbildung zeigt die zeitabhängigen Verläufe der Stoffmengen der Edukte und Produkte einer chemischen Reaktion. Wie lautet die zugehörige Reaktionsgleichung?					☐ 0 ☐ ☐ 1
					
☐	☐	☒	☐	☐	
$2 A \rightarrow 2 B + C$	$A \rightarrow 2 B + C$	$2 A \rightarrow 3 B + C$	$3 A \rightarrow 3 B + C$	$A \rightarrow 3 B + C$	
m) Welche thermodynamische Bedingung muss für eine spontane Reaktion erfüllt sein?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☐	☐	☐	☒	
$\Delta_r H < 0$	$\Delta_r S < 0$	$\Delta_r S > 0$	$\Delta_r G > 0$	$\Delta_r G < 0$	
n) Welche Gesetzmäßigkeit beschreibt eine Kinetik 1. Ordnung?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☒	☐	☐	☐	☒	
$\frac{dc}{dt} = -k \cdot c$	$c(t) = c_0 - k \cdot t$	$\frac{dc}{dt} = -k$	$\frac{1}{c(t)} = \frac{1}{c_0} - k \cdot t$	$\ln(c(t)) = \ln(c_0) - k \cdot t$	
o) Welche Naturkonstante beschreibt die molare Ladungsmenge von Elektronen?					☐ 0 ☐ ☐ 1
☐	☒	☐	☐	☐	
e	F	h	k_B	m_e	

2-02

Kurzfragen

15Pt

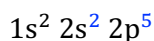
- a) **Zeichne** die LEWIS-Formel von Hydrazin (N_2H_4) und **gib die** Oxidationszahl der Stickstoffatome **an**.



Oxidationszahl: -2 / -II

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

- b) **Vervollständige** die vorgegebene Elektronenkonfiguration eines Fluoratoms im Grundzustand, indem du die fehlenden Zahlen in die Lücken schreibst.



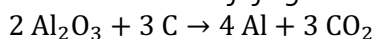
- ☐ 0
☐
☐ 1

- c) **Nenne** ein Element, das bei Standardbedingungen flüssig ist.

Brom / Quecksilber

- ☐ 0
☐
☐ 1

- d) Bei der Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid läuft folgende Reaktion ab:



Berechne die Masse m_C des Kohlenstoffs, der zur Herstellung von $m_{\text{Al}} = 1 \text{ t}$ Aluminium benötigt wird.

Verhältnis der Stoffmengen aufstellen und (molare) Massen einsetzen:

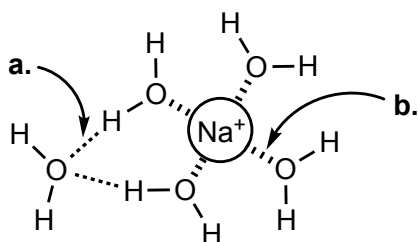
$$\frac{3}{4} = \frac{n_C}{n_{\text{Al}}} = \frac{m_C \cdot M_{\text{Al}}}{M_C \cdot m_{\text{Al}}}$$

Umformen, Werte einsetzen und Ergebnis berechnen:

$$m_C = \frac{3 \cdot M_C \cdot m_{\text{Al}}}{4 \cdot M_{\text{Al}}} = \frac{3 \cdot 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ t}}{4 \cdot 26,982 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,334 \text{ t}$$

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

- e) Die Abbildung zeigt schematisch die Hydrathülle eines hydratisierten Natriumions. **Benenne** jeweils die Art der intermolekularen Wechselwirkung, die bei **a.** und **b.** vorliegt.

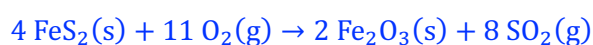


a. Wasserstoffbrückenbindung

b. Ion-Dipol-Wechselwirkung

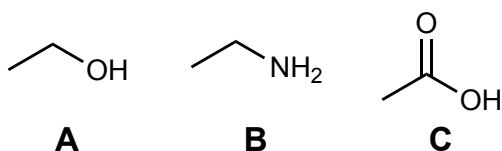
☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

- f) Beim Rösten von Eisen(II)-disulfid (FeS_2) an Luftsauerstoff wird Eisen(III)-oxid und Schwefeldioxid gebildet. **Gib** für diese Reaktion eine ausgeglichene Reaktionsgleichung mit Aggregatzuständen **an**.



☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

- g) **Gib** jeweils **an**, welche der Verbindungen **A**, **B** und **C** die stärkste Säure bzw. die stärkste Base ist.



Stärkste Säure: **C**

Stärkste Base: **B**

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

- h) **Zeichne** jeweils die Strukturformel desjenigen Isomers mit der Summenformel $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$, das zu der entsprechenden Beschreibung passt.

Strukturformel			
Beschreibung	Bei diesem Isomer handelt es sich um ein sehr gängiges Lösungsmittel , das zur Gruppe der Ketone gehört.	Der systematische Name dieses Isomers lautet (E)-Prop-1-en-1-ol .	Dieses Isomer ist cyclisch und besitzt eine freie Hydroxygruppe .

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3

2-03

Wasserelektrolyse

15 Pt

Wasserstoff soll in Zukunft primär durch die elektrolytische Spaltung von Wasser mit nachhaltig erzeugtem Strom gewonnen werden.

a) Stelle die Oxidations-, die Reduktions- sowie die Gesamtreaktionsgleichung der elektrolytischen Spaltung von Wasser im sauren Milieu auf.		☐ 0 ☐ ☐ 1 ☐
Oxidation:	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+$	
Reduktion:	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	
Gesamt:	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$	

Die folgende Abbildung zeigt schematisch den Aufbau eines Elektrolyseurs.

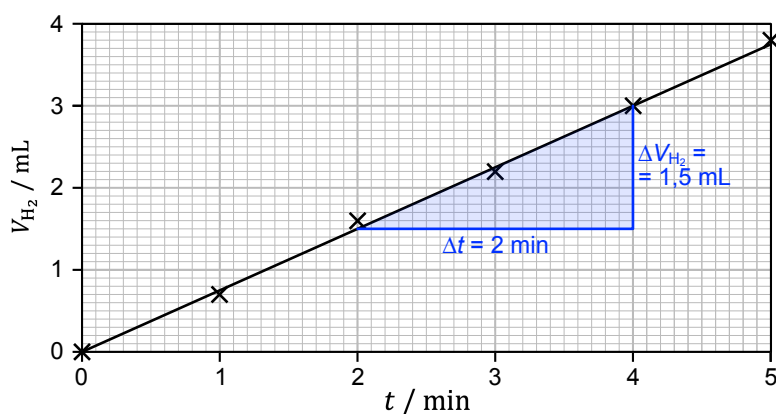
b) Trage die Begriffe aus der rechten Spalte in die richtigen Beschriftungsfelder ein .		☐ 0 ☐ ☐ 1 ☐ ☐ 2
		Anode Elektrolyt H2 (g) Separator

c) Berechne die benötigte Ladungsmenge Q , um i) 1 Molekül bzw. ii) 1 Mol Wasserstoff zu erzeugen.		☐ 0 ☐ ☐ 1 ☐ ☐ 2
i) 1 Molekül Wasserstoff: $Q_i = 2 \cdot e = 2 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 3,204 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	ii) 1 Mol Wasserstoff: $Q_{ii} = 1 \text{ mol} \cdot 2 \cdot F = 1 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}} = 1,930 \cdot 10^5 \text{ C}$ Alternativ auch möglich: $Q_{ii} = Q_i \cdot N_A \cdot 1 \text{ mol} = 3,204 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ mol} = 1,930 \cdot 10^5 \text{ C}$	

Nun soll die Elektrolyse von Wasser im Labormaßstab untersucht werden. Dazu wird ein kleiner Elektrolyseapparat aufgebaut und unter Laborbedingungen ($T = 298\text{ K}$, $p = 1\text{ bar}$) bei verschiedenen Stromstärken betrieben. Das Volumen des erzeugten Wasserstoffgases wird jede Minute gemessen, um die Bildungsrate $\Delta V_{\text{H}_2} / \Delta t$ von Wasserstoff zu bestimmen.

d) **Vervollständige** den Rechenweg entsprechend den Anweisungen.

- i. Das Diagramm zeigt die Ergebnisse der Messung bei $I = 0,1\text{ A}$. Eine Ausgleichsgerade wurde bereits eingezeichnet. **Zeichne** in die Abbildung ein Steigungsdreieck **ein** und **gib** die Geradengleichung der Ausgleichsgerade **an**.



Die Steigung der Ausgleichsgeraden beträgt $\frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t} = \frac{1,5\text{ mL}}{2\text{ min}} = 0,75 \frac{\text{mL}}{\text{min}}$. Da die Gerade im Ursprung beginnt, lautet ihre Gleichung:

$$V_{\text{H}_2} = 0,75 \frac{\text{mL}}{\text{min}} \cdot t$$

► Weiter mit: $V_{\text{H}_2} = 0,70 \frac{\text{mL}}{\text{min}} \cdot t$

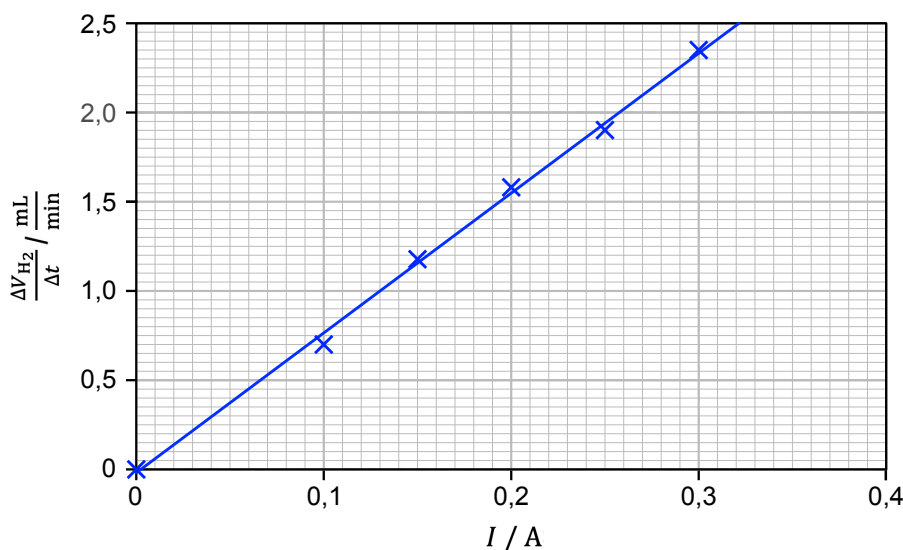
- ii. **Berechne**, für wie viele Stunden die Elektrolyse betrieben werden muss, um $V_{\text{H}_2} = 1,0\text{ L}$ zu erzeugen.

$$t = \frac{V_{\text{H}_2}}{0,70 \frac{\text{mL}}{\text{min}}} = \frac{1,0\text{ L}}{0,70 \frac{\text{mL}}{\text{min}}} = 1429\text{ min} = 23,8\text{ h} \approx 24\text{ h}$$

Die Messung wird nun für verschiedene Stromstärken wiederholt, was zu folgenden Ergebnissen führt:

e) **Vervollständige** den Rechenweg entsprechend den Anweisungen.

- i. **Zeichne** die gemessenen Wertepaare aus der Tabelle in das gegebene $\frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t}$ -I-Diagramm **ein**.



I / A	$\frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t} / \frac{\text{mL}}{\text{min}}$
0	0
0,10	0,70
0,15	1,18
0,20	1,58
0,25	1,90
0,30	2,35

ii. **Zeichne** eine Ausgleichsgerade in das Diagramm ein und **bestimme** deren Steigung m .

Die Ausgleichsgerade besitzt eine Steigung von $m = 7,85 \frac{\text{mL}}{\text{A} \cdot \text{min}}$.

► Weiter mit: $m = 8,30 \frac{\text{mL}}{\text{A} \cdot \text{min}}$

iii. Zwischen der Bildungsrate $\frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t}$ von Wasserstoff und der Stromstärke I gilt folgender Zusammenhang:

$$\frac{\Delta V_{\text{H}_2}}{\Delta t} = \frac{I}{2 \cdot F} \cdot \frac{R \cdot T}{p}$$

Kreuze an, welche Gesetzmäßigkeiten benötigt werden, um diesen Ausdruck herzuleiten.

☒	☐	☐	☐	☒	☐
Ideales Gasgesetz	Zeitgesetz o. Ordnung	NERNST-Gleichung	Geschwindigkeitsgesetz 1. Ordnung	FARADAY'sches Gesetz	GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung

iv. **Berechne** die Steigung m_{theo} , die die Ausgleichsgeraden aus Teilaufgabe ii. theoretisch besitzen sollte. **Gib** dein Ergebnis in der Einheit $\frac{\text{mL}}{\text{A} \cdot \text{min}}$ **an**.

Für die theoretische Steigung gilt laut dem gegebenen Ausdruck:

$$m_{\text{theo}} = \frac{1}{2 \cdot F} \cdot \frac{R \cdot T}{p} = \frac{1}{2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \cdot \frac{8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{10^5 \text{ Pa}} = 1,28 \cdot 10^{-7} \frac{\text{m}^3}{\text{A} \cdot \text{s}} = 7,70 \frac{\text{mL}}{\text{A} \cdot \text{min}}$$

Die für die Elektrolyse benötigte Spannung ist die Zersetzungsspannung von Wasser ΔE_z , welche direkt mit den thermodynamischen Daten der Zersetzungsreaktion von Wasser zusammenhängt. Einige Werte für diese Reaktion (gültig bei 25 °C) sind im Folgenden gegeben:

$$\Delta H_r = -286 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}; \quad \Delta S_r = -164 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}; \quad \Delta G_r = -237 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

f) **Berechne** den Betrag der Zersetzungsspannung ΔE_z von Wasser bei 25 °C.

Einsetzen der richtigen Werte (ΔG_r , $z = 2$) in die Formel aus der Formelsammlung liefert:

$$\Delta E_z = -\frac{\Delta G_r}{z \cdot F} = -\frac{-237 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{2 \cdot 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} = 1,23 \text{ V}$$

2-04

Zu NO_x sag ich nie No!

20 Pt

Teil 1: Stickoxide und ein Abgasskandal

Im Jahr 2015 erschütterte ein Skandal die deutsche Autoindustrie: Mehrere Hersteller hatten illegale Vorrichtungen verbaut, die unter Testbedingungen gezielt die NO_x-Emissionen der Autos reduzierten. Unter NO_x versteht man dabei die Gase NO und NO₂, die sich in Motoren unter hohen Temperaturen aus Sauerstoff und Stickstoff bilden.

a) Gib eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für die Bildung von NO₂ an.	☐ 0 ☐ ☐ 1
Bildung von NO (Reaktion 1): $\text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$	
Bildung von NO₂ (Reaktion 2): $2 \text{O}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$	

Betrachte nun die Bildung von NO bei einer exemplarischen Motortemperatur von $T_1 = 2000 \text{ K}$. In der nebenstehenden Tabelle sind einige thermodynamische Daten bei dieser Temperatur gegeben.

	O ₂ (g)	N ₂ (g)	NO(g)
ΔH_f in $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	59,2	56,1	148,2
S in $\frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	268,7	252,1	273,1

b) Berechne die Reaktionsenthalpie ΔH_r und -entropie ΔS_r von Reaktion 1 bei $T_1 = 2000 \text{ K}$.	☐ 0 ☐ ☐ 1 ☐ ☐ 2
$\Delta H_r = 2 \cdot \Delta H_f(\text{NO}) - \Delta H_f(\text{O}_2) - \Delta H_f(\text{N}_2) = 2 \cdot 148,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 59,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 56,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = 181,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ $\Delta S_r = 2 \cdot S(\text{NO}) - S(\text{O}_2) - S(\text{N}_2) = 2 \cdot 273,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 268,7 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 252,1 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 25,4 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	
➡ Weiter mit: $\Delta H_r = 180,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$; $\Delta S_r = 25,0 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	

c) Berechne die freie Reaktionsenthalpie ΔG_r sowie die (dimensionslose) Gleichgewichtskonstante K von Reaktion 1 bei $T_1 = 2000 \text{ K}$. Gib an, ob Reaktion 1 unter diesen Bedingungen thermodynamisch spontan verläuft.	☐ 0 ☐ ☐ 1 ☐ ☐ 2
$\Delta G_r = \Delta H_r - T_1 \cdot \Delta S_r = 180,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 2000 \text{ K} \cdot 25,0 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 130,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$ $K = e^{-\frac{\Delta G_r}{R \cdot T_1}} = e^{-\frac{130,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 2000 \text{ K}}} = 4,02 \cdot 10^{-4}$ Da $\Delta G_r > 0$ gilt, verläuft die Reaktion thermodynamisch nicht spontan.	
➡ Weiter mit: $K = 5,0 \cdot 10^{-4}$	

- d) **Kreuze** jeweils an, welche der folgenden Maßnahmen gemäß dem Gesetz von LE CHATELIER geeignet sind, um die Gleichgewichtslage von Reaktion 1 auf die Eduktseite zu verschieben.

Maßnahme	Geeignet	Ungeeignet
Erhöhung der Motortemperatur	☐	☒
Erniedrigung der Motortemperatur	☒	☐
Erhöhung des Drucks im Motor	☐	☒
Erniedrigung des Drucks im Motor	☐	☒

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

Um die NO-Emissionen eines Motors abzuschätzen, legst du ein Gemisch aus 90 % Stickstoff und 10 % Sauerstoff (bezogen auf Stoffmenge) in einem Behälter mit konstantem Volumen vor. Um die Verbrennung im Motor zu simulieren, erhitzt du den Behälter anschließend auf $T_1 = 2000 \text{ K}$, wobei sich ein Druck von $p_1 = 7,0 \text{ bar}$ einstellt.

- e) **Vervollständige** entsprechend den Anweisungen.

- i. **Gib** das Massenwirkungsgesetz für Reaktion 1 in Abhängigkeit i) der Aktivitäten aller Stoffe sowie ii) der Partialdrücke aller Gase an.

$$K = \frac{a_{\text{NO}}^2}{a_{\text{O}_2} \cdot a_{\text{N}_2}} = \frac{\left(\frac{p_{\text{NO}}}{p^0}\right)^2}{\frac{p_{\text{O}_2}}{p^0} \cdot \frac{p_{\text{N}_2}}{p^0}} = \frac{p_{\text{NO}}^2}{p_{\text{O}_2} \cdot p_{\text{N}_2}}$$

- ii. **Berechne** den Druck $p_{\text{NO},1}$ von NO im Gleichgewichtszustand bei T_1 .
Hinweis: Da K sehr klein ist, kannst du vereinfachend annehmen, dass sich die Partialdrücke von N_2 und O_2 durch die Gleichgewichtseinstellung näherungsweise nicht ändern.

Aufstellen des Massenwirkungsgesetzes unter Berücksichtigung des Hinweises:

$$K = \frac{p_{\text{NO},1}^2}{0,1 \cdot p_1 \cdot 0,9 \cdot p_1} = \frac{p_{\text{NO},1}^2}{0,09 \cdot p_1^2}$$

Auflösen nach $p_{\text{NO},1}$ und Einsetzen:

$$p_{\text{NO},1} = \sqrt{0,09 \cdot K \cdot p_1} = \sqrt{0,09 \cdot 5,0 \cdot 10^{-4} \cdot 7,0 \text{ bar}} = 0,047 \text{ bar}$$

➤ Weiter mit: $p_{\text{NO},1} = 0,050 \text{ bar}$

- iii. **Berechne** den Stoffmengenanteil $x_{\text{NO},1}$ von NO im Gleichgewichtszustand bei T_1 .

Nach dem idealen Gasgesetz ist die Stoffmenge proportional zum Druck, womit folgt:

$$x_{\text{NO},1} = \frac{p_{\text{NO},1}}{p_1} = \frac{0,050 \text{ bar}}{7,0 \text{ bar}} = 0,0071 = 0,71 \%$$

➤ Weiter mit: $x_{\text{NO},1} = 0,005$

☐ 0
☐
☐ 1

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

☐ 0
☐

Ein Dieselloauto emittiert rund 150 g CO₂ pro gefahrenem Kilometer. Nimm für die folgende Rechnung an, dass das Abgas eines Dieselloautos aus jeweils 10 % (bezogen auf Stoffmenge) CO₂ und H₂O besteht und dass die restlichen 80 % auf N₂, O₂ und NO in den in Teilaufgabe e) berechneten Gleichgewichtsanteilen entfallen.

f) **Berechne** die NO-Emission eines Dieselloautos in Gramm pro gefahrenem Kilometer.

Berechnung der emittierten Stoffmenge von CO₂ pro km:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{150 \text{ g}}{44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,41 \text{ mol}$$

Berechnung der Gesamtstoffmenge des Abgases pro km:

$$n_{\text{Abgas}} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{0,1} = \frac{3,41 \text{ mol}}{0,1} = 34,1 \text{ mol}$$

Berechnung der emittierten Stoffmenge und Masse von NO pro km:

$$m_{\text{NO}} = n_{\text{NO}} \cdot M_{\text{NO}} = n_{\text{Abgas}} \cdot 0,8 \cdot 0,005 \cdot M_{\text{NO}} = 34,1 \text{ mol} \cdot 0,8 \cdot 0,005 \cdot 30,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,1 \text{ g}$$

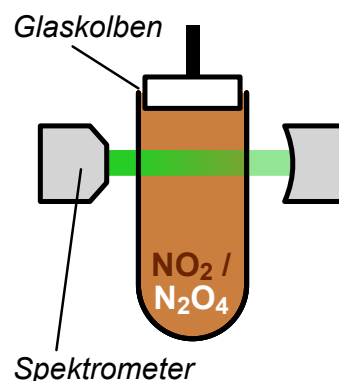
- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

Teil 2: Ein besonderes Thermometer

Das Gas NO₂ steht mit seinem Dimer N₂O₄ im Gleichgewicht, wobei im Folgenden die als temperaturunabhängig angenommene Reaktionsenthalpie ΔH_r sowie der Wert der Gleichgewichtskonstante K bei T₁ = 25 °C bekannt sind.



Da NO₂ eine tiefbraune Färbung besitzt und N₂O₄ farblos ist, kann die Lage des Gleichgewichts dabei anhand der Färbung des Gasgemischs ermittelt werden. Quantitativ ist dies über die Absorption A des Gemischs möglich, die gemäß dem LAMBERT-BEER-Gesetz proportional zur Konzentration des absorbierenden Gases ist. Basierend darauf ist es möglich, ein chemisches Thermometer zu bauen: Bei der Temperatur T₁ wird ein Glaskolben bei p = 1,0 bar mit NO₂ befüllt, gewartet bis sich das Gleichgewicht einstellt und mit einem Spektrometer die Absorption A₁ = 0,10 bei einer Wellenlänge λ gemessen. Anschließend wird der Kolben bei konstanten Druck auf T₂ = 45 °C erwärmt, wobei die auf die gleiche Weise gemessene Absorption A₂ beträgt. Im vorliegenden Fall kannst du annehmen, dass nur NO₂ Licht mit der Wellenlänge λ absorbiert.



g) **Berechne** den Wert der Gleichgewichtskonstanten K_{T₂} bei T₂.

Aufstellen und Einsetzen in die VAN'T-HOFF-Gleichung:

$$\begin{aligned} \ln\left(\frac{K_{T_2}}{K_{T_1}}\right) &= -\frac{\Delta H_r}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) \Rightarrow K_{T_2} = K_{T_1} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta H_r}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)\right) \\ &= 7,00 \cdot \exp\left(-\frac{-57,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} \cdot \left(\frac{1}{318,15 \text{ K}} - \frac{1}{298,15 \text{ K}}\right)\right) = 1,64 \end{aligned}$$

Alternativ kann auch schrittweise die freie Reaktionsenthalpie bei T₁, dann die Reaktionsentropie und basierend darauf schließlich die freie Reaktionsenthalpie und die Gleichgewichtskonstante bei T₂ berechnet werden. Dieser Rechenweg ist aufwändiger, führt aber zum gleichen Ergebnis.

► Weiter mit: K_{T₂} = 2,00

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

h) **Vervollständige** entsprechend den Anweisungen.

i. **Zeige**, dass im Gleichgewichtszustand folgende Gleichung gilt:

$$0 = K \cdot p_{\text{NO}_2}^2 + p_{\text{NO}_2} \cdot p^0 - p \cdot p^0$$

Hinweis: p^0 ist dabei der Referenzdruck; siehe dazu die Formelsammlung.

Aufstellen des Massenwirkungsgesetzes:

$$K = \frac{a_{\text{N}_2\text{O}_4}}{a_{\text{NO}_2}^2} = \frac{\frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}{p^0}}{\left(\frac{p_{\text{NO}_2}}{p^0}\right)^2} = \frac{p_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p^0}{p_{\text{NO}_2}^2}$$

Aufstellen und Umformen des DALTON-Gesetzes:

$$p = p_{\text{NO}_2} + p_{\text{N}_2\text{O}_4} \Rightarrow p_{\text{N}_2\text{O}_4} = p - p_{\text{NO}_2}$$

Einsetzen in das Massenwirkungsgesetz und Umformen:

$$K = \frac{(p - p_{\text{NO}_2}) \cdot p^0}{p_{\text{NO}_2}^2} \Rightarrow 0 = K \cdot p_{\text{NO}_2}^2 + p_{\text{NO}_2} \cdot p^0 - p \cdot p^0$$

ii. **Berechne** jeweils den Partialdruck $p_{\text{NO}_2,1}$ und $p_{\text{NO}_2,2}$ im Gleichgewichtszustand bei T_1 und T_2 .

Lösen der quadratischen Gleichung z.B. mit der Mitternachtsformel, wobei nur die positive Lösung physikalisch sinnvoll ist (Drücke können nicht negativ sein):

$$p_{\text{NO}_2} = \frac{-p^0 + \sqrt{(p^0)^2 + 4 \cdot K \cdot p \cdot p^0}}{2 \cdot K}$$

Einsetzen:

$$p_{\text{NO}_2,1} = \frac{-1 \text{ bar} + \sqrt{(1 \text{ bar})^2 + 4 \cdot 7,0 \cdot 1,0 \text{ bar} \cdot 1 \text{ bar}}}{2 \cdot 7,0} = 0,31 \text{ bar}$$

$$p_{\text{NO}_2,2} = \frac{-1 \text{ bar} + \sqrt{(1 \text{ bar})^2 + 4 \cdot 2,0 \cdot 1,0 \text{ bar} \cdot 1 \text{ bar}}}{2 \cdot 2,0} = 0,50 \text{ bar}$$

► Weiter mit: $p_{\text{NO}_2,1} = 0,25 \text{ bar}$, $p_{\text{NO}_2,2} = 0,55 \text{ bar}$

iii. **Berechne** die Absorption A_2 bei der Temperatur T_2 .

Nach dem LAMBERT-BEER-Gesetz sowie dem idealen Gasgesetz gilt:

$$\frac{A_2}{A_1} = \frac{\varepsilon \cdot l \cdot c_{\text{NO}_2,2}}{\varepsilon \cdot l \cdot c_{\text{NO}_2,1}} = \frac{c_{\text{NO}_2,2}}{c_{\text{NO}_2,1}} = \frac{p_{\text{NO}_2,2}}{p_{\text{NO}_2,1}} \Rightarrow A_2 = A_1 \cdot \frac{p_{\text{NO}_2,2}}{p_{\text{NO}_2,1}} = 0,10 \cdot \frac{0,55 \text{ bar}}{0,25 \text{ bar}} = 0,22$$

iv. **Kreuze an**, wie sich der berechnete Wert von A_2 verändert, wenn bei sonst gleichen Voraussetzungen ein Glasbehälter mit konstanten Volumen statt konstantem Druck verwendet wird.

☒	☐	☐
A_2 ist kleiner als der in iii. berechnete Wert.	Der berechnete Wert von A_2 ändert sich dadurch nicht.	A_2 ist größer als der in iii. berechnete Wert.

☐0
☐
☐1
☐
☐2

☐0
☐
☐1
☐
☐2

☐0
☐
☐1

☐0
☐
☐1

2-05

Cyclohexan – Herr der (organischen) Ringe

15Pt

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit drei oder mehr Kohlenstoffatomen besitzen neben offenkettigen Isomeren auch solche, in denen die Kohlenstoffatome einen geschlossenen Ring bilden.

a) **Zeichne** alle Strukturisomere, die zur Summenformel C_3H_6 gehören, und **benenne** diese jeweils nach den IUPAC-Nomenklaturregeln.



Propen



Cyclopropan

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3

Einer der wichtigsten cyclischen Kohlenwasserstoffe ist das Cyclohexan mit der Zusammensetzung C_6H_{12} . In der stabilsten Konformation ordnen sich die Kohlenstoffatome dabei sesselförmig an, weshalb man auch von der Sesselkonformation des Cyclohexans spricht.

b) **Vervollständige** den Lückentext, indem du jeweils den richtigen Begriff **ankreuzt**.

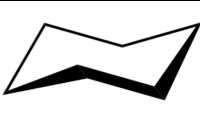
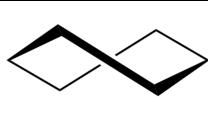
In der organischen Chemie bezeichnet man Verbindungen mit derselben Summenformel als (1).
 Wenn sie außerdem dieselbe Menge und Art von Bindungen enthalten, dann besitzen sie dieselbe (2). Unter (3) versteht man die räumliche Anordnung der Atome, die durch Rotation um (4) entsteht.

Lücke (1)	Lücke (2)	Lücke (3)	Lücke (4)
☒ Isomere	☐ Konfiguration	☐ Konfiguration	☒ Einfachbindungen
☐ Isotope	☐ Konformation	☒ Konformation	☐ Doppelbindungen
☐ Topomere	☐ Konstruktion	☐ Konstruktion	☐ Dreifachbindungen
☐ Isochore	☒ Konstitution	☐ Konstitution	☐ Symmetrieachsen

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

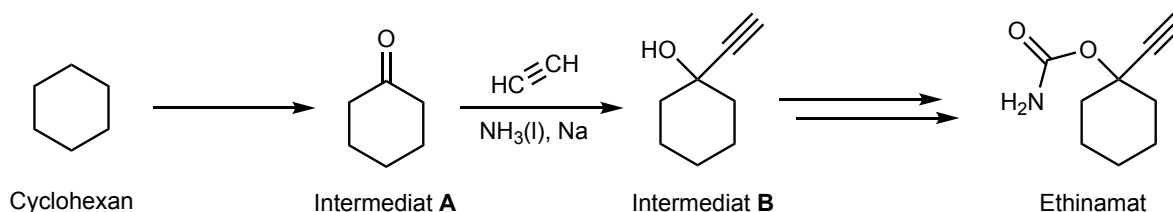
Ausgehend von elementarem Phosphor kann eine Reihe interessanter, phosphorhaltiger Verbindungen hergestellt werden, wie das folgende Schema zeigt.

c) Wie sieht die Sesselkonformation von Cyclohexan aus? **Kreuze** die richtige Antwort **an**.

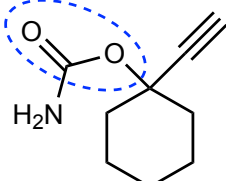
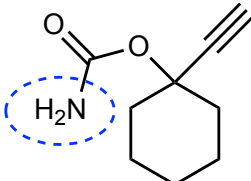
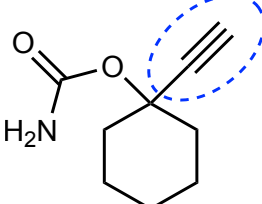
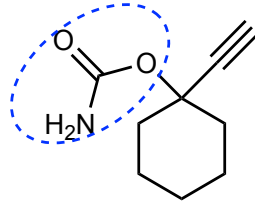
☐	☒	☐	☐
			

☐ 0
☐
☐ 1

Die Cyclohexan-Struktureinheit kommt in zahlreichen organischen Verbindungen vor, darunter auch dem Arzneistoff Ethinamat, der eine sedierende Wirkung besitzt. Dieser kann wie folgend gezeigt aus Cyclohexan synthetisiert werden und enthält verschiedene funktionelle Gruppen.

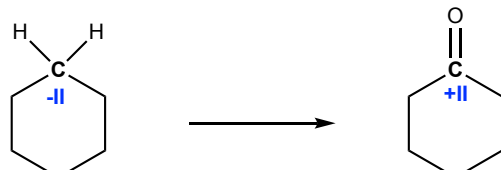


d) **Markiere** jede der folgend genannten funktionellen Gruppen in der Struktur von Ethinamat.

Ester-Gruppe	Amino-Gruppe	Ethynyl-Gruppe	Carbamat-Gruppe
			

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3

e) **Bestimme** jeweils die Oxidationszahl des fett gedruckten Kohlenstoffatoms in Cyclohexan und Intermediat **A**. **Gib an**, ob für die Reaktion ein Oxidations- oder Reduktionsmittel benötigt wird.



Ein Oxidationsmittel wird benötigt.

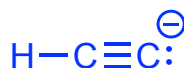
☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2

f) Folgender Abschnitt beschäftigt sich mit der Umsetzung von Intermediat **A** zu Intermediat **B**. **Vervollständige** ihn, indem du die Anweisungen befolgst.

Zwischen Natrium und flüssigen Ammoniak läuft eine Redoxreaktion ab, bei der gasförmiger Wasserstoff und Amid-Ionen (NH_2^-) gebildet werden. **Gib die Reaktionsgleichung dieser Reaktion an.**



Die Amid-Ionen deprotonieren anschließend das Ethin, wobei ein einfach negativ geladenes Acetylid-Anion (C_2H^-) entsteht. **Zeichne die LEWIS-Formel des Acetylid-Anions.**



Durch die Deprotonierung erhöht sich die... **Kreuze die korrekte Antwort an.**

☒ Nukleophilie

☐ Elektrophilie

...von Ethin. Dadurch kann zwischen Intermediat **A** und Ethin eine... **Kreuze die korrekte Antwort an.**

☐ nucleophile Substitution

☐ elektrophile Addition

☒ nucleophile Addition

...ablaufen, bei der schließlich Intermediat **B** entsteht.

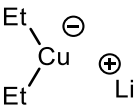
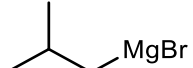
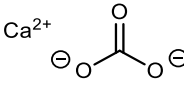
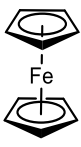
☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3
☐
☐ 4

2-06

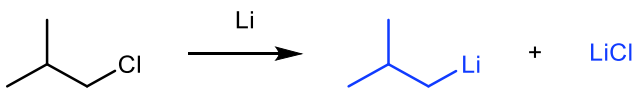
Metalle auf Abwegen

20 Pt

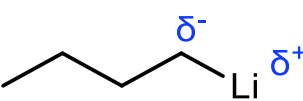
Als metallorganische Verbindungen werden im Allgemeinen Verbindungen bezeichnet, in denen ein organischer Rest direkt an ein Metallatom gebunden ist. Metallorganika besitzen eine vielfältige Chemie und finden weite Anwendung innerhalb der Chemie, beispielsweise bei organischen Synthesen.

a) Kreuze alle Verbindungen an , bei denen es sich um metallorganische Verbindungen handelt.					☐ 0
					☐ 1
X	X	X	☐	X	☐ 2

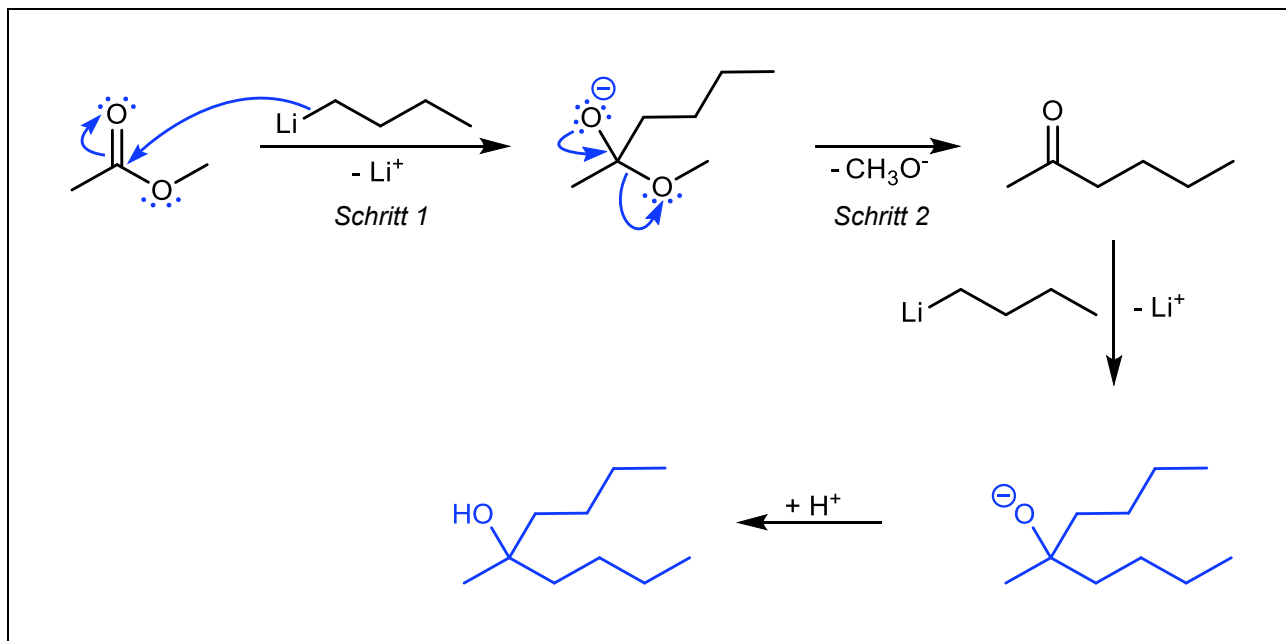
Besonders lithiumorganische Verbindungen werden bei organischen Synthesen verwendet. Sie können aus Alkylhalogeniden und elementarem Lithium hergestellt werden.

b) Gib die beiden Produkte der gezeigten Reaktion an . Begründe anhand geeigneter Oxidationszahlen, ob es sich bei der Reaktion um eine Redoxreaktion handelt.		☐ 0
		☐ 1
In den Edukten betragen die Oxidationszahlen von Li ± 0, von Cl -1 und von dem C-Atom mit Cl-Substituenten -1. In den Produkten lauten die entsprechenden Oxidationszahlen $+1$, -1 und -3. Da sich die Oxidationszahlen von Lithium und Kohlenstoff verändern, handelt es sich um eine Redoxreaktion.		☐ 2
		☐

Aufgrund der unterschiedlichen Elektronegativitäten von Kohlenstoff und Lithium besitzt die C-Li-Bindung in lithiumorganischen Verbindungen, wie z.B. *n*-Butyllithium, eine besondere Polarität und Reaktivität. Diese ermöglicht es, bei Synthesen neue C-C-Bindungen zu verknüpfen, wie bei der folgend betrachteten Reaktion einer Carbonylverbindung (Essigsäuremethylester) mit *n*-Butyllithium deutlich wird.

c) Zeige die Polarität der C-Li-Bindung in <i>n</i> -Butyllithium, indem du geeignete Partialladungen einzeichnest . Kreuze an , ob die Verbindung bevorzugt als Elektrophil oder Nucleophil reagiert.		☐ 0
		☐ 1
☐ Elektrophil	X Nucleophil	☐

- d) **Vervollständige** den Mechanismus der Reaktion von Essigsäuremethylester mit n-Butyllithium, indem du die fehlenden Verbindungen **zeichnest** und für Schritt 1 und 2 jeweils die fehlenden freien Elektronenpaare, Formalladungen sowie Elektronenverschiebungspfeile **einzeichnest**.
Hinweis: Beim letzten Schritt handelt es sich um eine wässrige, saure Aufarbeitung.



- e) **Vervollständige** entsprechend den Anweisungen.

In Schritt 1 greift Methyllithium das Carbonyl-Kohlenstoffatom an, welches... [**Kreuze** die korrekte Antwort **an**.]

☒ elektrophil reagiert. ☐ nucleophil reagiert. ☐ radikalisch reagiert.

Bei diesem Schritt handelt es sich mechanistisch um eine... [**Kreuze** die korrekte Antwort **an**.]

☐ Eliminierung. ☐ Substitution. ☒ Addition.

Das dabei entstehende Intermediat ist gemäß der Erlenmeyer-Regel instabil und zerfällt unter... [**Kreuze** die korrekte Antwort **an**.]

☒ Eliminierung ☐ Substitution ☐ Addition

...der Abgangsgruppe Methanolat (CH₃O⁻). Für eine gute Abgangsgruppe ist im Allgemeinen entscheidend, dass diese... [**Kreuze** die korrekte Antwort **an**.]

☐ ein gutes Elektrophil ist. ☐ möglichst klein ist. ☒ eine schwache Base ist.

Das bei Schritt 2 entstehende Propanon besitzt immer noch ein Carbonyl-Kohlenstoffatom und kann mit überschüssigem Methyllithium weiterreagieren. Allgemein besitzen verschiedene Carbonylverbindungen jedoch unterschiedliche Reaktivitäten gegenüber lithiumorganischen Verbindungen. [**Kreuze** die Antwort **an**, in der die funktionellen Gruppen nach steigender Reaktivität gegenüber lithiumorganischen Verbindungen sortiert sind.]

☐ Ester < Keton < Carboxylat ☐ Carboxylat < Keton < Ester
☒ Carboxylat < Ester < Keton ☐ Keton < Carboxylat < Ester

Neben der zuvor betrachteten, erwünschten Reaktivität zeigen lithiumorganische Verbindungen auch eine Reihe ungewollter Nebenreaktionen. So reagieren sie beispielsweise heftig mit Wasser, weswegen sie bei Synthesen nur unter wasserfreien Bedingungen gehandhabt werden sollten.

f) **Gib** eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für die Reaktion von Methyllithium (CH_3Li) mit Wasser an.

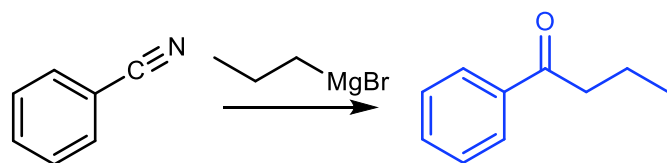
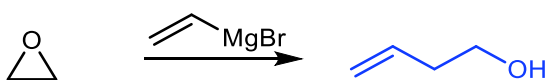
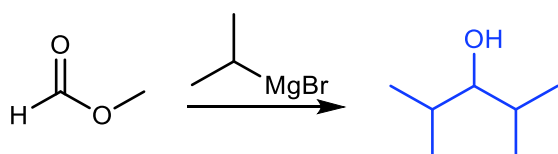
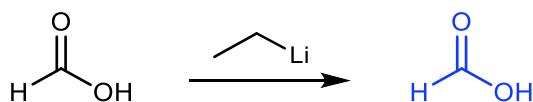
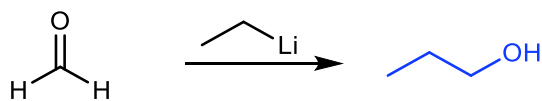
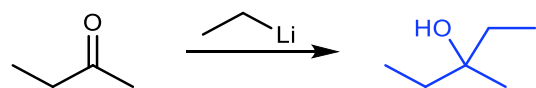


☐ 0
☐
☐ 1

Eine weitere wichtige Klasse metallorganischer Verbindungen mit vergleichbarer Reaktivität zu lithiumorganischen Verbindungen sind die magnesiumhaltigen GRIGNARD-Verbindungen. Beide Verbindungsklassen finden Anwendung in der organischen Synthese.

g) **Zeichne** jeweils das organische Hauptprodukt der folgenden Reaktionen.

Hinweis: Alle Reaktionen werden bei Raumtemperatur durchgeführt und danach in wässriger, saurer Lösung aufgearbeitet.



Hinweis: Das bei dieser Reaktion gebildete Produkt besitzt die Summenformel $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}$.

☐ 0
☐
☐ 1
☐ 2
☐ 3
☐ 4
☐ 5
☐ 6
☐

2-07

Die Gruppe der Alkalimetalle

15 Pt

Die Alkalimetalle bilden die erste Hauptgruppe des Periodensystems.

a) **Vervollständige** den Lückentext, indem du jeweils alle richtigen Begriffe **ankreuzt**.

Die Alkalimetalle besitzen ein Valenzelektron in einem (1). Sie sind in ihrer elementaren Form starke (2) und reagieren bereitwillig unter (3) von Elektronen. Im Vergleich mit den anderen Elementen derselben Periode besitzen Alkalimetalle den/die niedrigste(n) (4).

Lücke (1)	Lücke (2)	Lücke (3)	Lücke (4)
☒ s-Orbital	☐ Oxidationsmittel	☐ Aufnahme	☒ Elektronegativität
☐ p-Orbital	☒ Reduktionsmittel	☒ Abgabe	☐ Atomradius
☐ d-Orbital			☒ Ionisierungsenergie
☐ f-Orbital			☐ Ionenradius

b) **Kreuze** jeweils **an**, ob die genannte Eigenschaft innerhalb der Gruppe der Alkalimetalle mit steigender Ordnungszahl zu- oder abnimmt.

	Elektronegativität	Ionisierungsenergie	Ionenradius
Li Na K Rb Cs Fr	☐ ☒	☐ ☒	☒ ☐

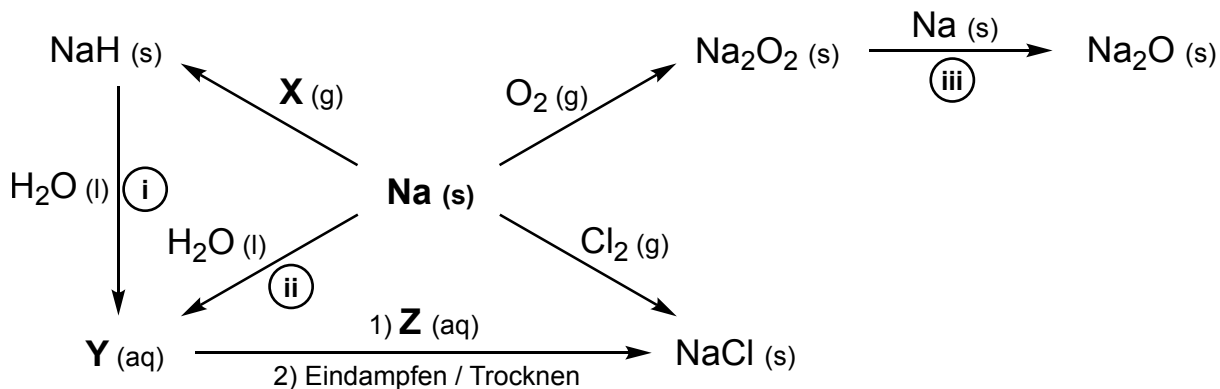
In der qualitativen Analytik werden Alkalimetalle meist durch ihre Flammenfärbung nachgewiesen.

c) **Ordne** den Elementen jeweils ihre zugehörige Flammenfärbung aus der Begriffsliste **zu**.
Hinweis: Du kannst denselben Begriff auch mehrmals verwenden.

Mögliche Flammenfärbungen: blau – violett – rot – orange – gelb – grün

Li	Na	K	Rb
rot	gelb	violett	rot

Alkalimetalle gehen eine Vielzahl typischer Reaktionen ein, wie in dem Schema auf der folgenden Seite exemplarisch für Natrium gezeigt ist.



d) **Gib** die Summenformeln der Verbindungen **X**, **Y** und **Z** aus dem Schema **an**.

X	Y	Z
H ₂	NaOH	HCl

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3

e) **Vervollständige** die Reaktionsgleichungen (mit Aggregatzuständen) der Reaktionen **i** – **iii** aus dem Schema, indem du die fehlenden stöchiometrischen Koeffizienten und Verbindungen **ergänzt**.

(i)	$\underline{(1)} \text{ NaH (s)} + \underline{(1)} \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \underline{(1)} \text{ NaOH (aq)} + \underline{(1)} \text{ H}_2 \text{ (g)}$
(ii)	$\underline{2} \text{ Na (s)} + \underline{2} \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \underline{2} \text{ NaOH (aq)} + \underline{(1)} \text{ H}_2 \text{ (g)}$
(iii)	$\underline{(1)} \text{ Na}_2\text{O}_2 \text{ (s)} + \underline{2} \text{ Na (s)} \rightarrow \underline{2} \text{ Na}_2\text{O (s)}$

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3

f) **Zeichne** die LEWIS-Formel (mit allen freien Elektronenpaaren) des Anions in Na₂O₂. **Kreuze** den korrekten Namen des Anions **an**.

LEWIS-Formel 	☐	Oxid-Anion
	☐	Superoxid-Anion
	☒	Peroxid-Anion
	☐	Hyperoxid-Anion

- ☐ 0
☐
☐ 1
☐

a) **Vervollständige** entsprechend den Anweisungen.

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐

☐ BRONSTED-Säure-Base-Reaktion ☒ LEWIS-Säure-Base-Reaktion ☐ Redoxreaktion

☐ Anzahl der Zentralteilchen im Komplex. ☐ Ladungszahl des Zentralteilchens. ☒ Anzahl der Liganden im Komplex.

☒ Chelat-Liganden. ☐ mehrkernige Liganden. ☐ Typ-n-Liganden.

☐ Ammincobalt(III) **X** Hexaammincobalt(III) ☐ Hexaamidocobalt(III)
☐ Hexaammincobalt(VI) ☐ Hexaammincobaltat(III) ☐ Hexaammidocobaltat(III)

☐	$[\text{CuBr}_4]^{2+}$.	☐	$[\text{CuBr}_4]$.	☐	$[\text{CoBr}_4]^{2-}$.
☒	$[\text{CuBr}_4]^{2-}$.	☐	$[\text{CuBr}_2]_4$.	☐	$[\text{CuBr}_4]^{4-}$.

b) **Vervollständige** die Tabelle, indem du die fehlenden Felder **ergänzt**.

☐ 0
☐
☐ 1
☐
☐ 2
☐
☐ 3
☐
☐ 4

Viele Übergangsmetalle besitzen in wässriger Lösung eine vielfältige Chemie, da sie mit Wasser oder anderen gelösten Teilchen Komplexverbindungen bilden. Ein bekanntes Beispiel hierfür ist Kupfer(II), das in wässriger Lösung einen hellblauen Hexaaqua-Komplex **1** bildet (Reaktion **1**). Wird Ammoniak zur Lösung zugegeben, so wird ein Teil der Aqua-Liganden durch Ammin-Liganden ausgetauscht (Reaktion **2**). Es ist bekannt, dass das Produkt **2** der Reaktion doppelt so viele Ammin- wie Aqua-Liganden und darüber hinaus ein Inversionszentrum besitzt.

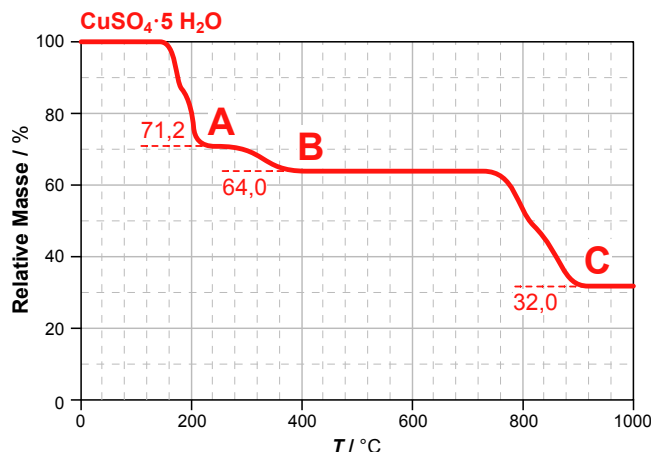
c) Gib ausgeglichene Reaktionsgleichungen für die Reaktionen 1 und 2 <u>an</u> .		☐ 0
Reaktion 1 :	$\text{Cu}^{2+} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	☐
Reaktion 2 :	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	☐ 1 ☐

d) Zeichne die Strukturen der beiden Komplexe 1 und 2 .		☐ 0
Komplex 1	Komplex 2	☐
		☐ 1 ☐

Die Farbigkeit des Hexaaquakupfer(II)-Ions kann mithilfe der Ligandenfeldtheorie erklärt werden. Diese betrachtet die Wechselwirkung der d-Orbitale des Zentralteilchens mit den Liganden. Im Fall von Hexaaquakupfer(II) führt die Anwesenheit der Aqua-Liganden dazu, dass die fünf d-Orbitale, die eigentlich alle die gleiche Energie besitzen, in vereinfacht betrachtet zwei Energieniveaus aufgespalten werden. Ein Elektron aus dem unteren Energieniveau kann durch Absorption von Licht in das höhere Energieniveau übergehen, wodurch die hellblaue Färbung entsteht.

e) Gib die Elektronenkonfiguration des Kupfer(II)-Ions <u>an</u> . Zeichne die Elektronenkonfiguration im Komplex in das gegebene Energiediagramm der d-Orbitale <u>ein</u> . Verwende für die Elektronen, wie dargestellt, Pfeile und beachte die HUNDSche Regel und das PAULI-Prinzip.		☐ 0
Elektronenkonfiguration von Cu^{2+} : $[\text{Ar}] 3d^9$		☐
		☐ 1 ☐
Anmerkung: In der Realität sind die Energieniveaus aufgrund des Jahn-Teller-Effekts noch weiter aufgespalten, was hier zur Vereinfachung vernachlässigt wurde.		☐ 2

Wie viele Salze tendiert auch Kupfersulfat dazu, im festen Zustand sogenanntes Kristallwasser einzulagern, welches koordinativ an das Kupfer bzw. über Wasserstoffbrückenbindungen an die Sulfat-Ionen gebunden ist. Die Einlagerung von Kristallwasser ist jedoch im Allgemeinen reversibel und kann durch Erhitzen rückgängig gemacht werden, was jedoch häufig in mehreren Teilstufen verläuft. Dies kann gut über eine thermogravimetrische Analyse untersucht werden, bei der die Probe langsam erhitzt währenddessen kontinuierlich gewogen wird, um den Massenverlust zu bestimmen. Die Abbildung zeigt das Ergebnis solch einer Messung für Kupfersulfat Pentahydrat ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$).



f) **Vervollständige** entsprechend den Anweisungen.

- i. **Berechne** mithilfe der molaren Masse von $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ jeweils die Massenverluste der Schritte $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}$ und $\text{A} \rightarrow \text{B}$ in $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Die molare Masse von $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ ist $M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}} = 249,68 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

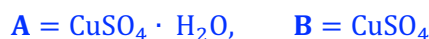
Damit folgt für die gesuchten Massenverluste:

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}} = (1 - 0,712) \cdot 249,68 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 71,91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta M_{\text{A} \rightarrow \text{B}} = (0,712 - 0,640) \cdot 249,68 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 17,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

► Weiter mit: $\Delta M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}} = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\Delta M_{\text{A} \rightarrow \text{B}} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- ii. Durch weitere Messungen ist bekannt, dass in den Schritten $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}$ und $\text{A} \rightarrow \text{B}$ jeweils nur Wasser freigesetzt wird. **Gib** die Verhältnisformeln der Verbindungen **A** und **B** an.



- iii. **Bestimme** die Verhältnisformel von Verbindung **C**.

Für den Massenverlust im Schritt **B** $\rightarrow$ **C** gilt:

$$\Delta M_{\text{B} \rightarrow \text{C}} = (0,640 - 0,320) \cdot 249,68 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 79,90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Da B neben Cu nur noch S und O enthält, kann dieser Massenverlust nur durch diese Elemente verursacht werden. Durch die alleinige Freisetzung von O kann jedoch maximal ein Massenverlust von $4 \cdot 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 64,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ erklärt werden.

Demnach wird in diesem Schritt SO_x freigesetzt, wobei nur für $x = 3$ die molare Masse übereinstimmt. In Schritt **B** $\rightarrow$ **C** wird also SO_3 freigesetzt und bei **C** handelt es sich um CuO .

Nicht alle Hydrate können durch Erhitzen vollständig dehydratisiert werden. Beim starken Erhitzen von Aluminiumchlorid Hexahydrat ($\text{AlCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) entsteht beispielsweise nicht wasserfreies Aluminiumchlorid, sondern eine andere Verbindung **D**, in welcher der Massenanteil von Aluminium $w_{\text{Al}} \approx 52,9 \%$ beträgt (Reaktion 3).

g) **Bestimme** die Verhältnisformel von Verbindung **D**. **Gib** eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für Reaktion 3 **an**.

Verbindung **D** kann neben Al noch Cl, O und / oder H enthalten. Al liegt dabei in Form dreifach geladener Al^{3+} -Ionen vor. Wenn **D** ein Al-Teilchen enthält, beträgt die molare Masse von **D**:

$$M_{\text{D}} = \frac{M_{\text{Al}}}{w_{\text{Al}}} = \frac{26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{0,53} = 51,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Dann würden $51,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} - 26,98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 24,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ auf die Anionen entfallen. Dies könnte höchstens einem O-Atom und 8 H-Atomen entsprechen, was keine sinnvolle Verbindung ist.

Wenn **D** zwei Al-Atome enthält, stehen $2 \cdot 24,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 48,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ für die Anionen zur Verfügung. Mit Cl findet sich keine mögliche Kombination, mit O findet sich auch nur eine chemisch sinnvolle Möglichkeit: Drei O-Atome. Da zwei Al-Atome insgesamt sechs positive Ladungen besitzen, muss jedes O-Atom zweifach negativ geladen sein, was zu Oxid-Ionen passt. Bei **D** handelt es sich um Aluminiumoxid Al_2O_3 .



Trotzdem ist es auch möglich, Aluminiumchlorid Hexahydrat direkt zu wasserfreiem Aluminiumchlorid umzusetzen. Dazu kann die Verbindung mit der hochreaktiven Flüssigkeit Thionylchlorid (SOCl_2) zur Reaktion gebracht werden, wobei genau zwei Nebenprodukte entstehen (Reaktion 4). Beide Nebenprodukte sind gasförmig und das schwerere von ihnen besitzt eine molare Masse von $M = 64,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

h) **Gib** eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für Reaktion 4 **an**.

Die Nebenprodukte können nur Cl, S, O und H enthalten. Durch strategisches Ausprobieren, wie es in der vorherigen Teilaufgabe gezeigt wurde, kann man herausfinden, dass die gegebene molare Masse nur zu SO_2 passen kann (O_4 ist keine stabile Verbindung). Da nur genau zwei gasförmige Nebenprodukte entstehen, muss das andere Cl und H enthalten und kann nicht (das naheliegende) Wasser sein, sondern ist HCl. HOCl wäre zwar theoretisch auch möglich, ist aber nicht stabil und führt zu keiner sinnvollen Reaktionsgleichung.

Alternativ kann überlegt werden, welche Gase aus SOCl_2 und H_2O entstehen könnten. HCl und SO_2 sind naheliegend und können über die angegebene molare Masse bestätigt werden.

(Hinweis: Diese Erläuterung dient dem Verständnis und wird nicht bewertet, wenn der Operator „Gib an“ lautet.)

