

Code branche CHIMI	Ministère de l'Éducation nationale, de l'Enfance et de la Jeunesse EXAMEN DE FIN D'ÉTUDES SECONDAIRES TECHNIQUES Régime technique – Session 20152016	
Épreuve écrite	Branche	Division / Section
Durée de l'épreuve 2,5 heures	Chimie CORRIGÉ	GE
Date de l'épreuve 24.5.2016		

Säure-Base-Reaktionen

20 P.

1.1. Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen:

(2+3)

a) Essigsäure der Massenkonzentration $\beta = 6 \text{ g/L}$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\beta(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{6 \text{ g/L}}{60 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_s - \log c(\text{CH}_3\text{COOH})) = \frac{1}{2}(4,75 - \log c(0,1)) = 2,875$$

b) Calciumhydroxidlösung, die 0,36 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ in 350 mL wässriger Lösung enthält.

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{0,36 \text{ g}}{74 \text{ g/mol}} = 4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{V} = \frac{4,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,35 \text{ L}} = 1,39 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

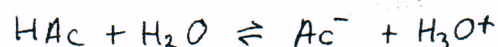
$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-) = -\log(2 \cdot 1,39 \cdot 10^{-3}) = 1,56$$

$$\text{pH} = 14 - 1,56 = 12,44$$

1.2. 100 mL einer Lösung enthalten 0,8 mol Essigsäure und 0,7 mol Natriumacetat.

(3+3P)

a. Stellen Sie ausgehend vom Protolysegleichgewicht, die Formel zur Berechnung des pH-Wertes auf und berechnen Sie den pH-Wert der Lösung.



$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \cdot \frac{c(\text{HAc})}{c(\text{Ac}^-)} \quad | - \log$$



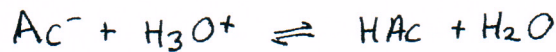
$$-\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log K_s + \log \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,7}{0,8} = 4,69$$

- b. Man fügt der Lösung 5 mL einer 2 molaren Salzsäure hinzu. Berechnen Sie den pH-Wert nach der Zugabe der Salzsäure. Schreiben Sie hierfür das entsprechende Protylsegleichgewicht an.

$$\text{Zugabe von } \text{H}_3\text{O}^+ : n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Ls}) = 0,01 \text{ mol}$$



$$n(\text{vorher}) \quad 0,7 \text{ mol} \quad 0,01 \text{ mol} \quad 0,8 \text{ mol}$$

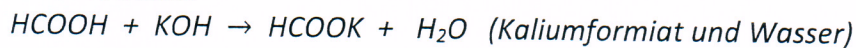
$$n(\text{nachher}) \quad 0,69 \text{ mol} \quad 0,81 \text{ mol}$$

$$\text{pH} = 4,75 + \log \frac{0,69}{0,81} = 4,68$$

- 1.3. Man titriert 25 mL einer wässrigen Ameisensäurelösung mit unbekannter Konzentration mit Kalilauge der Stoffmengenkonzentration $c = 0,5 \text{ mol/L}$. (2+2+2+1+2P)

Der Äquivalenzpunkt ist erreicht nachdem 12 mL Kalilauge hinzugegeben wurden.

- a. Formulieren Sie die Gleichung für die Neutralisationsreaktion und benennen Sie die Produkte.



- b. Berechnen Sie die Ausgangskonzentration der Ameisensäurelösung.

Stoffmengenverhältnis am Äquivalenzpunkt: $n(\text{HCOOH}) = n(\text{KOH})$

$$\text{wegen } n = c \cdot V \quad \Rightarrow c(\text{HCOOH}) \cdot V(\text{HCOOH}) = c(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH})$$

$$c(\text{HCOOH}) = \frac{c(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH})}{V(\text{HCOOH})} = \frac{0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,012 \text{ L}}{0,025 \text{ L}} = 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- c. Begründen Sie mit Hilfe der Henderson-Hasselbalch-Gleichung, warum am Halbäquivalenzpunkt der $\text{p}K_s$ -Wert des Ammoniumions bestimmt werden kann.

Bei $V(\text{Kalilauge}) = 6 \text{ mL}$ hat die Hälfte der Säure-Teilchen reagiert: $c(\text{HCOOH}) = c(\text{HCOO}^-)$

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{c(\text{HCOO}^-)}{c(\text{HCOOH})} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_s + \log 1$$

$$\text{pH} = \text{p}K_s = 3,75$$

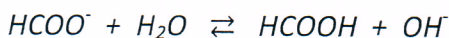
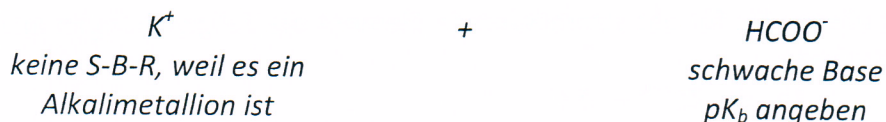
- d. Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung vor der Titration.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{p}K_s - \log c(\text{HCOOH}))$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (3,75 - \log 0,24) = 2,18$$

- e. Entscheiden Sie und begründen Sie mithilfe einer Protolysegleichung, ob die entstandene Lösung am Äquivalenzpunkt sauer, alkalisch oder neutral reagiert.

Am Äquivalenzpunkt liegt eine wässrige Kaliumformiat-Lösung vor:



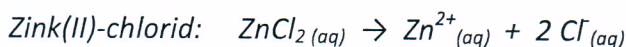
Der Äquivalenzpunkt liegt im alkalischen Bereich.

Redoxreaktionen und Elektrochemie

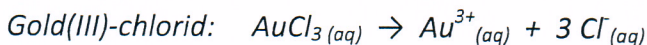
15 P.

- 2.1. Untersuchen Sie mit Hilfe der elektrochemischen Spannungsreihe und begründen Sie anhand von Teil- und Gesamtgleichungen wieso man im Chemielabor eine Zink(II)-chlorid-Lösung finden kann jedoch vergeblich nach einer Gold(III)-chlorid-Lösung sucht.

(5P)

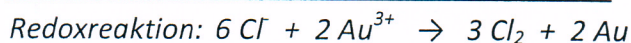
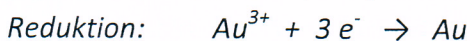
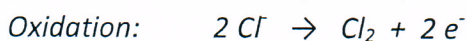


$E^\circ(2 Cl^- / Cl_2) > E^\circ(Zn / Zn^{2+}) \Rightarrow$ keine spontane Reaktion, die Lösung ist stabil



$E^\circ(2 Cl^- / Cl_2) < E^\circ(Au / Au^{3+}) \Rightarrow$ spontane Reaktion

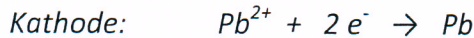
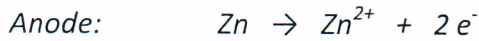
Au^{3+} - und Cl^- -Ionen reagieren spontan zu Au und Cl_2 . Die Lösung ist nicht stabil:



2.2. Ein galvanisches Element wird aus den folgenden Halbelementen hergestellt : **(4P)**
 Ein Zinkstab wird in eine Zink(II)-sulfatlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) eingetaucht, ein Bleistab wird in eine Blei(II)-nitratlösung ($c = 1 \text{ mol/L}$) eingetaucht.

a. Notieren Sie die symbolische Schreibweise des gebildeten galvanischen Elementes.
 $Zn / ZnSO_4 (c=1 \text{ mol/L}) // Pb(NO_3)_2 (c=1 \text{ mol/L}) / Pb$

b. Formulieren Sie für das stromliefernde Element die Teilgleichungen an der Anode und an der Kathode.



c. Berechnen Sie die Spannung des galvanischen Elementes für Standardbedingungen.

$$\Delta E^\circ = E^\circ(Pb/Pb^{2+}) - E^\circ(Zn/Zn^{2+})$$

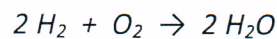
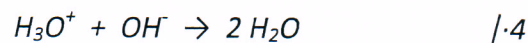
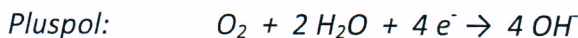
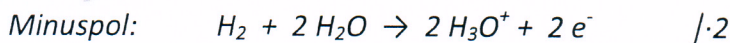
$$= -0,13 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

$$= 0,63 \text{ V}$$

2.3. Was ist eine Brennstoffzelle? Erklären Sie.

Schreiben Sie die Gleichungen der Vorgänge am Pluspol und am Minuspol, sowie die Gesamtgleichungen für die Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle. **(3P)**

Eine Brennstoffzelle ist ein galvanisches Halbelement, bei dem das Reduktionmittel (Brennstoff) und das Oxidationsmittel kontinuierlich von außen zugeführt werden.



2.4. Dachrinnen aus Zink sollen nicht unmittelbar mit Kupfer verbunden werden. Erklären Sie die elektrochemischen Vorgänge, die an der Verbindungsstelle ablaufen könnten. **(3P)**

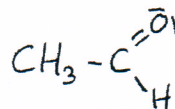
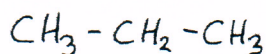
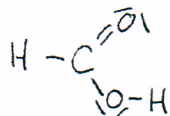
Wenn die Verbindungsstelle von einer Elektrolytlösung umgeben ist, so entsteht ein kurzgeschlossenes galvanisches Element, ein Lokalelement.

An der Kupfer-Oberfläche wird H_3O^+ zu H_2 reduziert (Säurekorrosion) oder O_2 zu OH^- reduziert (Sauerstoffkorrosion).

Zink wird zu Zn^{2+} oxidiert.



- 3.1. Geben Sie die Halbstrukturformel für folgende Stoffe an: Methansäure, Propan und Ethanal. Ordnen Sie die Stoffe nach steigendem Siedepunkt und begründen Sie ihre Antwort. (5P)



Siedetemperatur (Propan) < Siedetemperatur (Ethanal) < Siedetemperatur (Methansäure)

Alkan

Aldehyd

Carbonsäure

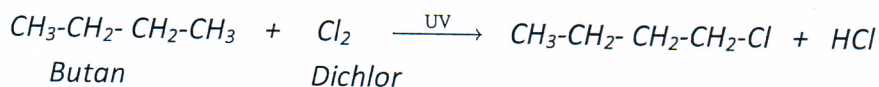
Propan: unpolares Molekül, es wirken schwache Van-der-Waals-Kräfte zwischen den Molekülen.

Ethanal: enthält Carbonylgruppe, welche stark polar ist, es wirken Dipol-Dipol-Kräfte zwischen den Molekülen, die schwächer sind als Wasserstoffbrücken.

Methansäure: enthält eine COOH-Gruppe, welche stark polar ist. Zwischen den Carboxylgruppen benachbarter Molekülen kommt es zur Ausbildung von zwei Wasserstoffbrücken, so dass Doppelmoleküle vorliegen. Je stärker die Anziehungskräfte, umso mehr Energie ist notwendig um sie zu überwinden und umso höher ist die Siedetemperatur bei Verbindungen mit ähnlicher molekularer Masse.

- 3.2. Formulieren Sie unter Verwendung von Halbstrukturformeln die Reaktionsgleichung (ohne Mechanismus) für die Herstellung folgender Produkte. Benennen Sie die Ausgangsstoffe und den Reaktionstyp. (3+3+3P)

- a. 1-Chlorbutan aus einem Alkan

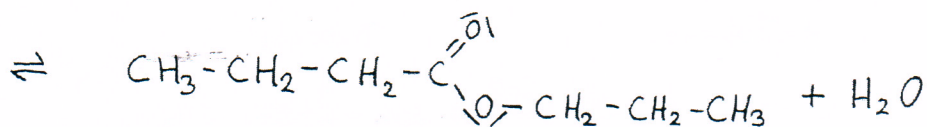
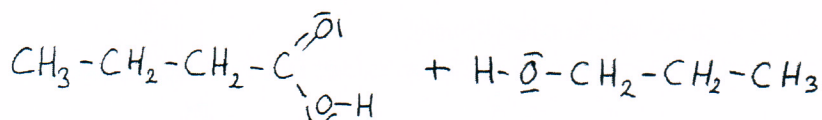


Butan

Dichlor

radikalische Substitution

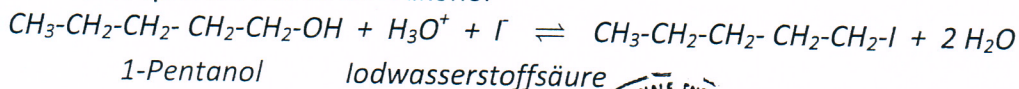
- b. Butansäurepropylester



Butansäure 1-Propanol

Esterbildung (Kondensation)

- c. 1-Iodpentan aus einem Alkohol

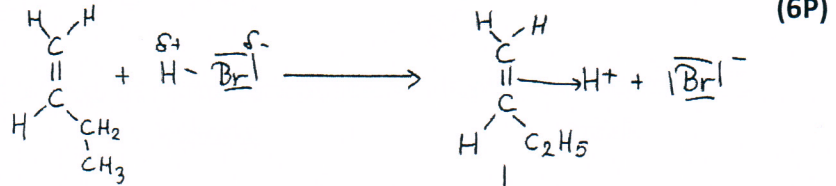


1-Pentanol

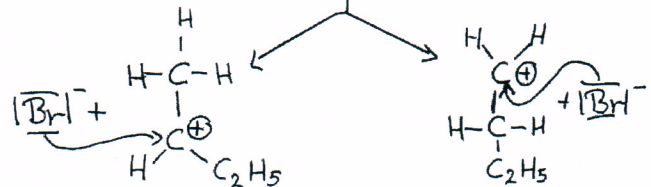
Iodwasserstoffsäure

- 3.3. Formuliere den Mechanismus für die Reaktion von Bromwasserstoff mit 1-Buten. Welche Produkte können entstehen? Begründe, weshalb eines der möglichen Produkte bevorzugt gebildet wird. (6P)

a) elektrophiler Angriff

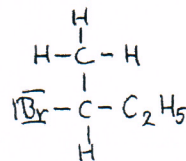


b) nucleophiler Angriff



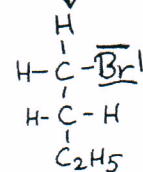
Carbokation I

Carbokation II



2-Brombutan

(sehr großer Anteil)



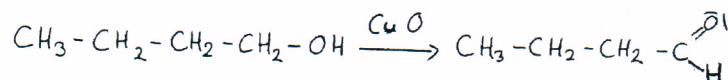
1-Brombutan

(geringer Anteil)

Das Carbokation I ist stabiler, da die Ladung durch zwei +I-Effekte verringert wird (nur ein +I-Effekt bei Carbokation II). Der Reaktionsweg über das Carbokation I wird bevorzugt, da zu dessen Bildung eine geringere Aktivierungsenergie erforderlich ist.

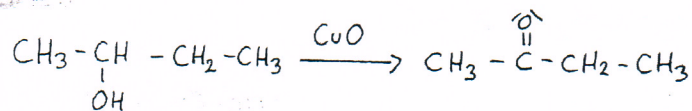
- 3.4. Man oxidiert 1-Butanol und 2-Butanol mit Kupfer(II)-oxid. (2+3P)

a. Schreiben Sie die Halbstrukturformeln und die Namen der Reaktionsprodukten.



1-Butanol

Butanal



2-Butanol

Butanon

- b. Man führt die Fehlingsche Probe mit beiden Produkten durch. Welches Produkt geht eine Reaktion ein? Formuliere die Reaktionsgleichung (Strukturformel verwenden) und gib die Oxidationszahlen an.

Butanon reagiert nicht mit der Fehlinglösung.



Butanal bildet mit der Fehlinglösung einen roten Niederschlag von Kupfer(I)-oxid.

