

Klausurnummer:

## Wiederholungsklausur zum Chemischen Grundpraktikum für das Lehramt im WiSe 2020/2021 vom 30.03.2021

A1	A2	A3	A4	A5	A6	$\Sigma$	Note
10	15	12	28	10	10	<b>85</b>	

NAME: .....

VORNAME: .....

EMAIL (cup-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.

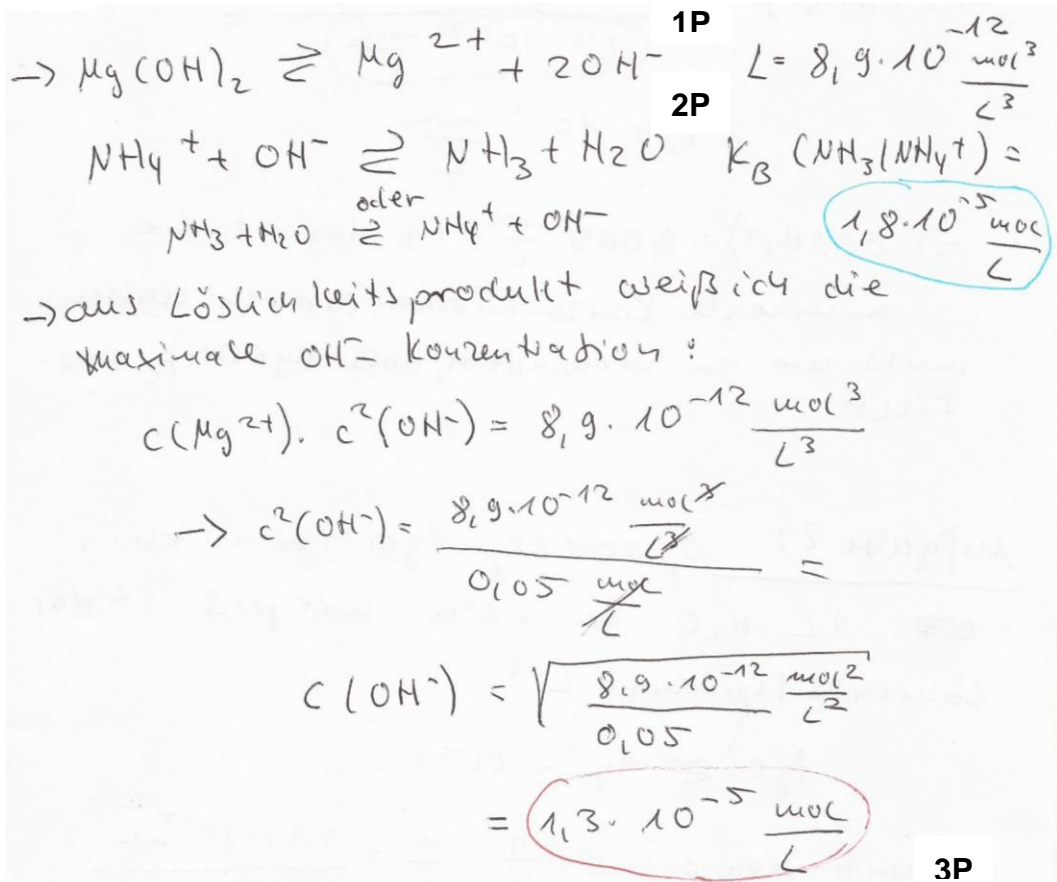
- Wichtig:**
1. Schreiben Sie auf jedes Blatt oben Ihren Namen.
  2. Schreiben Sie die Lösungen nur auf das Blatt der entsprechenden Aufgabe (wenn erforderlich die Rückseite benutzen).
  3. Mit Bleistift geschriebene Aufgaben werden **nicht** gewertet!
  4. Als Hilfsmittel ist nur ein nicht programmierbarer 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 **xx** Blättern (inklusive 1 Schmierblatt und Deckblatt). Überprüfen Sie unbedingt bei Erhalt der Klausur die Anzahl der Blätter auf Vollständigkeit!

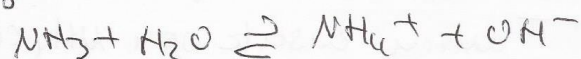
**Aufgabe 1: Löslichkeitsprodukt [10P]**

Welche  $\text{NH}_4^+$ -Konzentration muss durch Zusatz von  $\text{NH}_4\text{Cl}$  erreicht werden, damit aus einer Lösung aus  $\text{MgCl}_2$  und Ammoniak bei  $25^\circ\text{C}$  kein  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ausfällt? Es gilt:  $c(\text{Mg}^{2+}) = 0,05 \text{ mol/L}$ ,  $c(\text{NH}_3) = 0,05 \text{ mol/L}$ ,  $L(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 8,9 \cdot 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$ ,  $K_B(\text{NH}_3/\text{NH}_4^+) = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ .



$\rightarrow$  aus Basengleichgewicht des  $\text{NH}_3$  kann ich die  $\text{NH}_4^+$ -Konzentration berechnen, die die  $\text{OH}^-$ -Konzentration auf diesen Wert hat:

aus Gleichung



$$\rightarrow \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\rightarrow c(\text{NH}_4^+) = \frac{1,8 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1,3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 6,9 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

3P

$\Rightarrow c(\text{NH}_4^+) = 0,069 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \rightarrow$  das ist die minimale Konzentration, die ich haben muss um zu verhindern, dass  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  ausfällt

1P

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

Titriert wird 0.02 M Essigsäure mit einer 0.1 M Natronlauge.  $\tau$  sei der Grad des Umsatzes.  $pK_s(\text{Essigsäure}) = 4.75$

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

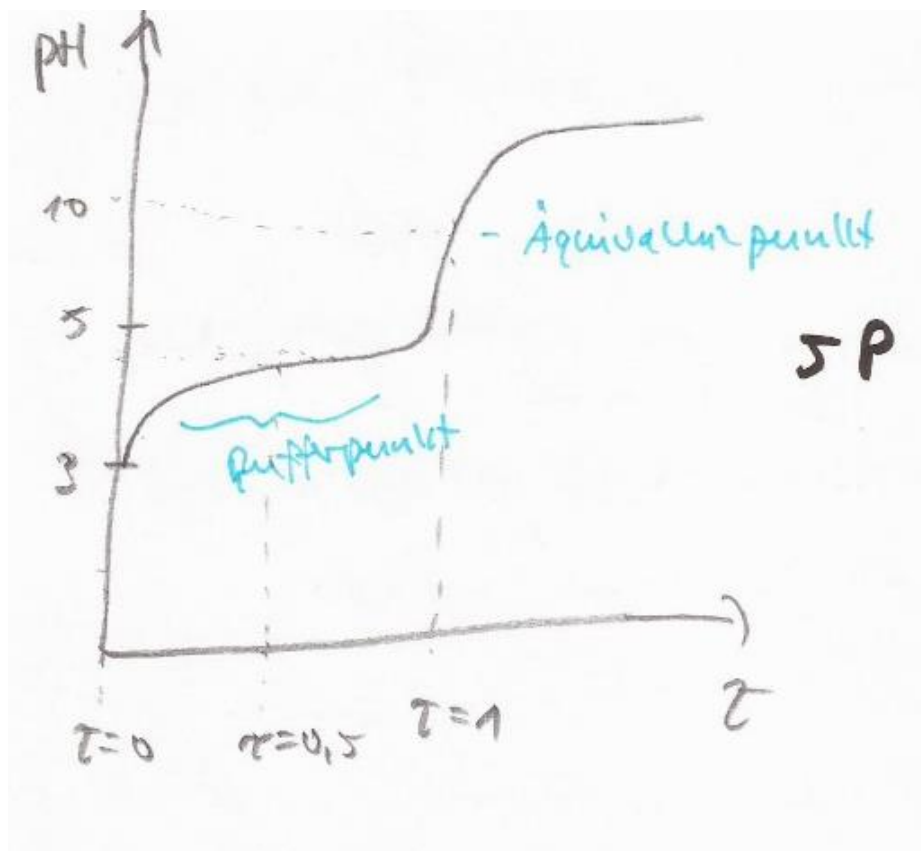
1)  $\tau = 0$ , nur Essigsäure liegt vor  $\rightarrow$  schwache Säure  
 $\rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_s - \log c_0)$ ;  $c_0 = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$   
 $pK_s = 4,75$  1P

$\rightarrow pH = \frac{1}{2} (4,75 - \log(0,02)) =$  1P  
 $= \frac{1}{2} (4,75 - (-1,69897)) = 3,2$

$\tau = 0,5$ , 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  
 $\text{HOAc}$  und  $\text{NaOAc}$  vor  $\rightarrow$  Pufferpunkt 1P  
 Henderson-Hasselbalch-Gleichung  
 $pH = pK_s - \log \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{Ac}^-]}$  oder  $pH = pK_s + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HOAc}]}$  1P  
 da  $[\text{HOAc}] = [\text{Ac}^-]$   
 $\rightarrow pH = pK_s = 4,75$  1P

$\tau = 1$  Äquivalenzpunkt 1P  
 $\text{HOAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOAc} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\rightarrow \text{NaOAc}$  in  $\text{H}_2\text{O}$   
 $\Rightarrow \text{OAc}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOAc} + \text{OH}^-$  1P  
 $\Rightarrow$  Lösung ist schwach basisch 1P  
 $pK_B = 14 - pK_s = 14 - 4,75 = 9,25$   
 $pOH = \frac{1}{2} (pK_B - \log c_0) = \frac{1}{2} (9,25 - \log(0,02)) = 3,77$  1P  
 $\Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 3,77 = 10,23$  1P

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

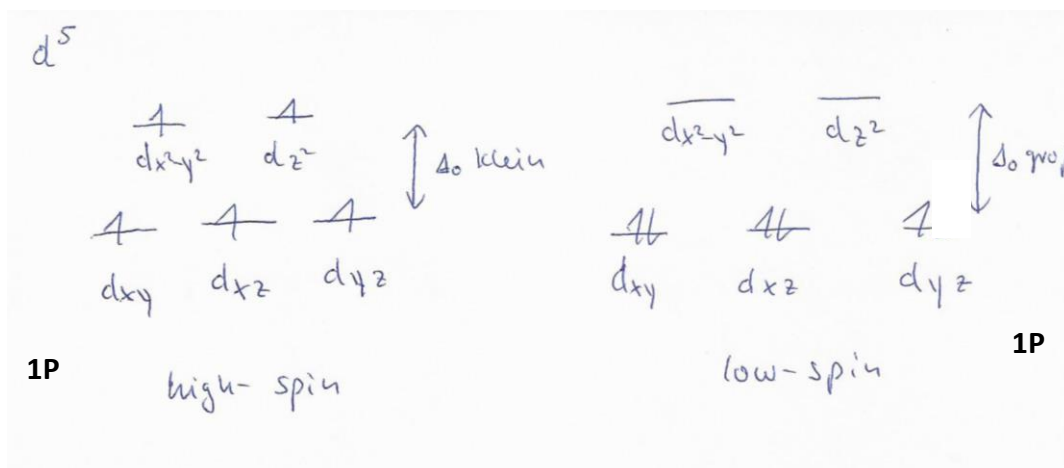


**Aufgabe 3: Koordinationschemie [12P]**

- 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(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> in Lösung (1P); oktaedrischer Komplex (1P), d<sup>7</sup>-Kation → Übergang Laporte (1P) und spinverboten (1P)  
 Durch Zugabe von HCl entsteht Tetrachlorocobaltat (1P) → tetraedrischer (1P) Komplex → Übergang Laporte (1P) und spinerlaubt (1P) → blaue Farbe

- b) [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> und [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> bilden oktaedrische (d<sup>5</sup>) Komplexe, wobei [Fe(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> ein high spin Komplex und [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup> 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  $\Delta_o$  ist, bildet sich ein high spin oder ein low spin Komplex

1P

1P

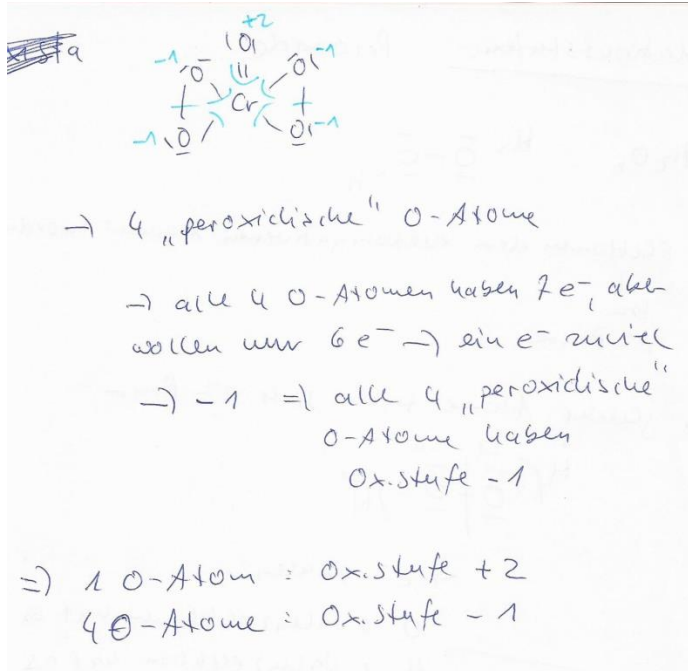
High spin:  $\Delta_o < \text{Spinpaarungsenergie}$

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

**Aufgabe 4: Redoxreaktionen und Elektrochemie [28P]**

- a) Bestimmen Sie die Oxidationsstufen des Chroms der Verbindungen  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  und  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , die des Broms der Verbindungen  $\text{Br}_2$  und  $\text{HBr}$  und die des Sauerstoffs in den Verbindungen  $\text{H}_2\text{O}_2$  und  $\text{CrO}_5$ . [7P]

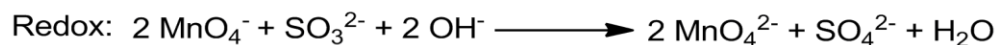
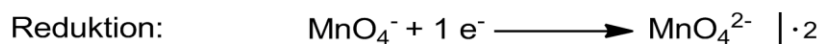
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ : +3,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ : +6,  $\text{Br}_2$ : 0,  $\text{HBr}$ : -1,  $\text{H}_2\text{O}_2$ : -1;



jeweils 1 P, für  $\text{CrO}_5$  2 P

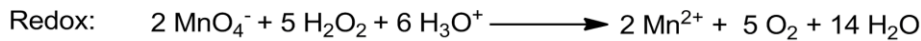
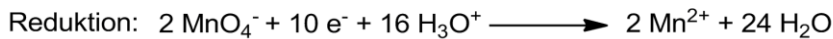
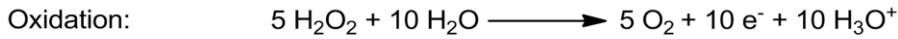
- b) Stellen Sie die Redoxgleichungen (Teilgleichungen und die Gesamtgleichung) auf für:

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



- 2) Reaktion von Permanganat mit  $\text{H}_2\text{O}_2$  in saurer Lösung.  
[3P]





- c) Das Reduktionspotential einer Permanganat-Lösung mit  $c(\text{MnO}_4^-) = 0.1$  mol/L, die  $\text{Mn}^{2+}$ -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)



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)

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$$

$$1 = -\lg c(\text{H}^+) \rightarrow \text{auflösen nach } c(\text{H}^+)$$

→ 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)

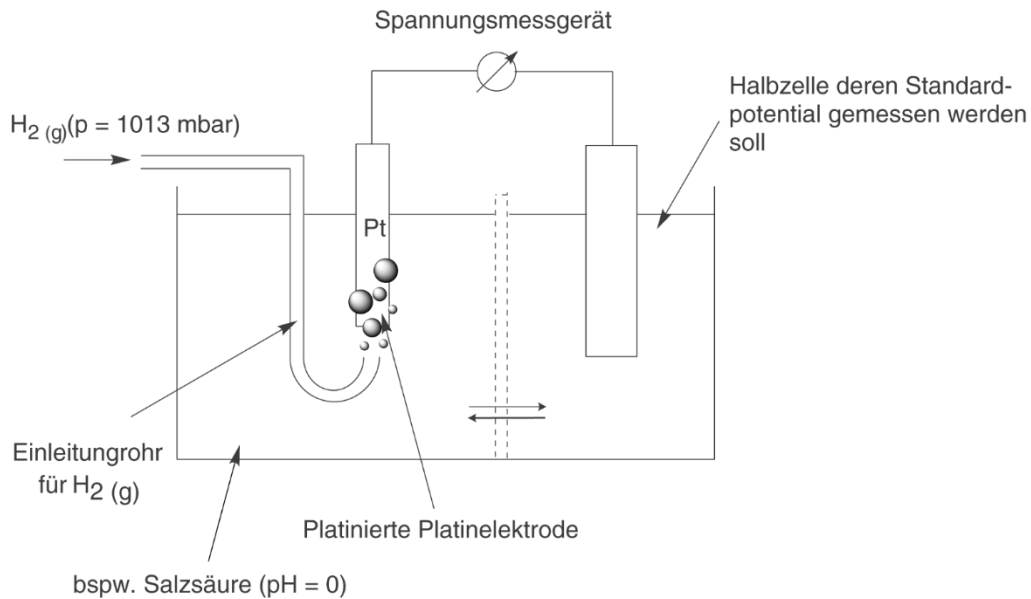
→ in Gleichung einsetzen

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

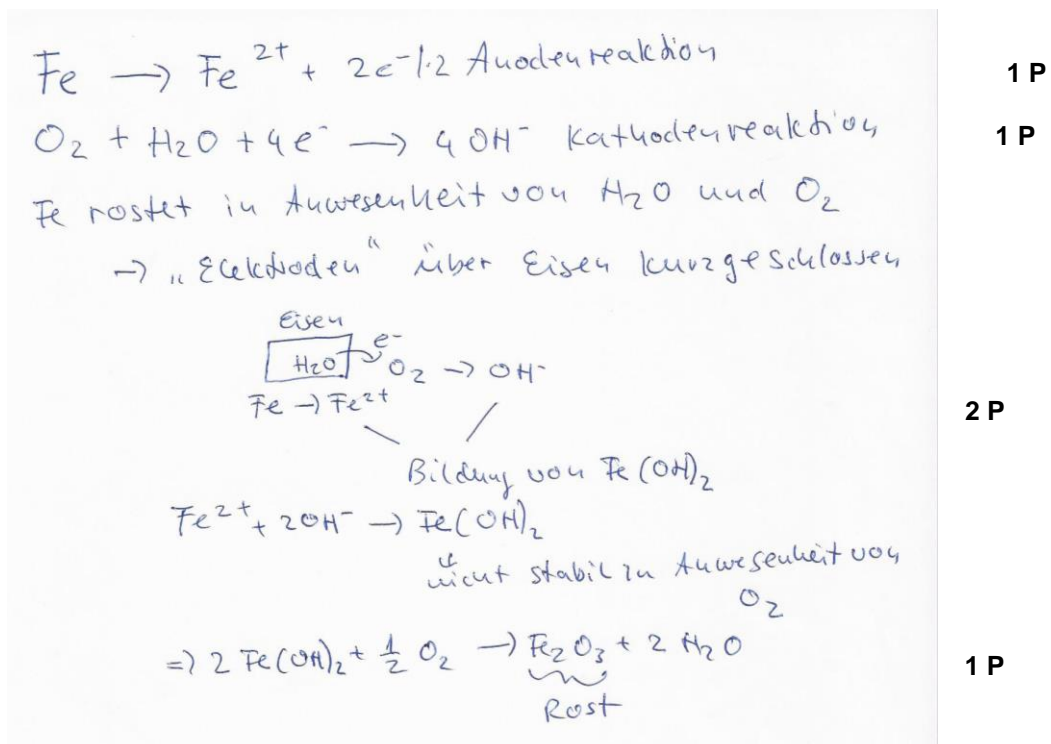
⇒ Potential ist pH-abhängig (1P)



- d) Skizzieren (mit Beschriftung) Sie die Standardwasserstoffelektrode mit der Standardelektrodenpotentiale gemessen werden können.[5P]



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



**Aufgabe 5: Reaktionskinetik [10]**

a) Kreuzen Sie bei den folgenden Aussagen entsprechend an (jeweils 1 Punkt):

- |   | richtig                  | falsch                   |
|---|--------------------------|--------------------------|
| 1) Für eine Reaktion zweiter Ordnung steigt die Halbwertszeit mit steigender Ausgangskonzentration.         | <input type="checkbox"/> | x                        |
| 2) Bei einer thermisch aktivierten Reaktion steigt die Geschwindigkeitskonstante mit steigender Temperatur. | x                        | <input type="checkbox"/> |
| 3) Reaktionsordnungen sind immer ganzzahlig.  | <input type="checkbox"/> | x                        |
| 4) Ein Katalysator verringert die Aktivierungsenergie.  | x                        | <input type="checkbox"/> |

b) [4] Die Verbrauchsgeschwindigkeit von **A** in der Reaktion  $3A + 2B \rightarrow C + 2D$  beträgt  $v_A = -5,0 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)}$ . Wie groß sind die Reaktionsgeschwindigkeit, die Verbrauchsgeschwindigkeit von B sowie die Bildungsgeschwindigkeiten der anderen Reaktionspartner?

$$v_R = -5,0/(-3) = 1,7 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

$$v_D = n_D \cdot v_R = 2 \cdot 5/3 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} = 3,3 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

$$v_B = -n_B \cdot v_R = -2 \cdot 5/3 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} = -3,3 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

$$v_C = n_C \cdot v_R = 1,7 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

c) [2] Für eine thermisch aktivierte Reaktion messen Sie die Geschwindigkeitskonstante  $k(T)$  für zwei verschiedene Temperaturen  $T$ . Sie bestimmen experimentell  $k(T_1) = 110 \text{ s}^{-1}$  und  $k(T_2) = 3 \text{ s}^{-1}$  für  $T_1 = 295 \text{ K}$  und  $T_2 = 100 \text{ K}$ .

Berechnen Sie hieraus die Aktivierungsenergie  $E_A$  der Reaktion.  
(Boltzmannkonstante  $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ ).

$$k(T) = A \exp(-E_A/k_B T) \quad [1]$$

$$(\ln k(T_1) - \ln k(T_2))/(1/T_1 - 1/T_2) = -E_A/k_B$$

$$E_A = -k_B (\ln k(T_1) - \ln k(T_2))/(1/T_1 - 1/T_2)$$

$$= 1,38e-23 \text{ J/K} \cdot (\ln 110/3)/(1/295 \text{ K} - 1/100 \text{ K}) = 7,5e-21 \text{ J} \quad [1]$$

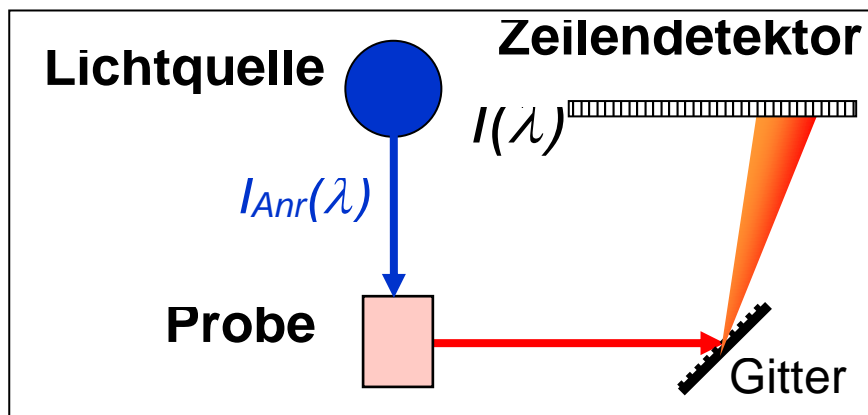
**Aufgabe 6: Farben [10]**

a) [1] Sortieren Sie die folgenden Farben nach ihrer *Photonenenergie*: Blau, Rot, Gelb und Grün. Beginnen Sie mit der *kleinsten* Energie.

*Rot, Gelb, Grün, Blau*

b) [4] Skizzieren Sie den experimentellen Aufbau zur Messung des *Fluoreszenzspektrums* einer flüssigen Probe. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Wellenlänge des absorbierten Lichts und des Fluoreszenzlichts eines Farbstoffmoleküls?

*Skizze aus Vorlesung:*



*Elemente:  
Lichtquelle, Probe,  
Gitter, Detektor,]  
Senkrechte  
Anordnung von  
Anregung und  
Detektion*

*[3]*

$$\lambda_{Abs} \leq \lambda_{Flu}$$

*[1]*

c) [3] Eine Probe habe die optische Dichte  $OD = 4$ . Wie viel Prozent der eingestrahlenen Intensität wird transmittiert? Wie viel Prozent werden absorbiert?

$$OD = \log(I_0/I), \quad 10^{OD} = I_0/I$$

$$\Rightarrow I = I_0 / 10^{OD} = 100 / 10000 = 0,01 \%$$

$$\Rightarrow I_{abs} = I_0 - I = 99,99 \%$$

*[1]*

*[1]*

*[1]*

d) [2] Eine Farbstofflösung enthalte einen Farbstoff mit dem Extinktionskoeffizienten  $\epsilon = 120.000 \text{ L}/(\text{mol}\cdot\text{cm})$ . Sie messen eine optische Dichte von  $OD = 2,5$  für die Schichtdicke  $d = 1 \text{ cm}$ . Berechnen Sie daraus die Konzentration des Farbstoffs.

$$OD = \epsilon c d \quad (1 \text{ P})$$

$$c = OD / (\epsilon d) = 2,5 / (120.000 \text{ L}/(\text{mol}\cdot\text{cm}) \cdot 1 \text{ cm})$$

$$= 2,08 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} = 20,8 \text{ }\mu\text{M} \quad (1 \text{ P})$$

**NOTIZSEITE : WIRD NICHT GEWERTET**

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