

Übungsklausur zur 2. Runde des Auswahlverfahrens zur 57. IChO 2025 in Al Ain / Dubai (Vereinigte Arabische Emirate)

Name, Vorname:

Bundesland:

Beginne erst, wenn das Startsignal gegeben wird.

Zeit	180 min
Name	Schreibe deinen Namen auf dieses Deckblatt und auf jede Seite der Klausur
Bundesland	Schreibe dein Bundesland auf dieses Deckblatt und auf jede Seite der Klausur
Atommassen	Benutze nur das vorgegebene Periodensystem
Konstanten	Benutze nur die Werte aus der Formelsammlung
Berechnungen	Schreibe diese in die zugehörigen Kästen, ohne Rechnungen gibt es keine Punkte
Ergebnisse	Schreibe nur in die zugehörigen Kästen in der Klausur, nichts Anderes wird gewertet
Zwischen- ergebnisse (neu!)	Wenn in längeren Aufgaben Zwischenergebnisse in der Form „Weiter mit: ...“ angegeben sind, rechne mit diesen weiter und nicht mit deinen eigenen Zwischenergebnissen
Schmierpapier	Benutze die freien Rückseiten, das dort Geschriebene wird nicht bewertet

Viel Erfolg!

Formelsammlung & PSE

Stöchiometrie und Analytik	Säure-Base-Gleichgewichte
Stoffmenge $n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$	pH/pOH-Wert $pH = -\log_{10}(c_{H^+})$ $pOH = -\log_{10}(c_{OH^-})$
Konzentration $c = \frac{n}{V}; \beta = \frac{m}{V}$	Säurestärke $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ $K_S = \frac{c_{A^-} \cdot c_{H^+}}{c_{HA}}$ $pK_S = -\log_{10}(K_S)$
LAMBERT-BEER'sches Gesetz $A = -\log_{10}\left(\frac{I}{I_0}\right) = \varepsilon \cdot c \cdot d$	Basenstärke $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$ $K_B = \frac{c_{BH^+} \cdot c_{OH^-}}{c_B}$ $pK_B = -\log_{10}(K_B)$
Licht / Photonen $v = \frac{E}{h} = \frac{c}{\lambda}$	Ionenprodukt $c_{H^+} \cdot c_{OH^-} = K_W = 10^{-14}$ $pH + pOH = 14$ $K_S \cdot K_B = K_W$
Massenanteil A in $A_a B_b$ $\omega_A = \frac{a \cdot M_A}{M_{A_a B_b}}$	pH-Näherungsformeln: - Starke Säuren / Basen $pH \approx -\log_{10}(c_0)$ $pOH \approx -\log_{10}(c_0)$ - Schwache Säuren / Basen $pH \approx \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \log_{10}(c_0))$ $pOH \approx \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \log_{10}(c_0))$
Gase	HENDERSSON-HASSELBALCH-Gleichung $pH = pK_S + \log_{10}\left(\frac{c_{A^-}}{c_{HA}}\right)$
Ideales Gas $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$	
Dalton-Gesetz $p_{ges} = p_A + p_B + \dots$	
Thermodynamik	
Innere Energie $\Delta U = C_V \cdot \Delta T$	
Enthalpie $H = U + pV$ $\Delta H = C_p \cdot \Delta T$	
Reaktionsenthalpie $\Delta_r H^\circ = \sum \Delta H_{f, \text{Produkte}} - \sum \Delta H_{f, \text{Edukte}}$	
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 $a A + b B \rightleftharpoons c C + d D$ $K = \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b}$	
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: $a_X \approx \frac{p_X}{p_0}; p_0 = 1 \text{ bar}$	
Löslichkeitsprodukt $A_a B_b \rightleftharpoons a A^{x+} + b B^{y-}$ $K_L = c_{A^{x+}}^a \cdot c_{B^{y-}}^b$	
Freie Enthalpie $\Delta G^\circ = -R \cdot T \cdot \ln(K)$	
Elektrochemie	
Zellspannung $\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$	
Freie Enthalpie $\Delta G^\circ = -\Delta E \cdot z \cdot F$	
NERNST-Gleichung $Ox + z e^- \rightleftharpoons Red$ $E = E^\circ + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln\left(\frac{c_{Ox}}{c_{Red}}\right)$	
FARADAY-Gesetz $Q = I \cdot t = z \cdot F \cdot n$	
Organische Chemie	
Doppelbindungsäquivalent $C_c N_n H_h O_o X_x$ ($X = \text{Halogen}$) $DB\ddot{A} = \frac{2 \cdot c + n - h - x + 2}{2}$	

Mathematik	
Kugelvolumen / -oberfläche	$V = \frac{4}{3} \pi \cdot r^3$ $A = 4\pi \cdot r^2$
Quadratische Gleichung $a \cdot x^2 + b \cdot x + c = 0$	$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot a \cdot c}}{2 \cdot a}$
Logarithmen	$\log_x(a \cdot b) = \log_x a + \log_x b$ $\log_x(a^n) = n \cdot \log_x a$

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

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

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

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 K 1,008	2 L 6,941	3 M 22,990	4 N 39,098	5 O 85,468	6 P 30,974	7 S 32,066	8 Cl 35,453	9 Ar 39,948	10 Ne 20,180	11 F 18,998	12 O 15,999	13 N 14,007	14 C 12,011	15 B 10,811	16 Be 9,012	17 Li 6,941	18 H 1,008
19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,867	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,390	31 Ga 69,723	32 Ge 72,610	33 As 74,922	34 Se 78,960	35 Br 79,904	36 Kr 83,800
37 Rb 85,468	38 Sr 87,620	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,940	43 Tc 98,906	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm 146,92	62 Sm 150,36	63 Eu 151,97	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97	72 Hf 178,49
87 Fr 223,02	88 Ra 226,03	89 Ac 227,03	90 Th 232,04	91 Pa 231,04	92 U 238,03	93 Np 237,05	94 Pu 244,06	95 Am 243,06	96 Cm 247,07	97 Bk 247,07	98 Cf 251,08	99 Es 252,08	100 Fm 257,10	101 Md 258,10	102 No 259,10	103 Lr 260,11	104 Rf 267,12
104 Rf 267,12	105 Db 270,13	106 Sg 269,13	107 Bh 270,13	108 Hs 269,13	109 Mt 278,16	110 Ds 281,17	111 Rg 281,17	112 Cn 285,18	113 Nh 286,18	114 Fl 289,19	115 Mc 293,20	116 Lv 293,20	117 Te 293,21	118 Og 294,21	119 Ts 295,21	120 Lr 296,21	121 Og 297,21

2-01

Multiple Choice

10pt

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?

☐	☐	☐	☐	☐
^{40}Ca	^{37}Cl	^{34}S	^{39}Ar	^{41}Ti

b) In welcher Anordnung sind die Elemente nach steigender Elektronegativität sortiert?

☐	☐	☐	☐	☐
$\text{C} < \text{H} < \text{F}$	$\text{Si} < \text{C} < \text{N}$	$\text{S} < \text{F} < \text{Ne}$	$\text{Mg} < \text{Al} < \text{Li}$	$\text{P} < \text{S} < \text{O}$

c) Wie lautet die Verhältnisformel der ungeladenen Verbindung Cuprospinel?

☐	☐	☐	☐	☐
CuFeO_4	Cu_2FeO_4	CuFe_2O_4	$\text{Cu}_2\text{Fe}_3\text{O}_4$	CuFe_4O_4

d) Wie viele Elektronen mit der Hauptquantenzahl 3 kann es in einem Atom maximal geben?

☐	☐	☐	☐	☐
2	8	9	16	18

e) Welches der Salze ist unlöslich in Wasser (< 1 g/L bei Raumtemperatur)?

☐	☐	☐	☐	☐
BaCO_3	KNO_3	CaCl_2	AgBr	KHCO_3

f) Welches Element verursacht eine rote Flammenfärbung?

☐	☐	☐	☐	☐
Cu	Li	K	Sr	Ba

g) Welche der Säuren ist die stärkste?

☐	☐	☐	☐	☐
HCl	HF	HClO_4	HOCl	NH_4^+

h) Welche Verbindung besitzt den höchsten Siedepunkt?

☐	☐	☐	☐	☐
CH_4	HF	HBr	NH_3	H_2S

i) Wie lautet die Summenformel der Verbindung 3-Ethyl-4-methylheptan?

☐	☐	☐	☐	☐
C_7H_{14}	C_7H_{16}	$\text{C}_{10}\text{H}_{16}$	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

j) Welche Verbindungen entstehen formal bei der Reaktion eines Ketons mit einem Alkohol?

☐	☐	☐	☐	☐
Ester	Ether	Aldehyde	Ketale	Acetale

2-02

Kurzfragen

15pt

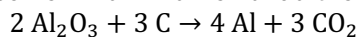
- a) **Zeichne** die LEWIS-Formel von Hydrazin (N_2H_4) und **gib die** Oxidationszahl der Stickstoffatome **an**.

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

$1s^2 2s\text{---} 2p\text{---}$

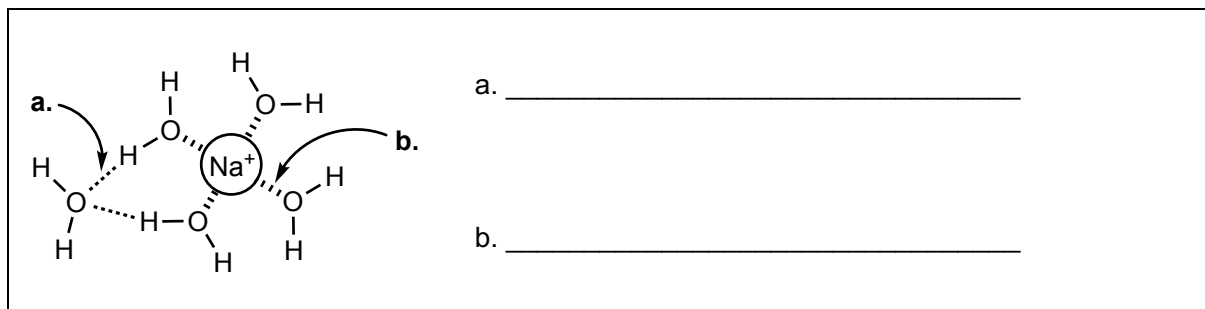
- c) **Nenne** ein Element, das bei Standardbedingungen flüssig ist.

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



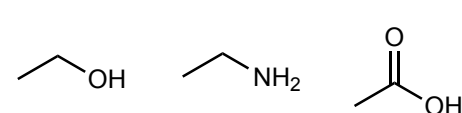
Berechne die Masse m_C des Kohlenstoffs, der zur Herstellung von $m_{Al} = 1 \text{ t}$ Aluminium benötigt wird.

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



- f) Bei der Chlor-Alkali-Elektrolyse wird in Wasser gelöstes Kochsalz zu Natronlauge, Chlor- und Wasserstoffgas umgesetzt. Gib für diese Reaktion eine ausgeglichene Reaktionsgleichung mit Aggregatzuständen an.

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

	Stärkste Säure:
A B C	Stärkste Base:

- h) Zeichne jeweils die Strukturformel desjenigen Isomers mit der Summenformel C_3H_6O , 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 .

Während Chlor ein reaktives Gas ist, sind Chlorid-Anionen überaus stabil, bilden stabile Salze mit zahlreichen Kationen und kommen häufig in der Natur vor.

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

Chlor gehört zur Gruppe der <u>(1)</u> , da es <u>(2)</u> Valenzelektronen besitzt. Chlorid-Ionen hingegen besitzen ein Valenzelektron <u>(3)</u> , sodass sie die besonders stabile Elektronenkonfiguration des Edelgases <u>(4)</u> besitzen.			
Lücke (1)	Lücke (2)	Lücke (3)	Lücke (4)
☐ Gase	☐ fünf	☐ mehr	☐ Neon
☐ Edelgase	☐ sieben	☐ weniger	☐ Argon
☐ Halogene	☐ acht		☐ Krypton
☐ Pnictogene	☐ siebzehn		☐ Xenon

Ein Beispiel für ein chloridhaltiges Salz ist Natriumchlorid, das bei der Reaktion von elementarem Natrium mit Chlorgas entsteht und besser bekannt ist als Kochsalz.

b) **Formuliere** eine ausgeglichene Reaktionsgleichung für die Bildung von Natriumchlorid. **Gib** dabei die Aggregatzustände der beteiligten Verbindungen **an**.

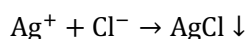
--

Der genaue Ablauf dieser Reaktion wird im Born-Haber-Kreisprozess angegeben, wobei die Bildung der Chlorid-Ionen über zwei Schritte verläuft, die jeweils mit einem Energieumsatz verbunden sind.

c) **Ordne** den beiden Schritten jeweils den zugehörigen Begriff aus der Begriffsliste **zu**.

Cl_2	2 Cl^-
$\xrightarrow{\hspace{10em}}$	$\xrightarrow{+2 e^-}$
Mögliche Begriffe: <i>Gitterenergie – Elektronenaffinität – Ionisierungsenergie – Aktivierungsenergie Dissoziationsenergie – Elektronegativität – Bildungsenergie – Sublimationsenergie</i>	

Die quantitative Bestimmung von Chlorid kann mithilfe einer MOHR'schen Titration erfolgen: Eine chloridhaltige Lösung wird mit einer Silbernitrat-Maßlösung titriert, wobei ein weißer Niederschlag von Silberchlorid ausfällt:



Eine chloridhaltige, wässrige Lösung ($V_{\text{Probe}} = 50 \text{ mL}$) wird auf diese Weise mit einer 0,1-molaren Silbernitrat-Lösung titriert. Der Verbrauch am Äquivalenzpunkt beträgt $V_{\text{Verbrauch}} = 13,4 \text{ mL}$.

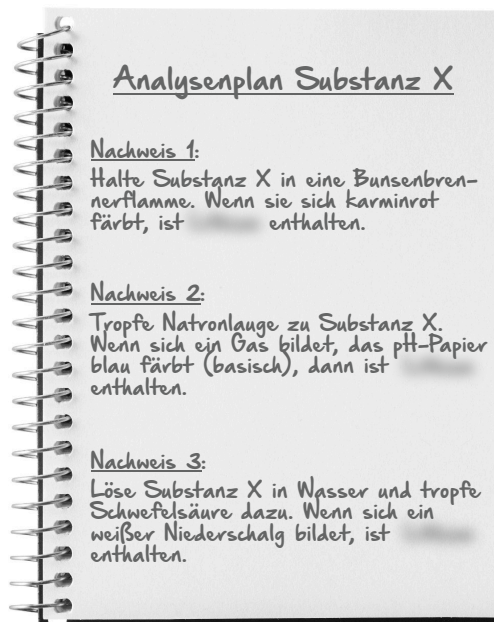
d) **Berechne** die Massenkonzentration von Chlorid in der Probe in $\frac{\text{g}}{\text{L}}$.

	$V_{\text{Probe}} = 50 \text{ mL}$ $c_{\text{AgNO}_3} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ $V_{\text{Verbrauch}} = 13,4 \text{ mL}$
--	---

Chloride spielen auch beim unter Chemikern „beliebten“ Ionenlotto eine wichtige Rolle. Nimm im Folgenden an, dass du einen unbekannten Feststoff X erhältst, der folgende Verbindungen enthalten kann: Lithiumchlorid (LiCl), Bariumchlorid (BaCl_2) und Ammoniumchlorid (NH_4Cl). In den Notizen deines Kameraden findest du nebenstehenden Zettel, der leider teilweise unleserlich ist.

e) **Gib an**, welches der drei Kationen du mit den Nachweisen 1 – 3 jeweils identifizieren kannst.

Nachweis 1:	Nachweis 2:	Nachweis 3:



f) **Gib jeweils eine ausgeglichene Ionengleichung an**, die die Beobachtungen bei Nachweis 2 und Nachweis 3 erklärt. **Kennzeichne** Gasbildung ($\uparrow$) und Niederschläge ($\downarrow$) mit den entsprechenden Pfeilen.

<u>Nachweis 1:</u>
<u>Nachweis 2:</u>

2-04

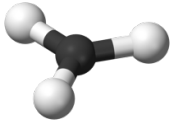
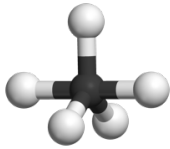
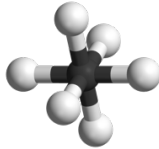
Xenon im VSEPR-Modell

20pt

Das Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (VSEPR-Modell) stellt eine einfache Möglichkeit dar, die räumliche Anordnung molekular aufgebauter Verbindungen vorherzusagen.

a) **Vervollständige** den folgenden Text zum VSEPR-Modell entsprechend den Anweisungen.

Das VSEPR-Modell geht davon aus, dass sich freie und bindende Elektronenpaare um ein Zentralatom voneinander abstoßen. Abhängig von der Gesamtzahl ergeben sich so verschiedene Anordnungen für die Elektronenpaare, die sogenannten Pseudostrukturen (z. B. oktaedrisch, trigonal planar, trigonal bipyramidal). [**Trage** die genannten Pseudostrukturen in die leeren Felder **ein**.]

3 Elektronenpaare	5 Elektronenpaare	6 Elektronenpaare
		

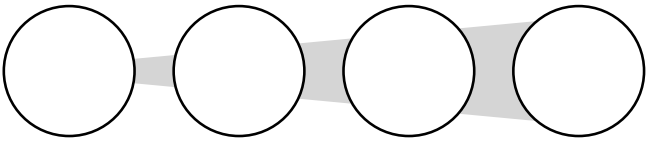
Die freien Elektronenpaare tragen jedoch nicht zur tatsächlichen Struktur eines Moleküls, der sogenannten Realstruktur, bei. Daher kann es für eine Pseudostruktur mehrere Realstrukturen geben. Zur tetraedrischen Pseudostruktur können zum Beispiel folgende Realstrukturen gehören: [**Kreuze alle richtigen Antworten an**.]

- | | | | |
|---------------------------------------|------------------------------------|---|---|
| ☐ linear | ☐ gewinkelt | ☐ trigonal planar | ☐ trigonal pyramidal |
| ☐ tetraedrisch | ☐ T-förmig | ☐ quadratisch planar | ☐ trigonal bipyramidal |

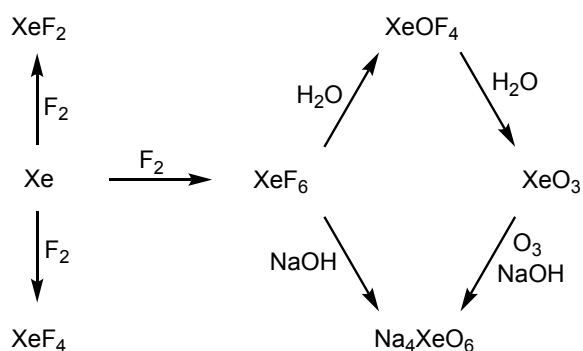
b) **Gib** für die folgenden Verbindungen jeweils **an**, wie viele freie bzw. bindende Elektronenpaare das fett markierte Atom besitzt.

Anzahl der ... Elektronenpaare	H ₂ O	B F ₃	Br F ₃	Be Cl ₂
... freien ...				
... bindenden ...				

c) **Ordne** die folgend gezeigten freien bzw. bindenden Elektronenpaare nach zunehmendem Platzbedarf am Br-Atom gemäß des VSEPR-Modells.

Ⓘ Br—F Ⓜ Br—OH Ⓤ Br<: Ⓨ Br=O	 zunehmender Platzbedarf
---	---

Xenon bildet, obwohl es ein Edelgas ist, einige stabile kovalente Verbindungen. Aufgrund seiner acht Valenzelektronen und der Möglichkeit zur Oktetterweiterung sind Xenon-Verbindungen dabei eine interessante Fallstudie für das VSEPR-Modell. Das nebenstehende Schema zeigt, wie einige dieser Verbindungen hergestellt werden können.

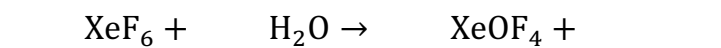


- d) **Vervollständige** die folgende Tabelle, indem du die fehlenden LEWIS-Strukturen (mit freien Elektronenpaaren am Xe-Atom) **zeichnest** und **angibst**, welche Pseudo- und Realstruktur nach dem VSEPR-Modell jeweils vorliegt.

	LEWIS-Struktur	Pseudostruktur	Realstruktur
XeF ₂			
XeF ₄			
XeOF ₄			
XeO ₃			

- e) **Vervollständige** die Reaktionsgleichung der gegebenen Reaktionen.

XeF₆ → XeOF₄:



XeO₃ → Na₄XeO₆:



XeF₆ → Na₄XeO₆:



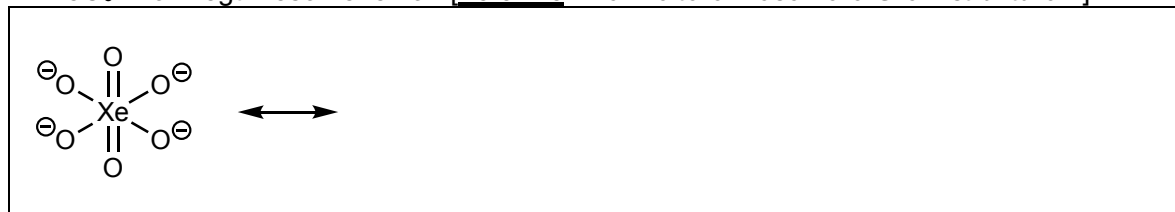
- f) **Vervollständige** den folgenden Text zur Struktur von XeF_6 und Na_4XeO_6 entsprechend den Anweisungen.

In XeF_6 und XeO_6^{4-} liegen jeweils sechs Bindungen vor; zusätzlich gibt es in XeF_6 ein freies Elektronenpaar und in XeO_6^{4-} Doppelbindungen. Betrachte im Folgenden die Xe-F- bzw. Xe-O-Bindungslängen und die F-Xe-F- bzw. O-Xe-O-Bindungswinkel benachbarter F- bzw. O-Atome.

In XeF_6 gilt, dass... [**Kreuze** alle korrekten Antworten **an**.]

- | | |
|---|--|
| ☐ alle Bindungslängen gleich sind. | ☐ die Bindungslängen unterschiedlich groß sind. |
| ☐ alle Bindungswinkel gleich sind. | ☐ die Bindungswinkel unterschiedlich groß sind. |

Im XeO_6^{4-} -Ion liegt Mesomerie vor: [**Zeichne** zwei weitere mesomere Grenzstrukturen.]



Damit gilt für die Struktur von XeO_6^{4-} , dass... [**Kreuze** alle korrekten Antworten **an**.]

- | | |
|---|--|
| ☐ alle Bindungslängen gleich sind. | ☐ die Bindungslängen unterschiedlich groß sind. |
| ☐ alle Bindungswinkel gleich sind. | ☐ die Bindungswinkel unterschiedlich groß sind. |

Die Strukturen von XeF_6 und XeO_6^{4-} sehen damit folgendermaßen aus: [**Gib** jeweils die korrekte Struktur aus I – V **an**.]

I II III IV V	XeF_6: XeO_6^{4-}:
---	---

2-05

Kalorienbombe im Bombenkalorimeter

15pt

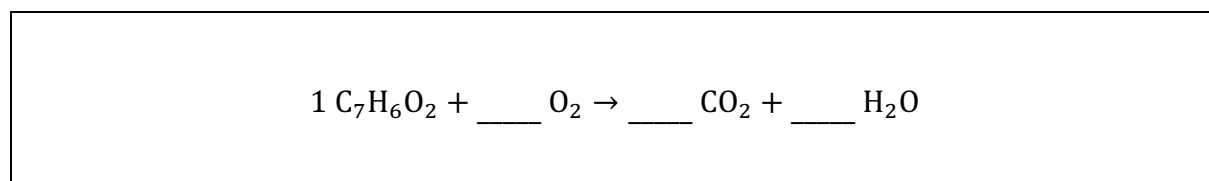
Um den Brennwert von Lebensmitteln (besser bekannt als „Kalorienwert“) zu bestimmen, kommt im allgemeinen Bombenkalorimetrie zum Einsatz. Dabei wird der Brennstoff in einen Reaktionsraum mit konstantem Volumen (die „Bombe“) in einer Sauerstoffatmosphäre verbrannt. Die freigesetzte Wärme wird über die Gefäßwände an das Kalorimeter abgegeben, dessen Temperatur sich dadurch messbar ändert. Das Kalorimeter als Ganzes tauscht jedoch keine Wärme mit der Umgebung aus.

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

Thermodynamische Prozesse, die bei konstantem Volumen ablaufen, nennt man (1) . Bei (2) Prozessen wird keine Wärme mit der Umgebung ausgetauscht.			
<u>Lücke (1)</u>		<u>Lücke (2)</u>	
☐ isobar	☐ isochor	☐ isothermen	☐ reversiblen
☐ isotherm	☐ isotop	☐ adiabatischen	☐ spontanen

Vor der Messung muss das Kalorimeter kalibriert werden, was durch die Verbrennung einer bekannten Substanz geschieht. Dabei kann zum Beispiel Benzoesäure ($C_7H_6O_2$, $M = 122,12 \frac{g}{mol}$) zum Einsatz kommen.

- b) **Ergänze** die fehlenden stöchiometrischen Koeffizienten in der Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von einem Molekül Benzoesäure.



- c) **Berechne** anhand der Standardbildungsenthalpien aus untenstehender Tabelle die Standardreaktionsenthalpie $\Delta_r H^\circ$ der Verbrennung von Benzoesäure.

► Weiter mit: $\Delta_r H^\circ = -3000 \frac{kJ}{mol}$

	<table border="1" style="margin: auto; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th style="padding: 5px;"></th> <th style="padding: 5px;">$\Delta_f H^\circ$ in kJ/mol</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="padding: 5px;">$C_7H_6O_2$</td> <td style="padding: 5px;">-385,0</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">O_2</td> <td style="padding: 5px;">0</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">CO_2</td> <td style="padding: 5px;">-393,5</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">H_2O</td> <td style="padding: 5px;">-285,8</td> </tr> </tbody> </table>		$\Delta_f H^\circ$ in kJ/mol	$C_7H_6O_2$	-385,0	O_2	0	CO_2	-393,5	H_2O	-285,8
	$\Delta_f H^\circ$ in kJ/mol										
$C_7H_6O_2$	-385,0										
O_2	0										
CO_2	-393,5										
H_2O	-285,8										

- d) **Skizziere** in das vorgegebene Diagramm den Enthalpieverlauf einer exothermen Reaktion und **zeichne** die Aktivierungsenthalpie H_A und die Reaktionsenthalpie $\Delta_r H$ **ein**.



Im vorliegenden Fall kann man in guter Näherung annehmen, dass die an das Kalorimeter abgegebene Wärme genau der bei der Verbrennung freiwerdenden Enthalpie entspricht.

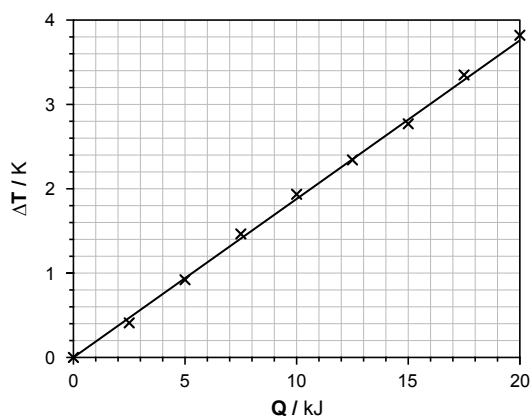
- e) **Berechne** die an das Kalorimeter abgegebene Wärmemenge, wenn $m = 2,0 \text{ g}$ Benzoessäure verbrannt werden.



Wie stark sich das Kalorimeter bei Aufnahme einer bestimmten Wärmemenge Q erwärmt, hängt stark vom Aufbau ab und wird durch die Kalorimeterkonstante c_{Kal} quantifiziert:

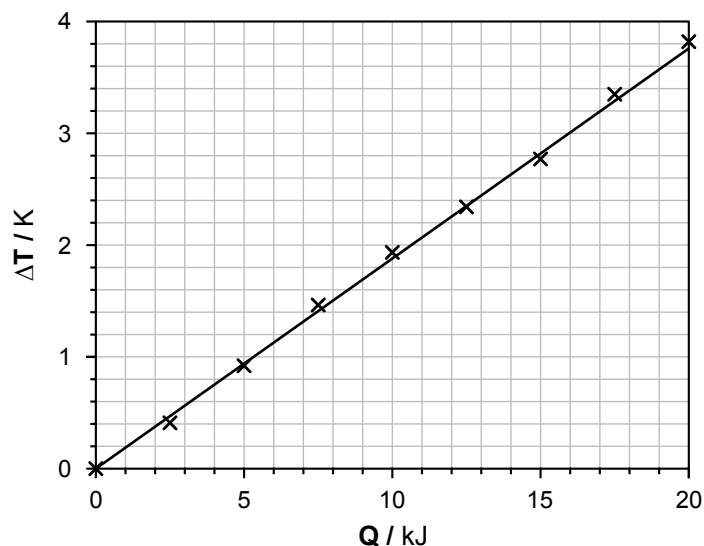
$$Q = c_{\text{Kal}} \cdot \Delta T \quad (1)$$

Um die Kalorimeterkonstante zu bestimmen, wurden dem Kalorimeter durch Verbrennung von Benzoessäure unterschiedliche Wärmemengen zugeführt und jeweils die resultierende Temperaturänderung gemessen. Die Ergebnisse sind folgend grafisch dargestellt.



- f) **Bestimme** die Steigung der Ausgleichsgeraden, indem du ein geeignetes Steigungsdreieck in die Abbildung **einzeichnest**. **Berechne** die Kalorimeterkonstante des Kalorimeters.

► Weiter mit: $c_{\text{Kal}} = 5,0 \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$



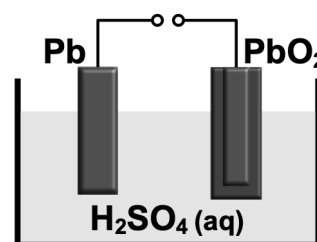
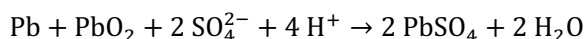
- g) Bei der Verbrennung von $m = 1,5 \text{ g}$ eines zerbröselten Schokokekkes wird eine Temperaturerhöhung des Kalorimeters um $\Delta T = 6,1 \text{ K}$ gemessen. **Berechne** den Energiegehalt des Schokokekkes in kcal pro 100 g.
Hinweis: 1 cal entspricht 4,18 J.

2-06

Blei – ganz schön spannend

20pt

Bei Bleiakkumulatoren (= Bleiakku) handelt es sich um galvanische Zellen, in denen Elektroden aus Blei bzw. Blei(IV)oxid in eine Lösung aus verdünnter Schwefelsäure tauchen. Unter der Annahme, dass die Schwefelsäure vollständig dissoziiert ist, lautet die Reaktionsgleichung des Bleiakkus in Entladerichtung:



a) **Gib** die Oxidationszahl von Blei in Pb, PbO₂ und PbSO₄ **an**.

Pb:	PbO ₂ :	PbSO ₄ :
-----	--------------------	---------------------

b) **Vervollständige** die gegebenen Halbreaktionsgleichungen, indem du die stöchiometrischen Koeffizienten in die Lücken schreibst und die Elektronen auf der richtigen Seite ergänzt. **Kreuze** jeweils **an**, an welcher Elektrode bzw. welchem Pol diese beim Entladen ablaufen.

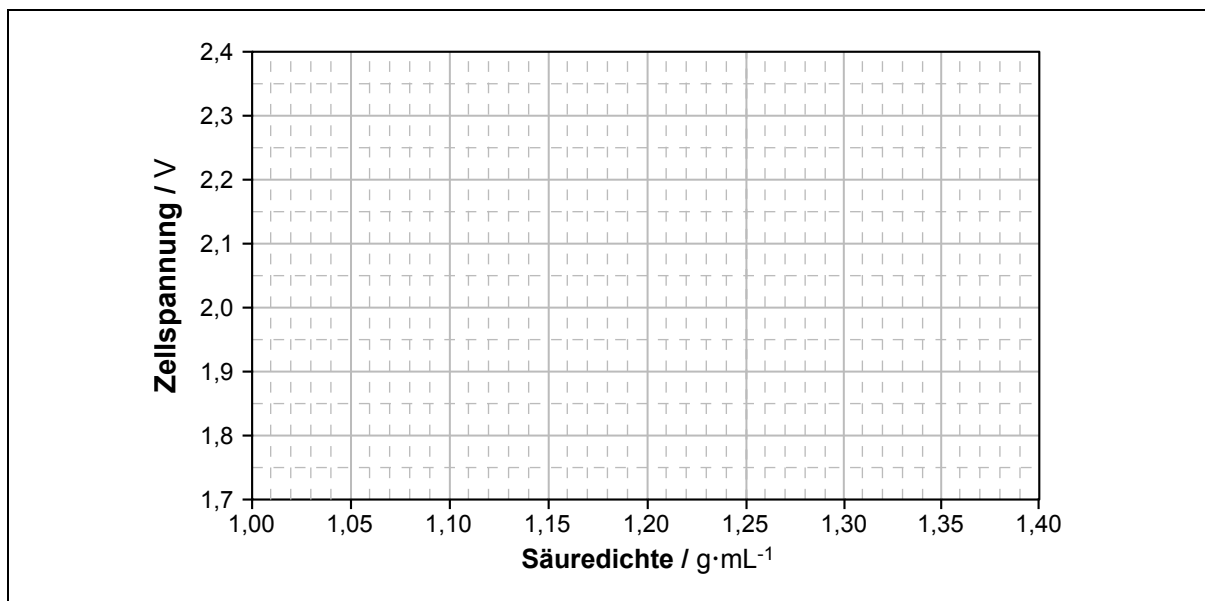
Halbreaktion 1:	☐ Anode ☐ Kathode ☐ Pluspol ☐ Minuspol
$\underline{\hspace{1cm}} \text{Pb} + \underline{\hspace{1cm}} \text{SO}_4^{2-} + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} \text{PbSO}_4 + \underline{\hspace{1cm}}$	
Halbreaktion 2:	☐ Anode ☐ Kathode ☐ Pluspol ☐ Minuspol
$\underline{\hspace{1cm}} \text{PbO}_2 + \underline{\hspace{1cm}} \text{SO}_4^{2-} + \underline{\hspace{1cm}} \text{H}^+ + \underline{\hspace{1cm}} \rightarrow \underline{\hspace{1cm}} \text{PbSO}_4 + \underline{\hspace{1cm}} \text{H}_2\text{O} + \underline{\hspace{1cm}}$	

c) **Kreuze an**, in welcher der Abbildungen die Bewegungsrichtung der Elektronen und Protonen im Elektrolyten beim Entladen richtig dargestellt wird.

☐	☐	☐	☐

Beim Entladen eines Bleiakkus ändert sich die Konzentration und damit auch die Dichte der schwefelsauren Lösung. Eine Faustregel zur einfachen Abschätzung der Zellspannung eines Bleiakkus in Abhängigkeit von der Säuredichte lautet: Zellspannung in V = 0,84 + Säuredichte in $\frac{\text{g}}{\text{mL}}$.

d) **Zeichne** die zur Faustregel gehörende Gerade in das Diagramm ein.



Bei einer Säuredichte von $\rho = 1,08 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ beträgt der Massenanteil von Schwefelsäure in der Lösung $\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 11,96 \%$. Nimm für die folgende Aufgabe vereinfachend an, dass die Schwefelsäure unter diesen Bedingungen vollständig dissoziiert vorliegt.

e) Die Zellspannung bei den gegebenen Bedingungen soll mithilfe der NERNST-Gleichung sowie der Faustformel berechnet werden. **Vervollständige** den Rechenweg.

>> **Berechne** anhand des gegebenen Ausschnitts aus der Spannungsreihe die Zellspannung unter Standardbedingungen, ΔE° .

►► Weiter mit: $\Delta E^\circ = 2,0 \text{ V}$

$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ / \text{PbSO}_4$	$E^\circ = +1,68 \text{ V}$
$\text{PbSO}_4 / \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	$E^\circ = -0,36 \text{ V}$

>> **Berechne** die Konzentrationen c_{H^+} und $c_{\text{SO}_4^{2-}}$ bei der gegebenen Säuredichte.

►► Weiter mit: $c_{\text{H}^+} = 3,0 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$, $c_{\text{SO}_4^{2-}} = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

>> Folgend ist der aktivitätsabhängige Term Π aus der NERNST-Gleichung für das betrachtete System gegeben. **Vereinfache** den Ausdruck unter Angabe deines Rechenweges und **berechne** seinen Wert.

➤ **Weiter mit:** $\Pi = 0,010$

$$\Pi = \frac{a_{\text{PbSO}_4}^2 \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}^2}{a_{\text{Pb}} \cdot a_{\text{PbO}_2} \cdot a_{\text{SO}_4^{2-}}^2 \cdot a_{\text{H}^+}^4}$$

>> **Berechne** die Zellspannung U_{Zelle} bei der gegebenen Dichte und einer Temperatur von $T = 298 \text{ K}$.

➤ **Weiter mit:** $U_{\text{Zelle}} = 2,00 \text{ V}$

>> **Berechne** die absolute und relative Abweichung des Werts, der sich mit der Faustregel ergibt, vom oben gegebenen Wert der Zellspannung.

Eine Herausforderung beim Betrieb von Bleiakkus stellt das sogenannte Gasen dar. Darunter versteht man die langsame Bildung von Sauerstoff an einer der Elektroden des geladenen Akkus.

$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ / \text{PbSO}_4$	$E^\circ = +1,68 \text{ V}$
$\text{O}_2 + \text{H}^+ / \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,23 \text{ V}$
$\text{PbSO}_4 / \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	$E^\circ = -0,36 \text{ V}$

- f) **Gib an**, an welcher Elektrode (Blei oder Blei(IV)oxid) es zur Sauerstoffentwicklung kommt. **Formuliere** die Gleichung der dabei ablaufenden Gesamtreaktion.

In einem beispielhaften Akku beträgt der durch das Gasen bedingte Strom konstant $I = 5 \text{ mA}$.

- g) **Berechne** das Volumen des Sauerstoffs bei SATP-Bedingungen (25°C , $1,013 \text{ bar}$), das in solch einem Akku innerhalb eines Jahres ($t = 365 \text{ d}$) freigesetzt wird.

2-07

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.

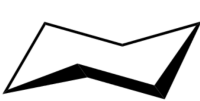
- a) **Zeichne** alle Strukturisomere, die zur Summenformel C_6H_6 gehören, und **benenne** diese jeweils nach den IUPAC-Nomenklaturregeln.

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.

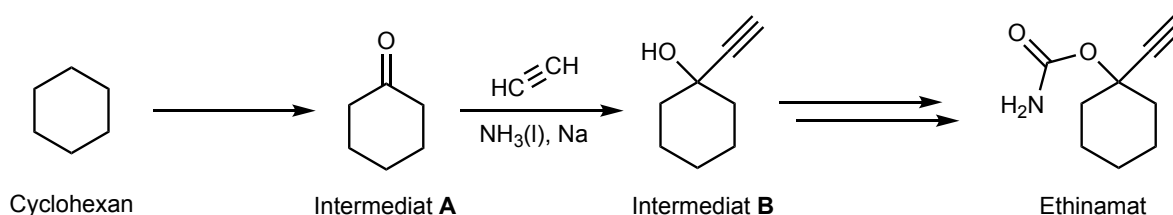
- b) **Vervollständige** den Lückentext, indem du jeweils den richtigen Begriff **ankreuzt**.

In der organischen Chemie bezeichnet man Verbindungen mit derselben Summenformel als <u> (1) </u> . Wenn sie außerdem dieselbe Menge und Art von Bindungen enthalten, dann besitzen sie dieselbe <u> (2) </u> . Unter <u> (3) </u> versteht man die räumliche Anordnung der Atome, die durch Rotation um <u> (4) </u> entsteht.			
Lücke (1) ☐ Isomere ☐ Isotope ☐ Topomere ☐ Isochore	Lücke (2) ☐ Konfiguration ☐ Konformation ☐ Konstruktion ☐ Konstitution	Lücke (3) ☐ Konfiguration ☐ Konformation ☐ Konstruktion ☐ Konstitution	Lücke (4) ☐ Einfachbindungen ☐ Doppelbindungen ☐ Dreifachbindungen ☐ Symmetrieachsen

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

☐	☐	☐	☐
			

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.

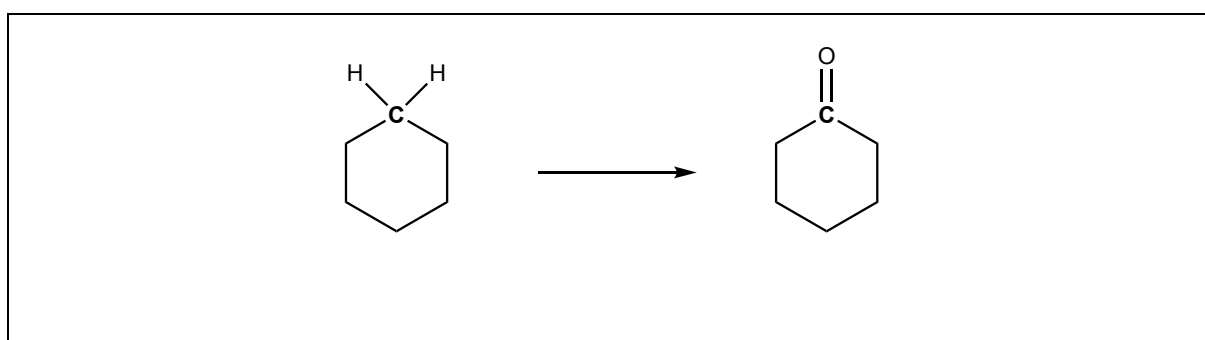


Ethinamat enthält verschiedene funktionelle Gruppen.

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

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

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.



f) Folgender Text beschäftigt sich mit der Umsetzung von Intermediat **A** zu Intermediat **B**. **Vervollständige** ihn, indem du ankreuzt bzw. die Lücken ergänzt.

Zwischen Natrium und flüssigen Ammoniak läuft eine Redoxreaktion ab, bei der gasförmiger Wasserstoff und Amid-Ionen (NH_2^-) gebildet werden. Die Reaktionsgleichung dieser Reaktion lautet:



Die Amid-Ionen deprotonieren anschließend das Ethin, wobei ein einfach negativ geladenes Acetylid-Anion (C_2H^-) entsteht. Dessen Lewis-Formel sieht wie folgt aus:



Durch die Deprotonierung erhöht sich die...

☐ Nukleophilie

☐ Elektrophilie

...von Ethin. Dadurch kann zwischen Intermediat **A** und Ethin eine...

☐ nucleophile Substitution

☐ elektrophile Addition

☐ nucleophile Addition

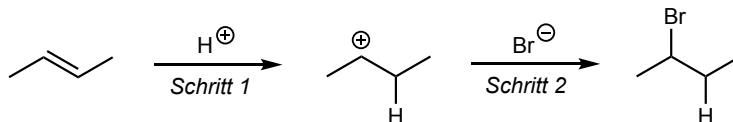
...ablaufen, bei der schließlich Intermediat **B** entsteht.

2-08

Additionen – Organisches Plusrechnen?

20pt

Die elektrophile Addition von Bromwasserstoff (HBr) an Alkene beginnt mechanistisch mit der Protonierung der Doppelbindung, wobei ein Carbokation entsteht. Dieses reagiert schließlich mit einem Bromid-Ion unter Bildung eines Bromalkans, dem Endprodukt der Reaktion.

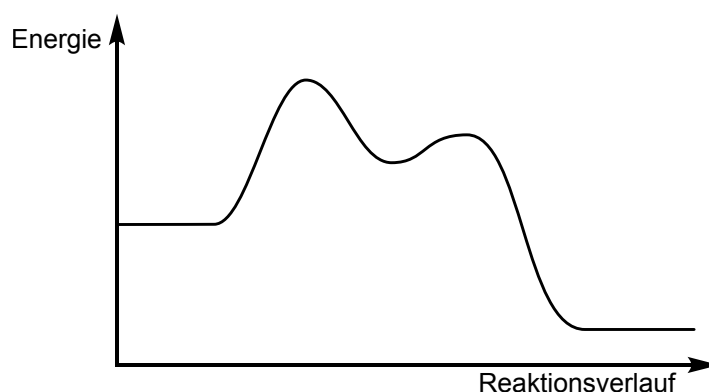


a) **Kreuze** jeweils **an**, ob das gezeigte Teilchen als Elektrophil oder Nucleophil reagiert.

Schritt 1		Schritt 2	
	H^+		Br^-
☐ Elektrophil	☐ Elektrophil	☐ Elektrophil	☐ Elektrophil
☐ Nucleophil	☐ Nucleophil	☐ Nucleophil	☐ Nucleophil

b) **Vervollständige** den folgenden Text zum gegebenen Energiediagramm, indem du die Anweisungen befolgst.

Die Abbildung zeigt das qualitative Energiediagramm der betrachteten Reaktion.



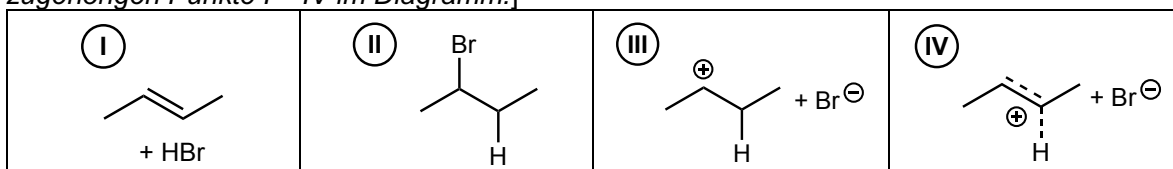
Das Diagramm zeigt, dass die Reaktion... **Kreuze die korrekte Antwort an.**

- ☐ exotherm ist. ☐ endotherm ist. ☐ keine Aussage möglich

Im Diagramm sind außerdem die Aktivierungsenergien $E_{A,1}$ und $E_{A,2}$ beider Schritte erkennbar. **Zeichne** die Aktivierungsenergien $E_{A,1}$ und $E_{A,2}$ in das Diagramm **ein**. Basierend darauf ist der folgende Schritt der geschwindigkeitsbestimmende: **Kreuze die korrekte Antwort an.**

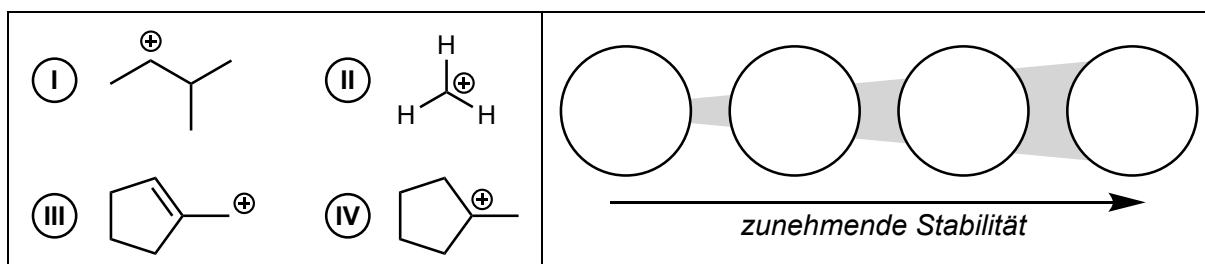
- ☐ Schritt 1 ☐ Schritt 2 ☐ keine Aussage möglich

Die folgend gezeigten Strukturen I - IV gehören zu Punkten im Energiediagramm. **Markiere** die zugehörigen Punkte I – IV im Diagramm.

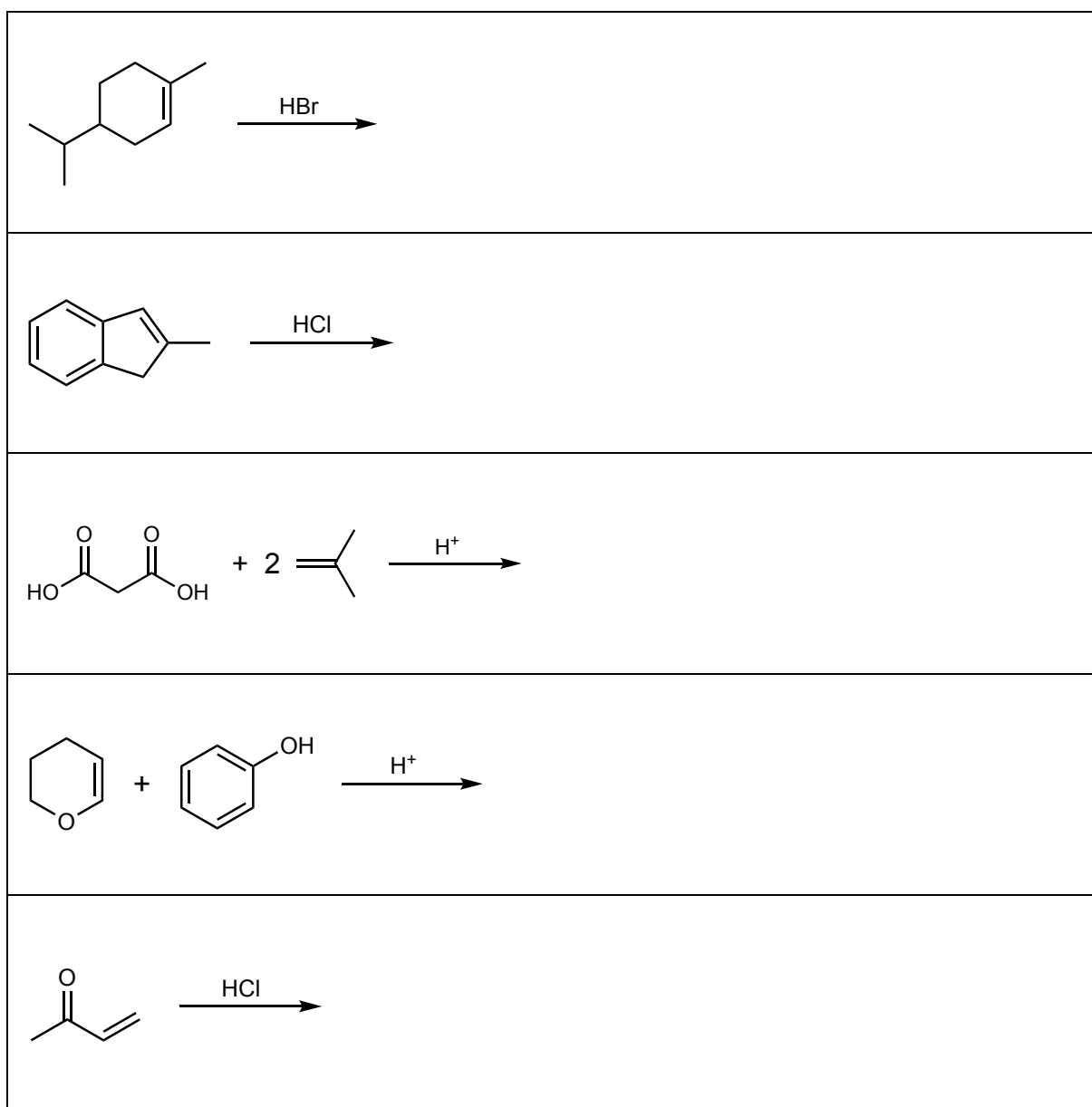


Bei nicht symmetrischen Alkenen können bei der elektrophilen Addition verschiedene Carbokationen und damit Additionsprodukte gebildet werden. Das Hauptprodukt ist dabei das Isomer, bei dessen Bildung das besser stabilisierte Carbokation durchlaufen wird.

c) **Ordne** die folgend gezeigten Carbokationen aufsteigend nach ihrer Stabilität.

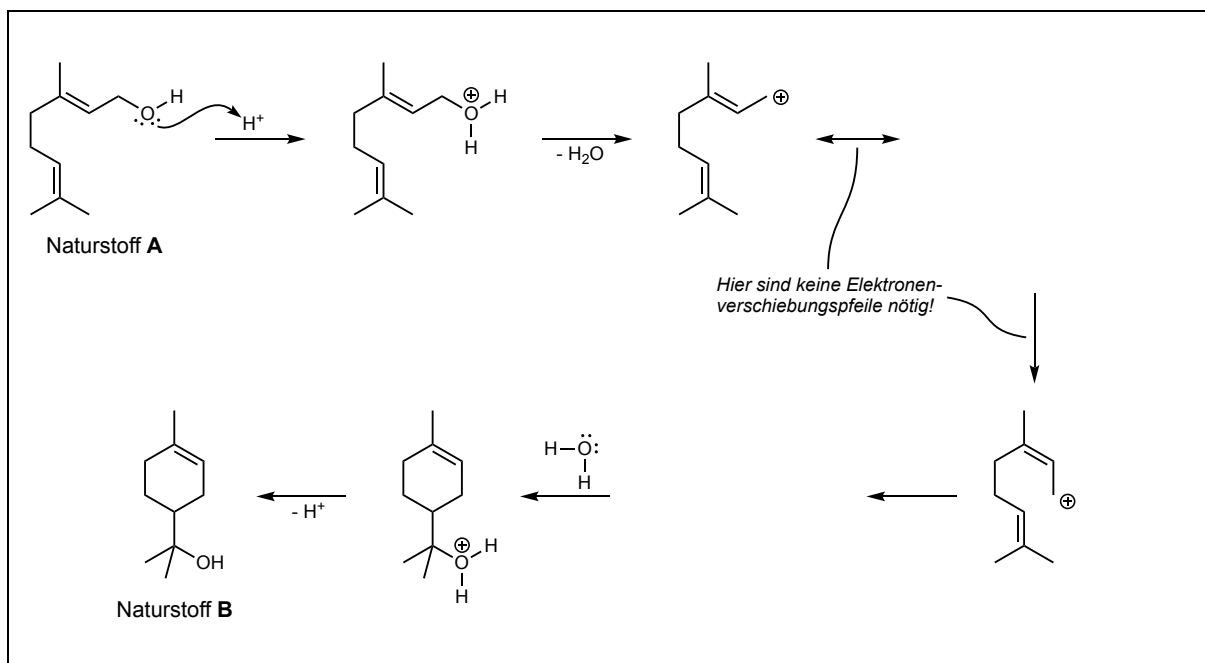


d) **Zeichne** jeweils das Hauptprodukt der folgend gezeigten elektrophilen Additionsreaktionen. Du brauchst Stereoisomerie nicht zu beachten.

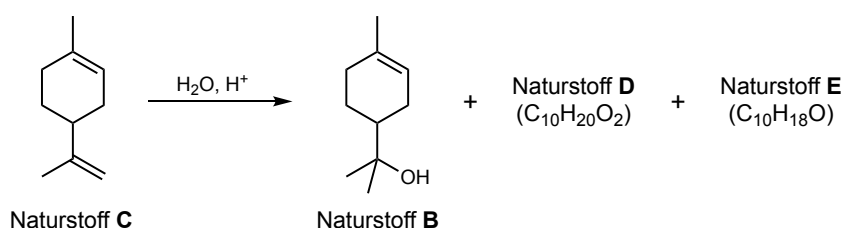


Terpene sind eine Klasse von Naturstoffen, die besonders interessant sind als Substrate für elektrophile Additionen. So kann etwa aus dem Naturstoff **A** über eine Reaktion, die auch über kationische Intermediate verläuft, Naturstoff **B** gewonnen werden.

- e) **Vervollständige** den gegebenen Reaktionsmechanismus, indem du die fehlenden Strukturen **zeichnest** und für alle Schritte, außer die explizit markierten, Elektronenverschiebungspfeile **einzeichnest**.



Naturstoff **B** kann auch direkt durch die elektrophile Addition von Wasser an den Naturstoff **C** gewonnen werden. Dabei entstehen jedoch auch zwei weitere Naturstoffe **D** ($C_{10}H_{20}O_2$) und **E** ($C_{10}H_{18}O$), die beide keine Doppelbindungen mehr enthalten.



- f) **Zeichne** die Strukturen der Naturstoffe **D** und **E**.

Naturstoff D :	Naturstoff E :

Bonus: Erkennst du einen der Naturstoffe **A** – **E** wieder?