

FREIE UNIVERSITÄT BERLIN

STUDIENKOLLEG

Schriftliche Prüfung zur Feststellung der Hochschuleignung
M-OK und externe Bewerber

Musterklausur im Fach Chemie

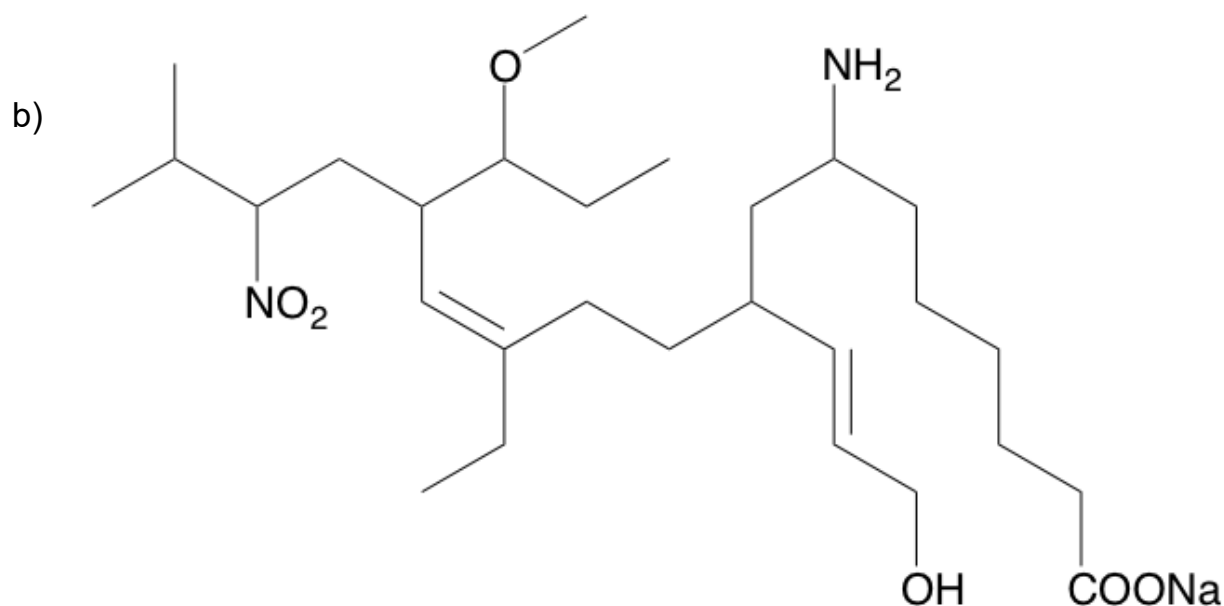
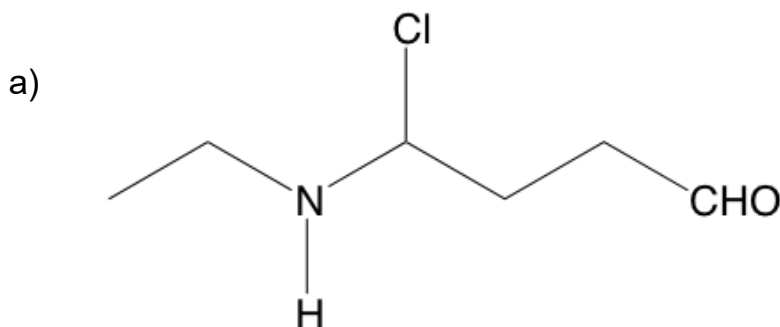
Von den vier Aufgabenvorschlägen sind **drei** vollständig zu bearbeiten.
Begründen Sie Ihr Ergebnis kurz.

Bearbeitungszeit: 180 Minuten

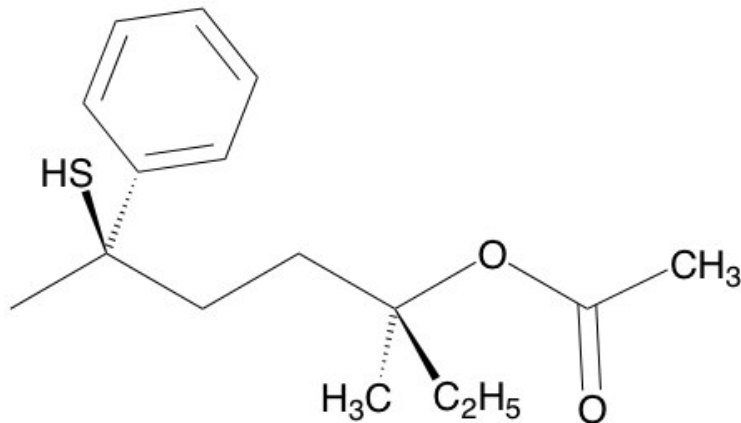
Erlaubte Hilfsmittel: Taschenrechner, Material im Anhang dieser Klausur

Vorschlag 1: (Organische Chemie)

1) Benennen Sie folgende Verbindungen nach den IUPAC-Regeln.



2) Gegeben ist folgende Strukturformel:



- a) Weisen Sie den Substituenten an den Chiralitätszentren die Prioritäten nach CIP zu.
 - b) Bestimmen Sie nachvollziehbar die Konfiguration der Chiralitätszentren (R oder S).
 - c) Zeichnen Sie das Enantiomer zu dieser Verbindung und bestimmen Sie die Orientierung der Chiralitätszentren.
 - d) Wandeln Sie die Darstellung in eine Fischerprojektion um.
- 3) Nitrobenzol wird in saurer Lösung mit elementarem Eisen zu Anilin umgesetzt. Es entsteht Eisen-III-oxid.
- a) Formulieren Sie die „unvollständige Reaktionsgleichung“ und bestimmen Sie die Oxidationszahlen der wichtigen Atome.
 - b) Markieren Sie die RedOx-Paare.
 - c) Formulieren Sie die Oxidations- und Reduktionsteilgleichungen und entwickeln Sie daraus nachvollziehbar die vollständig ausgeglichene Reaktionsgleichung.

Vorschlag 2: (Säure-Base-Reaktionen - Elektrochemie)

- 1) In einem Kolben werden 25 mL 0,2-molarer Natriumbenzoat-Lösung und 25 mL 0,2 molarer Benzoesäure vorgelegt, gerührt und mit 0,1-molarer Natronlauge titriert.

Berechnen Sie (Rechenweg angeben!) die pH-Werte für die Titrationskurve nach Zugabe von:

- a) 0 mL Natronlauge
- b) 50 mL Natronlauge
- c) 450 mL Natronlauge

- 2) Sie bauen ein Galvanisches Element bestehend aus zwei Halbzellen auf. In der einen Halbzelle findet eine Kaliumdichromat/Chrom (III)-Reaktion statt. Die zweite Halbzelle ist eine $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+/\text{Cu}(0)$ Zelle. In beiden Halbzellen herrschen Standardbedingungen.

- a) Stellen Sie die beiden Halbzellenreaktionen sowie die Gesamtgleichung als Ionengleichung auf (die Gegen- und Ausgleichsionen können vernachlässigt werden).
- b) Skizzieren Sie das Galvanische Element und beschriften Sie alle wesentlichen Punkte (Aufbau und Zusammenschluss der beiden Halbzellen, Elektronenflussrichtung, Oxidation, Reduktion, Kathode, Anode, Plus- und Minus-Pol, Reaktionen an den Elektroden).
- c) Berechnen Sie die EMK des Galvanischen Elementes im Ausgangszustand!
- d) Sie erhöhen den pH-Wert der Dichromat/Cr(III)-Halbzelle auf pH=7. Außerdem erhöhen Sie die Temperatur auf 80 °C. Berechnen Sie die EMK!

Vorschlag 3: (Löslichkeitsprodukt – Elementaranalyse – Atombau)

- 1) Phosphorsäure wird im Überschuss zu 125 mL einer Bariumchloridlösung gegeben, dabei fallen quantitativ 3,26 g Bariumphosphat aus.
 - a) Formulieren Sie die vollständig ausgeglichene Reaktionsgleichung.
 - b) Welche Stoffmengenkonzentration hatte die ursprüngliche Bariumchloridlösung?
- 2) Bei einer Razzia in einer Bombenwerkstatt von international operierenden Terroristen findet die GSG-9 (Spezialeinheit des Bundesgrenzschutzes) eine unbeschriftete Flasche mit einem weißen bis gelblichen, kristallinen Feststoff.

Bei einer Analyse stellt sich heraus, dass der Stoff aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff besteht. Die molare Masse beträgt 227 g/mol.

Von 454 mg dieses kristallinen Feststoffes wird unter größten Vorsichtsmaßnahmen einer Elementaranalyse durchgeführt und dabei vollständig im Sauerstoffstrom oxidiert. Die Gase werden durch verschiedene Waschflaschen und Auffangsysteme geleitet. In einer Lösung aus $\text{Ca}(\text{OH})_2$ entsteht ein milchiger Niederschlag. Diesen können Sie abtrennen und auswiegen (1,4 g).

Das entstehende Wasser wird in einem mit CaCl_2 gefüllten Trockenrohr aufgefangen. Die Gewichtszunahme beträgt nach Abschluss der Reaktion 90 mg. Außerdem entstehen 134,4 mL NO_2 -Gas unter Standardbedingungen.

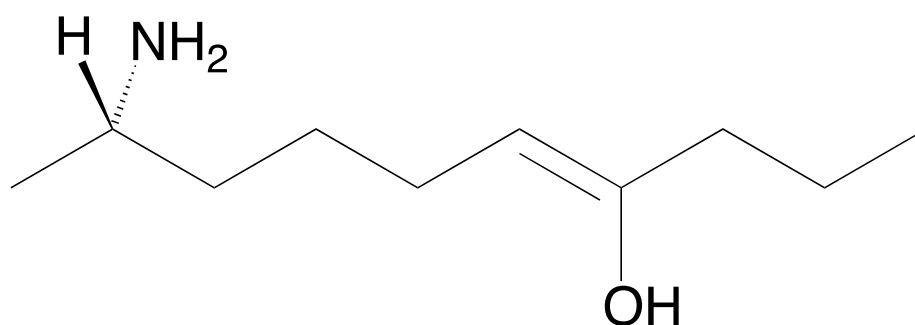
- a) Welche Reaktion findet in der mit $\text{Ca}(\text{OH})_2$ gefüllten Waschflasche statt? Welcher Stoff entsteht bei der Reaktion?
 - b) Ermitteln Sie die Verhältnisformel des unbekannten Kristalls.
 - c) Machen Sie einen sinnvollen Vorschlag für eine Molekülstruktur und benennen Sie das Molekül. (Das Molekül hat eine Ringstruktur.)
- 3) Atombau
 - a) Stellen Sie die Elektronenkonfiguration von Mn auf.
 - b) Erklären Sie kurz, was die verschiedenen Buchstaben und Zahlen sowie deren Kombinationen bedeuten.
 - c) Warum werden die Orbitale einiger Elemente im Periodensystem unregelmäßig mit Elektronen besetzt? Wählen Sie ein Element und erklären Sie diese Unregelmäßigkeiten kurz mit Hilfe dieses Beispiels.
 - d) Skizzieren Sie die drei Hybridisierungsstufen von Kohlenstoffatomen mithilfe der Kästchenschreibweise. Beachten Sie dabei die Energiestufen der Orbitale.
Nennen und skizzieren Sie Beispiele für jede Hybridisierung.

Vorschlag 4: (Elektrochemie – Löslichkeitsprodukt – Isomerie – Nomenklatur)

- 1) Sie bauen die folgende Konzentrationskette auf:
 (Al / AlCl₃ (0,001 mol/l) // AlCl₃ (1 mol/l) / Al)
 Darüberhinaus gelten die Standardbedingungen.
 Die Volumina der beiden Lösungen betragen jeweils 0,5 L.
- Skizzieren Sie das Galvanische Element und beschriften Sie alle wesentlichen Punkte (Aufbau und Zusammenschluss der beiden Halbzellen, Elektronenflussrichtung, Oxidation, Reduktion, Kathode, Anode, Plus- und Minus-Pol, Reaktionen an den Elektroden). Schreiben Sie die Reaktionsgleichungen auf.
 - Berechnen Sie die EMK.
 - Sie fügen zu der Lösung auf der Kathodenseite so viel festes NaOH (NaOH-Plätzchen) hinzu, bis der pH-Wert 12 beträgt.
 Beschreiben Sie (kurz!) die wesentlichen Veränderungen, die sich durch die NaOH-Zugabe ergeben (oder skizzieren sie die Veränderungen mit einer Zeichnung).
 - Berechnen Sie die EMK der Konzentrationskette nach der Zugabe von NaOH.

2) Isomerie/Nomenklatur

- Sie analysieren einen unbekannten Stoff und erhalten aus Ihren bisherigen Experimenten schon einmal die Summenformel C₄H₈O₂.
 Welche verschiedenen funktionellen Isomere sind möglich? Zeichnen Sie – sofern es möglich ist – jeweils zwei Beispiele und benennen Sie diese nach den IUPAC-Regeln.
- Benennen Sie die folgende Verbindung nach den IUPAC-Regeln.



- Zeichnen Sie zu der Verbindung aus Aufgabe b) drei unterschiedliche Arten von Isomeren und benennen Sie diese. Welche Art von Isomerie liegt jeweils vor?

Löslichkeitsprodukte verschiedener Salze:Löslichkeitsprodukte K_L bei 25°C

Fluoride		Chromate		Hydroxide (Fortsetzung)	
BaF ₂	$2.4 \cdot 10^{-5}$	SrCrO ₄	$3.6 \cdot 10^{-5}$	Co(OH) ₂	$2.5 \cdot 10^{-16}$
MgF ₂	$8 \cdot 10^{-8}$	Hg ₂ CrO ₄ ^a	$2 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$1.6 \cdot 10^{-16}$
PbF ₂	$4 \cdot 10^{-8}$	BaCrO ₄	$8.5 \cdot 10^{-11}$	Zn(OH) ₂	$4.5 \cdot 10^{-17}$
SrF ₂	$7.9 \cdot 10^{-10}$	Ag ₂ CrO ₄	$1.9 \cdot 10^{-12}$	Cu(OH) ₂	$1.6 \cdot 10^{-19}$
CaF ₂	$3.9 \cdot 10^{-11}$	PbCrO ₄	$2 \cdot 10^{-16}$	Hg(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-26}$
Chloride		Carbonate		Sn(OH) ₂	$3 \cdot 10^{-27}$
PbCl ₂	$1.6 \cdot 10^{-5}$	NiCO ₃	$1.4 \cdot 10^{-7}$	Cr(OH) ₃	$6.7 \cdot 10^{-31}$
AgCl	$1.7 \cdot 10^{-10}$	CaCO ₃	$4.7 \cdot 10^{-9}$	Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$
Hg ₂ Cl ₂ ^a	$1.1 \cdot 10^{-18}$	BaCO ₃	$1.6 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₃	$6 \cdot 10^{-38}$
Bromide		SrCO ₃	$7 \cdot 10^{-10}$	Co(OH) ₃	$2.5 \cdot 10^{-43}$
PbBr ₂	$4.6 \cdot 10^{-6}$	CuCO ₃	$2.5 \cdot 10^{-10}$	Sulfide	
AgBr	$5.0 \cdot 10^{-13}$	ZnCO ₃	$2 \cdot 10^{-10}$	MnS	$7 \cdot 10^{-16}$
Hg ₂ Br ₂ ^a	$1.3 \cdot 10^{-22}$	MnCO ₃	$8.8 \cdot 10^{-11}$	FeS	$4 \cdot 10^{-19}$
Iodide		FeCO ₃	$2.1 \cdot 10^{-11}$	NiS	$3 \cdot 10^{-21}$
PbI ₂	$8.3 \cdot 10^{-9}$	Ag ₂ CO ₃	$8.2 \cdot 10^{-12}$	CoS	$5 \cdot 10^{-22}$
AgI	$8.5 \cdot 10^{-17}$	CdCO ₃	$5.2 \cdot 10^{-12}$	ZnS	$2.5 \cdot 10^{-22}$
Hg ₂ I ₂ ^a	$4.5 \cdot 10^{-29}$	PbCO ₃	$1.5 \cdot 10^{-15}$	SnS	$1 \cdot 10^{-26}$
Sulfate		MgCO ₃	$1 \cdot 10^{-15}$	CdS	$1.0 \cdot 10^{-28}$
CaSO ₄	$2.4 \cdot 10^{-5}$	Hg ₂ CO ₃ ^a	$9.0 \cdot 10^{-15}$	PbS	$7 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ SO ₄	$1.2 \cdot 10^{-5}$	Hydroxide		CuS	$8 \cdot 10^{-37}$
SrSO ₄	$7.6 \cdot 10^{-7}$	Ba(OH) ₂	$5.0 \cdot 10^{-3}$	Ag ₂ S	$5.5 \cdot 10^{-51}$
PbSO ₄	$1.3 \cdot 10^{-8}$	Sr(OH) ₂	$3.2 \cdot 10^{-4}$	HgS	$1.6 \cdot 10^{-54}$
BaSO ₄	$1.5 \cdot 10^{-9}$	Ca(OH) ₂	$1.3 \cdot 10^{-6}$	Bi ₂ S ₃	$1.6 \cdot 10^{-72}$
		AgOH	$2.0 \cdot 10^{-8}$	Phosphate	
		Mg(OH) ₂	$8.9 \cdot 10^{-12}$	Ag ₃ PO ₄	$1.8 \cdot 10^{-18}$
		Mn(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-13}$	Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-31}$
		Cd(OH) ₂	$2.0 \cdot 10^{-14}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1.3 \cdot 10^{-32}$
		Pb(OH) ₂	$4.2 \cdot 10^{-15}$	Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6 \cdot 10^{-39}$
		Fe(OH) ₂	$1.8 \cdot 10^{-15}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-54}$

^a Als Hg₂²⁺-Ion. $K_L = [\text{Hg}_2^{2+}] \cdot [\text{X}^-]^2$

Standardreduktionspotentiale:

Standard-Reduktionspotentiale in saurer Lösung bei 298 K

Halbreaktion	E^0 in Volt
$F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$	2.87
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	1.99
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	1.78
$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 2H_2O$	1.68
$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	1.69
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	1.49
$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	1.46
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$	1.36
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	1.21
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	1.23
$Br_2(l) + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$	1.06
$AuCl_4^- + 3e^- \longrightarrow Au + 4Cl^-$	0.99
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$	0.96
$2Hg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}$	0.90
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	0.80
$Hg_2^{2+} + 2e^- \longrightarrow 2Hg$	0.80
$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$	0.77
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2O_2$	0.68
$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$	0.56
$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$	0.54
$Cu^+ + e^- \longrightarrow Cu$	0.52
$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$	0.34
$Hg_2Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Hg + 2Cl^-$	0.27
$AgCl + e^- \longrightarrow Ag + Cl^-$	0.22
$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2SO_3 + H_2O$	0.20
$Cu^{2+} + e^- \longrightarrow Cu^+$	0.16
$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$	0.00
$Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$	-0.13
$Sn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sn$	-0.14
$Ni^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ni$	-0.23
$PbSO_4 + 2e^- \longrightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
$Cd^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cd$	-0.40
$Cr^{3+} + e^- \longrightarrow Cr^{2+}$	-0.41
$Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe$	-0.41
$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$	-0.76
$Mn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mn$	-1.03
$Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al$	-1.66
$H_2 + 2e^- \longrightarrow 2H^-$	-2.23
$Mg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mg$	-2.37
$La^{3+} + 3e^- \longrightarrow La$	-2.37
$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$	-2.71
$Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca$	-2.76
$Ba^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ba$	-2.90
$K^+ + e^- \longrightarrow K$	-2.92
$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	-3.05

Standard-Reduktionspotentiale in basischer Lösung^a bei 298 K

Halbreaktion	E^0 in Volt
$HO_2^- + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 3OH^-$	0.88
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$	0.60
$O_2 + 4e^- + 2H_2O \rightleftharpoons 4OH^-$	0.40
$Co(NH_3)_6^{3+} + e^- \rightleftharpoons Co(NH_3)_6^{2+}$	0.10
$HgO + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons Hg + 2OH^-$	0.10
$MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons Mn(OH)_2 + 2OH^-$	-0.05
$O_2 + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons HO_2^- + OH^-$	-0.08
$Cu(NH_3)_2^+ + e^- \rightleftharpoons Cu + 2NH_3$	-0.12
$Ag(CN)_2^- + e^- \rightleftharpoons Ag + 2CN^-$	-0.31
$Hg(CN)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Hg + 4CN^-$	-0.37
$S + 2e^- \rightleftharpoons S^{2-}$	-0.48
$Pb(OH)_3^- + 2e^- \rightleftharpoons Pb + 3OH^-$	-0.54
$Fe(OH)_3 + e^- \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + OH^-$	-0.56
$Cd(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cd + 2OH^-$	-0.81
$SO_4^{2-} + H_2O + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$	-0.93
$Zn(NH_3)_4^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn + 4NH_3$	-1.03
$Zn(OH)_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Zn + 4OH^-$	-1.22
$Mn(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Mn + 2OH^-$	-1.55
$Mg(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Mg + 2OH^-$	-2.69
$Ca(OH)_2 + 2e^- \rightleftharpoons Ca + 2OH^-$	-3.03

^a Halbreaktionen, an denen Ionen beteiligt sind, die von Änderungen des pH-Wertes nicht beeinflusst werden (z. B. Na^+/Na), besitzen in saurer oder basischer Lösung das gleiche Potential.

Säurekonstanten:

Name der Säure	Säure / konjugierte Base	pK _s - Wert
Perchlorsäure	HClO ₄ / ClO ₄ ⁻	-9
Chlorwasserstoff	HCl / Cl ⁻	-6
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄ / HSO ₄ ⁻	-3
Hydronium-Ion	H ₃ O ⁺ / H ₂ O	-1,74
Salpetersäure	HNO ₃ / NO ₃ ⁻	-1,32
Chlorsäure	HClO ₃ / ClO ₃ ⁻	0
Trichloressigsäure	Cl ₃ CCOOH / Cl ₃ CCOO ⁻	0,65
Pikrinsäure (2,4,6 - Trinitrophenol)	(NO ₂) ₃ C ₆ H ₂ OH / (NO ₂) ₃ C ₆ H ₂ O ⁻	1,02
Dichloressigsäure	CHCl ₂ COOH / CHCl ₂ COO ⁻	1,29
Oxalsäure	(COOH) ₂ / HOOC-COO ⁻	1,46
Hydrosulfat - Ion	HSO ₄ ⁻ / SO ₄ ²⁻	1,92
Schweflige Säure	H ₂ SO ₃ / HSO ₃ ⁻	1,96
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄ / H ₂ PO ₄ ⁻	1,96
Hexaquo-Eisen(III)-Ion	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺ / Fe(OH)(H ₂ O) ₅ ²⁺	2,2
Glycin · H ⁺	H ₃ N ⁺ -CH ₂ -COOH / H ₃ N ⁺ -CH ₂ -COO ⁻	2,4
Fluoressigsäure	CH ₂ FCOOH / CH ₂ FCOO ⁻	2,66
Chloressigsäure	CH ₂ ClCOOH / CH ₂ ClCOO ⁻	2,81
Bromessigsäure	CH ₂ BrCOOH / CH ₂ BrCOO ⁻	2,87
Salicylsäure	(HO)C ₆ H ₄ COOH / (HO)C ₆ H ₄ COO ⁻	2,98
Jodessigsäure	CH ₂ JCOOH / CH ₂ JCOO ⁻	3,13
Fluorwasserstoff	HF / F ⁻	3,14
Ameisensäure	HCOOH / HCOO ⁻	3,7
Milchsäure	CH ₃ -CH(OH)-COOH / CH ₃ -CH(OH)-COO ⁻	3,87
Benzoessäure	C ₆ H ₅ COOH / C ₆ H ₅ COO ⁻	4,21
Essigsäure	CH ₃ COOH / CH ₃ COO ⁻	4,76
Valeriansäure	C ₄ H ₉ COOH / C ₄ H ₉ COO ⁻	4,81
Buttersäure	C ₃ H ₇ COOH / C ₃ H ₇ COO ⁻	4,82
Capronsäure	C ₅ H ₁₁ COOH / C ₅ H ₁₁ COO ⁻	4,85
Propionsäure	C ₂ H ₅ COOH / C ₂ H ₅ COO ⁻	4,88
Kohlensäure	(H ₂ CO ₃) / HCO ₃ ⁻	6,46
Schwefelwasserstoff	H ₂ S / HS ⁻	7,06
Hydrosulfit-Ion	HSO ₃ ⁻ / SO ₃ ²⁻	7,2
Dihydrogenphosphat-Ion	H ₂ PO ₄ ⁻ / HPO ₄ ²⁻	7,21
Unterchlorige Säure	HOCl / ClO ⁻	7,25
Ammonium-Ion	NH ₄ ⁺ / NH ₃	9,21
Blausäure	HCN / CN ⁻	9,4
Glycin (inneres Salz)	H ₃ N ⁺ -CH ₂ -COO ⁻ / H ₂ N-CH ₂ -COO ⁻	9,8
Hydrogencarbonat-Ion	HCO ₃ ⁻ / CO ₃ ²⁻	10,4
Monomethylammonium-Ion	CH ₃ NH ₃ ⁺ / CH ₃ NH ₂	10,63
Wasserstoffperoxid	H ₂ O ₂ / HO ₂ ⁻	11,62
Hydrogenphosphat-Ion	HPO ₄ ²⁻ / PO ₄ ³⁻	12,32
Hydrosulfid-Ion	HS ⁻ / S ²⁻	12,9
Wasser	H ₂ O / OH ⁻	15,74
Äthylalkohol	CH ₃ CH ₂ OH / CH ₃ CH ₂ O ⁻	18
Ammoniak	NH ₃ / NH ₂ ⁻	23
Hydroxid - Ion	OH ⁻ / O ²⁻	24

Periodensystem der Elemente:

[illegible]

molare Gaskonstante $R=8,414 \text{ J}/(\text{mol K})$
Faradaykonstante $F=96500 \text{ C/mol}$

FREIE UNIVERSITÄT BERLIN

STUDIENKOLLEG

Schriftliche Prüfung zur Feststellung der Hochschuleignung
M-OK und externe Bewerber

im Fach Chemie

Lösungen

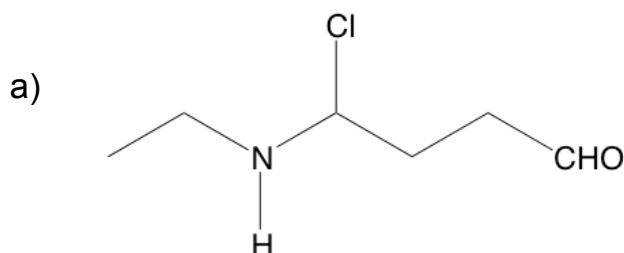
Von den vier Aufgabenvorschlägen sind **drei** vollständig zu bearbeiten. Begründen Sie Ihr Ergebnis kurz.

Bearbeitungszeit: 180 Minuten

Erlaubte Hilfsmittel: Taschenrechner, Material im Anhang dieser Klausur

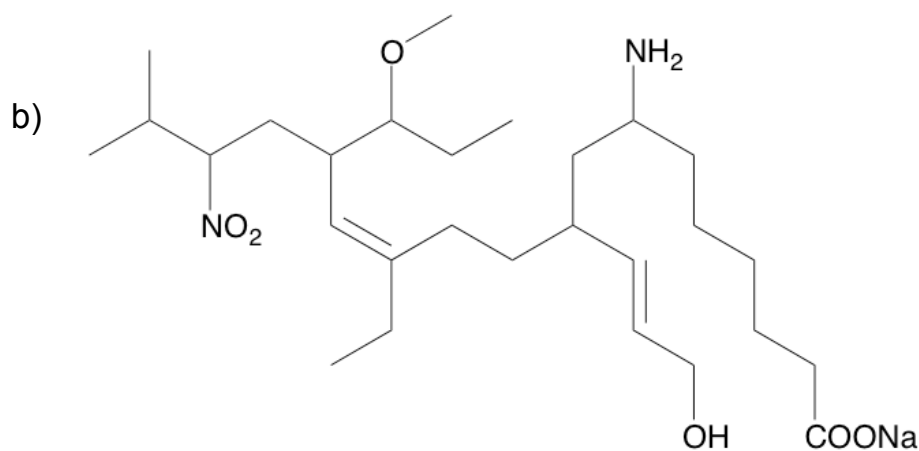
Vorschlag 1: (Organische Chemie)

1) Benennen Sie folgende Verbindungen nach den IUPAC-Regeln.



4-Chlor-4-(ethylamino)butanal

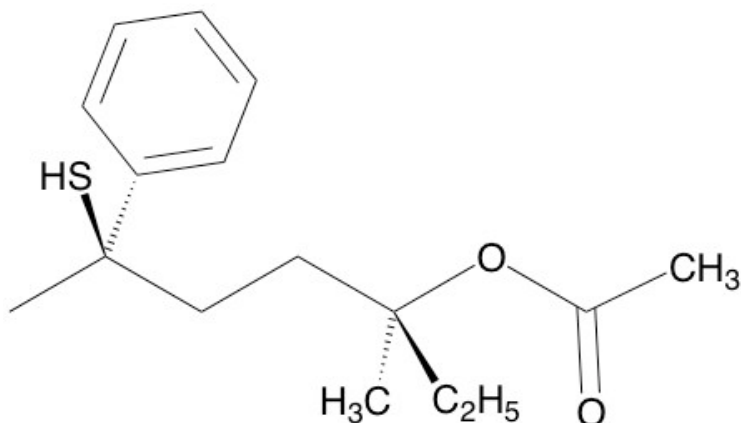
3 P



Natrium (Z)-7-amino-12-ethyl-9-((E)-3-hydroxyprop-1-en-1-yl)-14-(1-methoxypropyl)-17-methyl-16-nitrooctadec-12-enoat

12 P

2) Gegeben ist folgende Strukturformel:



[(3S, 6R)-6-Mercapto-3-methyl-6-phenylheptan-3-yl-acetat]

- a) Weisen Sie den Substituenten an den Chiralitätszentren die Prioritäten nach CIP zu.

C-6: $\text{CH}_3 = 4$; R = 3; Ph = 2, SH = 1

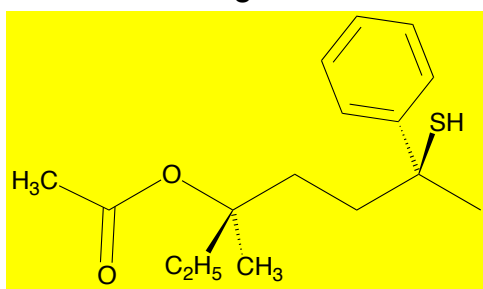
2 P

C-3: $\text{CH}_3 = 4$; $\text{C}_2\text{H}_5 = 3$; R = 2; $\text{OCOCH}_3 = 1$

- b) Bestimmen Sie nachvollziehbar die Konfiguration der Chiralitätszentren (R oder S).

entweder beschreiben oder Newman-Projektion mit CIP-Prioritäten 4 P

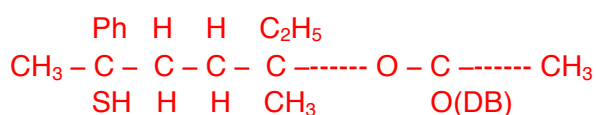
- c) Zeichnen Sie das Enantiomer zu dieser Verbindung und bestimmen Sie die Orientierung der Chiralitätszentren.



4 P

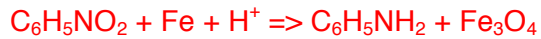
- d) Wandeln Sie die Darstellung in eine Fischerprojektion um.

5 P

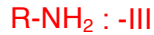


3) Nitrobenzol wird in saurer Lösung mit elementarem Eisen zu Anilin umgesetzt. Es entsteht Eisen-III-oxid.

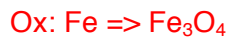
a) Formulieren Sie die „unvollständige Reaktionsgleichung“ und bestimmen Sie die Oxidationszahlen der wichtigen Atome.



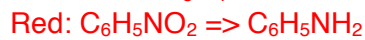
4 P



b) Markieren Sie die RedOx-Paare.



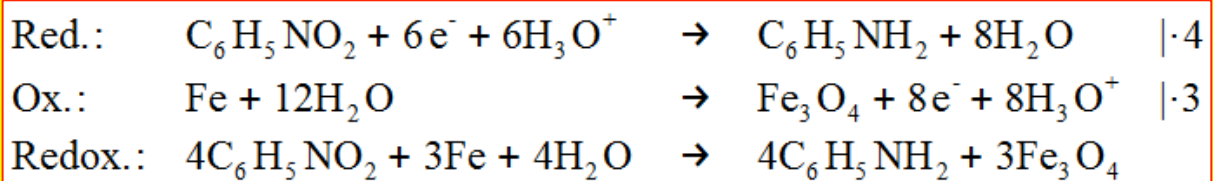
1 P



c) Formulieren Sie die Oxidations- und Reduktionsteilgleichungen und entwickeln Sie daraus nachvollziehbar die vollständig ausgeglichene Reaktionsgleichung.

Lösung:

5 P



Vorschlag 2: (Säure-Base-Reaktionen - Elektrochemie)

- 1) In einem Kolben werden 25 mL 0,2-molarer Natriumbenzoat-Lösung und 25 mL 0,2 molarer Benzoesäure vorgelegt, gerührt und mit 0,1-molarer Natronlauge titriert.

Berechnen Sie (Rechenweg angeben!) die pH-Werte für die Titrationskurve nach Zugabe von:

- a) 0 mL Natronlauge

Die Lösung enthält: NaA und HA

4 P

$$c(\text{NaA}) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

$$c(\text{HA}) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{S} + \lg\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right)$$

$$\text{pH} = 4,21 + \lg(0,1/0,1) = 4,21$$

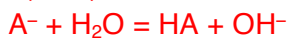
- b) 50 mL Natronlauge

Die Lösung enthält: NaA

8 P

$$V(\text{ges}) = 100 \text{ ml}$$

$$c(\text{NaA}) = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$



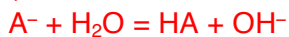
$$\text{pK}_\text{B} = 14 - \text{pK}_\text{S} = 9,79$$

A^- ist eine schwache Base, somit:

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_\text{B} - \lg c_0/\text{mol L}^{-1}) = \frac{1}{2} (9,79 - \lg 0,1) = 5,39$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,39 = 8,61$$

(Alternativ:



$$\Rightarrow [\text{HA}] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-]^2$$

$$K_\text{B} = ([\text{OH}^-]^2/[\text{A}^-])$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_\text{B} \cdot [\text{A}^-]}$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\lg K_\text{B} = 5,39$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,61)$$

- c) 450 mL Natronlauge

6 P

Die Lösung enthält: NaA und NaOH

$$V(\text{ges}) = 50 + 50 + 450 = 550 \text{ ml}$$

$$c(\text{NaA}) = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$$

$$c(\text{NaOH}) = 0,08 \text{ mol L}^{-1}$$

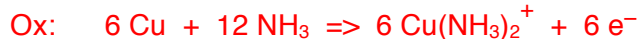
Der pH-Wert wird von der starken Base dominiert, somit:

$$\text{pOH} = -\lg(c[\text{OH}^-]) = -\lg(0,08) = 1,10$$

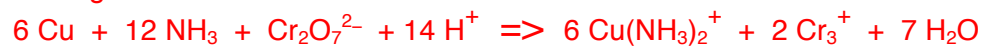
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,10 = 12,9$$

- 2) Sie bauen ein Galvanisches Element bestehend aus zwei Halbzellen auf. In der einen Halbzelle findet eine Kaliumdichromat/Chrom (III)-Reaktion statt. Die zweite Halbzelle ist eine $\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+/\text{Cu}(0)$ Zelle. In beiden Halbzelle herrschen Standardbedingungen.

- a) Stellen Sie die beiden Halbzellenreaktionen sowie die Gesamtgleichung als Ionengleichung auf (die Gegen- und Ausgleichsionen können vernachlässigt werden).



Ionengleichung:



- b) Skizzieren Sie das Galvanische Element und beschriften Sie alle wesentlichen Punkte (Aufbau und Zusammenschluss der beiden Halbzellen, Elektronenflussrichtung, Oxidation, Reduktion, Kathode, Anode, Plus- und Minus-Pol, Reaktionen an den Elektroden).

Je einen Punkt für Elektronenflussrichtung, Oxidation/Reduktion, Anode/Kathode, Plus-/Minus-Pol, Aufbau der Zelle, funktionierender Stromkreis [=> Kabelverbindung der Elektroden, Salzbrücke/Diaphragma], Halbzellenreaktionen) **5 P**

- c) Berechnen Sie die EMK des Galvanischen Elementes im Ausgangszustand!

$$\text{EMK} = E(\text{Kathode}) - E(\text{Anode}) = 1,63 \text{ V}$$

1 P

- d) Sie erhöhen den pH-Wert der Dichromat/Cr(III)-Halbzelle auf pH=7. Außerdem erhöhen Sie die Temperatur auf 80 °C. Berechnen Sie die EMK!

12 P

$$\Delta E = dE^\circ - RT/zF \ln Q$$

$$\Delta E = (1,51 + 0,12) \text{ V} - (R \cdot 353 \text{ K} / 6 \cdot F) \ln [(\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+)^6 \cdot (\text{Cr}_3^+)^2 / (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) \cdot (\text{NH}_3)^{12} \cdot (\text{H}^+)^{14}]$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - (8,314 \text{ (J/mol}\cdot\text{K)} \cdot 353 \text{ K} / 6 \cdot 96500 \text{ (C/mol)}) \ln [(1^6 \cdot 1^2) / (1^2 \cdot 1^{12} \cdot (10^{-7})^{14})]$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - (2934,8 \text{ (J/mol)} / 579000 \text{ (C/mol)}) \ln [(1^6 \cdot 1^2) / (1^2 \cdot 1^{12} \cdot (10^{-7})^{14})]$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - (197,3 \text{ J/C}) \ln 1/(10^{-7})^{14}$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - (197,3 \text{ J/C}) \ln 1/10^{-98}$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - (197,3 \text{ J/C}) \cdot 225$$

$$\Delta E = 1,63 \text{ V} - 0,874 \text{ J/C}$$

$$\Delta E = 0,75 \text{ V}$$

Vorschlag 3: (Löslichkeitsprodukt – Elementaranalyse – Atombau)

- 1) Phosphorsäure wird im Überschuss zu 125 mL einer Bariumchloridlösung gegeben, dabei fallen quantitativ 3,26 g Bariumphosphat aus.

- a) Formulieren Sie die vollständig ausgeglichene Reaktionsgleichung.



- b) Welche Stoffmengenkonzentration hatte die ursprüngliche Bariumchloridlösung?

$$M(\text{BaCl}_2) = 208,24 \quad \mathbf{8 \text{ P}}$$

$$M[\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2] = 601,96$$

Aus der Reaktionsgleichung ergibt sich, dass 3,38 g BaCl₂ erforderlich sind, um quantitativ 3,26 g Ba₃(PO₄)₂ zu fällen;

$$n = m/M \Rightarrow 0,0054 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow n = 0,016 \text{ mol BaCl}_2$$

$$0,016 \text{ mol auf } 125 \text{ mL bedeutet nun } c = 0,128 \text{ mol L}^{-1}.$$

- 2) Bei einer Razzia in einer Bombenwerkstatt von international operierenden Terroristen findet die GSG-9 (Spezialeinheit des Bundesgrenzschutzes) eine unbeschriftete Flasche mit einem weißen bis gelblichen, kristallinen Feststoff.

Bei einer Analyse stellt sich heraus, dass der Stoff aus Kohlenstoff, Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff besteht. Die molare Masse beträgt 227 g/mol.

Von 454 mg dieses kristallinen Feststoffes wird unter größten Vorsichtsmaßnahmen einer Elementaranalyse durchgeführt und dabei vollständig im Sauerstoffstrom oxidiert. Die Gase werden durch verschiedene Waschflaschen und Auffangsysteme geleitet. In einer Lösung aus Ca(OH)₂ entsteht ein milchiger Niederschlag. Diesen können Sie abtrennen und auswiegen (1,4 g).

Das entstehende Wasser wird in einem mit CaCl₂ gefüllten Trockenrohr aufgefangen. Die Gewichtszunahme beträgt nach Abschluss der Reaktion 90 mg. Außerdem entstehen 134,4 ml NO₂-Gas unter Standardbedingungen.

- a) Welche Reaktion findet in der mit Ca(OH)₂ gefüllten Waschflasche statt? Welcher Stoff entsteht bei der Reaktion?



- b) Ermitteln Sie die Verhältnisformel des unbekannten Kristalls.

Kohlenstoff: $\mathbf{2 \text{ P}}$

$$m(\text{CaCO}_3) = 1,4 \text{ g}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{C}) = m/M = 1,4 \text{ g} / (100 \text{ g/mol}) = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{C}) = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 12 \text{ g/mol} = 1,68 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

Stickstoff: $\mathbf{2 \text{ P}}$

$$V(\text{NO}_2) = 134,4 \text{ ml} = 0,1344 \text{ l}$$

$$V_M = 22,4 \text{ l/mol}$$

$$n(\text{NO}_2) = n(\text{N}) = 0,1344 \text{ l} / (22,4 \text{ l/mol}) = 6\text{e-}3 \text{ mol}$$

$$m(\text{N}) = nM = 6\text{e-}3 \text{ mol} * 14 \text{ g/mol} = 8,4\text{e-}2 \text{ g}$$

Wasserstoff:

3 P

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 90\text{e-}3 \text{ g} = 0,09 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,09 \text{ g} / (18 \text{ g/mol}) = 5\text{e-}3 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = 2 n(\text{H}_2\text{O}) = 1\text{e-}2 \text{ mol}$$

$$m(\text{H}) = nM = 1\text{e-}2 \text{ mol} * 1 \text{ g/mol} = 1\text{e-}2 \text{ g}$$

Sauerstoff:

2 P

$$m(\text{O}) = m(x) - m(\text{C}) - m(\text{H}) - m(\text{N}) = 454\text{e-}3 \text{ g} - 8,4\text{e-}2 \text{ g} - 1\text{e-}2 \text{ g} - 1,68\text{e-}1 \text{ g} = 1,92\text{e-}1 \text{ g}$$

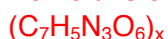
$$n(\text{O}) = m/M = 1,92\text{e-}1 \text{ g} / (16 \text{ g/mol}) = 1,2\text{e-}2 \text{ mol}$$

	C	H	N	O	
n	0,014 mol	0,01 mol	0,006 mol	0,012 mol	l:0,006 mol
	2,33333	1,66666	1	2	l*3
	7	5	3	6	

3 P

Verhältnisformel:

1 P



Vergleich mit der Molmasse des gesuchten Stoffes:

2 P

$$M(\text{gefunden}) = 7*12 \text{ g/mol} + 5*1 \text{ g/mol} + 3*14 \text{ g/mol} + 6*16 \text{ g/mol} = 227 \text{ g/mol}$$

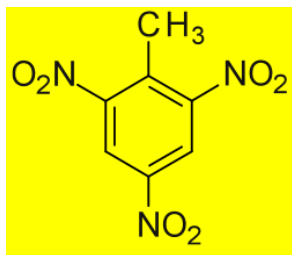
$$M(\text{gesucht}) = 227 \text{ g/mol}$$

Summenformel des gesuchten Stoffes:

1 P



- c) Machen Sie einen sinnvollen Vorschlag für eine Molekülstruktur und benennen Sie das Molekül. (Das Molekül hat eine Ringstruktur.)

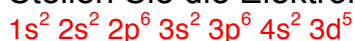


2 P

Trinitrotoluol, TNT, $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$

3) Atombau

- a) Stellen Sie die Elektronenkonfiguration von Mn auf.



1 P

- b) Erklären Sie kurz, was die verschiedenen Buchstaben und Zahlen sowie deren Kombinationen bedeuten.

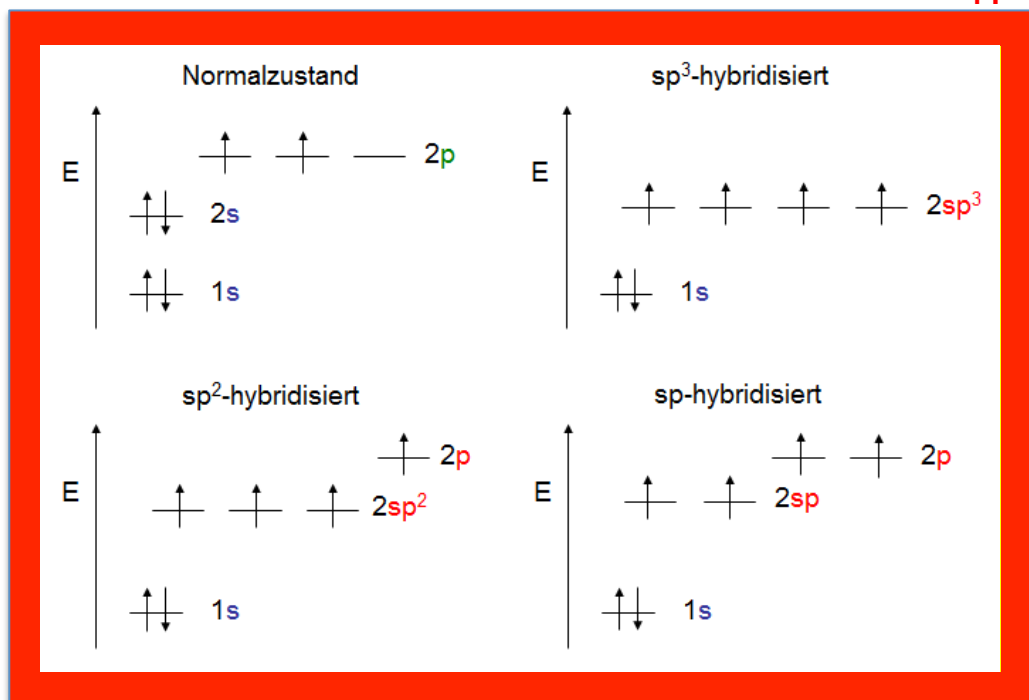
s, p, d => entsprechen den Nebenquantenzahlen, Orbitalform

1, 2, 3, 4 => Entspricht der Hauptquantenzahl

2, 6, 5 => Anzahl der Elektronen in den Orbitalen

3 P

- c) Warum werden die Orbitale einiger Elemente im Periodensystem unregelmäßig mit Elektronen besetzt? Wählen Sie ein Element und erklären Sie diese Unregelmäßigkeiten kurz mit Hilfe dieses Beispiels.
 z. B. Au => Halb besetzte d-Schale ist günstig. Deswegen ist es Möglich, dass ein s-Elektron in die d-Orbitale wechselt. **2 P**
- d) Skizzieren Sie die drei Hybridisierungsstufen von Kohlenstoffatomen mithilfe der Kästchenschreibweise. Beachten Sie dabei die Energiestufen der Orbitale.
 Nennen und skizzieren Sie Beispiele für jede Hybridisierung.

4 P

sp³ – Ethan – Einfachbindung

sp² – Ethen – Doppelbindung

sp – Ethin – Dreifachbindung

Vorschlag 4: (Elektrochemie – Löslichkeitsprodukt – Isomerie – Nomenklatur)

- 1) Sie bauen die folgende Konzentrationskette auf:

(Al / AlCl₃ (0,001 mol/l) // AlCl₃ (1 mol/l) / Al)

Darüberhinaus gelten die Standardbedingungen.

Die Volumina der beiden Lösungen betragen jeweils 0,5 L.

- a) Skizzieren Sie das Galvanische Element und beschriften Sie alle wesentlichen Punkte (Aufbau und Zusammenschluss der beiden Halbzellen, Elektronenflussrichtung, Oxidation, Reduktion, Kathode, Anode, Plus- und Minus-Pol, Reaktionen an den Elektroden). Schreiben Sie die Reaktionsgleichungen auf.

5 P

- b) Berechnen Sie die EMK.

3 P

$$E = E^0 + RT/zF \cdot \ln(c)$$

$$\Delta E = RT/zF \cdot \ln (c_{\text{Kathode}}/c_{\text{Anode}})$$

$$\Delta E = 0,059 \text{ V/z} \cdot \lg (c_{\text{Kathode}}/c_{\text{Anode}}) = 0,059 \text{ V/3} \cdot \lg(1/0,001) = 0,059 \text{ V}$$

- c) Sie fügen zu der Lösung auf der Kathodenseite so viel festes NaOH (NaOH-Plättchen) hinzu, bis der pH-Wert 12 beträgt.

Beschreiben Sie (kurz!) die wesentlichen Veränderungen, die sich durch die NaOH-Zugabe ergeben (oder skizzieren sie die Veränderungen mit einer Zeichnung).

10 P

Bildung von schwerlöslichem Al(OH)₃.

Drastische Senkung der Al³⁺-Konzentration

Durch die OH⁻-Ionen-Konzentration werden alle oxidierten Al-Ionen aus dem Al-Stab als schwerlösliches Al(OH)₃ ausgefällt. Die Konzentration an Al³⁺ bleibt lange sehr konstant, so dass auch die EMK sehr lange ziemlich konstant bleibt.

Außerdem drehen sich die Konzentrationsverhältnisse um, so dass die Elektronenflussrichtung sich um dreht. Die Anode wird zur Kathode und umgekehrt.

- d) Berechnen Sie die EMK der Konzentrationskette nach der Zugabe von NaOH.

7 P



$$K_L = [\text{Al}^{3+}][\text{OH}^-]^3$$

$$[\text{Al}^{3+}] = K_L / [\text{OH}^-]^3 = (5 \cdot 10^{-33} \text{ mol}^4/\text{l}^4) / (1 \cdot 10^{-2})^3 \text{ mol/l} = 5 \cdot 10^{-27} \text{ mol/l}$$

$$\begin{aligned} \Delta E &= 0,059 \text{ V/z} \cdot \lg (c_{\text{Kathode}}/c_{\text{Anode}}) = 0,059 \text{ V/3} \cdot \lg(0,001/5 \cdot 10^{-27}) \\ &= 0,059 \text{ V/3} \cdot 23,301 = 4,58 \cdot 10^{-1} \text{ V} \end{aligned}$$

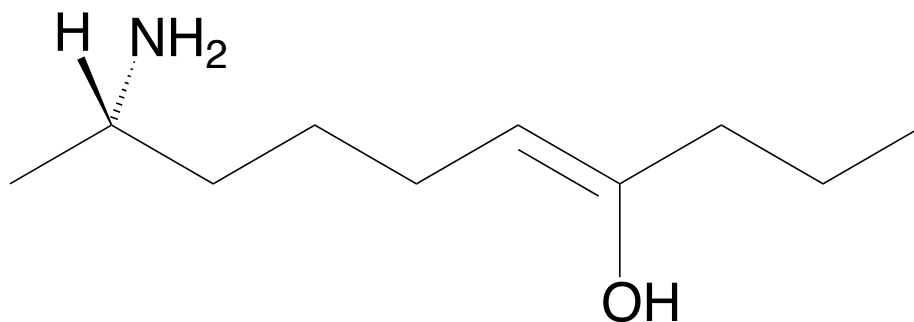
2) Isomerie/Nomenklatur

- a) Sie analysieren einen unbekannten Stoff und erhalten aus Ihren bisherigen Experimenten schon einmal die Summenformel $C_4H_8O_2$. Welche verschiedenen funktionellen Isomere sind möglich? Zeichnen Sie – sofern es möglich ist – jeweils zwei Beispiele und benennen Sie diese nach den IUPAC-Regeln.

6 P

Säure
 Ester
 Keto + Alkohol
 Keto + Ether
 Aldehyd + Alkohol
 Aldehyd + Ether

- b) Benennen Sie die folgende Verbindung nach den IUPAC-Regeln.



(S,Z)-9-aminodec-4-en-4-ol

6 P

- c) Zeichnen Sie zu der Verbindung aus Aufgabe b) drei unterschiedliche Arten von Isomeren und benennen Sie diese. Welche Art von Isomerie liegt jeweils vor?

3 P

Mögliche Isomeriearten:

Stellungsisomerie
 Gerüstisomerie
 Funktionelle Isomerie
 Tautomerie
 E/Z-Isomerie
 Spiegelbildisomerie