

Klausurnummer:

Wiederholungsklausur zum Chemischen Grundpraktikum für das Lehramt im WiSe 2021/2022 vom 05.04.2022

A1	A2	A3	A4	A5	A6	Σ	Note
5	15	12	33	10	10	85	

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!

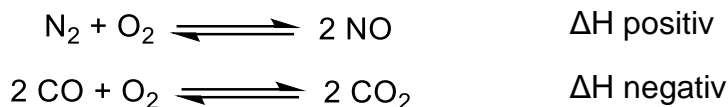
Die Klausur umfasst **6** Aufgaben auf insgesamt **11** Blättern (inklusive 1 Schmierblatt und Deckblatt). Überprüfen Sie unbedingt bei Erhalt der Klausur die Anzahl der Blätter auf Vollständigkeit!

Aufgabe 1: Chemisches Gleichgewicht [5P]

a) In welche Richtung verschiebt sich die Gleichgewichtslage

1. mit steigender Temperatur
2. mit zunehmendem Druck

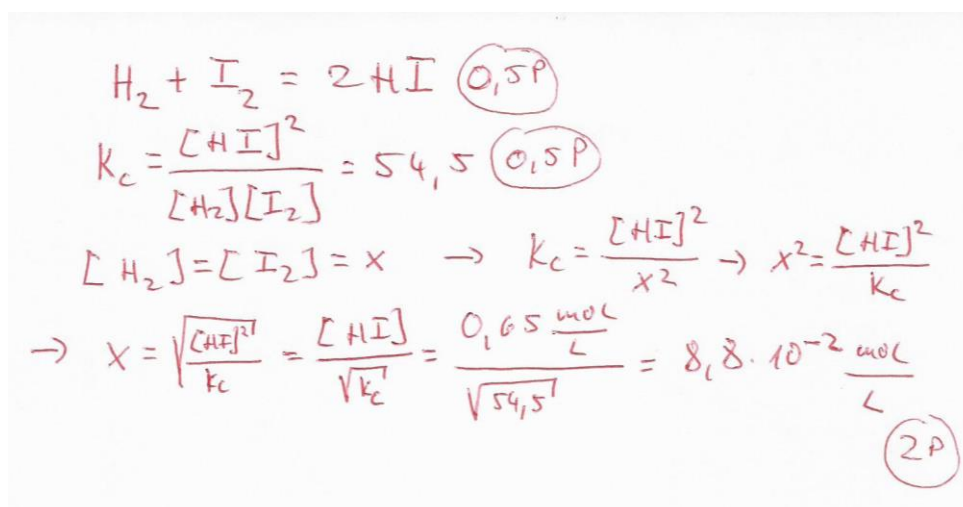
für folgende beiden Reaktionen? [2P]



	Verschiebung der Gleichgewichtslage bei	
	Temperaturerhöhung	Druckerhöhung
Reaktion a	nach rechts	keine Verschiebung
Reaktion b	nach links	nach rechts

0,5 P je Antwort

b) In einem geschlossenen 1 Liter-Gefäß reagieren Iod und Wasserstoff beim Erhitzen zu Iodwasserstoff. Nach einiger Zeit stellt sich ein Gleichgewicht ein. Geben Sie die Stoffmengenkonzentrationen von Wasserstoff und Iod nach der Gleichgewichtseinstellung an und nehmen Sie hierzu an, dass Iodwasserstoff im Gleichgewicht in einer Stoffmengenkonzentration von 0,65 mol/L vorliegt. $K_c = 54,5$. Geben Sie auch die Reaktionsgleichung an. [3P]



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. $pK_s(\text{Essigsäure}) = 4.75$

- 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**

$$\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2} (pK_s - \log c_0) ; c_0 = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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

$\tau = 0,5$, 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

$$\text{pH} = pK_s - \log \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{Ac}^-]} \quad \text{1P} \quad \text{oder} \quad \text{pH} = pK_s + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HOAc}]}$$

da $[\text{HOAc}] = [\text{Ac}^-]$

$$\rightarrow \text{pH} = pK_s = 4,75 \quad \text{1P}$$

$\tau = 1$ Äquivalenzpunkt **1P**

$$\text{HOAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaOAc} + \text{H}_2\text{O}$$

\rightarrow NaOAc in H_2O

$$\Rightarrow \text{OAc}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOAc} + \text{OH}^- \quad \text{1P}$$

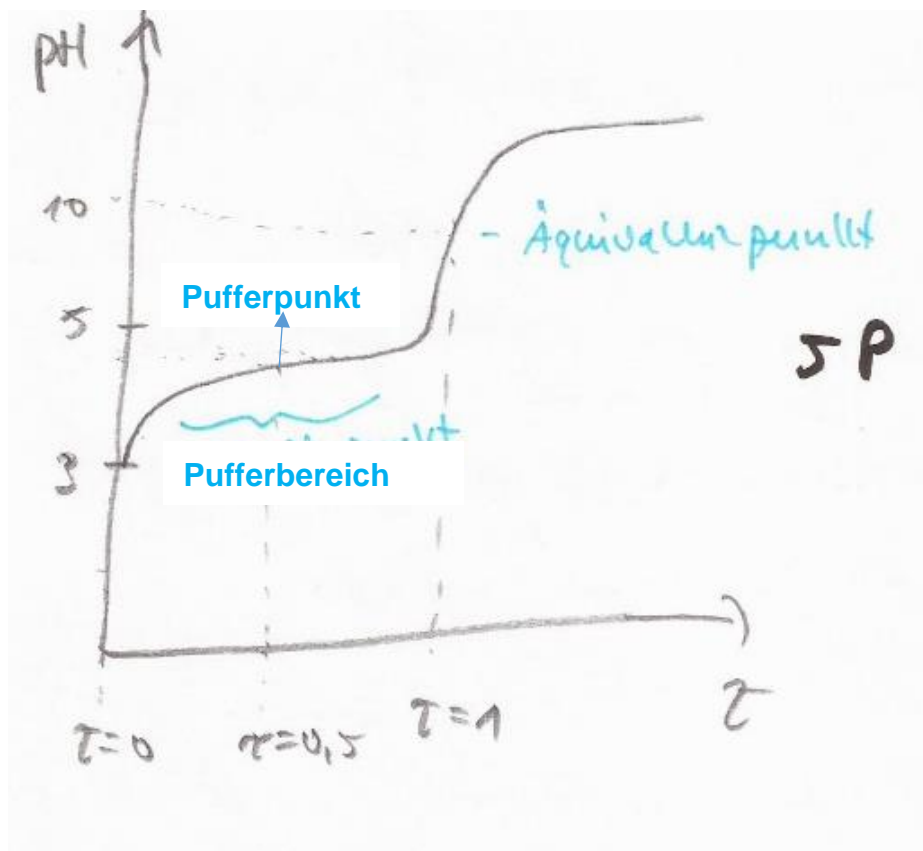
\Rightarrow Lösung ist schwach basisch **1P**

$$pK_b = 14 - pK_s = 14 - 4,75 = 9,25$$

$$pOH = \frac{1}{2} (pK_b - \log c_0) = \frac{1}{2} (9,25 - \log(0,02)) = 5,47 \quad \text{1P}$$

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

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

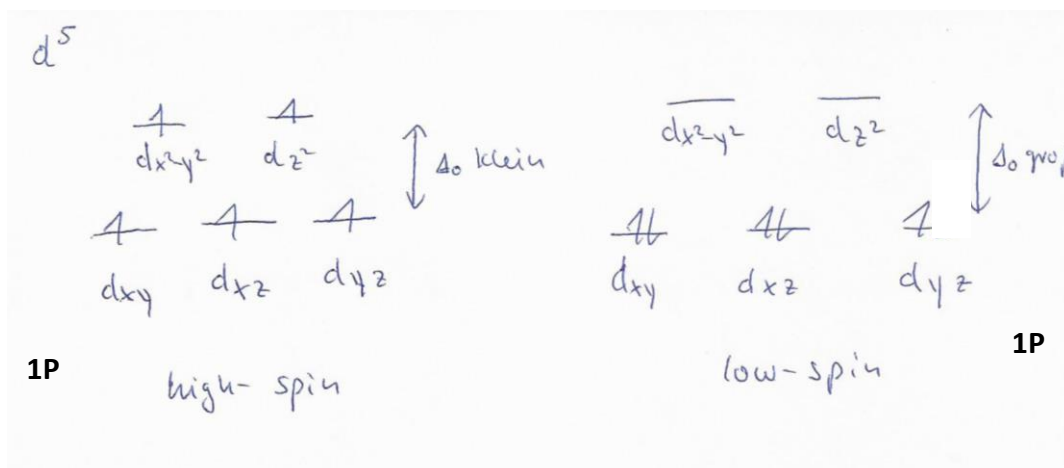


Aufgabe 3: Koordinationschemie [12P]

- 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(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: Δ_o < Spinpaarungsenergie

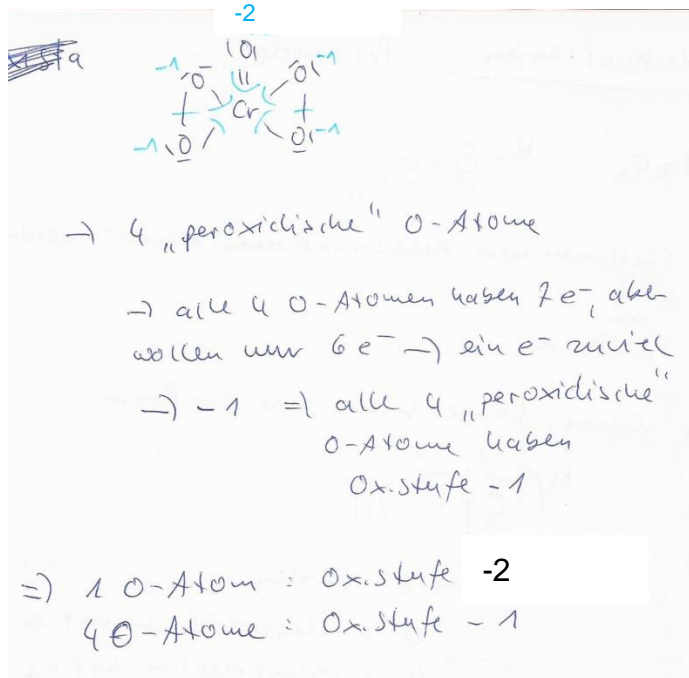
1P

Low spin: Δ_o > 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]

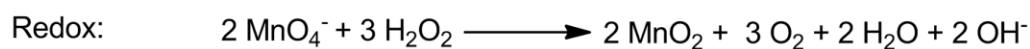
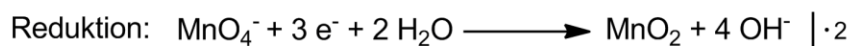
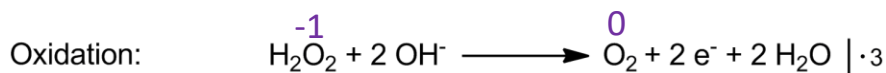
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$: +3, K_2CrO_4 : +6, H_2 : 0, CaH_2 : -1, H_2O_2 : -1;



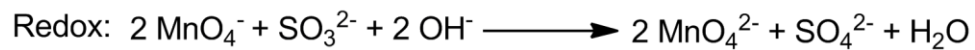
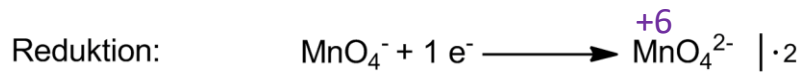
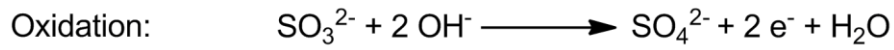
jeweils 1 P, für CrO_5 2 P

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

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

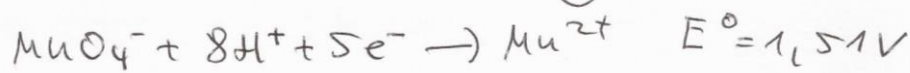


2) Reaktion von Permanganat mit Sulfid in basischer Lösung.
[3P]



- 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. $E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.51$ 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)

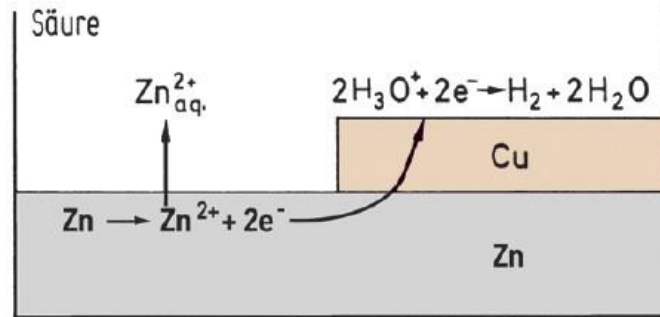
→ in Gleichung einsetzen

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

⇒ Potential ist pH-abhängig (1P)

d) 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.

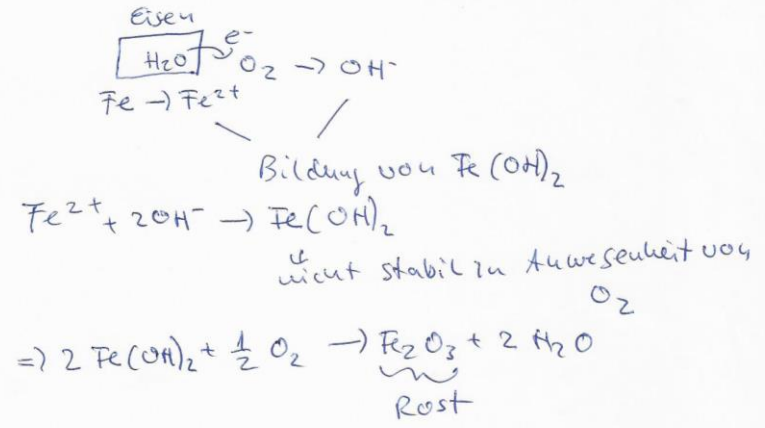


a)

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

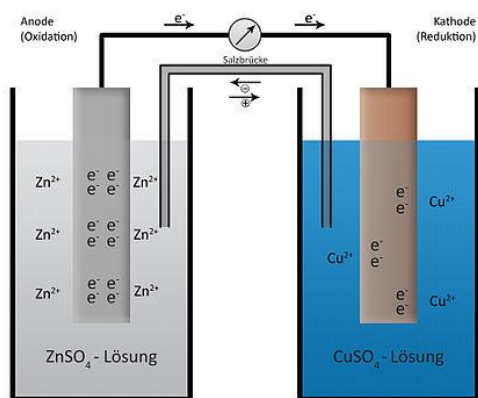
Bei Berührung beider Metalle: H₂-Entwicklung an Cu (0,5 P), da von Zn abgegebene e⁻ (0,5 P) in Cu fließen (0,5 P) und dort ohne kinetische Hemmung (0,5 P) an H₃O⁺ übertragen werden

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

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ / 2 Anodenreaktion 1 P
 $O_2 + H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ Kathodenreaktion 1 P
 Fe rostet in Anwesenheit von H_2O und O_2
 → „Elektroden“ über Eisen kurzgeschlossen

 $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$
 nicht stabil in Anwesenheit von O_2
 $\Rightarrow 2 Fe(OH)_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 2 H_2O$ 1 P
 Rost

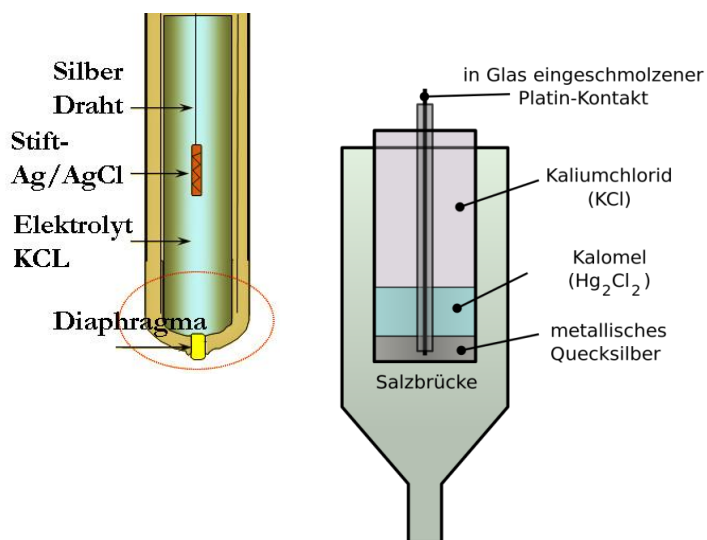
f) Nennen Sie jeweils ein Beispiel für eine Elektrode 1. Art und eine Elektrode 2. Art (mit Skizze und Beschriftung). [6P]

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: Reaktionskinetik [10P]

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

- | | richtig | falsch |
|---|--------------------------|--------------------------|
| 1) Für eine Reaktion nullter Ordnung steigt die Halbwertszeit mit sinkender Ausgangskonzentration. | <input type="checkbox"/> | x |
| 2) Bei einer thermisch aktivierten Reaktion steigt die Geschwindigkeitskonstante mit steigender Temperatur. | x | <input type="checkbox"/> |
| 3) Die Halbwertszeit einer Reaktion erster Ordnung ist unabhängig von der Anfangskonzentration. | x | <input type="checkbox"/> |
| 4) Ein Katalysator erhöht die Aktivierungsenergie. | <input type="checkbox"/> | x |

b) [4] Die Verbrauchsgeschwindigkeit von **A** in der Reaktion $2A + 3B \rightarrow 2C + D$ 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?

$$v_R = -5,0 / (-2) = 2,5 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

$$v_D = n_D \cdot v_R = 2 \cdot 5/2 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} = 5,0 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

$$v_B = -n_B \cdot v_R = -3 \cdot 5/2 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} = -7,5 \text{ mol/(l}\cdot\text{s)} \quad [1]$$

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

c) [2] Für eine thermisch aktivierte Reaktion messen Sie die Geschwindigkeitskonstante $k(T)$ für zwei verschiedene Temperaturen T . Sie bestimmen experimentell $k(T_1) = 200 \text{ s}^{-1}$ und $k(T_2) = 3 \text{ s}^{-1}$ für $T_1 = 295 \text{ K}$ und $T_2 = 200 \text{ K}$. Berechnen Sie hieraus die Aktivierungsenergie E_A der Reaktion. (Boltzmannkonstante $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$).

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

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

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

$$= -1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K} \cdot (\ln 200/3) / (1/295 \text{ K} - 1/200 \text{ K}) = 3,6 \cdot 10^{-20} \text{ J} \quad [1]$$

6. Farben: [10P]

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

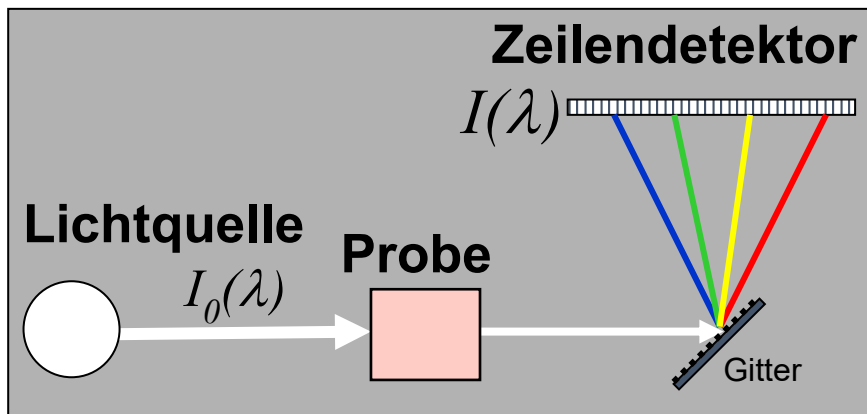
Blau, Grün, Gelb, Rot

b) [4]

i. Skizzieren Sie den experimentellen Aufbau zur Messung des **Absorptionsspektrums** einer flüssigen Probe.

ii. Beschreiben Sie kurz die wesentlichen experimentellen Schritte zur Bestimmung der optischen Dichte.

Skizze aus Vorlesung:



Elemente: Lichtquelle, Probe, Gitter, Detektor

[3]

ii. 1. Messung der Intensität I_0 ohne Probe (Lösungsmittel ohne Analyt)

2. Messung der Intensität $I(d)$ mit Probe (Lösungsmittel mit Analyt)

[1]

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

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

[1]

$$\Rightarrow I = I_0 / 10^{OD} = 100 / 1000 = 0,1 \%$$

[1]

$$\Rightarrow I_{abs} = I_0 - I = 99,9 \%$$

[1]

d) [2] Eine Farbstofflösung enthalte einen Farbstoff mit dem Extinktionskoeffizienten $\epsilon = 25.000 \text{ L}/(\text{mol}\cdot\text{cm})$. Sie messen eine optische Dichte von $OD = 3$ für die Schichtdicke $d = 1 \text{ cm}$. Berechnen Sie daraus die Konzentration des Farbstoffs.

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

$$c = OD / (\epsilon d) = 3 / (25.000 \text{ L}/(\text{mol}\cdot\text{cm}) \cdot 1 \text{ cm})$$

$$= 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

(1 P)

NOTIZSEITE : WIRD NICHT GEWERTET

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