

Formeln und Konstanten:

Avogadro-Konstante $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Universelle/allgemeine Gaskonstante $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Masse eines Protons: $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung: $\text{pH} = \text{pK}_s - \lg \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$

Ionenprodukt des Wasser: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{L}^2$

pH-Wert schwacher Säuren: $\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_s - \lg[\text{HA}]_0)$

pH-Wert schwacher Basen: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2} \cdot (\text{pK}_B - \lg[\text{B}]_0)$

Das Periodensystem der Elemente



periodensystem.info

Ordnungszahl

1

H

Symbol

Vorkommen

Masse (u)

1.0079

— fest

o natürlich

-- flüssig

o nat. radioaktiv

..... gasförm.

⚡ synthetisch

Serie

---- Alkalimetall

---- Halbmetall

---- Erdalkalimetall

---- Metalloid

---- Lanthanoid

---- Nichtmetall

---- Actinoid

---- Halogen

---- Übergangsmetall

---- Edelgas

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18												
1 H 1.0079	2 He 4.0026											5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.18												
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948												
11 Na 22.99	12 Mg 24.305											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 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.96	43 Tc [97.90]	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 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.29												
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 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 [208.9]	85 At [209.9]	86 Rn [222.0]												
87 Fr [223.0]	88 Ra [226.0]	89 Ac [227.0]	104 Rf [261.1]	105 Db [262.1]	106 Sg [266.1]	107 Bh [269.1]	108 Hs [277.1]	109 Mt [288.1]	110 Ds [291.1]	111 Rg [293.1]	112 Uub [297.1]	113 Uut [298.1]	114 Uuq [299.1]	115 Uup [301.1]	116 Uuh [304.1]	117 Uus [307.1]	118 Uuo [310.1]												

Innere Übergangsmetalle (Lanthanoide und Actinoide)

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm [144.9]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.5	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac [227.0]	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np [237.0]	94 Pu [244.0]	95 Am [243.0]	96 Cm [247.0]	97 Bk [247.0]	98 Cf [251.0]	99 Es [252.0]	100 Fm [257.0]	101 Md [258.0]	102 No [259.1]	103 Lr [262.1]

Tabelle: Elektromotorische Spannungsreihe (Standard-Halbzellenpotenziale) ausgewählter Redoxpaare.

E° in V	Korrespondierendes Redoxpaar	Ox/Red
+2,87	$\text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{F}^-$	F_2/F^-
+1,51	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$
+1,36	$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$	Cl_2/Cl^-
+1,33	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} (\text{aq}) + 7 \text{H}_2$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$
+1,23	$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$
+1,06	$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Br}^- (\text{aq})$	Br_2/Br^-
+0,96	$\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	NO_3^-/NO
+0,80	$\text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{s})$	Ag^+/Ag
+0,77	$\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
+0,68	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$
+0,59	$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{OH}^- (\text{aq})$	$\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$
+0,54	$\text{I}_2(\text{s}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{I}^- (\text{aq})$	I_2/I^-
+0,40	$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^- (\text{aq})$	O_2/OH^-
+0,34	$\text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	Cu^{2+}/Cu
0 [definiert]	$\text{H}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g})$	H^+/H_2
-0,28	$\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s})$	Ni^{2+}/Ni
-0,44	$\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{s})$	Fe^{2+}/Fe
-0,76	$\text{Zn}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	Zn^{2+}/Zn
-0,83	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$
-1,66	$\text{Al}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{s})$	Al^{3+}/Al
-2,71	$\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}(\text{s})$	Na^+/Na
-3,05	$\text{Li}^+ (\text{aq}) + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}(\text{s})$	Li^+/Li

1) Atombau (11 Punkte)

1.1) Wie werden Atome mit gleicher Protonen-, aber unterschiedlicher Neutronenzahl genannt? (1 Punkt)

Isotope

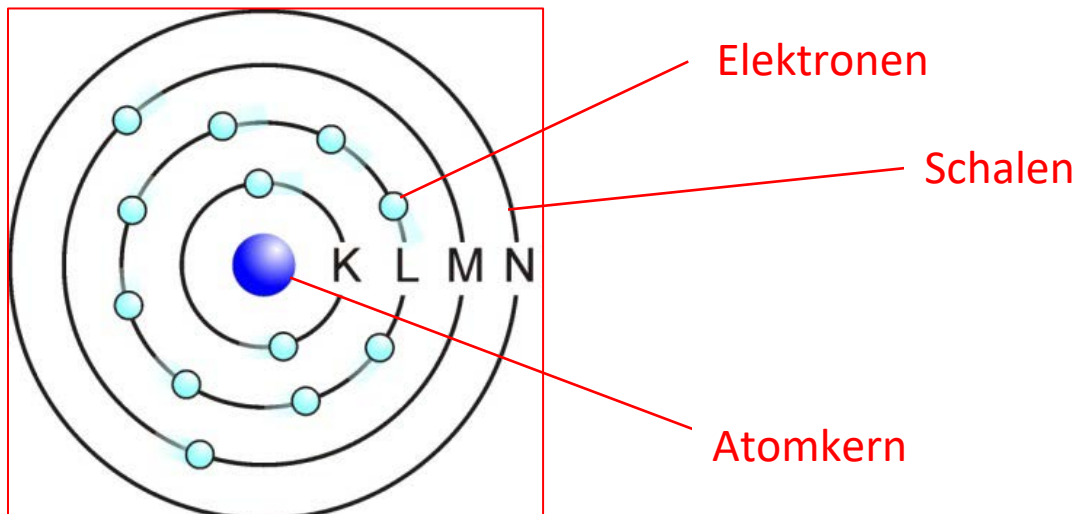
1.2) Welche radioaktive Strahlungsarten kennen Sie? Ordnen Sie diese aufsteigend nach ihrer Energie. (2 Punkte)

α -Strahlung < β -Strahlung < γ -Strahlung

1.3) Welche Elementarteilchen tragen hauptsächlich zur Masse eines Atoms bei? (1 Punkt)

Protonen und Neutronen

1.4) Skizzieren Sie das Bohr'sche Atommodell und benennen Sie die einzelnen Komponenten. (3 Punkte)



1.5) Wieviele Unterschalen (Orbitale) besitzt die M-Schale ($n = 3$) und wieviele Elektronen kann diese Schale insgesamt aufnehmen? (2 Punkte)

3 Unterschalen: $l = 0 \rightarrow 3s$; $l = 1 \rightarrow 3p$; $l = 2 \rightarrow 3d$

Anzahl der Elektronen in der M-Schale: $2n^2 = 18$ Elektronen

1.6) Bestimmen Sie die Elektronenkonfiguration von ${}^5\text{B}$ (Bor) und ${}^6\text{C}$ (Kohlenstoff) im Grundzustand. (2 Punkte)

${}^5\text{B}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^1$

${}^6\text{C}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^2$

2) Bindung (9 Punkte)

2.1) Was sind die Charakteristika einer kovalenten und einer ionischen Bindung? (2 Punkte)

Kovalente Bindung: Elektronenpaarbindung zwischen Atomen

Ionische Bindung: Elektrostatische Wechselwirkung zwischen Ionen

2.2) Nach welchen physikalischen/chemischen Eigenschaften werden Metalle klassifiziert? Nennen Sie auch die jeweilige Metallklasse. (4 Punkte)

Dichte: Leicht-/Schwermetalle

Schmelzpunkt: Niedrig-/mittel-/hochschmelzende Metalle

Oxidierbarkeit: Edle/unedle Metalle

2.3) Welche besonderen Stoffeigenschaften unterscheidet ein Metall von einem Nichtmetall? (2 Punkte)

Elektrische Leitfähigkeit

Duktilität

Metallischer Glanz

Wärmeleitfähigkeit

2.4) Was versteht man unter einer Legierung? (1 Punkt)

Homogenes Gemisch zweier Metalle

3) Aggregatzustände (9 Punkte)

3.1) Wie werden die Vorgänge genannt, die zu folgenden Phasenübergängen führen? (3 Punkte)

1) gasförmig → fest: **Resublimation**

2) gasförmig → flüssig: **Kondensation**

3) flüssig → fest: **Erstarren/(Gefrieren)**

3.2) Wie lautet die ideale Gasgleichung? Benennen Sie die einzelnen Größen in dieser Gleichung. (3 Punkte)

$$p V = n R T$$

mit p ...Druck, V ...Volumen, n ...Stoffmenge, R ...universelle Gaskonstante, T ...Temperatur

3.3) Welches Volumen nehmen 4 mol eines idealen Gases bei einer Temperatur von 350 K und einem Druck von 1013 hPa ein? (2 Punkte)

$$V = nRT/p = 4 \text{ mol} * 8,3145 \text{ J/(K mol)} * 350 \text{ K} / 101300 \text{ Pa} = 0,1149 \text{ m}^3 = 114,9 \text{ L}$$

3.4) Warum besitzt Wasser im festen Zustand bei 0 °C und darunter eine geringere Dichte, als im flüssigen bei ~4°C? (1 Punkt)

Größerer Abstand der Wassermoleküle im Wasserstoffbrückennetzwerk des Eises

4) Säuren/Basen (16 Punkte)

4.1) Beschreiben Sie kurz das Brønstedt- und Lewis-Säure-Basekonzept. (2 Punkte)

Brønstedt: Säure = Protonendonator, Base = Protonenakzeptor

Lewis: Säure = Elektronenakzeptor, Base = Elektronendonator

4.2) Was verstehen Sie unter einem konjugierten Säure/Base-Paar? Nennen Sie zwei Beispiele. (2 Punkte)

Eine zu einer Säure/Base konjugierte Base/Säure entsteht, wenn man ein H^+ entfernt/hinzufügt.

Bsp.: H_2SO_4/HSO_4^- ; HCO_3^-/CO_3^{2-} ; HCl/Cl^- etc.

4.3) Wieviel Gramm KOH benötigen Sie, um 25 mL einer wässrigen 0,1 molaren KOH-Lösung herstellen zu können? (3 Punkte)

$c = 0,1 \text{ M}$, $V = 0,025 \text{ L}$, $M(KOH) = 56,1 \text{ g/mol}$

$c = n/V \rightarrow n = c * V = 0,1 \text{ M} * 0,025 \text{ L} = 0,0025 \text{ mol}$

$m = n * M(KOH) = 0,0025 \text{ mol} * 56,1 \text{ g/mol} = 0,14 \text{ g}$

4.4) Berechnen Sie die den pH-Wert einer wässrigen 0,01 molaren HCl- und einer wässrigen 1 molaren Essigsäure-Lösung ($pK_s(HCl) = -6$; $pK_s(\text{Essigsäure}) = 4,8$). (2 Punkte)

HCl = starke Säure $\rightarrow c(H_3O^+) = c(\text{Salzsäure}) = 0,01 \text{ M}$

$pH = -\lg(c(H_3O^+)) = -\lg(0,01) = 2$

Essigsäure = schwache Säure $\rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_s - \lg(c(\text{Essigsäure}))) = 2,4$

4.5) Zur Titration einer wässrigen HCl-Lösung unbekannter Konzentration legen Sie 50 mL dieser Lösung in einem Erlenmeyer-Kolben vor und versetzen diese mit ein paar Tropfen eines geeigneten Indikators. Nun tropfen Sie langsam so lange eine wässrige 0,1 molare NaOH-Lösung hinzu, bis der Indikator einen Farbumschlag zeigt. Für einen vollständigen Umschlag benötigen Sie 50 mL dieser NaOH-Lösung. Berechnen Sie die Konzentration der HCl-Lösung. (4 Punkte)

$$n = c \cdot V \rightarrow n(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ M} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,005 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCl}) = n / V = 0,005 \text{ mol} / 0,05 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$$

4.6) Wie wird bei einer Titration der Punkt genannt, bei dem die Probelösung einen pH-Wert von 7 (neutral) aufweist. (1 Punkt)

Neutralpunkt

(Äquivalenzpunkt gilt auch, allerdings muss am Äquivalenzpunkt der pH-Wert nicht zwangsläufig 7 sein)

4.7) Aus Cyansäure (HOCN) und Kaliumcyanat (KOCN) soll eine wässrige Pufferlösung mit einem pH-Wert von 3,5 hergestellt werden. Welches Stoffmengenverhältnis wird benötigt? ($pK_s(\text{HOCN}) = 3,92$) (2 Punkte)

$$\text{pH} = pK_s - \lg(c(\text{Säure})/c(\text{Base}))$$

$$\lg(c(\text{Säure})/c(\text{Base})) = pK_s - \text{pH} \rightarrow c(\text{Säure}) / c(\text{Base}) = 10^{(pK_s - \text{pH})} = 2,63 : 1$$

5) Redoxreaktionen (12 Punkte)

5.1) Bestimmen Sie die Oxidationszahlen der Elemente in den folgenden Verbindungen. (5 Punkte)

1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: K +I, Cr +VI, O -II

2) H_2O_2 (Peroxid!): H +I, O -I

3) BaCl_2 : Ba +II, Cl -I

4) SF_6 : S +VI, F -I

5) NaCl : Na +I, Cl -I

5.2) Stellen Sie die Gleichungen zu folgenden Redoxreaktionen auf. Achten Sie dabei auf die korrekten stöchiometrischen Koeffizienten. (3 Punkte)

1) Calcium + Titan(IV)-chlorid $\rightarrow$ Calcium(II)-chlorid + Titan



2) Eisen(III)-chlorid + Schwefelwasserstoff $\rightarrow$ Eisen(II)-chlorid + HCl + Schwefel



3) Stickstoffdioxid + Wasser $\rightarrow$ HNO_3 + Stickstoffmonoxid



5.3) Gegeben sei eine galvanische Zelle. Eine Halbzelle besteht aus einem Zinkblech, welches in eine Zink(II)-chlorid-Lösung getaucht ist. Die andere Halbzelle besteht aus einem Kupferblech in einer Kupfer(II)-sulfat-Lösung. Beide Metallbleche sind über einen Draht miteinander verbunden und zwischen den beiden Lösungen befindet sich eine inerte Salzbrücke.

a) Welche Redoxprozesse spielen sich ab? Zeigen Sie explizit den Oxidations- und den Reduktionsprozess. (3 Punkte)

Oxidation (Anode): $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Reduktion (Kathode): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Summe: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

b) Wie groß ist die elektromotorische Kraft dieser Zelle unter Standardbedingungen? (1 Punkt)

$\Delta E_0 = E_0(\text{Kathode}) - E_0(\text{Anode})$

$\Delta E_0 = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$

6) Organische Chemie (23 Punkte)

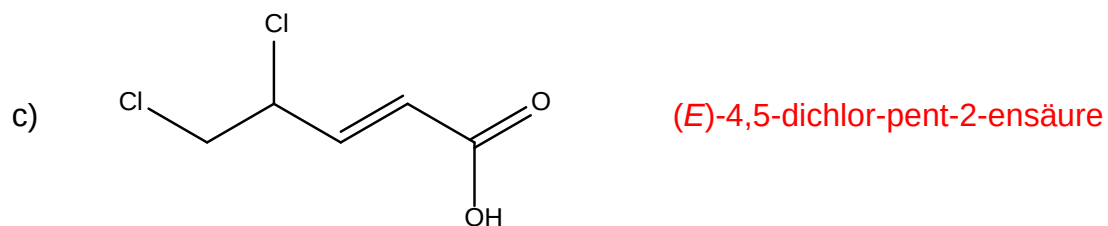
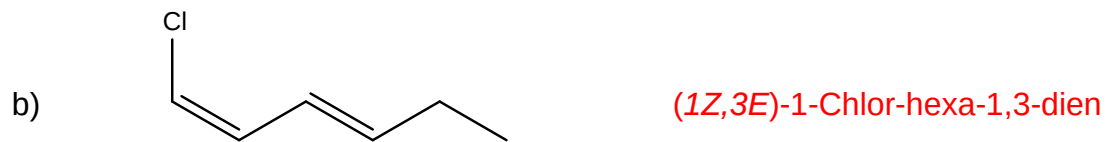
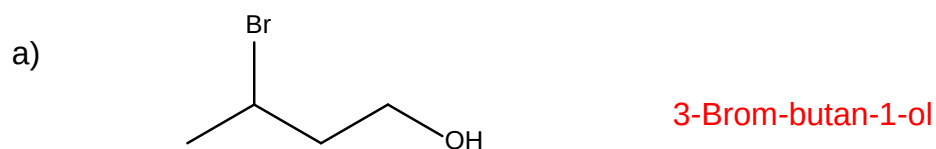
6.1) Welche Hybridisierung weist der Kohlenstoff in den folgenden Verbindungen auf? Welche Bindungswinkel treten auf? (3 Punkte)

a) Ethan: sp^3 , $109,5^\circ$

b) Ethen: sp^2 , 120°

c) Ethin: sp , 180°

6.2) Wie lautet der systematische Name (nach IUPAC) der nachfolgenden Verbindungen? (6 Punkte)



6.3) Wann ist eine Verbindung aromatisch, wann anti-aromatisch? (2 Punkte)

Aromatisch: cyclisches konjugiertes π -System mit $4n+2$ π -Elektronen

Anti-aromatisch: cyclisches konjugiertes π -System mit $4n$ π -Elektronen

6.4) Warum wird bei der Chlorierung bzw. Bromierung von Benzol mit Cl_2 bzw. Br_2 eine Lewis-Säure (z. B. FeCl_3 bzw. FeBr_3) zugesetzt? (1 Punkt)

Erhöhung der Elektrophilie durch Bindungspolarisation

6.5) Wann verhalten sich zwei Verbindungen enantiomer zueinander? (1 Punkt)

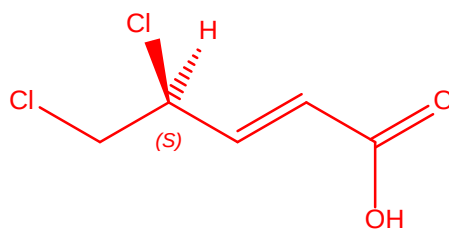
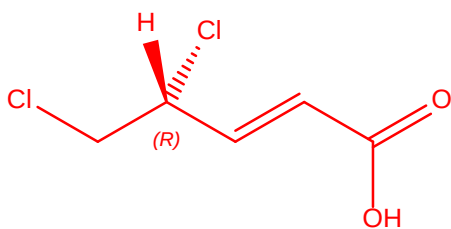
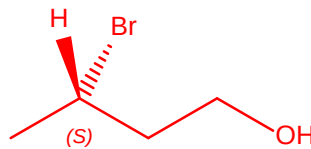
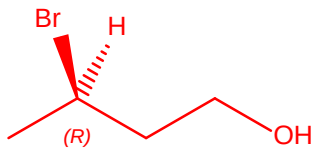
Wenn sie sich wie Bild und Spiegelbild verhalten

6.6) Wie sind die chemischen und physikalischen Eigenschaften (außer Drehwert) in einer a) achiralen und b) chiralen Umgebung? (2 Punkte)

a) gleich

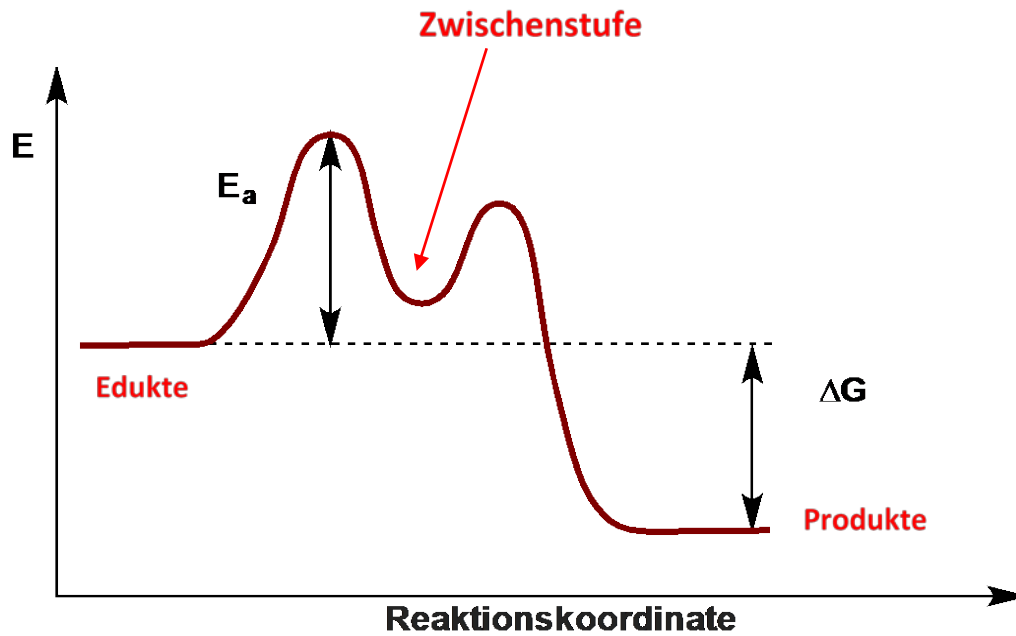
b) unterschiedlich

6.7) Zeichnen Sie jeweils das *R*- und *S*-Enantiomer der beiden in Aufgabe 6.2 gezeigten chiralen Verbindungen. (4 Punkte)



6.8) Skizzieren Sie die Energieprofile einer S_N1 - und einer S_N2 -Reaktion. Kennzeichnen Sie Übergangszustand und Zwischenstufe in diesen Diagrammen. (4 Punkte)

S_N1 :



S_N2 :

