

Klausurnummer:

Klausur zum Chemischen Grundpraktikum für das Lehramt im WiSe 2024/2025 vom 24.02.2025

A1	A2	A3	A4	A5	A6	Σ	Note
8	15	12	33	10	10	88	

NAME:

VORNAME:

EMAIL (LMU-Mail!):

IMMATRIKULATIONSNUMMER:

Schreiben Sie bitte gut leserlich: Name und Vorname in Druckbuchstaben.

Unleserliche Teile werden nicht gewertet!

Die Bewertung der einzelnen Aufgaben ist jeweils in Klammern nach der Aufgabennummerierung angegeben. Insgesamt sind 85 Punkte erreichbar. Die Gesamtklausur gilt als bestanden, wenn 50% der erreichbaren Punkte erzielt wurden.

- Wichtig:**
1. Schreiben Sie auf jedes Blatt oben Ihren Namen.
 2. Schreiben Sie die Lösungen nur auf das Blatt der entsprechenden Aufgabe (wenn erforderlich die Rückseite benutzen).
 3. Mit Bleistift geschriebene Aufgaben werden **nicht** gewertet!
 4. Als Hilfsmittel ist nur ein nicht programmierbarer Taschenrechner zugelassen.
 5. Falls Sie weitere Zusatzblätter benötigen, fordern Sie diese bitte beim Aufsichtspersonal an und verwenden Sie nur gekennzeichnete Zusatzblätter.
 6. Merken/notieren Sie Ihre Klausurnummer für Notenbekanntgabe!

Viel Erfolg beim Lösen der Aufgaben!

Die Klausur umfasst **6** Aufgaben auf insgesamt **14** Blättern (inklusive 1 Schmierblatt und Deckblatt). Überprüfen Sie unbedingt bei Erhalt der Klausur die Anzahl der Blätter auf Vollständigkeit!

Aufgabe 1: Löslichkeitsprodukt und chemisches Gleichgewicht [8P]

- a) Gegeben ist das Löslichkeitsprodukt von CaF_2 bei 25°C mit $L = 3,9 \cdot 10^{-11} \text{ mol}^3/\text{L}^3$. Wie groß ist die Konzentration der Ca^{2+} - und F^- -Ionen in der gesättigten Lösung? Wie groß ist die Konzentration von CaF_2 ? [5P]

$$\text{CaF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}_{(aq)}^{2+} + 2 \text{F}_{(aq)}^- \quad 1\text{P}$$

$$c(\text{F}^-) = 2 c(\text{Ca}^{2+})$$

$$L = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot c^2(\text{F}^-) = c(\text{Ca}^{2+}) \cdot (2c)^2(\text{Ca}^{2+}) = 4 \cdot c^3(\text{Ca}^{2+}) \quad 1\text{P}$$

$$3,9 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3} = 4 \cdot c^3(\text{Ca}^{2+}) \quad /: 4 \text{ dann } \sqrt[3]{\quad} \text{ziehen}$$

$$\Rightarrow c(\text{Ca}^{2+}) = 2,1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 1\text{P}$$

$$c(\text{F}^-) = 4,2 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \quad 1\text{P}$$

$$\Rightarrow c(\text{CaF}_2) = 2,1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow \text{es gehen } 2,1 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ CaF}_2 \text{ in Lösung} \quad 1\text{P}$$

- b) Betrachtet wird das Gleichgewicht: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$

1. In einem Gasgemisch aus N_2O_4 und NO_2 , das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, wurden bei einer Temperatur von 25°C die folgenden Konzentrationen gemessen: $c(\text{N}_2\text{O}_4)$: $4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, $c(\text{NO}_2)$: $1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz und berechnen Sie K_c . [1P]

$$K_c = \frac{(c_{\text{NO}_2})^2}{c_{\text{N}_2\text{O}_4}} \quad 1\text{P}$$

$$K_c = \frac{(1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L})^2}{4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$= \frac{1,988 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$= 0,466 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$= 4,66 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

2. Das Gasgemisch befindet sich in einer Spritze. Durch Verschieben des Stempels wird das Gas auf die Hälfte des Volumens komprimiert. Die Intensität der durch das NO_2 verursachten braunen Farbe des Gemischs nimmt zunächst, dann allmählich bis zum Erreichen des neuen Gleichgewichtszustandes wieder etwas ab. Erklären Sie die Farbänderungen. [2P]

Die Halbierung des Volumens entspricht einer Verdopplung der Konzentrationen.
D.h.: Neue Konzentrationen durch das Hereinschiebens des Stempels der Spritze:

$$C_{\text{N}_2\text{O}_4} = 2 \cdot 4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 8,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$
$$C_{\text{NO}_2} = 2 \cdot 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} = 2,82 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$


Pro Volumeneinheit wurde die Menge der Moleküle, die die braune Farbe verursachen, verdoppelt.
Die Farbintensität nimmt demnach zu.

2P

Aufgabe 2: Titrationsen und pH-Werte [15P]

Titriert wird 0.02 M Essigsäure mit einer 0.1 M Natronlauge. τ sei der Grad des Umsatzes. $pK_s(\text{Essigsäure}) = 4.75$ Die Volumenzunahme kann vernachlässigt werden.

- a) Berechnen Sie die pH-Werte zu den Zeitpunkten $\tau = 0$, $\tau = 0.5$ und $\tau = 1$. [10P]

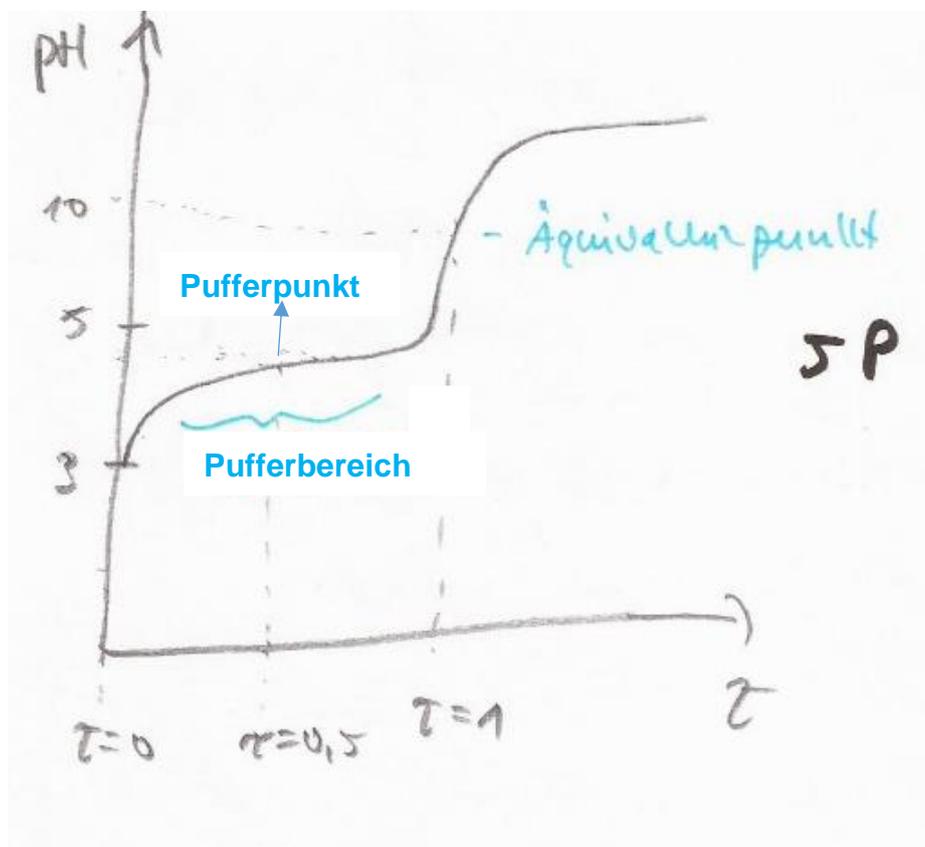
1) $\tau = 0$, nur Essigsäure liegt vor \rightarrow schwache Säure **1P**
 $\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (pK_s - \log c_0)$; $c_0 = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
 $pK_s = 4,75$ **1P**
 $\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (4,75 - \log(0,02)) =$
 $= \frac{1}{2} (4,75 - (-1,69897)) = 3,2$

$\tau = 0,5$, die Hälfte der Essigsäure wurde „neutralisiert“
 $\text{HOAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOAc} + \text{H}_2\text{O}$
 \Rightarrow es liegt jetzt die gleiche Menge (konst. an
 HOAc und NaOAc vor \rightarrow Pufferpunkt **1P**
 Henderson-Hasselbalch-Gleichung
 $\text{pH} = pK_s - \log \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{Ac}^-]}$ **1P** oder $\text{pH} = pK_s + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HOAc}]}$
 da $[\text{HOAc}] = [\text{Ac}^-]$
 $\rightarrow \text{pH} = pK_s = 4,75$ **1P**

$\tau = 1$ Äquivalenzpunkt **1P**
 $\text{HOAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOAc} + \text{H}_2\text{O}$
 $\rightarrow \text{NaOAc}$ in H_2O
 $\Rightarrow \text{OAc}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOAc} + \text{OH}^-$ **1P**
 \Rightarrow Lösung ist schwach basisch **1P**
 $pK_b = 14 - pK_s = 14 - 4,75 = 9,25$
 $\text{pOH} = \frac{1}{2} (pK_b - \log c_0) = \frac{1}{2} (9,25 - \log(0,02)) = 5,47$ **1P**

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,47 = 8,53 \quad 1\text{P}$$

- b) Stellen Sie die Titrationskurve graphisch dar und beschriften Sie die Skizze. [5P]

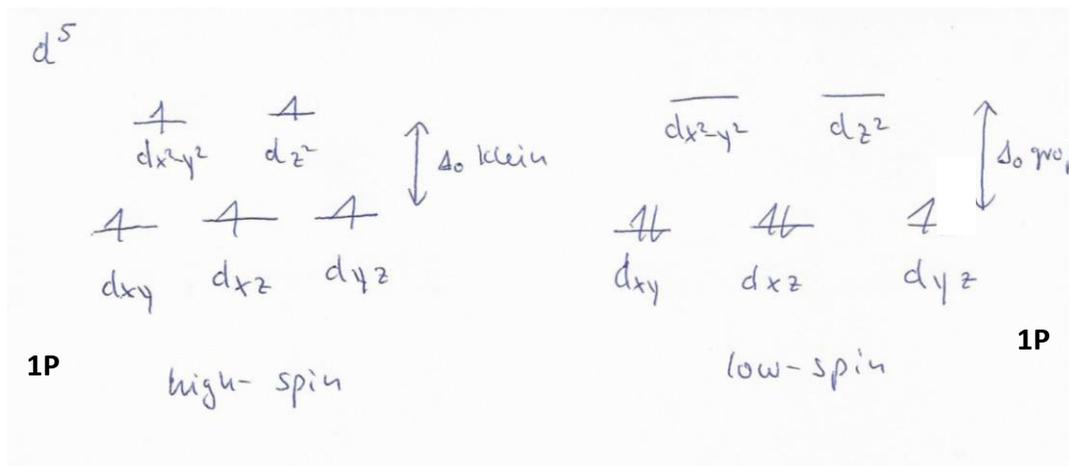


Aufgabe 3: Koordinationschemie [12P]

- a) Zu einer wässrigen Cobaltsulfatlösung wird konzentrierte HCl gegeben. Die Lösung färbt sich von blassrosa zu tiefblau. Erklären Sie anhand der Kristallfeldtheorie die Farbänderung. [8P]

[Co(H₂O)₆]²⁺ in Lösung (1P); oktaedrischer Komplex (1P), d⁷-Kation → Übergang Laporteverboten (1P) und spinerlaubt (1P)
 Durch Zugabe von HCl entsteht Tetrachlorocobaltat (1P) → tetraedrischer (1P) Komplex → Übergang Laporte (1P) und spinerlaubt (1P) → blaue Farbe

- b) [Fe(H₂O)₆]³⁺ und [Fe(CN)₆]³⁻ bilden oktaedrische (d⁵) Komplexe, wobei [Fe(H₂O)₆]³⁺ ein high spin Komplex und [Fe(CN)₆]³⁻ ein low spin Komplex ist. Erklären Sie anhand der Besetzung der d-Orbitale im oktaedrischen Ligandenfeld wann ein high spin oder low spin Komplex vorliegt. [4P]



Je nachdem wie groß Δ_o ist, bildet sich ein high spin oder ein low spin Komplex

1P

High spin: $\Delta_o < \text{Spinpaarungsenergie}$

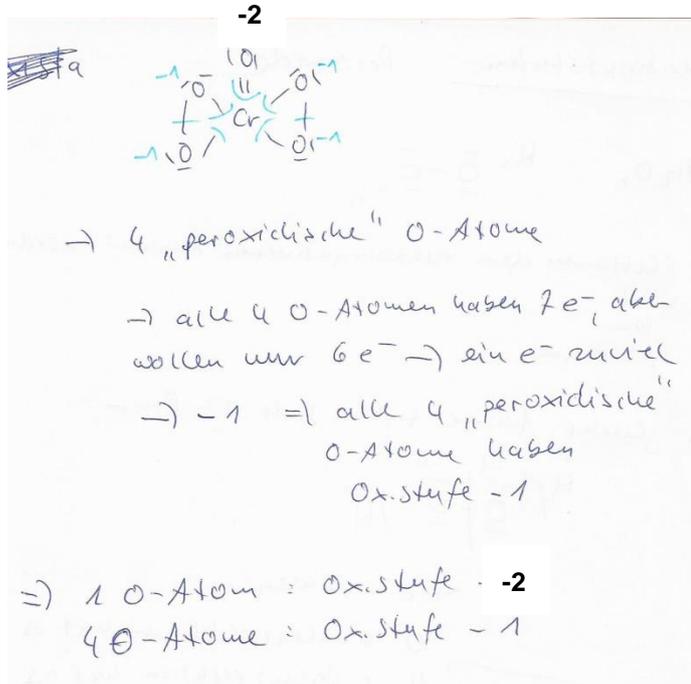
1P

Low spin: $\Delta_o > \text{Spinpaarungsenergie}$

Aufgabe 4: Redoxreaktionen und Elektrochemie [33P]

- a) Bestimmen Sie die Oxidationsstufen des Chroms der Verbindungen $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ und K_2CrO_4 , die des Wasserstoffs der Verbindungen H_2 und CaH_2 und die des Sauerstoffs in den Verbindungen H_2O_2 und CrO_5 . [7P]

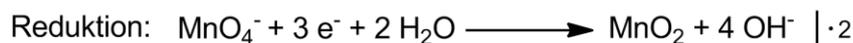
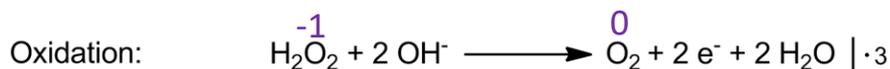
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$: +3, K_2CrO_4 : +6, H_2 : 0, CaH_2 : -1, H_2O_2 : -1;



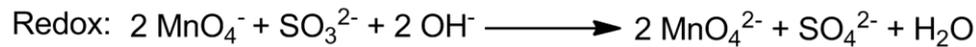
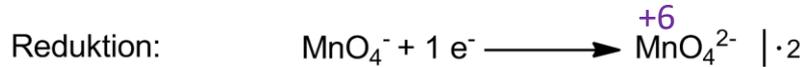
jeweils 1 P, für CrO_5 2 P

- b) Stellen Sie die Redoxgleichungen (Teilgleichungen und die Gesamtgleichung) auf für:

1) die Reaktion von Permanganat mit H_2O_2 in basischer Lösung. [3P]



2) Reaktion von Permanganat mit Sulfid in basischer Lösung.
[3P]



- c) Das Reduktionspotential einer Permanganat-Lösung mit $c(\text{MnO}_4^-) = 0.1$ mol/L, die Mn^{2+} -Ionen mit $c(\text{Mn}^{2+}) = 10^{-3}$ mol/L enthält, wird bei jeweils den pH-Werten von $\text{pH} = 1$ und $\text{pH} = 5$ gemessen. Begründen Sie durch Berechnung, ob das Reduktionspotential pH-abhängig ist. $E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.51 \text{ V}$. [5P]

Halbreaktion aufstellen: (1P)
 $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} \quad E^\circ = 1,51 \text{ V}$

Nernstsche Gleichung

$$E = E^\circ - \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{Mn}^{2+})}{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}$$

oder

$$E = E^\circ + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{c(\text{MnO}_4^-) \cdot c^8(\text{H}^+)}{c(\text{Mn}^{2+})}$$

bei $\text{pH} = 1$: $c(\text{H}^+) = 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ (0,5P)
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$
 $1 = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow$ auflösen nach $c(\text{H}^+)$

\rightarrow einsetzen in Gleichung

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-8}}{10^{-3}} = \underline{\underline{1,44 \text{ V}}} \quad (1\text{P})$$

bei $\text{pH} = 5$: $c(\text{H}^+) = 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ (0,5P)

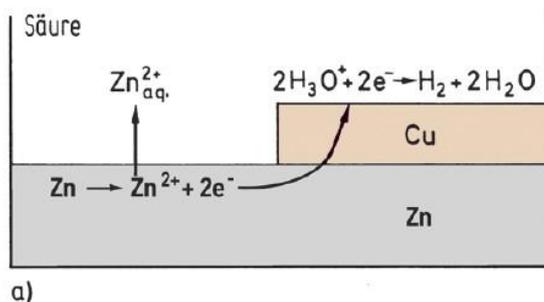
\rightarrow in Gleichung einsetzen

$$E = 1,51 \text{ V} + \frac{0,0592 \text{ V}}{5} \cdot \lg \frac{10^{-1} \cdot 10^{-40}}{10^{-3}} = \underline{\underline{1,06 \text{ V}}} \quad (1\text{P})$$

\Rightarrow Potential ist pH-abhängig (1P)

d) Was ist ein Lokalelement? Beschreiben Sie es anhand des Zn-Cu-Beispiels.[4P]

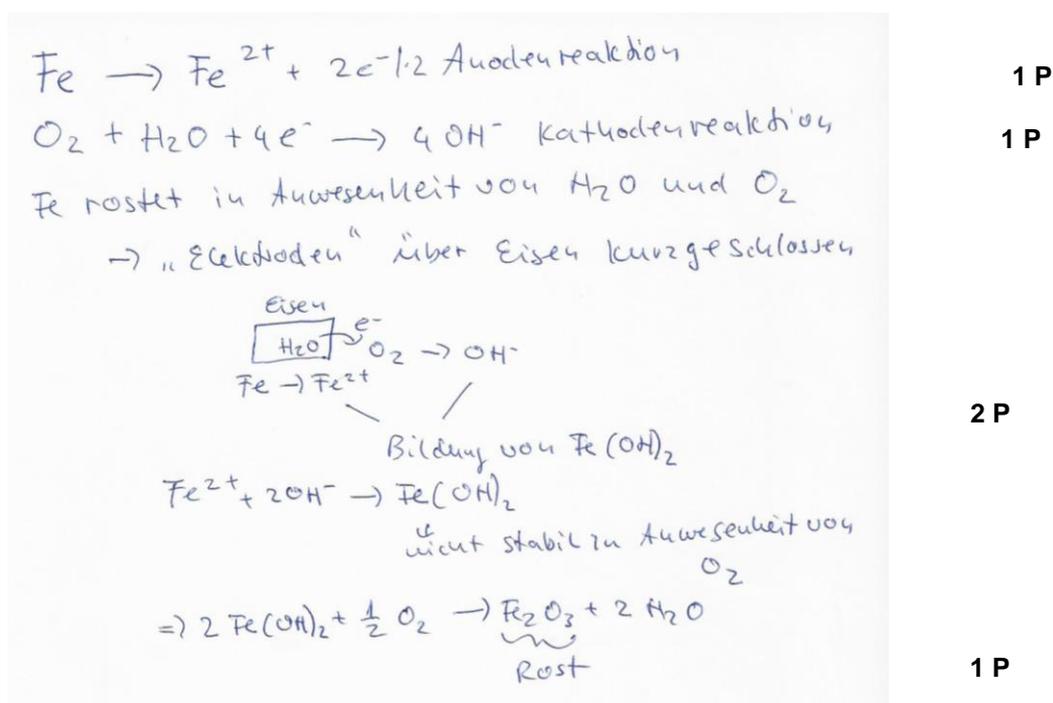
Ein Lokalelement entsteht, wenn die Oberfläche eines unedlen Metalls (0,5 P) mit einem edleren Metall (0,5 P) in Berührung (0,5 P) kommt und ein Elektrolyt die Berührungsstelle (0,5 P) umgibt.



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Janiak: Anorganische Chemie.

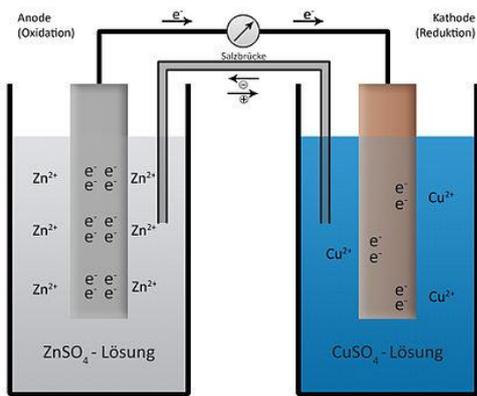
Bei Berührung beider Metalle: H₂-Entwicklung an Cu (0,5 P), da von Zn abgegebene e⁻ (0,5 P) in Cu fließen (0,5 P) und dort ohne kinetische Hemmung (0,5 P) an H₃O⁺ übertragen werden

e) Was passiert bei der Korrosion von Eisen (Beschreibung und Gleichungen)? [5P]



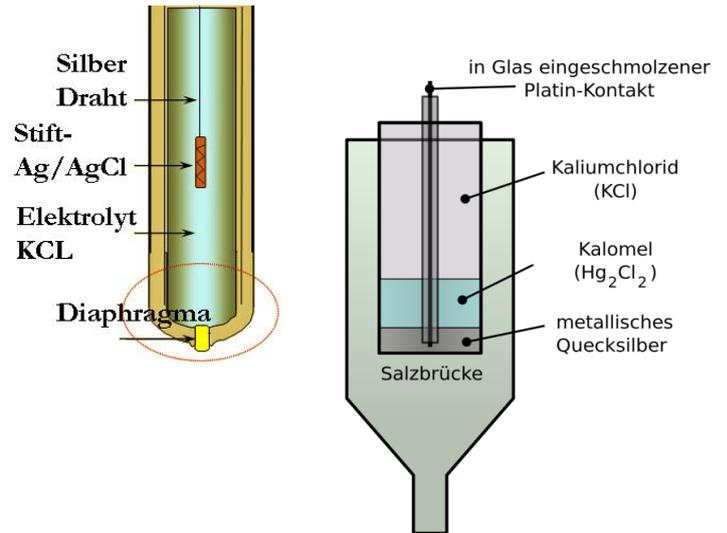
- f) Nennen Sie jeweils ein Beispiel für eine Elektrode 1. Art und eine Elektrode 2. Art (mit Skizze und Beschriftung). [6P]

Elektrode 1. Art: z.B. Daniell-Element
(1 P)



2 P

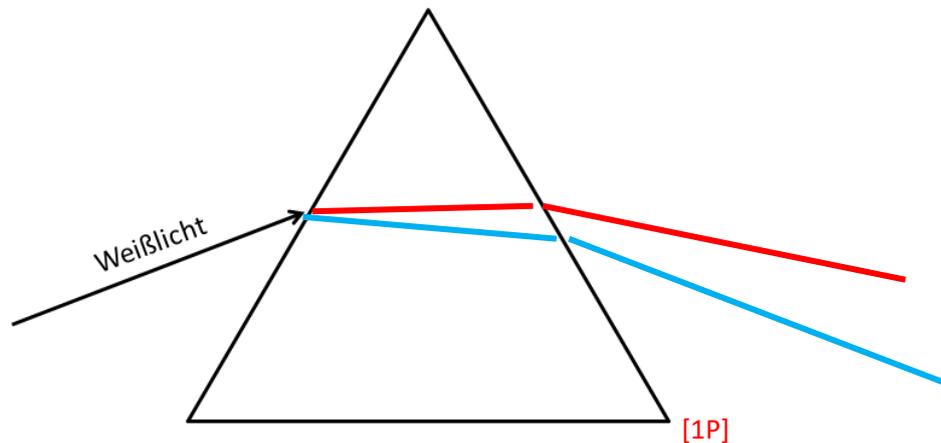
Elektrode 2. Art: z.B. Silber/Silberchlorid-Elektrode oder Kalomelelektrode (1 P)



2 P

Aufgabe 5: Farben [10P]

a) Ein Glasprisma wird parallel mit Weißlicht beleuchtet. Skizzieren Sie schematisch den Weg eines blauen und eines roten Lichtstrahles durch das Prisma und geben Sie eine kurze Begründung für den Verlauf der von Ihnen skizzierten Lichtstrahlen. Nehmen Sie an, dass sich außerhalb des Prismas Luft befindet. [2P]



Rotes Licht/ Licht größerer Wellenlängen/ Licht niedriger Energie wird schwächer gebrochen als blaues Licht [1P]

Oder: Brechungsindex größer für kleinere Wellenlänge [1P]

b) Für die Absorption von Licht ist die optische Dichte (OD) von zentraler Bedeutung. Geben Sie eine Formel für die optische Dichte an und erläutern Sie alle darin enthaltenen Größen. [2P]

$OD(\lambda) = \epsilon_{\lambda} d c$ [0.5 Punkte ohne Abhängigkeit von λ , 1.0 Punkte mit. Wenn irgendwo erwähnt wird, dass die Intensitäten Wellenlängenabhängig sind kann der halbe Punkt auch noch gegeben werden.]

ϵ gibt Abschwächung einer bestimmten Wellenlänge λ durch das Medium an. [0.5]
oder: Extinktionskoeffizient [0.5]

d: Dicke des Mediums/der Küvette und c: Konzentration [0.5]

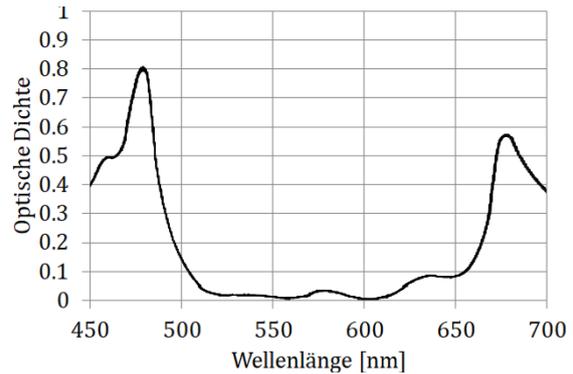
Auch korrekt:

$OD(\lambda) = \log[I_0(\lambda)/I(\lambda)]$ [0.5 Punkte ohne Abhängigkeit von λ , 1.0 Punkte mit. Wenn irgendwo erwähnt wird, dass die Intensitäten Wellenlängenabhängig sind kann der halbe Punkt auch noch gegeben werden.]

I_0 : Eingestrahlte Lichtintensität

I : Lichtintensität nach Durchgang durch Küvette

c) Ihnen liegt folgendes Absorptionsspektrum vor. Schätzen Sie ab, in welcher Farbe die Probe dem Betrachter erscheint und geben Sie eine kurze Begründung. [2P]



Grün oder grün/gelb [1P]

Blauer Bereich und roter Bereich werden absorbiert [0.5P] Sichtbar ist am Ende das nicht absorbierte Licht/die Gegenteiligen Farben [0.5P]

Oder: im Wellenlängenbereich 500 bis 650 wird nichts absorbiert [1P]

d) Berechnen Sie mit Hilfe des Absorptionsspektrums in (b) den Extinktionskoeffizienten der Probe in $\text{L} \cdot (\text{mol} \cdot \text{cm})^{-1}$ für die Wellenlänge am Absorptionsmaximum $\lambda = 477 \text{ nm}$. Die Dicke der Küvette beträgt 1 cm und die Farbstoffkonzentration der Lösung 25 mmol/L . [2P]

Hinweis: Verwendung der richtigen Einheiten.

$$\varepsilon = \frac{OD}{dc} = \frac{0.8}{0.001\text{m} \cdot 25 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3}} = 32 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

Auch korrekt: $32 \text{ m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} = 32000 \text{ cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ aber dann [-0.5P]

e) Berechnen Sie die Frequenz und die Energie für Licht der Wellenlänge 477 nm . [2P]

Hinweis: Lichtgeschwindigkeit $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; Planck'sches Wirkungsquantum $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$

Frequenz:

$$\begin{aligned} \nu &= \frac{c}{\lambda} \text{ [0.5P]} \\ &= \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{477 \cdot 10^{-9} \text{m}} = 6.289 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ [0.5P]} \end{aligned}$$

Energie:

$$\begin{aligned} E &= h\nu = \frac{hc}{\lambda} \text{ [0.5P]} \\ &= 4.1696 \cdot 10^{-19} \text{ [0.5P]} \end{aligned}$$

Aufgabe 6: Reaktionskinetik [10P]

a) Wie ist die Reaktionsgeschwindigkeit definiert? Geben Sie die Formel an und benennen Sie die darin vorkommenden Größen. [1P]

$$v_R = 1/\nu_J \frac{d}{dt} [J]$$

[J]: Konzentration von J

ν_J : stöchiometrischer Faktor von J (negativ für Edukt, positiv für Produkte), alternativ kann das Vorzeichen explizit rausgezogen werden

Quelle: Seite 13

b) Wie lautet das Geschwindigkeitsgesetz für eine Reaktion erster Ordnung? Skizzieren Sie den zeitlichen Verlauf der Eduktkonzentration. Durch welche Formel wird dieser beschrieben? Berechnen Sie daraus den zeitlichen Verlauf der Reaktionsgeschwindigkeit und skizzieren Sie diesen. [3P]

$$\frac{d}{dt} [A] = -k [A] \quad [1]$$

mit

[A] Konzentration des Eduktes A

k Geschwindigkeitskonstante

Konzentration:

es ergibt sich ein exp Abfall [0.5]

$$[A] = [A]_0 \exp(-kt) \quad [0.5]$$

[A] Eduktkonzentration

[A]₀ Startkonzentration

k Geschwindigkeitskonstante

t Zeit

Reaktionsgeschwindigkeit:

es ergibt sich ein exp Abfall [0.5]

$$v_R = -\frac{d}{dt} [A] = k [A]_0 \exp(-kt) \quad [0.5]$$

Quelle: Seite 21

c) Bei der Zersetzung von N_2O_5 in flüssigem Brom handelt es sich um eine Reaktion erster Ordnung. Nach welcher Zeit hat sich die Startkonzentration halbiert? Nehmen Sie eine Geschwindigkeitskonstante von $k = 2.1 \cdot 10^{-3} \text{s}^{-1}$ an. Welche Angabe würden Sie zur Berechnung der Halbwertszeit bei Reaktionen 0. und 2. Ordnung zusätzlich benötigen? [2P]

$$t_{0.5} = 1/k \cdot \ln 2 = 0.693 / (2.1 \cdot 10^{-3}) \text{ s} = 330 \text{ s} [1]$$

Für Reaktion 0. und 2. Ordnung wird noch die Startkonzentration benötigt [1]

Quelle: VL03, Seite 27

d) Erläutern Sie, wie Sie anhand einer experimentellen Messung des zeitlichen Konzentrationsverlaufs überprüfen können, ob es sich um eine Reaktion erster Ordnung handelt. [1P]

Auftragung von $\ln [A]$ gegen t ergibt einen linearen Verlauf

$$[A] = [A]_0 \exp(-kt)$$
$$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$$

[A] Eduktkonzentration
[A]₀ Startkonzentration
k Geschwindigkeitskonstante
t Zeit

Insgesamt [1], Quelle: Seite 25

e) Erläutern Sie, wie Sie anhand einer experimentellen Messung des zeitlichen Konzentrationsverlaufs überprüfen können, ob es sich um eine Reaktion zweiter Ordnung handelt. [1P]

Lösung: Die Auftragung der reziproken Konzentration gegen die Zeit muss eine Gerade ergeben, d.h. man trägt $\frac{1}{c_A(t)}$ gegen die Zeit t auf, wenn es um Teilchensorte A geht.

f) Wie hängt die Geschwindigkeitskonstante von der Temperatur ab? Geben Sie den mathematischen Zusammenhang an und nennen Sie die physikalische Bedeutung der darin enthaltenen Größen. Welchen Effekt haben Katalysatoren? [2P]

Die Arrhenius-Gleichung beschreibt die quantitative Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeitskonstanten k von der Temperatur:

$$k = A \cdot \exp(-E_A / (RT))$$

mit

- ⑩ A präexponentieller oder Frequenzfaktor
- ⑩ E_A Aktivierungsenergie
- ⑩ R universelle Gaskonstante,

⑩ T absolute (thermodynamische) Temperatur

bis hierhin [1]

Katalysatoren senken die Aktivierungsenergie und erhöhen so die Reaktionsgeschwindigkeit [1]

Quelle: 48

NOTIZSEITE : WIRD NICHT GEWERTET

(Wenn zu wenig Platz vorhanden ist, dann Rückseiten der Aufgabenblätter verwenden!)