



Allgemeine Informationen

Anweisungen

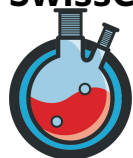
- Du hast drei Stunden Zeit, um die Aufgaben zu lösen.
- Warte auf das **START**-Signal, bevor Du beginnst.
- Schreibe alle notwendigen Berechnungen, Ideen und Erklärungen leserlich auf.
- Schreibe nur mit Kugelschreiber.
- Lege Deine Seiten am Ende der Prüfung in den bereitgestellten Umschlag. Verschliess den Umschlag nicht.
- Beende Deine Arbeit sofort, wenn das **STOP**-Signal gegeben wird.
- Verlasse Deinen Platz nur, wenn Du dazu aufgefordert wirst.
- Es werden **nur Antworten berücksichtigt, die in die dafür vorgesehenen Felder geschrieben** wurden.
- Die Punkte jeder Aufgabe werden gemäss den Gewichtungen, die Du auf dem Bewertungsbogen findest, gewichtet, um das Endergebnis zu erhalten.
- Diese Prüfung umfasst **9** Aufgaben.

Viel Erfolg!

Bonne chance!

Buona fortuna!

Good luck!

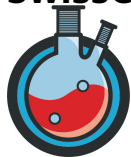


Physikalische Konstanten und Formeln

Konstanten

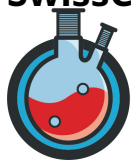
Planck Konstante	$h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$
Boltzmann Konstante	$k_B = 1.381 \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$
Lichtgeschwindigkeit	$c = 2.997 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Elementarladung	$e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Avogadro Konstante	$N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Universelle Gas-Konstante	$R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Faraday Konstante	$F = 9.648 \times 10^4 \text{ C mol}^{-1}$
Standard Druck	$p_0 = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$
Electronenvolt	$1 \text{ eV} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ J}$
Absoluter Nullpunkt	$0 \text{ K} = -273.15 \text{ }^\circ\text{C}$
Ångstrom	$1 \text{ Å} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$
Pi (π)	$\pi \approx 3.141592$
Euler'sche Zahl	$e \approx 2.718281$

Für die Berechnung der Gleichgewichtskonstanten und aller Konzentrationen beziehe Dich auf die Standardkonzentration $1 \text{ mol dm}^{-3} = 1 \text{ mol L}^{-1}$. Sofern in einer Aufgabe nicht anders angegeben, betrachte alle Gase während dieser Prüfung als ideal.



Formeln und Gleichungen

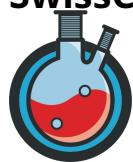
Ideales Gas-Gesetz	$pV = nRT = Nk_B T$
Gibbs Freie Enthalpie	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
Bezug von ΔG° und K	$\Delta G^\circ = -RT \ln(K)$
Bezug von ΔG und ΔE_{cell}	$\Delta G = -zF\Delta E_{\text{cell}}$
Nicht-Standard ΔG	$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RT \ln(Q)$
Reaktions-Quotient Q für die Reaktion $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$	$Q = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$
Nernst Gleichung	$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \ln(Q)$
Arrhenius Gesetz	$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}}$
Elektrischer Strom	$I = \frac{q}{t}$
Lambert-Beer Gesetz	$A = \epsilon Lc = \log\left(\frac{I_0}{I}\right)$
Puffer Gleichung	$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$
Definition von pK_a	$\text{pK}_a = -\log\left(\frac{[H^+][A^-]}{[HA]}\right)$
Energie eines Photons	$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$
Halbwertszeit einer Reaktion erster Ordnung	$t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln(2)}{k}$
Aktivität einer radioaktiven Probe	$A = kN$
Oberfläche einer Kugel	$A = 4\pi R^2$
Volumen einer Kugel	$V = \frac{4}{3}\pi R^3$



Periodensystem der Elemente

1 H 1.008																	2 He 4.003	
3 Li 6.94	4 Be 9.01																	9 F 19.00
11 Na 22.99	12 Mg 24.31																	17 Cl 35.45
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.63	33 As 74.92	34 Se 78.97	35 Br 79.90	36 Kr 83.80	
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Tc [98]	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	57-71 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [212]	
87 Fr [223]	88 Ra [226]	89-103 Ac [227]	104 Rf [267]	105 Db [268]	106 Sg [269]	107 Bh [270]	108 Hs [270]	109 Mt [278]	110 Ds [281]	111 Rg [282]	112 Cn [285]	113 Nh [286]	114 Fl [289]	115 Mc [290]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]	

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 140.24	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	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 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac [227]	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [266]

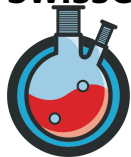


Punktetabelle

Nicht durch die Teilnehmenden auszufüllen

Name des/der Teilnehmenden: _____

Q	Titel	Punkte	Gewichtung
1	Grundlagen der Chemie?	18.5	8%
2	Säuren: Von widerwärtig bis fruchtig-duftend	14.0	9%
3	Redox Chemie mit KMnO_4	13.5	11%
4	Jod: Ruhig oder explosiv	17.0	13%
5	Luminol – Lustig leuchtende Labore	13.0	10%
6	Kohlenstoffuhr: Archäologie und <i>in-vivo</i> -Bildgebung	16.0	15%
7	Zündende Ideen und Gase	12.5	11%
8	Die rechten (und linken) Zucker probieren	16.0	11%
9	Organische Reaktionen	13.0	9%
Σ	TOTAL		100%



Grundlagen der Chemie?

(18.5 pts, 8%)

1.1 Gib an, ob die folgenden Prozesse chemische Reaktionen beinhalten: 2.0 pt

Dein Handy aufladen	☐ Ja	☐ Nein
Salzwasser kochen	☐ Ja	☐ Nein
Elektromagnete heben Eisen	☐ Ja	☐ Nein
Backen von Keksen	☐ Ja	☐ Nein

1.2 Gib für die folgenden vier Eigenschaften an, ob die Tendenz gleich verläuft wie $I > Br > Cl > F$: 2.0 pt

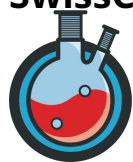
Elektronegativität	☐ Ja	☐ Nein
Atom Radius	☐ Ja	☐ Nein
Säurestärke (von HX)	☐ Ja	☐ Nein
Siedepunkt (von X_2)	☐ Ja	☐ Nein

1.3 Wähle das Element mit der höchsten Atommasse: 1.0 pt

☐ Samarium (Sm) ☐ Curium (Cm) ☐ Hafnium (Hf) ☐ Meitnerium (Mt)

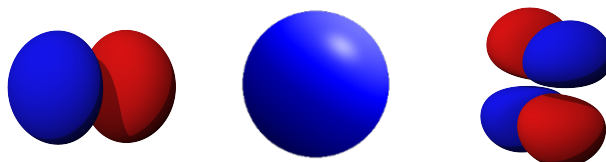
1.4 Bestimme die Anzahl der Sauerstoffatome in einem Mol $\text{Tris(oxalato)chromat(III)} [\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$: 1.0 pt

☐ 2.409×10^{24} ☐ 7.227×10^{24} ☐ 1.807×10^{24} ☐ 6.022×10^{23}

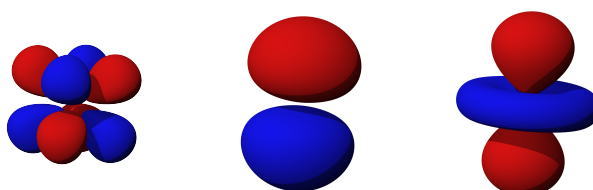


1.5 Wähle den Orbitaltyp in jeder Abbildung:

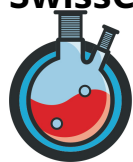
3.0 pt



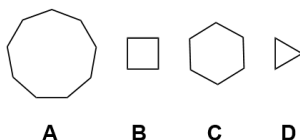
☐ s	☐ s	☐ s
☐ p	☐ p	☐ p
☐ d	☐ d	☐ d
☐ f	☐ f	☐ f



☐ s	☐ s	☐ s
☐ p	☐ p	☐ p
☐ d	☐ d	☐ d
☐ f	☐ f	☐ f



- 1.6** Ordne die folgenden Cycloalkane **A-D** nach zunehmender Ringspannung (von der geringsten zur höchsten Spannung): 1.0 pt



☐ D < B < A < C

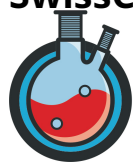
☐ A < C < B < D

☐ C < A < B < D

☐ B < D < A < C

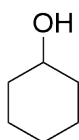
- 1.7** Zeichne eine stabile Lewis-Formel der folgenden Summenformeln und bestimme die Oxidationsstufen aller Atome: 4.5 pt



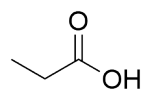


1.8 Vervollständige die Strukturen nach der IUPAC Nomenklatur:

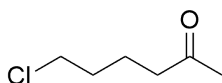
4.0 pt



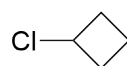
Benzen-1,2-diol ($C_6H_6O_2$)



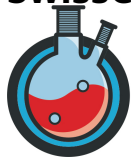
2-Amino-3-hydroxypropansäure ($C_3H_7O_3N$)



4,6-Dichlorhex-5-en-2-on
($C_6H_8OCl_2$)



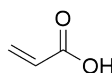
3-Brom-3-chlorcyclobutan-1-carbonsäure
($C_5H_6O_2ClBr$)

**Säuren: Von widerwärtig bis fruchtig-duftend (14.0 pts, 9%)**

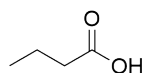
Carbonsäuren kommen im Alltag häufig vor. Viele dieser kurzkettigen Carbonsäuren haben einen einzigartigen Geschmack oder Geruch. Betrachten wir zunächst drei solcher Carbonsäuren: Essigsäure **HA** (riecht nach Essig), Acrylsäure **HB** (riecht beissend nach verbranntem Öl) und Buttersäure **HC** (riecht nach altem Käse oder Erbrochenem). Die Stärke dieser Säuren wird durch ihren pK_s Wert angegeben. Bei den meisten Carbonsäuren wie diesen drei liegt der pK_s Wert bei etwa 4,50.



HA
 $pK_a = 4.76$
 $M_{HA} = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



HB
 $pK_a = 4.25$
 $M_{HB} = 72 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



HC
 $pK_a = 4.82$
 $M_{HC} = 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

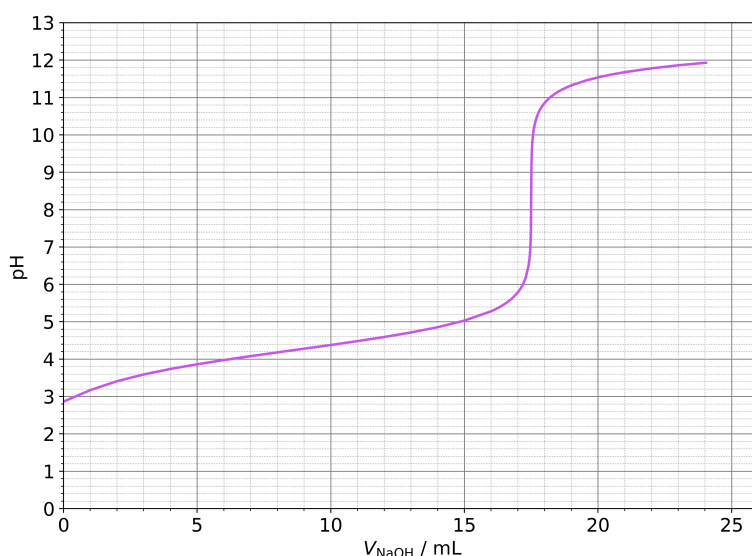
- 2.1** **Gib** die stöchiometrisch korrekte Gleichung für die Deprotonierungsreaktion von Essigsäure **HA** mit NaOH an. Verwende bei Deiner Darstellung von **HA** die Strukturformel. 1.0 pt

- 2.2** **Sortiere** die Säuren **HA**, **HB**, und **HC** in der Reihenfolge der aufsteigenden Säurestärke. 1.0 pt

_____ < _____ < _____



Du findest in Deinem Labor eine unbeschriftete Flasche, die eine Lösung einer der drei Säuren **HX** (entweder **HA**, **HB** oder **HC**) enthält. Mit Deinem zuverlässigen pH-Meter titrierst Du eine Probe mit einem Volumen $V_{\text{Probe}} = 50 \text{ mL}$ der unbekannten Lösung von **HX** mit NaOH ($c_{\text{NaOH}} = 0.100 \text{ mol L}^{-1}$) und erhältst die folgende Titrationskurve:



- 2.3** **Markiere** auf der Titrationskurve die folgenden Punkte mit einem Kreuz (Keine geometrische Konstruktion/Präzision nötig): 2.0 pt
- Äquivalenzpunkt (Mit '**1**' beschriften)
 - Halbäquivalenzpunkt (mit '**2**' beschriften)

- 2.4** **Bestimme** den pK_s von **HX** in der Probe und **wähle** aus, welche der drei Säuren in Deiner Probe enthalten war. 1.5 pt

$\text{pK}_s = \underline{\hspace{2cm}}$

☐ **HA**

☐ **HB**

☐ **HC**



- 2.5 **Berechne** die Masse m_{HX} in g der unbekannten Säure HX, die in Deiner titrierten Probe enthalten ist. **Hinweis:** Wenn Du in 2.4 nicht bestimmen konntest, welche Säure in der Probe enthalten ist, kannst Du davon ausgehen, dass $M'_{\text{HX}} = 100 \text{ g mol}^{-1}$. 1.5 pt

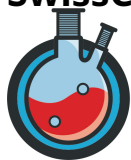
$$m_{\text{HX}} = \text{_____ g}$$

Du findest eine andere Probe in Deinem Laborschrank. Es handelt sich um eine Lösung aus **HA** mit **HY** (entweder **HB** oder **HC**). Du bestimmst durch eine Messung das Verhältnis $\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}]} = 0.91$. Anhand Deiner Messungen kannst Du auch erkennen, dass **HY** häufiger in ihrer protonierten als in ihrer deprotonierten Form auftritt.

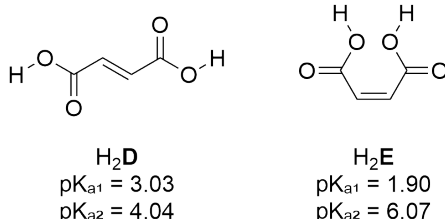
- 2.6 **Bestimme** ob es sich bei **HY** entweder um **HB** oder um **HC** handelt. **Erkläre** Deine Antwort. 3.0 pt

☐ **HB** ☐ **HC**

Erklärung:



Betrachten wir zum Schluss zwei Säuren, die fruchtig, säuerlich und süss schmecken: Fumarsäure H_2D und Maleinsäure H_2E . Diese beiden Isomere unterscheiden sich nur in der Konfiguration der zentralen Doppelbindung, indem H_2D *trans*-konfiguriert ist, während H_2E *cis*-konfiguriert ist. Die Unterschiede in den pK_s Werten sind bemerkenswert: H_2D hat pK_s -Werte, die sehr ähnlich sind zu denen von anderen Carboxylsäuren. H_2E hingegen hat einen $\text{pK}_{s,1} = 1.90$, was wesentlich tiefer ist als der von anderen Carbonsäuren. Und der zweite $\text{pK}_{s,2} = 6.07$ ist hingegen wesentlich höher als erwartet.



- 2.7** **Erkläre** diese Ergebnisse für H_2E , indem Du die Strukturen der einfach und der doppelt negativ geladenen Teilchen HE^- und E^{2-} betrachtest und dann die stabilisierenden und destabilisierenden Faktoren auflistest. 4.0 pt



Redox-Chemie mit KMnO_4

(13.5 pts, 11%)

Als angehender Wissenschaftler betrittst Du das Labor und bemerkst eine tief violette Lösung – Kaliumpermanganat. (KMnO_4). Neugierig auf sein Oxidationspotenzial führst Du einige Experimente durch.

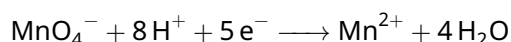
Halb-Reaktion	Standard Reduktions Potential (E°/V)
$\text{Au}^{3+} + 3 e^- \longrightarrow \text{Au}$	1.50
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	1.49
$\text{Cl}_2 + 2 e^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$	1.36
$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 e^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	1.23
$\text{Pt}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Pt}$	1.22
$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 e^- \longrightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	1.21
$\text{Ag}^+ + e^- \longrightarrow \text{Ag}$	0.80
$\text{Mn}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Mn}$	-1.18

3.1 **Gib** die Oxidationsstufe des unterstrichenen Mn Atoms in den folgenden Verbindungen **an**: 3.5 pt

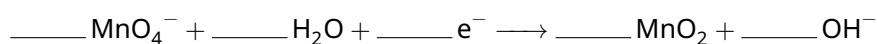
$\text{K}_2\underline{\text{Mn}}\text{O}_4$ _____ $\underline{\text{Mn}}_2\text{O}_7$ _____ $\underline{\text{Mn}}\text{SO}_4$ _____

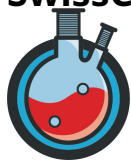
$(\text{H}_3\text{O})_2\underline{\text{Mn}}(\text{MnO}_4)_6$ _____ $\underline{\text{Mn}}_2(\text{CO})_{10}$ _____

Das Redoxverhalten von Kaliumpermanganat hängt vom pH-Wert ab. In einem sauren Medium reagiert es wie folgt:



3.2 **Gleiche** die Reaktion für die Reduktion von MnO_4^- in basischem Medium **aus**: 1.0 pt





Da Du ein verantwortungsbewusster Chemiker/eine verantwortungsbewusste Chemikerin bist, hast Du die Sicherheitshinweise gelesen und weisst daher, was passiert, wenn Du konzentrierte Salzsäure mit KMnO_4 reagieren lässt.

3.3 Gib die Reaktion für die Reduktion von KMnO_4 mit Salzsäure an.

2.0 pt

3.4 Benenne das gebildete Molekül und erkläre, wieso es gefährlicher ist als KMnO_4 . 1.0 pt

3.5 Wähle für die folgenden Feststoffe aus, ob sie mit KMnO_4 reagieren und zwar in saurer Lösung unter Standard-Bedingungen: 1.5 pt

Au

Pt^{2+}

Ag

☐ Reaktion

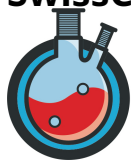
☐ Reaktion

☐ Reaktion

☐ Keine Reaktion

☐ Keine Reaktion

☐ Keine Reaktion



Im Folgenden wollen wir herausfinden, was mit dem Reduktionspotenzial geschieht, wenn wir den pH-Wert und die Konzentration von KMnO_4 verändern. Dazu benötigst Du die Nernst-Gleichung für eine Halbzelle:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{zF} \cdot \ln(Q)$$

- 3.6** **Bestimme** den Reaktionsquotienten Q für die Reduktion von KMnO_4 in saurem Medium. **Hinweis:** Da die Reaktion in Wasser abläuft, ist $[\text{H}_2\text{O}] = 1$. 0.5 pt

$$Q = \underline{\hspace{5cm}}$$

Du hast etwas KMnO_4 -Lösung **A** mit einem unbekannten Verhältnis von Mn^{2+} und MnO_4^- -Ionen. Du gibst ein paar Tropfen der Lösung **A** auf reines Pt, aber nichts geschieht. Dann gibst Du etwas I_2 in diese Lösung **A**, und Du siehst, dass eine Reaktion stattfindet. Die Experimente werden durchgeführt bei $T = 25^\circ\text{C}$.

- 3.7** **Berechne** das Verhältnis von $\frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-]}$ beim pH = 3 von Lösung **A** indem die Nernst-Gleichung verwendest. 4.0 pt

$$\frac{[\text{Mn}^{2+}]}{[\text{MnO}_4^-]} = \underline{\hspace{5cm}}$$

**Iod: Ruhig oder explosiv****(17.0 pts, 13%)**

Iod ist ein lebenswichtiges Spurenelement mit bedeutender biologischer, chemischer und industrieller Bedeutung, das 1811 vom französischen Chemiker Bernard Courtois entdeckt wurde. Es ist vor allem für seine Rolle für die menschliche Gesundheit bekannt, insbesondere für die Synthese von Schilddrüsenhormonen, die den Stoffwechsel, das Wachstum und die Entwicklung regulieren.

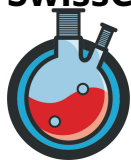


4.1 Bestimme den stabilsten Oxidations-Zustand von Iod.

2.0 pt

Notiere die Elektronen-Konfiguration für Iod in seinem elementaren Zustand sowie in seinem stabilsten Oxidations-Zustand.

Erkläre, wieso dieser Oxidations-Zustand als der stabilste angenommen wird.



Vor Dir stehen zwei Bechergläser mit Flüssigkeit. Das eine enthält Wasser, das andere Cyclohexan. Um sie zu unterscheiden, hast Du in jedes Becherglas etwas Iod gegeben.

4.2 Sage voraus, welche Farben die Lösungen nach der Zugabe von Iod annehmen. 3.0 pt

In Wasser: _____

In Cyclohexan: _____

Lege fest, ob Iod in beiden Lösungsmitteln gut gelöst werden kann.

Iod kann in Wasser gut aufgelöst werden.

☐ Richtig

☐ Falsch

Iod kann in Cyclohexan gut aufgelöst werden.

☐ Richtig

☐ Falsch

Erkläre Deine Überlegungen!

Du nimmst ein neues Becherglas mit 100 mL Wasser. 0.254 g I_2 und 0.166 g KI werden nun dem Inhalt des Becherglases hinzugefügt. **Hinweis:** I_2 und I^- kommen zum Triiodid-Anion I_3^- zusammen.



- 4.3** **Was ist Deine Vorhersage**, ob Du eine klare flüssige Phase ohne Niederschlag erhältst und **erkläre** Deine Überlegungen. 2.0 pt

Die Flüssig-Phase wird klar sein.

☐ Richtig

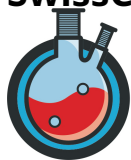
☐ Falsch

Erklärung:

- 4.4** **Zeichne** die geometrisch 3D-Struktur von I_3^- klar ersichtlich, inklusive aller Elektronen-Paare. 1.0 pt

Iod kann aufgrund seines vielseitigen chemischen Verhaltens eine Vielzahl interessanter und nützlicher Verbindungen bilden. Ein explosives Beispiel ist NI_3 .

- 4.5** **Zeichne** die geometrisch zutreffende 3D-Struktur von NI_3 klar ersichtlich, inklusive aller Elektronen-Paare. 1.0 pt



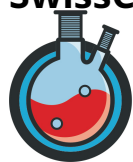
Reaktion/Name	Wert
$\text{N}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{l})$	$\Delta_{\text{fus}}H^\circ(\text{N}_2) = 0.7 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{N}_2(\text{l}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g})$	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ(\text{N}_2) = 5.6 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{I}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{l})$	$\Delta_{\text{fus}}H^\circ(\text{I}_2) = 15.6 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{I}_2(\text{l}) \longrightarrow \text{I}_2(\text{g})$	$\Delta_{\text{vap}}H^\circ(\text{I}_2) = 41.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{N}(\text{g}) \longrightarrow \text{N}(\text{g})^+ + \text{e}^-$	$\text{IE}(\text{N}) = 1402.3 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{N}(\text{g}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{N}^-(\text{g})$	$\text{EA}(\text{N}) = -6.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{I}(\text{g}) \longrightarrow \text{I}^+(\text{g}) + \text{e}^-$	$\text{IE}(\text{I}) = 1008.4 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{I}(\text{g}) + \text{e}^- \longrightarrow \text{I}^-(\text{g})$	$\text{EA}(\text{I}) = 295.0 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{N}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{N}(\text{g})$	$\text{BDE}(\text{N}_2) = 945 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{I}(\text{g})$	$\text{BDE}(\text{I}_2) = 151 \text{ kJ mol}^{-1}$
$\text{NI}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}(\text{g}) + 3 \text{I}(\text{g})$	$\text{BDE}(\text{NI}_3) = 169 \text{ kJ mol}^{-1}$ (pro Bindung)
Standard Molare Entropie von $\text{N}_2(\text{g})$	$\Delta S^\circ(\text{N}_2(\text{g})) = 191.6 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Standard Molare Entropie von $\text{I}_2(\text{s})$	$\Delta S^\circ(\text{I}_2(\text{s})) = 260.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
Standard Molare Entropie von $\text{NI}_3(\text{g})$	$\Delta S^\circ(\text{NI}_3(\text{g})) = 344.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Diese Tabelle enthält Einträge für verschiedene thermodynamische Grössen von Stickstoff, Iod und Stickstofftriiodid.



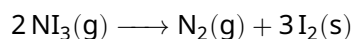
- 4.6 Ausgehend von den Reaktionen und Daten in der Tabelle, **bestimme** die molare Bildungs-Enthalpie $\Delta_f H^\circ$ von gasförmigem NI_3 ausgehend von $\text{I}_2(\text{s})$ und $\text{N}_2(\text{g})$ in kJ mol^{-1} . 4.0 pt

$\Delta_f H^\circ(\text{NI}_3(\text{g})) = \text{_____} \text{ kJ mol}^{-1}$



4.7 Zeige, dass die Explosions-Reaktion von Stickstofftriiodid:

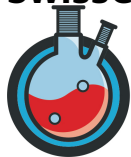
4.0 pt



spontan ist bei $T = 298 \text{ K}$. **Hinweis:** Wenn Du das $\Delta_f H^\circ(\text{NI}_3(\text{g}))$ in **4.6** nicht berechnen konntest, dann verwende statt dessen $\Delta_f H^\circ(\text{NI}_3(\text{g}))' = 300 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Gib an was die korrekte Triebkraft/Triebkräfte sind für die Reaktion.

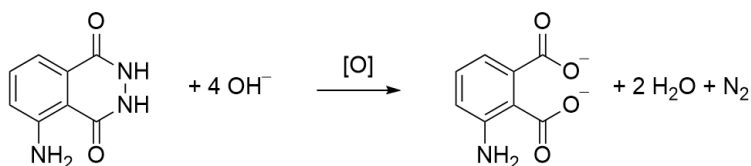
- ☐ Enthalpie-getrieben
- ☐ Entropie-getrieben
- ☐ Beide der obigen
- ☐ Keine der obigen



Luminol – Lustig leuchtende Labore

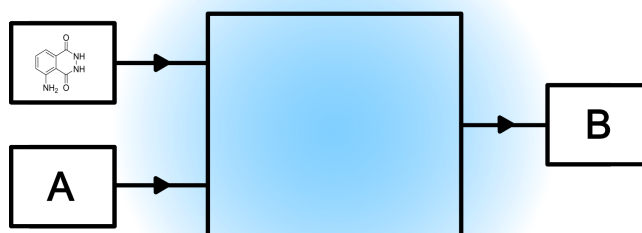
(11.0 pts, 13%)

Betrachten wir die folgende Reaktion:



Bei dieser Reaktion wird Luminol zu einem 3-Aminophthalat-Dianion oxidiert. Unter idealen Bedingungen beträgt die Quantenausbeute der Reaktion etwa 0,01, sodass jedes Luminol-Molekül, das reagiert und in einen angeregten Zustand übergeht, eine $p = 1\%$ Wahrscheinlichkeit hat, ein Photon zu emittieren. Die Wellenlänge des emittierten Photon beträgt $\lambda = 425 \text{ nm}$. Wir gehen davon aus, dass die bei dieser Oxidation eines Luminolmoleküls freigesetzte Energie entweder vollständig als Licht oder vollständig als Wärme verloren geht.

Für die folgende Übung arbeiten wir mit einem Reaktor, mit dem wir genau steuern können, wie viele Mol Luminol pro Sekunde im Reaktor *reagieren*. Um dies zu erreichen, werden alle Reaktanten ausser Luminol (aus **A**) in grossem Überschuss gehalten und Luminol wird nach und nach in den Reaktor gegeben, um die Geschwindigkeit aufrechtzuerhalten (mol s^{-1}), mit der Luminol konstant reagiert. Die Produkte fliessen dann in **B**.



Wir starten unseren Reaktor und platzieren Solarzellen rund um den Reaktor, um alle emittierten Photonen einzufangen. Wir messen, dass unsere Solarzellen kontinuierlich $P = 0.1 \text{ W}$ Licht in elektrische Energie umwandeln. Wir nehmen dabei an, dass die Effizienz der Solarzellen 100% beträgt und dass sie unempfindlich gegenüber IR-Licht sind.



- 5.1 **Berechne** die Reaktionsenthalpie $\Delta_r H$ in kJ mol^{-1} und die Reaktionsgeschwindigkeit r_1 in mol s^{-1} mit welcher Luminol in dieser Reaktion verbraucht wird 4.0 pt

$$\Delta_r H = \text{_____} \text{ kJ mol}^{-1} \quad r_1 = \text{_____} \text{ mol s}^{-1}$$

In unserem Labor kommt es zu einem Stromausfall, der unseren Reaktor nicht beeinträchtigt. Wir möchten die Glühbirne an der Decke durch unseren Reaktor ersetzen (der die gleiche Anzahl an Photonen emittiert). Die Glühbirne hat einen Wirkungsgrad von $\eta = 10\%$ und emittiert Licht bei $\lambda = 589 \text{ nm}$ und wird betrieben durch einer Leistung von $P = 60 \text{ W}$.

- 5.2 **Berechne** die Reaktionsgeschwindigkeit r_2 in mol s^{-1} die wir benötigen, um die Glühbirne auszutauschen. 4.0 pt

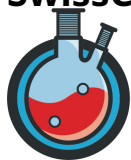
$$r_2 = \text{_____} \text{ mol s}^{-1}$$



Jetzt schalten wir unseren Reaktor aus. Nach 15 Sekunden messen wir die Rate der emittierten Photonen, die $\frac{N_{15}}{N_0} = 0.333$ beträgt, wobei N_{15} die gemessene Geschwindigkeit nach 15 s und N_0 die unter den Bedingungen von Aufgabe 5.2 gemessene Geschwindigkeit ist. **Hinweis:** Bei einem starken Überschuss aller anderen Reagenzien wird die Reaktion in Bezug auf die Luminolkonzentration zu einer Reaktion erster Ordnung.

5.3 Berechne den Wert von $\frac{N_{42}}{N_0}$ bei $t = 42$ s nachdem der Reaktor ausgeschaltet wurde. 3.0 pt

$$\frac{N_{42}}{N_0} = \underline{\hspace{10cm}}$$



- 5.4 Nenne vier Gründe dafür, warum es eine schlechte Idee ist, Dein Labor mit einem Luminolreaktor zu beleuchten. 2.0 pt

**Kohlenstoffuhr: Archäologie und *in vivo* -Bildgebung (16.0 pts, 15%)**

Radiocarbon Datierung nutzt ^{14}C Isotope, um das Alter von kohlenstoffhaltigem Material abzuschätzen. Dieses radioaktive Kohlenstoffisotop zerfällt zu ^{14}N .

6.1 Wähle die Teilchen, die beim Zerfall von ^{14}C frei werden:

1.0 pt

☐ α

☐ β^+

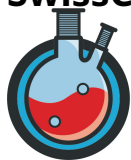
☐ β^-

6.2 Gib die kinetische Reaktionsordnung an für den radioaktiven Zerfall:.

1.0 pt

Reaktionsordnung: _____

Die Verwendung von ^{14}C Isotopen zur archäologischen Altersbestimmung wurde 1949 von Libby vorgeschlagen. Zu diesem Zweck musste jedoch zunächst die Halbwertszeit von ^{14}C bestimmt werden. Libby fand heraus, dass eine zeitgenössische Baumprobe etwa 12,5 Teilchen pro Minute und Gramm Kohlenstoff emittiert. Für seine Forschung mass er auch die Aktivität einer archäologischen Probe, die zu diesem Zeitpunkt 2928 Jahre alt war, und stellte fest, dass sie nur 8,78 Teilchen pro Minute und Gramm Kohlenstoff emittierte.



6.3 Bestimme die Zerfalls-Rate k in Jahr^{-1} für den Zerfall von ^{14}C . 2.5 pt

Annahmen:

Der Gehalt an ^{14}C in der Atmosphäre bleibt aufgrund der kontinuierlichen Synthese in der oberen Atmosphäre über die ganze Zeit konstant.

Lebende Organismen tauschen aktiv Kohlenstoff mit ihrer Umgebung aus und halten einen konstanten ^{14}C -Gehalt aufrecht.

$k = \text{_____} \text{Jahr}^{-1}$

6.4 Bestimme die Halbwertszeit von ^{14}C in Jahren. **Hinweis:** Wenn Du k in **6.3** nicht bestimmen konntest, verwende statt dessen $k' = 1.00 \times 10^{-4} \text{Jahr}^{-1}$. 1.5 pt

$t_{\frac{1}{2}} = \text{_____} \text{Jahre}$



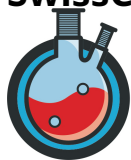
- 6.5** Mach einen Vorschlag für zwei Koordinaten, $f(r)$ und $g(t)$, sodass alle Daten, die über die ^{14}C Emissions-Rate r und Alter t bestimmt werden, als eine Gerade dargestellt werden können. 1.0 pt

$f(r) =$ _____ $g(t) =$ _____

- 6.6** Bestimme den natürlichen Gehalt an ^{14}C in frischem Kohlenstoff-haltigem Material in Teilchen pro Billion (ppt). **Hinweis:** $1 \text{ ppt} = \frac{1 \text{ g}}{1 \times 10^{12} \text{ g}}$. 2.5 pt

Level: _____ ppt

Ein weiteres radioaktives Isotop des Kohlenstoffs, Isotop **X**, produziert ^{11}B in einem anderen Zerfall (α , β^+ , oder β^-).



- 6.7** Identifiziere das Kohlenstoff-Isotop **X**, seine Zerfalls-Art, und bestimme die 2.0 pt
entsprechende Kernreaktion.

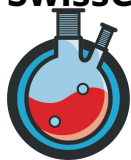
X: _____

Emittierte Teilchen: ☐ α

☐ β^+

☐ β^-

Zerfallsgleichung:



Das Isotop **X** wird in der Arzneimittelforschung und Medizin für die *in-vivo*-Bildgebung verwendet. Die binäre Verbindung **A** ($w(\text{O}) = 74.37\%$), welche das Isotop **X** enthält, wird direkt aus einem Zyklotron gewonnen. Die Verbindung **A**, ergibt nach Reduktion mit LiAlH_4 ohne Quenching die Verbindung **B** ($w(\text{O}) = 43.27\%$). Eine anschliessende Reaktion mit HI erzeugt dann die Verbindung **C** ($w(\text{I}) = 90.08\%$). Die Verbindung **C** ist ein wichtiges Zwischenprodukt, das in nukleophilen Substitutionsreaktionen verwendet werden kann, um Isotop **X** schnell in organische Moleküle einzuführen.

Bemerkenswert ist, dass jeder dieser chemischen Schritte nur 5 Minuten dauert. Die chemischen Schritte sind automatisiert und folgen unmittelbar aufeinander.

6.8 Identifiziere A, B, und C. Das Angeben der Berechnungen ist optional.

3.0 pt

A: _____

B: _____

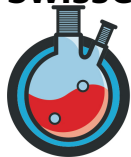
C: _____

Typische Aktivitäten von Verbindung **A**, gewonnen in einem Cyclotron, sind 300 MBq.



- 6.9 **Berechne** die Aktivität $A_{\mathbf{C}}$ der erhaltenen Probe der Verbindung **C** (in MBq) 1.5 pt
unmittelbar nach dem zweiten Schritt, unter der Annahme, dass alle Syntheschritte quantitativ verlaufen (also mit einer Ausbeute von 100%). Die Halbwertszeit von Isotop **X** beträgt 20 Minuten.

$A_{\mathbf{C}} =$ _____ MBq



Zündende Ideen und Gase

(12.5 pts, 11%)

In einer alten, staubigen Ecke Deines Labors findest Du zwei Gasflaschen, die beide nicht mit ihrem Inhalt beschriftet sind. Du bist Dir jedoch sicher, dass beide Flaschen nur je eine einzige Art von Molekülen enthalten. Eine der Flaschen enthält Substanz **A**, die andere Substanz **B**.

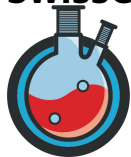
Um die nächste Sicherheitsinspektion zu bestehen, müssen wir nun herausfinden, was die Flaschen enthalten, und sie entsprechend beschriften! Zunächst verschaffen wir uns anhand der Dichte und Masse einen Überblick. Dann untersuchen wir einige Reaktionen und versuchen, sie zu entzünden!

Du füllst Gas **A** in einen Ballon. Nach dem Füllen beträgt der Radius des Ballons $r = 12\text{ cm}$.

- 7.1** Berechne das Volumen V_{Ballon} in L, das mit **A** gefüllt ist unter der Annahme, dass der Ballon eine Kugelform hat. 1.0 pt

$V_{\text{Ballon}} = \rule{1.5cm}{0.4pt}$ L

Mit ein paar Tricks bestimmst Du die Masse des Ballons und zwar als $m_{\text{Ballon+A}} = 14.203\text{ g}$ unter Umgebungs-Bedingungen ($p = 1 \times 10^5\text{ Pa}$, $T = 25^\circ\text{C}$). Unter denselben Bedingungen hat ein mit Luft auf denselben Radius aufgeblasener Ballon folgende Werte $m_{\text{Ballon+Luft}} = 9.773\text{ g}$. Luft setzt sich zusammen aus folgenden Massenanteilen: 79% N_2 und 21% O_2 .



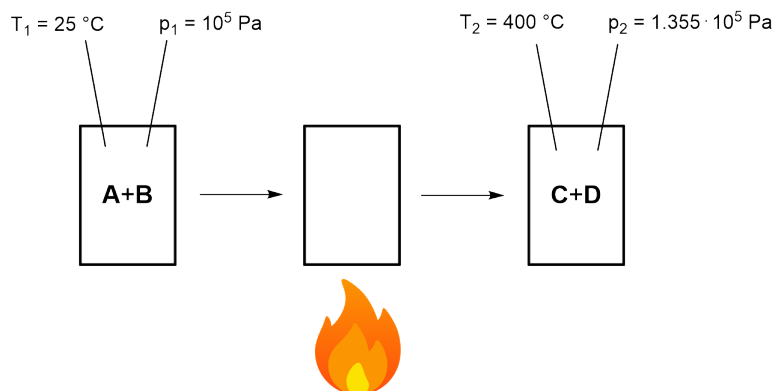
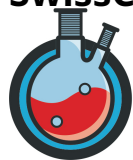
- 7.2 **Bestimme** die Masse des leeren Ballons m_{Ballon} in g. **Hinweis:** Falls Du V_{Ballon} in 2.5 pt
7.1 nicht berechnen konntest, verwende stattdessen $V'_{\text{Ballon}} = 7.50 \text{ L}$.

$m_{\text{Ballon}} = \text{_____ g}$

- 7.3 **Berechne** die molare Masse M_{A} von Molekül **A** in g mol^{-1} . **Hinweis:** Falls Du 2.0 pt
 m_{Ballon} in 7.2 nicht berechnen konntest, verwende stattdessen $m'_{\text{Ballon}} = 1.40 \text{ g}$.

$M_{\text{A}} = \text{_____ g mol}^{-1}$

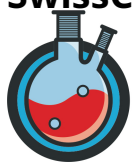
Du experimentierst mit den Gasen etwas herum. Dein Reaktionsgefäß mit einem konstanten Volumen von $V_{\text{Gefäß}} = 5 \text{ L}$ ist mit 1 L des Gases **A** und 4 L des Gases **B** gefüllt. Dann wird das Gemisch auf $T_2 = 400^\circ\text{C}$ erhitzt. Sobald erreicht wird, zeigt Dir das Druckmessgerät einen kontinuierlichen Druckabfall bei konstanter Temperatur an. Sobald sich der Druck bei $p_2 = 1.355 \times 10^5 \text{ Pa}$ bei $T_2 = 400^\circ\text{C}$ stabilisiert hat, erhältst du eine Mischung aus zweien Produkten **C** und **D**.



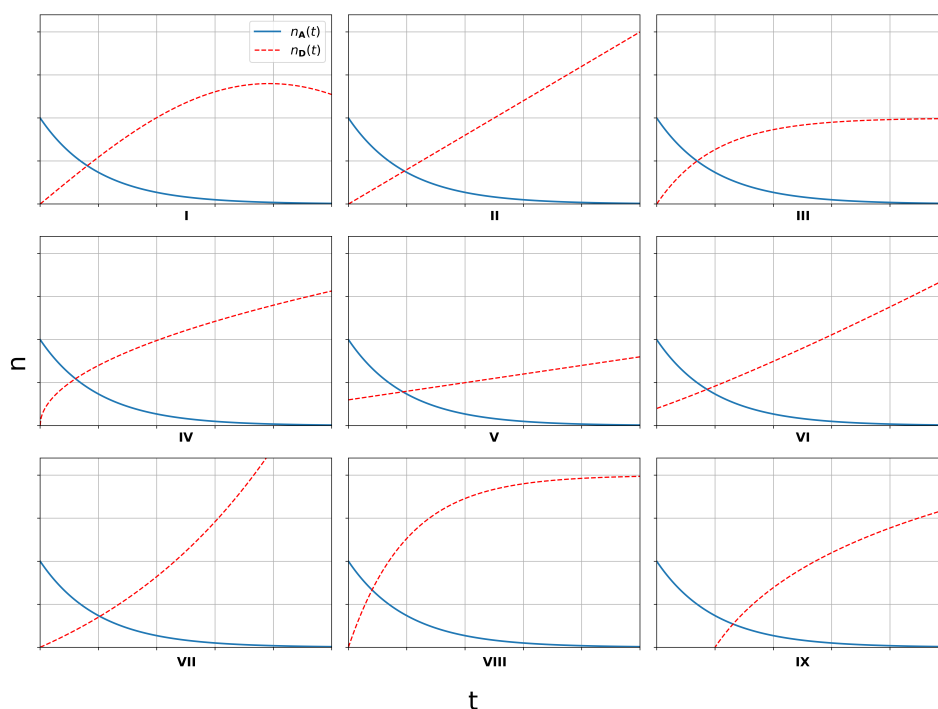
7.4 **Erkläre**, wieso während des Vorganges der Druck sinkt.

1.0 pt

Anschliessend kühlst Du die Mischung auf Raumtemperatur ab und öffnest das Gefäss. Das Produkt **D** erhältst Du als farblose Flüssigkeit mit einer Dichte von $\rho_D = 1\text{ g mL}^{-1}$ mit $m_D = 1.45\text{ g}$.



7.5 **Umkreise** den Graph, der auf korrekte Weise die Menge **D** $n_D(t)$ in Abhängigkeit der Zeit beschreibt, bei gegebener Menge **A** $n_A(t)$. 2.0 pt



Zuletzt führst Du einige Experimente mit Feuer durch und stellst Folgendes fest:

A löscht eine Flamme aus.

B explodiert und reagiert dabei zu **D**.

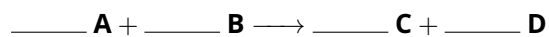
C explodiert und reagiert dabei zu **A** & **D**.

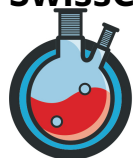
D löscht eine Flamme aus.



- 7.6 **Bestimme** eine chemische Formel für alle Stoffe (**A**, **B**, **C** & **D**). **Gleiche** die Reaktionsgleichung **aus** für die Umwandlung von **A** und **B** in **C** und **D**. 4.0 pt

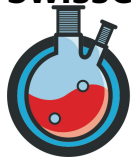
A: _____ **B:** _____ **C:** _____ **D:** _____





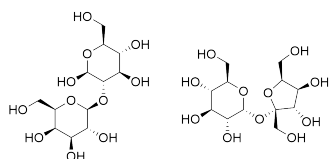
Die rechten (und linken) Zucker probieren (16.0 pts, 11%)

Zucker sind eine Gruppe strukturell verwandter Moleküle, die aus Polyhydroxyaldehyden oder -ketonen bestehen. Trotz ihrer strukturellen Ähnlichkeiten weisen Zucker je nach ihrer Stereochemie und ihren Oxidationszuständen einzigartige Eigenschaften auf. In dieser Problem werden wir uns verschiedene Arten von Zuckern, ihre Gemeinsamkeiten und Unterschiede sowie eine praktische Methode zu ihrer Unterscheidung im Labor ansehen. Isomere sind Moleküle mit derselben chemischen Formel, aber unterschiedlicher Konnektivität oder räumlicher Anordnung der Atome. Isomere können sehr unterschiedliche Eigenschaften haben. So ist beispielsweise Stärke, ein Polymer aus α -Glucose, für den Menschen verdaulich und für unser Überleben unverzichtbar, während Cellulose, ein Polymer aus β -Glucose, in Zellwänden vorkommt und für den Menschen unverdaulich ist.



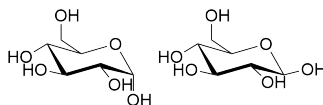
8.1 Bestimme die Beziehung zwischen den folgenden Molekülpaaren, indem Du das richtige Kästchen ankreuzt. 6.0 pt

A



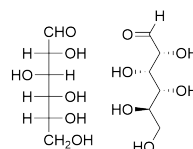
- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten

B



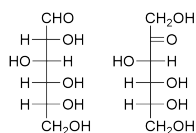
- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten

C



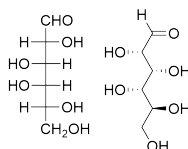
- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten

D



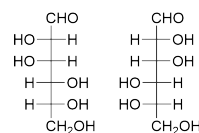
- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten

E

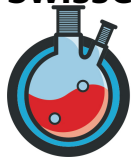


- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten

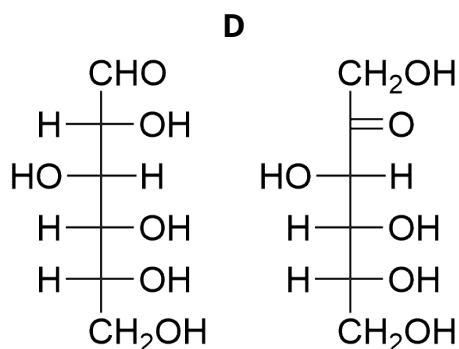
F



- ☐ identisch
☐ Enantiomere
☐ Diastereomere
☐ Konstitutions-Isomere
☐ Keines der oben Genannten



8.2 Umkreise die stereogenen Zentren in den Molekülen aus **D** ein und bestimme R/S . 2.0 pt



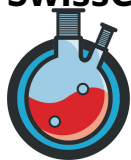
Alle Einfachzucker enthalten in ihrer offenen Form entweder ein Aldehyd oder ein Keton, und Chemiker haben einen einfachen Test entwickelt, um zwischen den beiden Arten zu unterscheiden. Das Reagenz wird durch Mischen von Silbernitrat, Natriumhydroxid und Ammoniak hergestellt. In Gegenwart eines Aldehyds fällt Silber aus und bildet einen „Silberspiegel“ im Inneren des Glasgefässes (Positiver Test). Im Falle eines Ketons findet keine Reaktion statt, da Ketone nicht weiter oxidiert werden können (Negativer Test).

8.3 Nenne die Bezeichnung dieses Tests. 1.0 pt

8.4 Bestimme die Oxidationszahlen von Ag in $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ und Ag(s). 1.0 pt

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ _____

Ag(s) _____



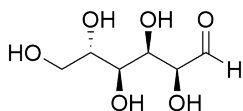
- 8.5** Notiere die Halbreaktionen und Gesamtreaktion zwischen Deinem Zucker RCHO und dem Silber-Reagenz $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. 5.0 pt

Oxidation:

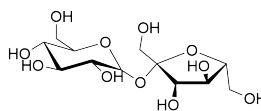
Reduktion:

Gesamtreaktion:

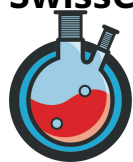
- 8.6** Markiere, welche der folgenden Zucker einen Silberspiegel produzieren, so wie oben beschrieben. 1.0 pt



- ☐ Positiver Test
☐ Negativer Test



- ☐ Positiver Test
☐ Negativer Test

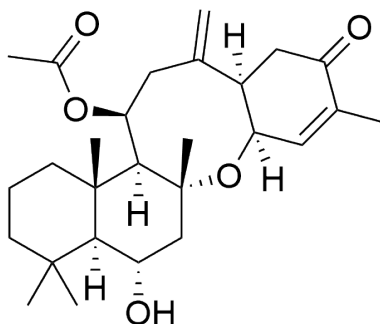


Organische Reaktionen

(13.0 pts, 9%)

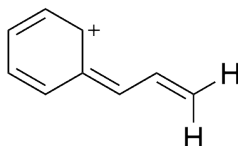
9.1 **Umkreise** alle stereogenen Zentren im folgenden Molekül:

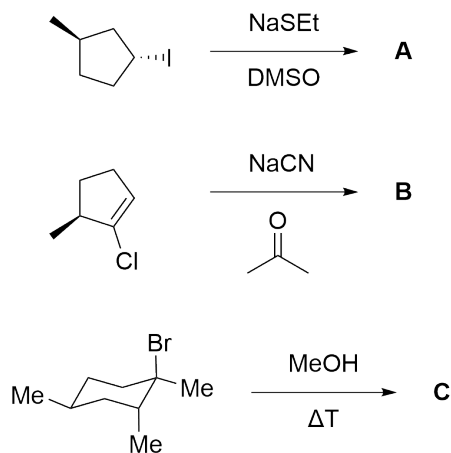
4.0 pt



9.2 **Zeichne** alle sinnvollen möglichen Resonanzstrukturen des Carbokations:

3.0 pt





9.3 Für die obige Reaktion, **bestimme**, welche der folgenden Reaktionen zutrifft: S_N1 , S_N2 , E1, E2, $E1_{cb}$, S_NAr , keine Reaktion 1.5 pt

A: _____

B: _____

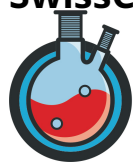
C: _____

9.4 **Zeichne** die Strukturen der Hauptprodukte von **A–C**. Falls keine Reaktion abläuft, **markiere** mit einem Kreuzchen (×). 1.5 pt

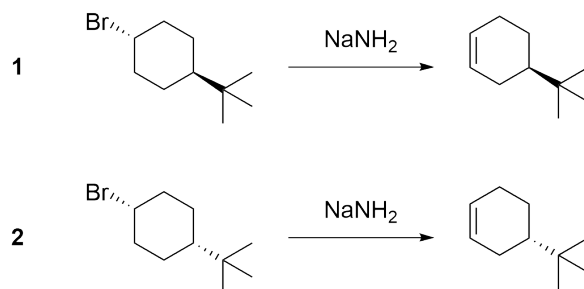
A

B

C



- 9.5 Die beiden folgenden Elininations-Reaktionen (**1** & **2**) laufen mit unterschiedlichen Reaktionsgeschwindigkeiten ab. **Erkläre** welche der beiden schneller abläuft und weshalb, indem Du Diagramme und Zeichnungen verwendest: 3.0 pt



Schnellere Reaktion:

☐ **1**

☐ **2**

Erklärung: