

Chemieprüfung – R. Steiger – März 2008

$$pOH = -\log(c(OH^-)) ; pH + pOH = 14 ; c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/l^2 ; c = n/V ; n=m/M$$

1. Frage: OC, funktionelle Gruppen (je 0.25 Punkte)

3 P.

Zeichne jeweils pro Aufgabe zwei unterschiedliche Moleküle, welche jeweils nur aus einem Alkangerüst und folgender funktioneller Gruppe bestehen:

a) Alken b) Alkohol c) Halogenalkan d) Aldehyd e) Keton f) Carbonsäure

2. Frage: OC, Synthesen (je 1 Punkte)

3 P.

a) Zeichne zwei verschiedene Alkohole und gib an, welches Produkt sich dabei bilden kann. Wie heisst die funktionelle Gruppe des Produktes.

b) Zeichne einen beliebigen Alkohol und eine beliebige Carbonsäure und gib an, welches Produkt sich dabei bilden kann. Wie heisst die funktionelle Gruppe des Produktes.

c) Reduziere ein beliebige Carbonsäure zwei Mal und bezeichne die jeweiligen Produkte.

3. Frage: (je 0.5 Punkte)

2 P.

Definiere folgende Begriffe in maximal zwei Sätzen und gib jeweils ein Beispiel an.

a) Säure b) Base c) Ampholyte d) pH

4. Frage: (a-d je 0.75 Punkte, e) 1 P.)

4 P.

Wie gross sind die Konzentrationen $c(H^+)$ **und** $c(OH^-)$ in folgenden Lösungen:

a) 0.01 mol/l HNO_3

b) 0.00030 mol/l HCl

c) 0.0025 mol/l $Ba(OH)_2$

d) 0.016 mol/l H_2SO_4

e) Was ist der Unterschied zwischen dem pH und dem pKs-Wert?

5. Frage: (a) und b) je 3 Punkte, c) und d) je 1 Punkt)

8 P.

a) Zu 80 ml einer 0.05 mol/l Salzsäure-Lösung (HCl) werden 100 ml einer 0.01 mol/l Natronlauge-Lösung ($NaOH$) gegeben. pH-Wert der Mischung?

b) In einem Schwimmbecken ($L=25m$, $B=15m$, $T=3m$), gefüllt mit reinem Wasser, werden 1 kg festes $NaOH$ gelöst. pH-Wert?

c) Angenommen, Säure A hat einen pKs-Wert von 2 und Säure B einen pKs-Wert von 4. Um welchen Faktor ist die Säure A stärker sauer als B?

d) Reinem Wasser mit einem $pH=7$ wird 0.01 mol/l HCl hinzugefügt. Welchen pH-Wert weisst die Lösung auf? (jeweils 1 Liter)

6. Frage: (a-c 0.75 P. d) 1.5 P.)

3.75 P

Gegeben seine die Reaktionsgleichungen a, b und c. Schreibe für jede Reaktion die 'ausgeglichene' Gleichung (gleiche Anzahl Atome links und rechts) sowie das Massenwirkungsgesetz auf.

a) $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$

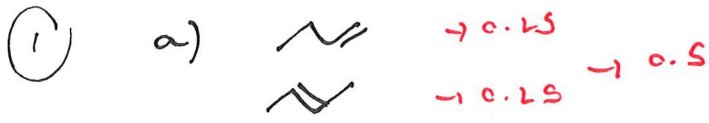
b) $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$

c) $F_2 + H_2 \rightleftharpoons HF$

d) Die Gleichgewichtskonstante 'K' kann im Prinzip drei Wertbereiche annehmen. Gib an welche und was diese Bereiche aussagen.

Auflösung

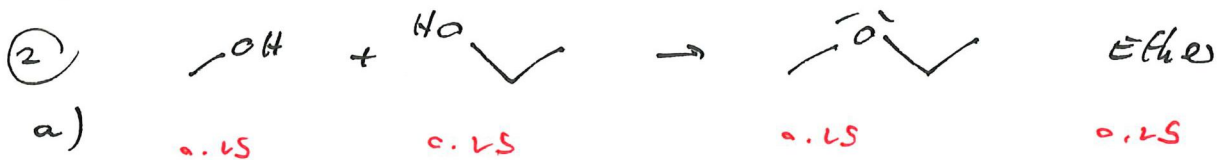
"R-CE"
✓ 0.25



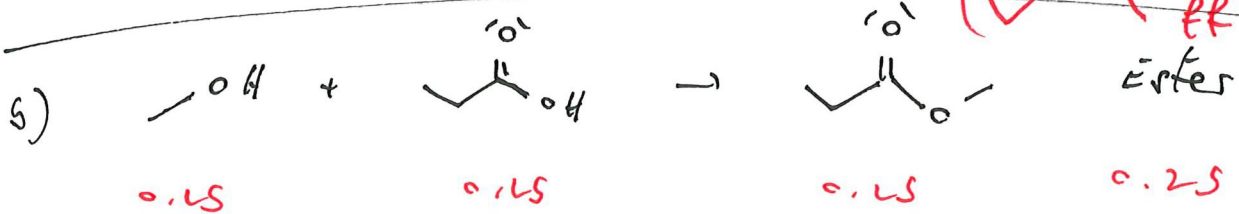
6 · 0.5 → 3.0

- b) Alkohol
- c) Halogenalkan
- d) Aldehyd
- e) Keton
- f) Carbonsäure

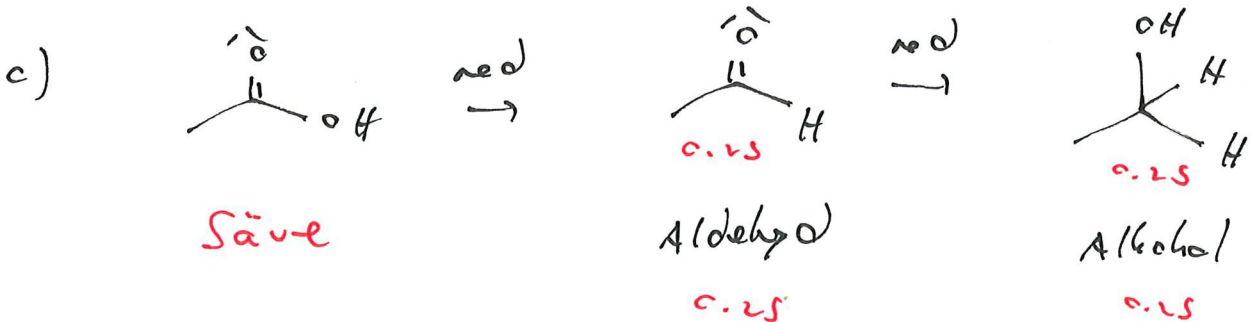
"alles muss korrekt sein"
COOH ✓ f!



Alk + Alk. → Ether → 1.0



Alk. + Säure → Ester → 1.0



(3.5: ist allgemein gezeichnet
o.k.!) → 1.0

3.0

③ a) Säure: Protonenspende, z.B. HCl $\rightarrow 0.5$
0.25 0.25

b) Base: Protonenakzeptor, z.B. NaOH $\rightarrow 0.5$
0.25 0.25

c) Ampholyt: Protonenspende als auch
Protonenakzeptor, z.B. H_2O $\rightarrow 0.5$
0.25 0.25

d) pH... negative Logarithmus der
0.25 Konzentration an H_3O^+ Ionen

z.B. $\text{pH} = 1.23$
0.25

$\rightarrow 0.5$

2.0

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

④ a) 0.01 mol/l $\rightarrow$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \quad 0.5$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \text{ mol/l} \quad 0.25 \quad \rightarrow \underline{0.75}$$

b) 0.003 mol/l HCl

$$\rightarrow \text{denn } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.003 \text{ mol/l} (= 3 \cdot 10^{-3}) \quad 0.5$$

$$c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l} \quad 0.25 \quad \underline{0.75}$$

c) 0.0025 mol/l $\text{Ba}(\text{OH})_2$

$$\rightarrow \text{denn } c(\text{OH}^-) = 0.005 \text{ mol/l} \quad 0.5$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l} \quad 0.25 \quad \underline{0.75}$$

d) 0.016 mol/l H_2SO_4

$$\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.032 \text{ mol/l} \quad 0.5$$

$$c(\text{OH}^-) = 3.1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l} \quad 0.25 \quad \underline{0.75}$$

e) pH = $\log c(\text{H}^+)$ 0.5

pH = Bereitschaft, H^+ abzugeben 0.5 1.0

①: if Einheiten vergessen, but
sonst 0.5: 0.25 je 0.25! 4.0

②: if erster Teil richtig falsch,
dann richtig berechnet:
dann 0.25!! 0.0

5)



$$K = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

0.5
if falsch
0.25

→ 0.75

ohne Koeff.
es umgekehrt



$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

0.5

→ 0.75



$$K = \frac{[\text{HF}]^2}{[\text{F}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

0.5

→ 0.75

⊗

d) $K > 1$ → GW auf Produktseite 0.25

$0 < K < 1$ → Edukte 0.25

$K = 1$ → .. genau in der Mitte

1.5

z.B. $[\text{HF}] = 0.3$

$\text{F}_2 = 0.4$ → 0.45

$\text{H}_2 = 0.5$

3.75

⑥ • 80 ml 0.05 M HCl

a) $\rightarrow c = \frac{n}{V} \rightarrow n = c \cdot V$
 $= 0.05 \cdot 80 = 4.0 \text{ mmol}$

wenn Folgefehler
bei 4.0 / 1.0 mmol
 $\rightarrow$ 1.0 Rest. o.k.
dann nur -0.5!
0.5

• 100 ml 0.01 M NaOH

$$n = c \cdot V = 0.01 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 100 \text{ ml} = 1.0 \text{ mmol}$$

+ wenn einzelt
fehlt
:-0.25
0.5

$\rightarrow$ 4 mmol HCl + 1 mmol NaOH
0.5

$\rightarrow$ 3 mmol HCl bleiben übrig in Te

$$\text{total } (100 + 80) = 180 \text{ ml}$$

0.5

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{0.003}{0.180}\right) = \cancel{6.1019} \quad 1.78$$

0.5

Wen

3.0

kurz: $\text{pH} = -\log\left(0.003 \cdot \frac{1000}{180}\right) = 1.78$

1.0 1.0 1.0

b)

$$c(\text{OH}^-)_{\text{an}} = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{1000}{40}}{25 \cdot 13 \cdot 3 \cdot 1000} = \frac{2.2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}}{0.5}$$

1.0
40
25 · 13 · 3 · 1000
0.5

$$\text{pOH} = -\log(2.2 \cdot 10^{-5}) = 4.65$$

0.5
= pH : 0.25

if 1000 fehlt,
dannoch Rest 0.4
KEIN FÜRGEZEHL
nur -0.5

$$\text{pH} = 14 - 4.65 = 9.35$$

0.5

$\frac{25}{1125} \rightarrow -\log \rightarrow 1.61$

3.0

oder

$$1125000 \text{ l} \hat{=} 1.0 \text{ kg NaOH}$$

$$1 \text{ l} \hat{=} 8.87 \cdot 10^{-7} \text{ kg NaOH}$$

$$1 \text{ mol NaOH} \hat{=} 0.040 \text{ kg}$$

$$8.87 \cdot 10^{-7} \text{ kg} \hat{=} 2.2 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

c) log-Skala ... 100 mal stärker!

0.0 / 1.0

$$\text{pK}_s = -\log K_s = 2$$

$\rightarrow 10^{-2}$
 $10^{-4} \rightarrow 100!$

(1.0) / 0.0

d) $\rightarrow \text{pH} = 7 \rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$
 $+ 0.01 \text{ mol/l}$

(1.0) / 0.0

if pH = 2, 0.5! $\rightarrow$ viel stärker

$$\rightarrow 0.01 \text{ mol/l} \rightarrow \text{pH} = 10^{-2} = 2$$

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad c = \frac{n}{V}$$

$$= -\log\left(\frac{0.01}{2}\right) = 2.301$$