



---

$$\text{pOH} = -\log(c(\text{OH}^-)) ; \text{pH} + \text{pOH} = 14 ; c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 ; c = n/V ; n=m/M$$

---

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

3 P.

Zeichne jeweils pro Aufgabe **zwei** unterschiedliche Moleküle, welche jeweils nur aus einem Kohlenstoff-Wasserstoff-Gerüst 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.

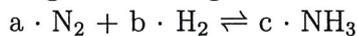
c) Reduziere ein beliebige Carbonsäure zwei Mal und bezeichne die jeweiligen Produkte.

---

**3. Frage:**

3.25 P

Gegeben sei folgende Reaktionsgleichung:



a) Bestimme die Koeffizienten a, b und c. (0.75 P.)

b) Schreibe das Massenwirkungsgesetz (MWG) für diese Reaktion auf. (1 P.)

c) Der Wert des in Aufgabe 3b) berechneten MWG's kann verschiedene Werte annehmen ...

c1) Welche Wertebereiche kommen vor? (0.75 P.)

c2) Was sagen diese Werte aus? (0.75 P.)

---

**4. Frage:** (je 0.5 Punkte)

1.5 P.

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

a) Säure b) Base c) Ampholyt

---

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

4 P.

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

a) 0.1 mol/l  $\text{HNO}_3$

b) 0.01 mol/l  $\text{HCl}$

c) 0.001 mol/l  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

d) 0.0001 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

---

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

8 P.

Hinweis: die Abkürzung 'M' steht für mol/l

a) Zu 80 ml einer 0.05 M Salzsäure-Lösung ( $\text{HCl}$ ) werden 100 ml einer 0.01 M Natronlauge-Lösung ( $\text{NaOH}$ ) gegeben. pH-Wert der Mischung?

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

c) Angenommen, Säure A hat einen pKs-Wert von 2 und Säure B einen pKs-Wert von 4.

c1) Welches ist die stärkere Säure ?

c2) Um welchen Faktor ist die Säure X stärker ?

d) 1 Liter Wasser mit einem  $\text{pH}=7$  wird 1 Liter einer 0.01 M  $\text{HCl}$  hinzugefügt. Welchen pH-Wert weist die Lösung auf ?

---

a)   
 • 80 ml 0.05 M HCl  $\Rightarrow$  0.004 mol HCl 0.5   
 • 100 ml 0.01 M NaOH  $\Rightarrow$  0.001 mol NaOH 0.5   
 — 0.003 mol HCl bleiben übrig in 10 ml 0.5

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0.003}{0.01} = 0.3 \text{ mol/l}$$

$$pH = -\log\left(\frac{n}{V}\right) = -\log\left(\frac{0.003}{0.01}\right)$$

$$= \underline{\underline{1.78}} \quad 1.0$$

3.0

b)  $V = 1125 \text{ m}^3 = 1125 \cdot 1000 \text{ l} = 1.125 \cdot 10^6 \text{ l}$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{\frac{1000}{40}}{1.125 \cdot 10^6} = 2.22 \cdot 10^{-5}$$

$$pOH = -\log(2.22 \cdot 10^{-5}) = 4.65 \quad 1.0$$

$$\rightarrow pH = 14 - 4.65 = \underline{\underline{9.35}} \quad 1.0$$

3.0

c) pKs ... log stark ...  $\rightarrow$  100 x   
 Säure A ist stärkeres 0.5

c<sub>2</sub> 100 x 0.5

1.0

d)  $pH = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$

$$= -\log(0.01 + 0.0000001) = 1.999995$$

$$= -\log\left(\frac{0.01 + 10^{-7}}{2}\right) \approx \underline{\underline{2}} \quad 1.0$$

= 2.3

5) a)  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  (10<sup>-1</sup>) ;  $c(\text{OH}^-) = 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

b)  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  (10<sup>-2</sup>) ;  $c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

c) 0.001 mol/l Ba(OH)<sub>2</sub>  
 → 0.002 mol/l OH<sup>-</sup>  
 $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 5 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  ;  $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

if →  $\begin{cases} c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ c(\text{OH}^-) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{cases}$   
 $\begin{cases} c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{cases}$

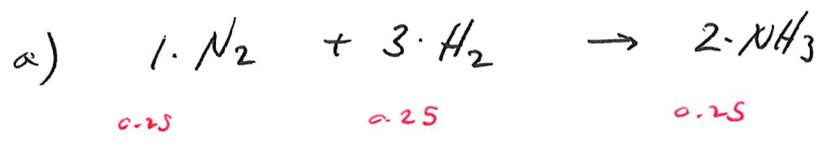
d) 0.0001 mol/l H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 → 0.0002 mol/l H<sup>+</sup> ;  $c(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$   
 (2 · 10<sup>-4</sup>) if  $\begin{cases} c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \\ c(\text{OH}^-) = 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \end{cases}$

e) pH: ~~Arbeits~~  
 Konzentration, Anzahl H<sup>+</sup>  
 plus: Bereitschaft, H<sup>+</sup> abzugeben

if Einheiten fehlen: —

4.0

5)



0.75

b)  $K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$

if Pat. vergessen - 0.5  
 if Addition - 0.5  
 if Edukt/Produkt - 0.5

1.0

c) c1)  $K = 1$   
 $0 < K < 1$   
 $K > 1$

je 0.25

0.75

c2)  $K = 1 \rightarrow$  GW "Mitte"  
 $K > 1 \rightarrow$  -- rechts je 0.25  
 $0 < K < 1 \rightarrow$  -- links

Produkt > Edukt ✓  
 : 0.0

0.75

3.25

4) a) Säure : Protonengabe, z.B. HCl

0.25                      0.25

b) Base : Protonenacceptor, z.B. NaOH

0.25                      0.25

c) A. : "beides", z.B.  $H_2O$

0.25                      0.25

1.5

① Fluorlösung

a) Alken



je 0,25 → 0,5

b) Alkohol

c) Halogenalkan

d) Aldehyd

"Substanz muss korrekt sein"

e) Keton

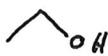
f) Carbonsäure

6 · 0,5  
→

3,0

②

a)



0,25

+



0,25

→



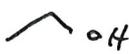
0,25



Ether 0,25

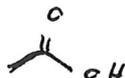
→ 1,0

b)



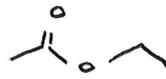
0,25

+



0,25

→



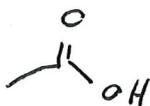
0,25

"Ester"

0,25

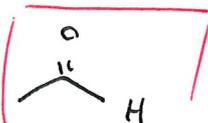
→ 1,0

c)



red

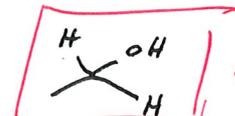
0,25



Aldehyd

0,25

red



Alkohol

0,25

0,25

→ 1,0

3,0

# 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 weist die Lösung auf? (jeweils 1 Liter)

---

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

3.75 P

Gegeben seien 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)  $N_2 + H_2 \rightleftharpoons NH_3$

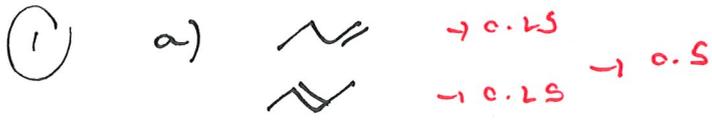
c)  $F_2 + H_2 \rightleftharpoons HF$

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

---

Auflösung

"R-CE"  
✓! 0.25

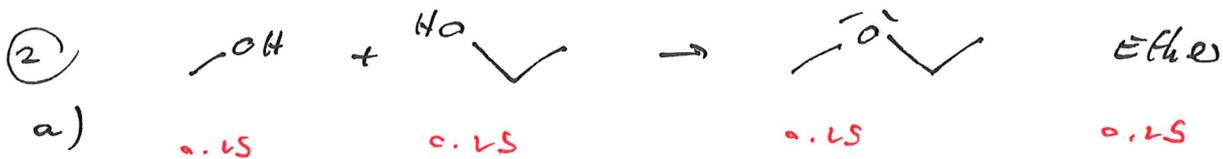


6 · 0.5 → **3.0**

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

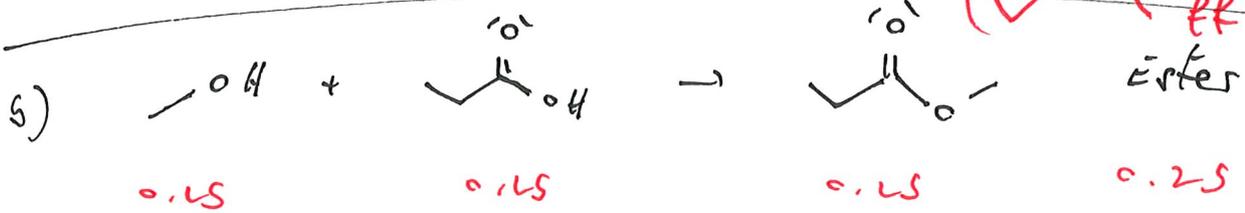
"alles muss korrekt sein"

COOH ✓ f!



Alk. + Alk. → Ether

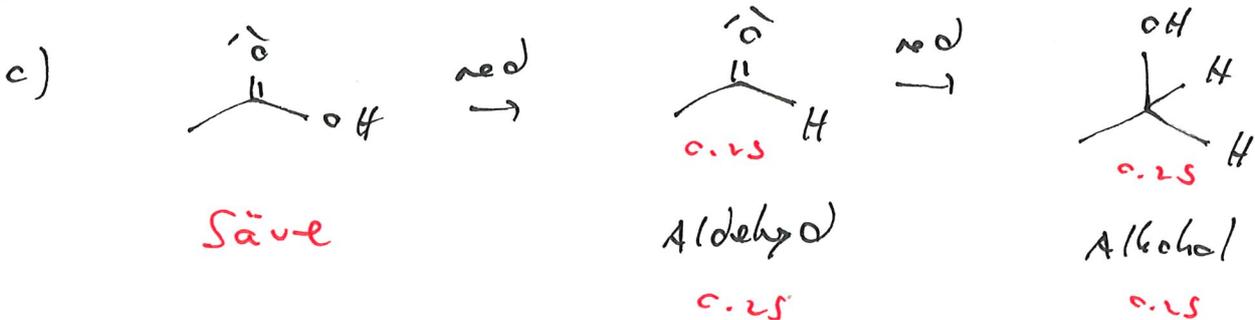
→ **1.0**



Alk. + Säure → Ester

(✓! COO ER!!)

→ **1.0**



(3ss: 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:  $\left[ \begin{array}{l} \text{Protonenspende als auch} \\ \text{Protonenakzeptor} \end{array} \right]$ , z.B. H<sub>2</sub>O  $\rightarrow 0,5$   
0,25 0,25

---

d) pH... negative Logarithmus der  
0,25 Konzentration an H<sup>+</sup> Ionen

z.B. 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  $\rightarrow$

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

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

b) 0.0003 mol/l HCl

$$\rightarrow \text{daraus } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.0003 \text{ mol/l} (= 3 \cdot 10^{-4}) \quad 0.5$$

$$c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l} \quad 0.25$$

0.75

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

~~$c(\text{OH}^-) = 0.005 \text{ mol/l}$~~

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

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

0.75

d) 0.016 mol/l  $\text{H}_2\text{SO}_4$

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

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

0.75

e)  $\text{pH} = \log_2 \text{H}^+$  0.5

$\text{pH}_s = \text{Bereitschaft, H}^+ \text{ abzugeben}$  0.5

1.0

① if Einheiten vergessen, but  
sonst o.k.: 0.25 je  $-0.25$  (a-d) !

② :P erster Teil ist falsch,  
denach richtig berechnet:  
~~denach 0.25 !!~~ 0.0

4.0

5)



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

0.5 → 0.75  
if falsch 0.25  
ohne Koef. 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 Seite 0.25

$K = 1$  → .. genau in der Mitte

→ 1.5

3.75

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

$\text{F}_2 = 0.4$  → 0.45

$\text{H}_2 = 0.5$

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)  
 $\rightarrow$  if 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

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

Wen

0.5

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  
0.5  
if 1000 fehlt, danach Rest o.k. KEIN FÜRGEZEHLER nur -0.5

$$p\text{OH} = -\log(2.2 \cdot 10^{-5}) = 4.65 \text{ o.s.} = \text{pH} : 0.25$$

$$p\text{H} = 14 - 4.65 = 9.35 \text{ o.s.}$$

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

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

$pK_s = -\log K_s = 2$   
 $\rightarrow 10^{-2}$   
 $10^{-4} \rightarrow 100!$

1.0 / 0.0

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

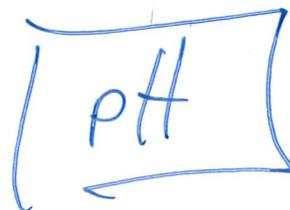
1.0 / 0.0

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

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

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

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



Hinweise:  $pOH = -\log(c(OH^-))$  ;  $pH + pOH = 14$  ;  $c = n/V$  ;  $n=m/M$  ;  $pH = pK_s - \log \frac{c(HA)}{c(A^-)}$

- 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 einen beliebigen Ether und gib an, wie dieser aus zwei Alkoholen hergestellt werden könnte.  
 b) Zeichne einen beliebigen Alkohol und eine beliebige Carbonsäure. Welches Produkt entsteht, wenn diese beiden Komponenten miteinander reagieren (Produkt zeichnen und bezeichnen).  
 c) Reduziere ein beliebige Carbonsäure zwei Mal und bezeichne die jeweiligen Produkte.
- 
- 3. Frage:** (je 0.5 Punkte) 1.5 P.  
 Definiere folgende Begriffe in maximal zwei Sätzen.  
 a) Säure b) Base c) Ampholyte (mit Beispiel, **nicht** Wasser!)
- 
- 4. Frage:** (je 0.25 Punkte) 1.5 P.  
 Welches ist die konjugierte Base von  
 a)  $H_3PO_4$  b)  $H_2PO_4^-$  c)  $NH_3$   
 Welches ist die konjugierte Säure von  
 d)  $H_2O$  e)  $HS^-$  f)  $NH_3$
- 
- 5. Frage:** (a), b) und d) je 1 Punkt, c) 2 P.) 5 P.  
 a) Wie gross sind  $c(H^+)$ ,  $c(OH^-)$ , pH und pOH für Salzsäure mit 0.01 mol/L HCl ?  
 b) Welchen pH-Wert hat eine Lösung von 0.0005 mol NaOH pro Liter?  
 c) Welchen pH-Wert weist eine Badewanne voll Wasser (=200 Liter Wasser) auf, wenn darin 4 g NaOH aufgelöst werden?  
 d) 1 Liter einer 0.12 mol/L HCl-Lösung und 1 Liter einer 0.08 mol/L NaOH werden vereinigt und gut vermischt. Wie gross ist der pH-Wert dieser Mischung?
- 
- 6. Frage:** (je 1 Punkte, c) 1.5 P.) 4.5 P.  
 Stelle das Massenwirkungsgesetz für folgende Reaktionsgleichungen auf. Hinweis: es ist möglich, dass die gegebenen Reaktionen zuerst noch ausgeglichen werden müssen  
 a)  $H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+$   
 b)  $H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$   
 c) Die Gleichgewichtskonstante 'K' kann im Prinzip drei Wertbereiche annehmen. Gib an welche und was diese Bereiche aussagen.
- 
- 7. Frage:** 2 P.  
 Aus Cyansäure, HNCO, und Kaliumcyanat, KNCO, soll eine Pufferlösung mit pH=3.50 hergestellt werden. Welches Stoffmengenverhältnis wird benötigt?  $pK_s(HNCO) = 3.92$ .
- 
- 8. Frage:** (a) 2.5 P., b) 1 Punkt) 3.5 P.  
 a) Bestimmter Speiseessig enthalte pro Liter Lösung 45 g reine Essigsäure. Von diesem Speiseessig werden 50 mL mit 1 mol/L NaOH-Lösung titriert. Welches Basenvolumen wird zur Neutralisation benötigt?  
 b) Wie stellt man im Labor eine 'ein-molare NaOH-Lösung' her? Es stehen die Waage sowie ein Litergefäss zur Verfügung. Hinweis: x-molare Lösung heisst x mol pro Liter Wasser.

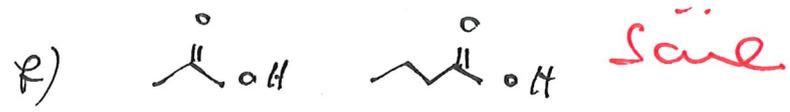
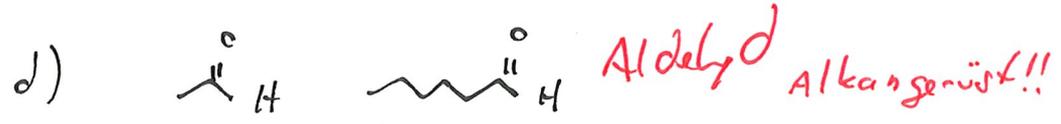
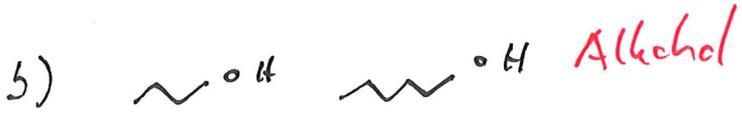
# Flusterlösung

- 1) 3.0
- 2) 3.0
- 3) 1.5
- 4) 1.5
- 5) ~~5~~ 5
- 6) 3.5
- 7) 2.0                      19.5
- 8) 3.5

---

23.0

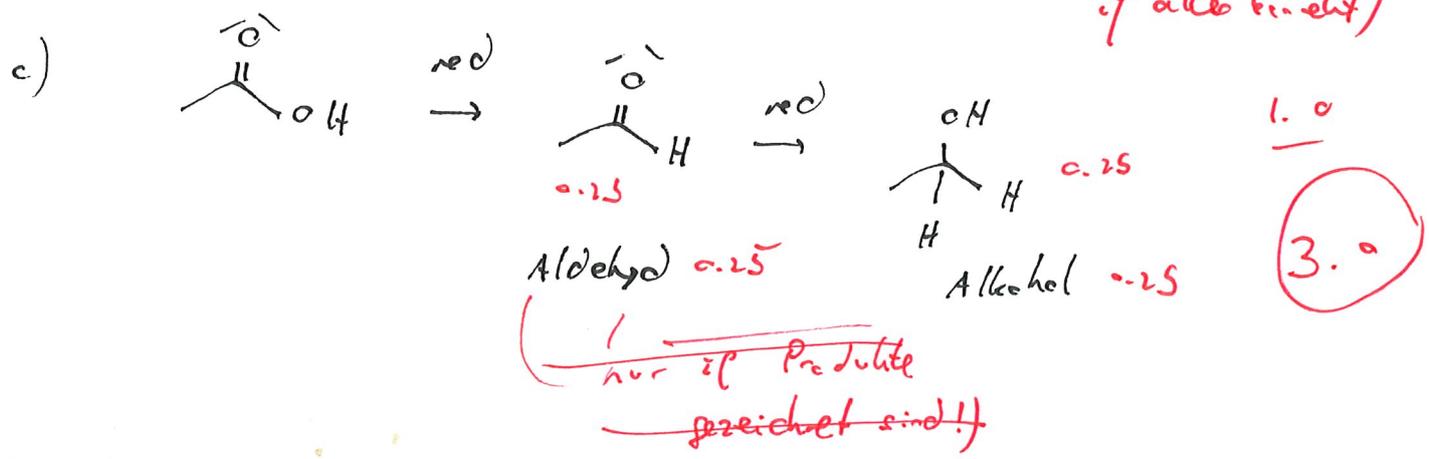
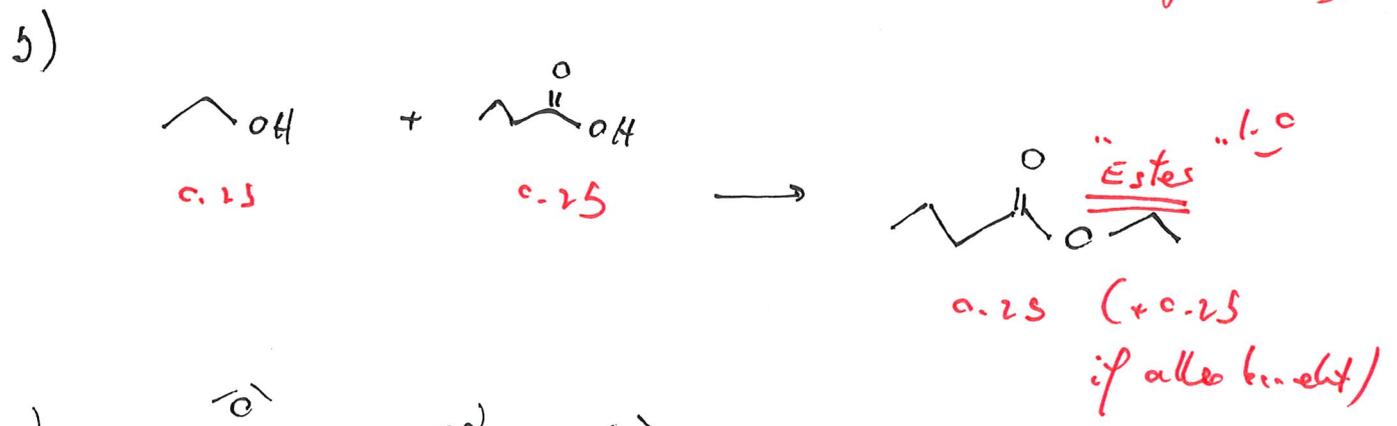
1)



2)



0.25 0.25 0.25  
 (+0.25 if aus korrekten Alkoholen zusammengesetzt!)



a) Protonen spende 0.5

b) Protonen acceptor 0.5

c) "beides", z.B.  $H_2PO_4^- \rightarrow H_3PO_4$   
 $\downarrow HPO_4^{2-}$

0.25

0.25

1.5

4

konjugierte Base

a)  $H_3PO_4 \rightarrow H_2PO_4^-$

b)  $H_2PO_4^- \rightarrow HPO_4^{2-}$

je 0.25

c)  $NH_3 \rightarrow NH_2^-$

konj. Säure:

d)  $H_2O \rightarrow H_3O^+$

e)  $HS^- \rightarrow H_2S$

f)  $NH_3 \rightarrow NH_4^+$

1.5

5.0

a) 0.01 mol/l HCl

$$\rightarrow c(\text{H}^+) = 0.01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 2$$

$$\text{pOH} = 12$$

→ 1.0

b)  $c = 0.0005 \text{ mol/l NaOH}$

$$\text{pOH} = 10^{-0.0005} = 0.998 = 1.0$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 1 = 13$$

$$\times \text{pOH} = -\log(0.0005) = 3.3$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 3.3 = 10.7$$

→ 1.0

$$c) c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$= \frac{4}{40} = \frac{4}{200} = 0.0005 \text{ mol/l (OH}^- \text{!)}$$

$$\text{pOH} = -\log(0.0005) = 3.3$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 3.3 = 10.7$$

2.0

d) 0.12 mol/l HCl + 0.08 mol/l NaOH

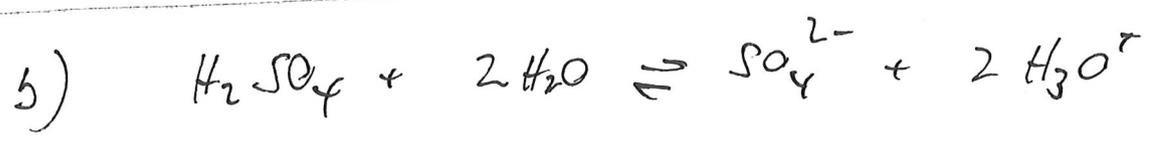
→ 0.04 mol HCl bleiben übrig

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{0.04}{2}\right) = 1.7$$

1.0

6

a) 
$$K = \frac{[OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2O]^2}$$
1.0  
 if ohne Koeffizienten  
 → 0.5



→ 
$$K = \frac{[SO_4^{2-}] \cdot [H_3O^+]^2}{[H_2SO_4] \cdot [H_2O]^2}$$
1.0  
 if ohne Koeffizienten  
 → 0.5

- c)  $K > 1$  → GW auf Produktseite 1.5  
 $0 < K < 1$  → " Eduktseite 1.5  
 $K = 1$  → "genau in der Mitte" 1.5

3.5

$$\textcircled{7} \quad \text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{c(\text{HNCO}_2)}{c(\text{NCO}_2^-)} \quad \text{b. gl}$$

$$\rightarrow \log \frac{c(\text{HNCO})}{c(\text{NCO}^-)} = \text{pK}_a - \text{pH} \quad \text{c. 5}$$

$$= 3.92 - 3.50 = 0.42 \quad \text{c. 5}$$

$$\rightarrow \frac{c(\text{HNCO})}{c(\text{NCO}^-)} = \underline{2.63} \left( \sim \frac{3}{1} \right) \quad \text{l. c}$$

oder

$$\frac{c(\text{NCO}^-)}{c(\text{HNCO})} = \frac{1}{2.63}$$

2.0

if alles korrekt, but umgekehrt: -0.5

$$(3.50 = 3.92 - \log \frac{3.92}{x})$$

$$n = \frac{m}{M}$$

8) a)  $n(\text{HA}) = n(\text{B})$

$$c(\text{HA}) \cdot V(\text{HA}) = c(\text{B}) \cdot V(\text{B})$$

*0.75 mol/L*      *1.0 mol/L*      *?*

$$\rightarrow V(\text{B}) = \frac{c(\text{HA}) \cdot V(\text{HA})}{c(\text{B})}$$

$$= \frac{0.75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.05 \text{ L}}{1.0 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$= \cancel{0.0375} \text{ L} \quad 0.5$$

$$= \underline{37.5 \text{ mL}}$$

$$c(\text{HA}) = \frac{n}{V} = \frac{m}{V \cdot M}$$
$$= \frac{45}{60} \cdot 0.5$$
$$= 0.375 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

2.5

b) 1 mol NaOH →

$$1 \text{ mol} \hat{=} 40 \text{ g} \quad 0.5$$

→ 40 g in einem Liter Ho lösen

1.0

3.5

## Säure-Basen Tabelle

(In wässriger Lösung, bei 25 °C)

	Säure	konj.Base		pK <sub>s</sub> -Wert
Perchlorsäure	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Perchlorat	--
Iodwasserstoff	HI	I <sup>-</sup>	Iodid	--
Bromwasserstoff	HBr	Br <sup>-</sup>	Bromid	--
Chlorwasserstoff	HCl	Cl <sup>-</sup>	Chlorid	--
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Hydrosulfat	-3
Hydronium-Ion	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	Wasser	-1,74
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitrat	-1,32
Schweflige Säure	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrosulfit	1,81
Hydrosulfat	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfat	1,92
Phosphorsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Dihydrogenphosphat	1,96
Eisenhexahydrat	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	[Fe(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> (OH)] <sup>2+</sup>		2,17
Weinsäure	H <sub>2</sub> T	HT <sup>-</sup>	Hydrogentartrat	2,98
Fluorwasserstoff	HF	F <sup>-</sup>	Fluorid	3,45
Ameisensäure	HCOOH	HCOO <sup>-</sup>	Formiat	3,70
Benzoessäure	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COO <sup>-</sup>	Benzoat	4,19
Hydrogentartrat	HT <sup>-</sup>	T <sup>2-</sup>	Tartrat	4,34
Essigsäure	CH <sub>3</sub> COOH (= HAc)	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> (= Ac <sup>-</sup> )	Acetat	4,76
Aluminiumhexahydrat	[Al(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>3+</sup>	[Al(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> (OH)] <sup>2+</sup>		4,85
Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogencarbonat	6,46
Hydrosulfit	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfit	6,91
Schwefelwasserstoff	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	Hydrosulfit	7,06
Dihydrogenphosphat	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Hydrogenphosphat	7,21
Kupfertetrahydrat	[Cu(H <sub>2</sub> O) <sub>4</sub> ] <sup>2+</sup>	[Cu(H <sub>2</sub> O) <sub>3</sub> (OH)] <sup>+</sup>		7,34
Zinkhexahydrat	[Zn(H <sub>2</sub> O) <sub>6</sub> ] <sup>2+</sup>	[Zn(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> (OH)] <sup>+</sup>		8,98
Ammonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	Ammoniak	9,21
Blausäure	HCN	CN <sup>-</sup>	Cyanid	9,31
Phenol	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> O <sup>-</sup>	Phenolat	9,90
Hydrogencarbonat	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonat	10,40
Hydrogenphosphat	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Phosphat	12,32
Hydrosulfid	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	Sulfid	12,90
Wasser	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	Hydroxid	15,74
Ammoniak	NH <sub>3</sub>	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Amid	≈ 23
Hydroxid	OH <sup>-</sup>	O <sup>2-</sup>	Oxid	≈ 24

CHEMIE

Säure / Base-

April 2014

Klasse 3nbc

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Flustelösung

$$pH = pK_s + \lg \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \log(c(HA)))$$

$$c = n/V = m/M/V$$

$$\text{Dichte} = \text{Masse} / \text{Volumen}$$

7.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. „Ja“ heisst, dass die Aussage korrekt ist, „nein“ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.** Total 5P.

	Ja	Nein
Br <sup>-</sup> ist eine Base	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wasser kann als Säure wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Wasser kann als Base wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Auch neutrales Wasser enthält OH <sup>-</sup> -Ionen	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=3	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=4	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
... somit sind also 0.02 mol H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> vorhanden	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
... gibt man zu den vorhanden 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Annahme folgender Aufgaben: komplette Deprotonierung der Säure	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die Neutralisation von 30 ml 0.02 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die Neutralisation von 5 ml 0.02 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Die Neutralisation von 30 ml 0.02 M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> -Lösung benötigt 15 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Der pKs-Wert beschreibt die Abgabebereitschaft von Protonen einer Base	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Je kleiner der pKs-Wert ist, desto schwächer ist die Säure	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Je grösser der Ks-Wert einer Säure desto kleiner ist der zugehörige pKs-Wert	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Bei Puffern gilt in Spezialfällen pH = pKs	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Ein Puffer verschiebt den pH immer in den basischen Bereich	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Puffer können unbegrenzt viel Säure abfangen und den pH-Wert konstant halten	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
Angenommen, die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung hängt von den frei beweglichen Ionen ab	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
Somit leitet eine wässrige starke Säure den Strom schlechter als eine wässrige schwache Säure	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>

7.2. Beschreibe, wie im Labor mit Waage und Messkolben 200 ml einer 0.2 M NaOH-Lösung aus festem NaOH und dest. Wasser hergestellt werden. (1.5 P)

0.2 M, d.h. 0.2 mol auf 1000 ml  
 1 mol NaOH == 40 g, 0.2 mol 8 g  
 Alles auf 200 ml ... 5\* weniger ... 8/5 = 1.6 g oder  
 C = n/V = m/M/V ... 0.2 mol/l = x / 40 / 0.2l  
 x = 1.6 g



in / auf 200 ml ... : korrekt  
 und mit 200 ml : falsch  
 200 ml the zugeben : 0.25

5.0  
 1.5

0.02  
 0.02  
 0.02

10<sup>-1</sup> → 0.1 mol/l  
 → 1.5

stärker!  
 10<sup>15</sup> → -15 ; 10<sup>-7</sup> → -7

7.3. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10<sup>-7</sup>, >10<sup>-7</sup>, <10<sup>-7</sup>

(2 P, pro Fehler / fehlend -0.5 P.)

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	>10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	<10 <sup>-7</sup>
pH	<7	=7	>7
c(OH <sup>-</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	<10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	>10 <sup>-7</sup>
pOH	>7	=7	<7

-0.25

2.0

7.4. Berechne die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-sowie OH<sup>-</sup>-Ionenkonzentration für die folgenden Lösungen.

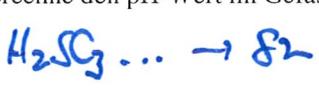
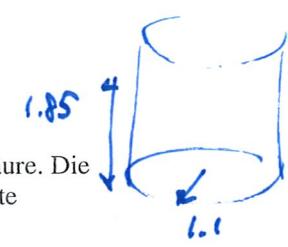
(2 P, pro Fehler / fehlend -0.5 P.)

	c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> )	c(OH <sup>-</sup> ) [mol/l]
a) pH = 2	10 <sup>-2</sup> = 0.01	10 <sup>-12</sup>
b) pH = 1.4	10 <sup>-1.4</sup> = 0.0398	10 <sup>-12.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-13</sup>
c) pOH = 7.4	10 <sup>-6.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-7.4</sup> = 4 * 10 <sup>-8</sup>
d) pOH = 11	10 <sup>-3</sup> = 0.001	10 <sup>-11</sup>

-0.25

2.0

7.5. Ein zylindrisches Gefäß (r=1.10 m, h=2.0 m) ist bis 15 cm unterhalb des oberen Randes mit destilliertem Wasser (pH=7) gefüllt. In dieses Gefäß fällt ein Tropfen (V=0.025 cm<sup>3</sup>) reine Schwefelsäure. Die Schwefelsäure hat eine Dichte von 1.831 g/cm<sup>3</sup>. Berechne den pH-Wert im Gefäß. Annahme: komplette Deprotonierung der Schwefelsäure (1.5 P)



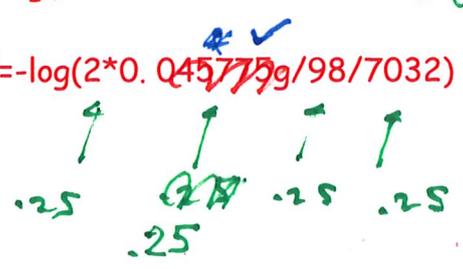
V(H<sub>2</sub>O) = pi \* r<sup>2</sup> \* Höhe = 3.141 \* 1.1<sup>2</sup> \* 1.85 m = 7.032449 m<sup>3</sup> = 7032.449 Liter  
 Dichte = m/V      Masse = Volumen \* Dichte = 0.025 \* 1.831 = 0.045775g

M(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 98g/mol      0.045775g entsprechen ..... 0.000467 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
 resp. 2 \* 0.000467 = 0.000934184 mol H<sup>+</sup>

pH = -log(c(H<sup>+</sup>)) = -log(0.000934184 / 7032.449) = 6.8766

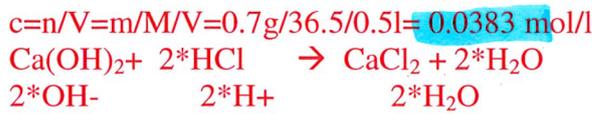
1.5

Einzeiler pH = -log(2 \* 0.045775g / 98 / 7032) = 6.8766



pro Fehler :- 0.5

7.6. 30 ml einer wässrigen Lösung von Calciumhydroxid (Ca(OH)<sub>2</sub>) werden mit einer Salzsäure titriert, die in 500 ml Lösung 0.7 g HCl enthält. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 17.2 ml Salzsäure erreicht. Berechne die Konzentration der Calciumhydroxidlösung. Tipp: es handelt sich um eine Neutralisationsreaktion. (2.5 P.)



if probiert aber  
hier ... 0.5 P.  
gewisse Wahrscheinlichkeit  
dabei... unkontrolliert.

Doppelte Anzahl HCl wie Ca(OH)<sub>2</sub> gemäss Stöchiogleichung, um die ganze Sache zu neutralisieren also

Anzahl (HCl) = 2 \* Anzahl (Ca(OH)<sub>2</sub>)  
 $2 \cdot c(\text{Ca(OH)}_2) \cdot V(\text{Ca(OH)}_2)$   
 $0.0383 \cdot 17.2 \text{ ml} = 2 \cdot c(\text{Ca(OH)}_2) \cdot 30 \text{ ml}$

$c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) =$

$\rightarrow [2.5]$

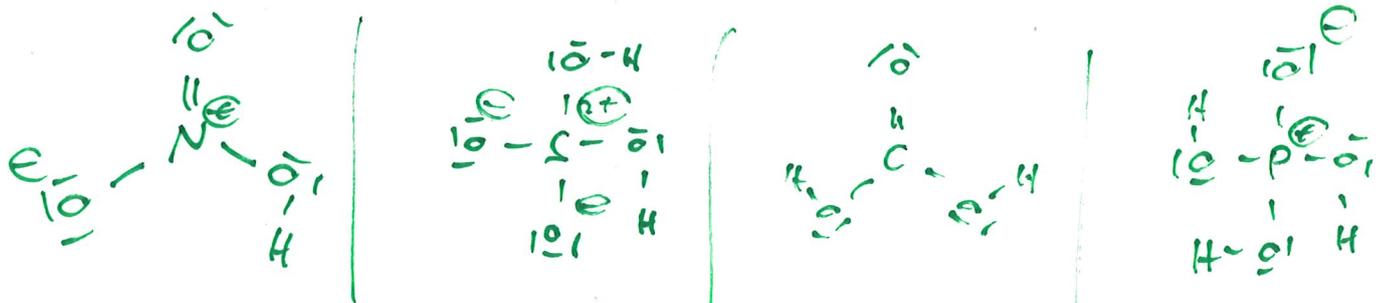
$c(\text{Ca(OH)}_2) = \dots$   $\frac{0.010979 \text{ M}}{0.75}$  0.5 P.

if 0.0439 M auf falscher Seite Faktor 2 ... -0.5 P.

7.7. Schreibe zu jeder Säure die Summenformel hin (1.5 P.)

Salpetersäure	$\text{HNO}_3$	Salzsäure	$\text{HCl}$	
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Blausäure	$\text{HCN}$	[1.5]
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3$	6 * 0.25

Zeichne zwei korrekte Lewisformeln („nicht nur die Summenformel“) von folgenden Verbindungen: Salpetersäure, Schwefelsäure, Kohlensäure, Phosphorsäure (1 P.)



if andere Strukturen, but ...  
o.k. (Abkett, Te-allo-lyg) : 0.5

if etwas gezeichnet, but nur 0.25 total

1.0  
0.5  
0.25

[1.0]  
2 \* 0.5

7.8. Die Weltmeere enthalten total 1.4 Milliarden m<sup>3</sup> Wasser. Angenommen, das Wasser wäre neutral, hätte also einen pH von 7. Berechne wie viel Kilogramm H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> im Meerwasser vorhanden wären. Annahme: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g. (1.5 P.)

$$7 = -\log\left(\frac{x}{1.4 \cdot 10^{12}}\right) \rightarrow x = 140'000$$

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

11.5

1.4 Mia m<sup>3</sup> =  $1.4 \cdot 10^9 \cdot 1000 \text{ l} = 1.4 \cdot 10^{12} \text{ l}$

(0.5 P.)

(0.5 P.)

(0.5 P.)

$n = m / M \dots \rightarrow m = n \cdot M = 10^{-7} \text{ mol/l} \cdot 1.4 \cdot 10^{12} \text{ l} \cdot 19 \text{ g/mol} = 2.66 \cdot 10^3 \text{ kg} = 2660 \text{ kg}$

7.9. 20 ml Speiseessig (CH<sub>3</sub>COOH mit Wasser verdünnt) werden mit 80 ml destilliertem Wasser gemischt, total sind nun also 100 ml Lösung vorhanden. Davon werden 10 ml entnommen und mit Natronlauge (NaOH, c = 0.1 M) titriert. Der NaOH-Verbrauch beträgt 4 ml.

a) Wie gross ist die Konzentration c der Essigsäure? (1.5 P.)

b) Wie viel Gramm reine Essigsäure sind in 1000 ml Speiseessig vorhanden? (0.5 P.)

**Titration der 10 ml verdünnten Speiseessig-Lösung**

$X \cdot 10 \text{ ml} = 0.1 \cdot 4 \text{ ml}$

$X = 0.04 \text{ mol/l}$

(oder Anzahl Teilchen:  $n = c \cdot V = 0.04 \cdot 0.01 = 0.0004 \text{ mol} = 0.4 \text{ mMol}$ )

0.5 P:

In 100 ml hätte es 10 \* mehr, also 4 mMol CH<sub>3</sub>COOH

Ursprünglich von den 20 ml ... dort also auch 4 mMol CH<sub>3</sub>COOH

0.5 P:

a)  $C = n/V = 0.004 / 0.02 = 0.2 \text{ mol/l}$  0.5 P:

b) Pro Liter also 0.2 mol Essigsäure a  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g/mol} \dots$  (0.25 P:)

Somit 12 g (0.25 P:)

if a calc is but Jan richtig berechnet... 0.25

7.10. Welchen pH-Wert weist eine Lösung mit 0.6 g Essigsäure in 1 l Wasser auf? (1 P.)  
Hinweis: schwache Säure

Schwache Säure ...

$\text{pH} = 1/2 (\text{pks} - \log c(\text{HA})) = 1/2 (4.76 - \log (0.6/60/1)) = 1/2 (4.76 - -2) = 3.38$

11.0



7.11. Eine Pufferlösung (V = 1 Liter) enthalte 1 mol/l Essigsäure und 1 mol/l Natriumacetat. Sie hat einen pH-Wert von 4.742. Welchen pH-Wert hat sie nach Zusatz von (je 0.5 P, total 2.5 P.)

- a) 0.01 mol HCl, b) 0.1 mol HCl, c) 0.01 mol NaOH d) 0.1 mol NaOH?  
 e) wie würde sich der Zusatz von 0.01 mol HCl zu reinem Wasser (V= 1 Liter) ändern?

$pK_s = 4.76$

bhs 5

- 4.99
- 4.91
- 5.01
- 5.09

Mortimer p. 282

- a) Zusatz von 0.01 mol/l H+  $pH = 4.742 + \log(0.99/1.01) = 4.73$   
 b) Zusatz von 0.1 mol/l H+  $pH = 4.742 + \log(0.9/1.1) = 4.655$   
 c) Zusatz von 0.01 mol/l OH-  $pH = 4.742 + \log(1.01/0.99) = 4.751$   
 d) Zusatz von 0.1 mol/l OH-  $pH = 4.742 + \log(1.1/0.9) = 4.829$   
 e) von  $pH=7$  auf  $-\log(0.01)$  auf  $pH=2$

- 0.0068 4.75
- 0.08 4.67
- 4.76
- 4.84

$$pH = pK_s + \log \frac{c(A^-)}{c(HA)}$$

...  $c(A^-) = c(HA)$  !  
 ist nicht korrekt +

$\rightarrow pK_s \approx 5$

ist  $pK_s$  raus gefunden  
 Rest unbrauchbar ...

- 0.5 P.

dennoch 0.25 P. total

7.12. Der menschliche Körper enthält ca. 6 Liter Blut (Annahme= 6 kg), darin befindet sich unter anderem auch der Carbonatpuffer  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ( $pK_s=6$ ) sowie der Phosphatpuffer  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$  ( $pK_s=7.8$ )

a) Angenommen, die Konzentration von  $\text{H}_2\text{CO}_3$  sei 27 mMol pro Liter. Wieviel Gramm sind also in 6 Liter Blut? (0.5 P.)

b) Angenommen, der Blut-pH betrage 7.5. Wie gross ist das Verhältnis der beteiligten Komponenten beim  
 b1) Carbonatpuffer      b2) Phosphatpuffers? (je 0.75 P.)

0.25

0.25

a) 1 mol = 62 g, also 27 mMol = 1.674 g

in 6 Liter also 10.044 g

10.5

b)  $pH = pK_s + \log()$   $7.5 = 6 + \log(A^-/HA)$

b1)  $7.5 = 6 + \log(A^-/HA)$

d.h.  $10^{1.5} = \text{ca. } 31.6$  ... d.h. Verhältnis 30:1

b2)  $7.5 = 7.8 + \log(A^-/HA)$

d.h.  $10^{-0.3} = 0.5$

d.h. Verhältnis 0.5:1

0.75 }  
 0.75 }

1:2

1.5

von Formel

$$7.5 = 6 + \log(\dots)$$

$\rightarrow -25$

20

CHEMIE

Säure / Base-Prüfung

2014

Klasse 3na, Grundlagenfach, 1 Lektion

Lehrer: Steiger Rainer

165

Di

-ox 22.75

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Auslösung

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

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

$$c = n/V = m/M/V$$

$$\text{Dichte} = \text{Masse} / \text{Volumen}$$

7.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.** Total 5P.

	Ja	Nein
Br <sup>-</sup> ist eine Base	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
HCl ist eine Säure	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
H <sub>2</sub> O ist kein Ampholyt	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> n
H <sub>2</sub> S ist ein Ampholyt	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2. <i>pH = 3!</i>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2. <i>12!</i>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=3	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=4	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Der pKs-Wert beschreibt die Abgabebereitschaft von Protonen einer Base.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Je kleiner der pKs-Wert ist, desto schwächer ist die Säure	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j
Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1. <i>10<sup>-1</sup> = 0.1 mol/l</i>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
... somit sind also 0.02 mol H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> vorhanden	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
... gibt man zu den vorhandenen 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 5 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> -Lösung benötigt 15 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
<i>c = n/V - 1 · n = c · V</i> <i>e) 0.02 · 30 ml ≠ 0.02 · 10 ml</i> <i>5) 0.2 · 5 ml = 0.02 · 50 ml</i>	Ja	Nein

$\frac{0.02}{0.4} = 0.05$   
 $\log(-) = 1.3$

5.0

7.2. Wieso leitet eine starke wässrige Säure den elektrischen Strom besser als eine schwache wässrige Säure? (1 P.)

**Eine starke Säure gibt ihren Protonen eher ab als eine schwache Säure. Also Konz. von freien Ionen bei starker Säure höher. Mehr Ionen bessere Leitung. Q.e.d.**

*c.5* *e.5*  
*if Elektronen anstelle Ionen → 0.5*

1.0

7.3. Beschreibe, wie 200 ml einer 0.2 M NaOH-Lösung aus festem NaOH und Wasser hergestellt werden. (1 P)

0.2 M, d.h. 0.2 mol auf 1000 ml      1 mol NaOH == 40 g, 0.2 mol **8 g**  
 Alles auf 200 ml ... 5\* weniger ... **8/5 = 1.6 g**      oder  
 $C = n/V = m/M/V$  ...  $0.2 \text{ mol/l} = x / 40 / 0.2l$        $x = 1.6 \text{ g}$

*1.6 g + 200 ml H<sub>2</sub>O ...*  
*1.6 g mit 200 ml ...*

~~0.75 P.~~  
 1.0

1.0

7.4. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10<sup>-7</sup>, >10<sup>-7</sup>, <10<sup>-7</sup> (2 P)

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	>10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	<10 <sup>-7</sup>
pH	<7	=7	>7
c(OH <sup>-</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	<10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	>10 <sup>-7</sup>
pOH	>7	=7	<7

0.5 (pro Zeile - 0.25)  
0.5  
0.5  
0.5  
2.0

7.5. Berechne die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-sowie OH<sup>-</sup>-Ionenkonzentration für die folgenden Lösungen. (je 0.25 P, total 2 P.)

	c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> )	c(OH <sup>-</sup> ) [mol/l]
a) pH = 2	10 <sup>-2</sup> = 0.01	10 <sup>-12</sup>
b) pH = 1.4	10 <sup>-1.4</sup> = 0.0398	10 <sup>-12.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-13</sup>
c) pOH = 7.4	10 <sup>-6.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-7.4</sup> = 4 * 10 <sup>-8</sup>
d) pOH = 11	10 <sup>-3</sup> = 0.001	10 <sup>-11</sup>

je 0.25  
2.0

7.6. Bei einem Tankunglück im Hamburger Hafen im Sommer 2004 liefen 5000 Tonnen Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Dichte sei für einfacheres Rechnen = 1.0 g/ml) in das Hafenbecken; das Wasser hatte vor dem Unfall einen pH von 7. Wie gross war der pH im Hafenbecken (Volumen = 2'000'000 m<sup>3</sup>, 1 liter = 1 kg), nachdem sich die Säure gleichmässig in diesem abgeschlossenen Becken verteilt hatte? Annahme: vollständige Deprotonierung der Schwefelsäure (1.5 P.)

$$pH = -\log(m/M/V) = -\log(2 \cdot 5'000'000 \text{ kg} / 0.098 \text{ kg/mol} / 2'000'000'000 \text{ l}) = 1.29$$

*2.10<sup>9</sup>*  
*= 2.10<sup>9</sup>*

1.5

if pH = 1.60 Fehler 2 vergessen -  
 wenn kg falsch eingerechnet, Rest i.o. total - 1.0  
 wenn anstelle kg 1.25  
 (98)  
 -0.25

(pro Zeile - 0.5 P)

$$n = \frac{5'000}{9.088} = 5.1 \cdot 10^7$$

$$= \frac{5'000}{9.088} = 51020408.16$$

$$\frac{5.106}{0.098} = 52000$$

$$\frac{52000}{2.10^9} = 0.0255$$

7.7. Gegeben seien zwei Gefässe A und B. Gefäss A enthält 50 ml 0.01 mol/l Salzsäure, Gefäss B enthält 30 ml 0.2 mol/l Natronlauge

a) Wie gross ist der pH im Gefäss A? (0.5 P.)

b) Wie gross ist der pH im Gefäss B? (0.5 P.)

c) Beide Inhalte werden in ein genügend grosses Gefäss C geleert. Wie gross ist der pH der neuen Mischung? (1.75 P.)

a)  $\text{pH} = -\log(0.01) = 2$  0.5 P. (1.0)

b)  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.7 = 13.3$  0.5 P.

c)

HCl	1000 ml = 0.01 mol	50 ml: 0.0005 mol = 0.5 mMol	0.25 P.
NaOH	100 ml = 0.2 mol	30 ml: 0.006 mol = 6 mMol	0.25 P.

*5 · 10<sup>-4</sup> mol*  
*6 · 10<sup>-3</sup> mol*

Somit Überschuss von 5.5 mMol NaOH in total 80 ml 0.25 + 0.25 P.

$\text{pOH} = -\log(5.5/80) = 1.16$  pH = 14 - 1.16 = 12.84 0.5 + 0.25

$\text{pH} = -\log\left(\frac{0.005 + 0.006}{0.08}\right) = 2.75 \text{ P.}$  2.75

7.8. 500 ml einer HCl-Lösung haben einen pH von 4.78. Zu dieser Lösung wird 1 mg NaOH gegeben. Wie gross ist der pH-Wert, nachdem sich das gesamte NaOH gelöst hat. Annahme: die Volumenveränderung kann vernachlässigt werden. (2.5 P.)

$\text{pH} = 4.78 \dots c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-4.78} = 1.66\text{E-}5 \text{ mol/l}$  0.5 P.

in 500 ml also total 8.29E-6 mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 0.25 P.

$1 \text{ mg NaOH} = \dots n = m/M = 0.001 / 40 = 2.5\text{E-}5 \text{ mol NaOH resp. } 2.5\text{E-}5 \text{ mol OH-}$  0.5 P. / 0.0

Somit 8.29E-6 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 2.5E-5 mol OH<sup>-</sup> ... übrig bleibt 2.5E-5 - 8.29E-6 = 1.671E-5 mol OH<sup>-</sup> 0.5 P.

$\text{pOH} = -\log(1.671\text{E-}5 / 0.5) = 4.47$  0.5 P.

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.52$  0.25 P.

*n = m/M*

$\text{pH} = -\log\left(\frac{n}{V}\right)$   
 $4.78 = -\log\left(\frac{1.66}{0.5}\right)$

2.5

7.9. Die Weltmeere enthalten total 1.4 Milliarden m<sup>3</sup> Wasser. Angenommen, das Wasser wäre neutral, hätte also einen pH von 7. Berechne wie viel Kilogramm H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> vorhanden wären. Annahme: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g. (2 P.)

$\text{pH} = 7$  heisst  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/l}$  *p = Teil* -0.5 2.9

1.4 Mia m<sup>3</sup> = 1.4 \* 10<sup>9</sup> \* 1000 l = 1.4 \* 10<sup>12</sup> l

$n = m / M \dots \rightarrow m = n * M = 10^{-7} \text{ mol/l} * 1.4 * 10^{12} \text{ l} * 19 \text{ g/mol} = 2.66 * 10^3 \text{ kg} = 2660 \text{ kg}$

$\text{pH} = -\log\left(\frac{1.4}{1.4 \cdot 10^{12}}\right)$  if (p) → 1.75

7.10. Im Unterricht haben wir berechnet, wie viel kg  $\text{H}_3\text{O}^+$  in einem Stausee ( $\text{pH} = 7$ ) vorhanden wären. Angenommen, das Resultat wäre 13 kg gewesen. Wie viel kg  $\text{OH}^-$  müssten demzufolge sich im gleichen Stausee befinden? (1.5 P.)

Wenn gleich viel ... d.h. je-ähn  
Text gleich viel kg.  
→ falsch

Gleich viele Teilchen !

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) \quad n = m/M$$

$$m(\text{H}_3\text{O}^+) / M(\text{H}_3\text{O}^+) = m(\text{OH}^-) / M(\text{OH}^-)$$

$$m(\text{OH}^-) = m(\text{H}_3\text{O}^+) / M(\text{H}_3\text{O}^+) * M(\text{OH}^-) =$$

$$= 13000 / 19 * 17 = 11631 \text{ g} = 11.631 \text{ kg}$$

$$1.5 / 0.75 / 0.25$$

Richtiger Ansatz, falsch (zb.  $\text{H}_2\text{O} = 18$ ) gerechnet: 0.75 P.  
Irgendwas gerechnet, bisschen korrekte Richtung: 0.25 P.

(1.5)

7.11. 1 Tropfen Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $m = 1/20 \text{ g}$ ) fällt in eine mit destilliertem Wasser gefüllte Badewanne (0.2 m<sup>3</sup>). Berechne den pH. (1.5 P.)

Annahmen: 1 Liter Wasser entspricht 1000 g.  
Die Phosphorsäure deprotoniert vollständig

$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)) = -\log(n(\text{H}_3\text{O}^+) / V(\text{H}_3\text{O}^+)) = -\log(m / M / V)$$

$$= -\log(3 * (!!!) 0.05 / 98 / 200)$$

$$= 5.11$$

(Faktor 3: 0.5 P., 0.05 : 0.25 P., 98.08: 0.25 P., 200: 0.25 P. 5.29: 0.25 P.)

Wenn 5.59 so fehlt der Faktor  $\frac{2}{3}$  ... Schwefelsäure,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  total 1.0

$$\frac{0.05}{98} = 5.1 \cdot 10^{-4}$$

$$\frac{0.05}{98 \cdot 200} = 2.55 \cdot 10^{-6}$$

$$\rightarrow \text{pH} = 5.59 \quad (\rightarrow 1.0 \text{ P.})$$

(1.5)

## Übungen zu Säure/Basen Reaktionen

### 1. Aufgabe

NaCl wird in Wasser gelöst. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf. Wird die Lösung sauer oder basisch?

### 2. Aufgabe

NaF wird in Wasser gelöst. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf. Wird die Lösung sauer oder basisch?

### 3. Aufgabe

Geben Sie die konjugierten Säuren und/oder die konjugierten Basen der folgenden Teilchen an. Welche der Teilchen sind Ampholyte?

$\text{HNO}_3$        $\text{CN}^-$        $\text{HSO}_4^-$        $\text{HS}^-$        $\text{H}_2\text{O}$

### 4. Aufgabe

Ordnen Sie die folgenden Basen nach ihrer Stärke:

$\text{H}_2\text{PO}_4^-$        $\text{NH}_3$        $\text{OH}^-$        $\text{PO}_4^{3-}$        $\text{SO}_4^{2-}$

### 5. Aufgabe

Bei Anwesenheit von Kalk in einem Gestein bilden sich beim Betupfen mit verdünnter Salzsäure Gasbläschen. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

### 6. Aufgabe

Wie gross ist die  $\text{OH}^-$  Konzentration bei pH 5?

### 7. Aufgabe

Welche pH-Werte besitzen die Lösungen?

- 0.0001 M LiOH
- 0.001 M HCl
- 0.1 M Essigsäure

### 8. Aufgabe

Wie gross muss die Konzentration von HI sein, damit der pH-Wert der Lösung 3.7 ist?

### 9. Aufgabe

1 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  werden in 0.5 l Wasser gelöst. Berechne den pH-Wert.

### 10. Aufgabe

1 mol  $\text{Na}_2\text{O}$  wird in 1l Wasser gegeben. Berechne den pH-Wert und interpretiere das Ergebnis.

### 11. Aufgabe

a) Der pH-Wert von einem Liter einer HCl-Lösung ist 4.8. Berechne die Anfangskonzentration der Säure.

b) Der pH-Wert von einem Liter einer HAc-Lösung ist 4.8. Berechne die Anfangskonzentration der Säure.

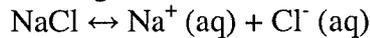
c) Zu der Lösung in Aufgabe a) wird ein Liter Wasser gegeben. Berechne die Konzentration der Lösung sowie den pH-Wert.

d) Zu der Lösung in Aufgabe b) wird ein Liter Wasser gegeben. Berechne die Konzentration der Lösung sowie den pH-Wert.

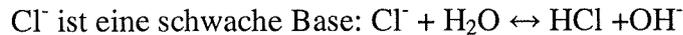
e) Vergleiche die Ergebnisse aus c) und d) miteinander und interpretiere!

## Lösungen zu Säure/Basen Reaktionen

### 1. Aufgabe

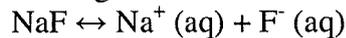


$\text{Na}^+$  ist weder Säure noch Base

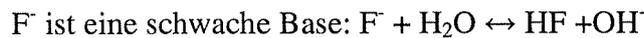


Dieses GG liegt aber **ganz** links, da HCl eine starke Säure wäre. Daher entsteht **kein**  $\text{OH}^-$  und die Lösung wird weder sauer noch basisch.

### 2. Aufgabe



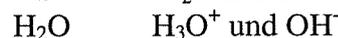
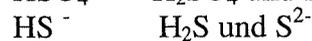
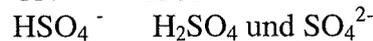
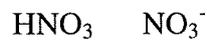
$\text{Na}^+$  ist weder Säure noch Base



Dieses ist ein GG. Daher entsteht etwas  $\text{OH}^-$  und die Lösung wird basisch.

### 3. Aufgabe

Geben Sie die konjugierten Säuren und/oder die konjugierten Basen der folgenden Teilchen an. Welche der Teilchen sind Ampholyte?



Die letzten 3 sind Ampholyte.

### 4. Aufgabe

Ordnen Sie die folgenden Basen nach ihrer Stärke:



### 5. Aufgabe

Diese Reaktion haben wir im Praktikum (Reaktionsgeschwindigkeit) durchgeführt.

Lösungen siehe dort.

### 6. Aufgabe

Wie gross ist die  $\text{OH}^-$  Konzentration bei pH 5?

pOH ist 9, wenn pH 5 ist. Also ist die  $\text{OH}^-$  Konzentration  $10^{-9}$  M.

### 7. Aufgabe

Welche pH-Werte besitzen die Lösungen?

- 0.0001 M LiOH      Salz! Starke Base     $\text{pOH} = -\log(0.0001)$      $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10$
- 0.001 M HCl      Starke Säure     $\text{pH} = -\log(0.001) = 3$
- 0.1 M Essigsäure    Schwache Säure.  $K_s$  aus Tabelle. Anfangskonzentration gegeben.

Mit quadratischer Gleichung  $x$  ausrechnen.  $\text{pH} = -\log(x) = 2.88$

### 8. Aufgabe

Wie gross muss die Konzentration von HI sein, damit der pH-Wert der Lösung 3.7 ist?

Starke Säure:  $\text{pH} = -\log(x) = 3.7$      $c(\text{HI}) = 0.0002$

### 9. Aufgabe

1 g  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  werden in 0.5 l Wasser gelöst. Berechne den pH-Wert.

0.0135 mol  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  Achtung, es entstehen 0.027 mol  $\text{OH}^-$ , (Annahme: alles Salz löst sich)

$$\text{pOH} = -\log(0.027) = 1.57 \quad \text{pH} = 12.43$$

### 10. Aufgabe

1 mol  $\text{Na}_2\text{O}$  wird in 1l Wasser gegeben. Berechne den pH-Wert und interpretiere das

Ergebnis. Aus 1 mol  $\text{O}^{2-}$  entstehen 2mol  $\text{OH}^-$ .  $\text{pH} = 14.3$  liegt ausserhalb des

Definitionsbereichs, da Konzentration von 2M nicht mehr definiert ist.

(nur von 1M bis  $10^{-14}$  M)

### 11. Aufgabe

Werden wir besprechen!

CHEMIE

OC / Säure-Base-Prüfung  
2016

Klasse 3na, Grundlagenfach

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Thustelang

Leher

not 25.5

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

starke Säuren:  $\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$

schwache Säuren  $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKs} - \log c)$

Puffergleichung  $\text{pH} = \text{pKs} + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$

$$c = n/V = m/M/V$$

Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt. Total 5P.**

- |                                    |                                     |                                       |
|------------------------------------|-------------------------------------|---------------------------------------|
|                                    | Ja                                  | Nein                                  |
| Br <sup>-</sup> ist eine Base      | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |
| HCl ist eine Säure                 | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |
| H <sub>2</sub> O ist kein Ampholyt | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> n |
| H <sub>2</sub> S ist ein Ampholyt  | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |

- |   |                                     |                                       |
|---|-------------------------------------|---------------------------------------|
| Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2.   | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2.   | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist. | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |
| Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.               | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.              | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |

- |   |                          |                                       |
|---|--------------------------|---------------------------------------|
| Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=3 | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=4 | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Der pKs-Wert beschreibt die Abgabebereitschaft von Protonen einer Base.                                 | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Je kleiner der pKs-Wert ist, desto schwächer ist die Säure  | <input type="checkbox"/> | <input checked="" type="checkbox"/> N |

- Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1. *1000 l → 0.1 mol*
- ... somit sind also 0.02 mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> vorhanden
  - ... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5
  - ... gibt man zu den vorhanden 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0 *pH = 0.02 / (0.2 + 0.2) = 1.3*

- |  |                                     |                                       |
|--|-------------------------------------|---------------------------------------|
| Die Neutralisation von 30 ml 0.02 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung | <input type="checkbox"/>            | <input checked="" type="checkbox"/> N |
| Die Neutralisation von 5 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung   | <input checked="" type="checkbox"/> | <input type="checkbox"/> j            |
| Chuck Norris ist die stärkste bekannte Säure                                     | <input type="checkbox"/>            | <input type="checkbox"/> j            |

Ja Nein

7.2. Wieso leitet eine starke wässrige Säure den elektrischen Strom besser als eine schwache wässrige Säure? (1 P.)

Eine starke Säure gibt ihren Protonen eher ab als eine schwache Säure. Also Konz. von freien Ionen bei starker Säure höher. Mehr Ionen bessere Leitung. Q.e.d.

*frei Sauerstoffe*

7.3. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10<sup>-7</sup>, >10<sup>-7</sup>, <10<sup>-7</sup> (1.5 P, pro Fehler / fehlend -0.25 P.)

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	>10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	<10 <sup>-7</sup>
pH	<7	=7	>7
c(OH <sup>-</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	<10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	>10 <sup>-7</sup>
pOH	>7	=7	<7

6.25

Berechne die H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-sowie OH<sup>-</sup>-Ionenkonzentration für die folgenden Lösungen. (je 0.25 P, total 2 P.)

	c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> )	c(OH <sup>-</sup> ) [mol/l]
a) pH = 2	10 <sup>-2</sup> = 0.01	10 <sup>-12</sup>
b) pH = 1.4	10 <sup>-1.4</sup> = 0.0398	10 <sup>-12.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-13</sup>
c) pOH = 7.4	10 <sup>-6.6</sup> = 2.51 * 10 <sup>-7</sup>	10 <sup>-7.4</sup> = 4 * 10 <sup>-8</sup> = 0.4 * 10 <sup>-9</sup>
d) pOH = 11	10 <sup>-3</sup> = 0.001	10 <sup>-11</sup>

2.0

7.5. Bei einem Tankunglück im Hamburger Hafen im Sommer 2004 liefen 5000 Tonnen Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Dichte sei für einfacheres Rechnen = 1.0 g/ml) in das Hafenbecken; das Wasser hatte vor dem Unfall einen pH von 7. Wie gross war der pH im Hafenbecken (Volumen = 2'000'000 m<sup>3</sup>, 1 liter = 1 kg), nachdem sich die Säure gleichmässig in diesem abgeschlossenen Becken verteilt hatte? Annahme: vollständige Deprotonierung der Schwefelsäure (1.5 P.)

pH = -log (m/M/V) = -log(2\*5'000'000 kg / 0.098 kg/mol / 2'000'000'000 l) = 1.29

1.5

ach 0.0 P

if falsch - 0.5

Faktor 2 -> 1.59 -> 1.0  
1 f -> 1.0  
2 f -> 0.9

7.6. Gegeben seien zwei Gefässe A und B. Gefäss A enthält 50 ml 0.01 mol/l Salzsäure, Gefäss B enthält 30 ml 0.2 mol/l Natronlauge

a) Wie gross ist der pH im Gefäss A? (0.5 P.)

1.0

b) Wie gross ist der pH im Gefäss B? (0.5 P.)

c) Beide Inhalte werden in ein genügend grosses Gefäss C geleert. Wie gross ist der pH der neuen Mischung? (1.75 P.)

1.75

a) pH = -log (0.01) = 2 0.5 P.

b) pH = 14 - pOH = 14 - 0.7 = 13.3 0.5 P.

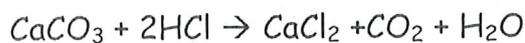
c)	HCl	1000 ml = 0.01 mol	50ml: 0.0005 mol = 0.5 mMol	0.25 P.
	NaOH	100 ml = 0.2 mol	30 ml: 0.006 mol = 6 mMol	0.25 P.

Somit Überschuss von 5.5 mMol NaOH in total 80 ml  
pOH = -log(5.5/80) = 1.16 pH = 14 - 1.16 = 12.84 0.25 + 0.25 P.  
0.5 + 0.25

2.75

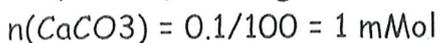
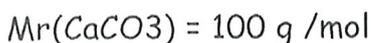
6.5

100 ml 0.05 mol/l Salzsäure (HCl) werden versetzt mit 100 mg Calciumcarbonat (CaCO<sub>3</sub>). Berechne den pH (2 P.) Hinweis 1: Benötigte Reaktionsgleichung: CaCO<sub>3</sub> + 2HCl → CaCl<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O  
Hinweis 2: das bei der Reaktion entstehende Wasser kann vernachlässigt werden



1 mMol 5 mMol

if übrig bleibt 4 mMol HCl = -0.5  
if falsches Volumen - 0.5



in 40 ml  
if falsch ... - 0.5 (5 mMol H<sup>+</sup>: 0.5 P.)  
(1 mMol: 0.5 P.)

Gemäss Reaktionsgleichung braucht für 1 mMol CaCO<sub>3</sub> 2 mMol HCl, somit bleiben 3 mMol übrig

2.0

(Irgendwie ersichtlich: 0.5 P.)

Das entstandene 1 mMol Wasser kann vernachlässigt werden ...

pH = - log (n/V) = - log ( 3mMol/100 ml ) = ca. 1.52 (pH 0 1.52: 0.5 P.)

7.8. 500 ml einer HCl-Lösung haben einen pH von 4.78. Zu dieser Lösung wird 1 mg NaOH gegeben. Wie gross ist der pH-Wert, nachdem sich das gesamte NaOH gelöst hat. (2.5 P.)  
Annahme: die Volumenveränderung kann vernachlässigt werden.

pH = 4.78 ... c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) = 10<sup>-4.78</sup> = 1.66E-5 mol/l 0.5 P.  
in 500 ml also total 8.29E-6 mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 0.25 P.

1mg NaOH = ... n = m/M = 0.001/ 40 = 2.5E-5 mol NaOH resp. 2.5E-5 mol OH<sup>-</sup> 0.5 P.

Somit 8.29E-6 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> 2.5E-5 mol OH<sup>-</sup> ... übrig bleibt 2.5E-5 - 8.29E-6 = 1.671E-5 mol OH<sup>-</sup> 0.5 P.

pOH = - log(1.671E-5 / 0.5 ) = 4.47 0.5 P.

pH = 14 - pOH = 9.52 0.25 P.

2.5

7.9. 50 ml einer 0.01 mol/l Salzsäure-Lösung (HCl) werden auf 500 ml verdünnt. Dann werden 25 ml 0.01 mol/l Bariumhydroxidlösung (Ba(OH)<sub>2</sub>) zugegeben. Berechne den pH-Wert dieser Mischung. (2 P.)

50 ml 0.01 M HCl → 0.5 mMol HCl → 0.5 mMol H<sup>+</sup> in 50 ml (:0.5 P.)

25 ml 0.01 M Ba(OH)<sub>2</sub> → 0.25 mMol Ba(OH)<sub>2</sub> → 0.5 mMol OH<sup>-</sup> in 25 ml (:0.5 P.)  
(:0.5 P.)

Gleiche Anzahl H<sup>+</sup> resp. OH<sup>-</sup> ... hebt sich auf. Neutral, pH=7

2.0

5/10 .25

5.25

Eine Pufferlösung (V = 1 Liter) enthalte 1 mol/l Essigsäure (CH<sub>3</sub>COOH) und 1 mol/l Natriumacetat (H<sub>3</sub>COONa). Sie hat einen pH-Wert von 4.742. Welchen pH-Wert hat sie nach Zusatz von (total 2.5 P)

- a) 0.01 mol HCl, b) 0.1 mol HCl, c) 0.01 mol NaOH d) 0.1 mol NaOH?
- e) wie würde sich der Zusatz von 0.01 mol HCl zu reinem Wasser (V= 1 Liter) ändern?

Mortimer p. 282

- a) Zusatz von 0.01 mol/l H+ pH=4.742 + log(0.99/1.01) = 4.73
- b) Zusatz von 0.1 mol/l H+ pH = 4.742 + log(0.9/1.1) = 4.655
- c) Zusatz von 0.01 mol/l OH- pH=4.742 + log(1.01/0.99) = 4.751
- d) Zusatz von 0.1 mol/l OH- pH=4.742 + log(1.1/0.9) = 4.829
- e) von pH=7 auf -log(0.01) auf pH=2

je e.5

if ungeleitet .25  
zahlen müssen aber  
berechnet sein

2.5

2.5

wenn losgeht mit  
pH = 4.76 ... -0.5

7.11. Der menschliche Körper enthält ca. 6 Liter Blut (Annahme= 6 kg), darin befindet sich unter anderem auch der Carbonatpuffer H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>/HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> (pKs=6)

- a) Angenommen, die Konzentration von H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sei 27 mMol pro Liter. Wieviel Gramm sind also in 6 Liter Blut? (1 P.)
- b) Angenommen, der Blut-pH betrage 7.5. Wie gross ist das Verhältnis  $\frac{c(A^-)}{c(HA)}$  der beteiligten Komponenten? (0.75 P.)

.25

.25

.5

a) 1 mol = 62 g, also 27 mMol = 1.674 g in 6 Liter also 10.044 g

b) pH = pKs + log() 7.5 = 6 + log(A-/HA)

b1) 7.5 = 6 + log(A-/HA) d.h. 10<sup>1.5</sup> = ca. 31.6 ... d.h. Verhältnis 30:1

b2) 7.5 = 7.8 + log(A-/HA) d.h. 10<sup>-0.3</sup> = 0.5 d.h. Verhältnis 0.5:1

1.75

-75 7 " 30" : .25

.5

7.12. Im Chemielabor soll Frau Auer 1 Liter einer 2 molaren Natronlauge herstellen. Wie viel Gramm NaOH benötigt Frau Auer? (1 P.)

1.0

1 mol = 40 g (NaOH) = 40 g

2 mol → 80 g

1.0 | 40 g

80 g : .25

77 = 40 g/l

.25

CHEMIE

Säure / Base

November 2021

Klasse 3na, Grundlagenfach, Doppellektion

Lehrer: Steiger Rainer

Name:

Gesamtpunktzahl:

Note:

Titelösung

Formeln!

MC 5 P.  
Labor 1.5 + 1.5

8

-----  
Zeichne 1.5  
 $10^{-7}$  2  
Verdünnen 1.5  
 $H_3O^+$  1.5  
-----

Liquor 2.5  
 $Ba(OH)_2$  3.5  
-----

Why Titration 2  
Tit I 2  
Tit II 2

10x

6.5

5-13

6

5-13

6

26.5 - 10%

600 → 24.0

4.45

8.0

7.1. Die Aussage sollen eindeutig angekreuzt werden. ‚Ja‘ heisst, dass die Aussage korrekt ist, ‚nein‘ heisst, dass die Aussage falsch ist. **Falsche / fehlende Antworten geben einen Abzug von 1 Punkt.** Total 5P.

	Ja	Nein
Br <sup>-</sup> ist eine Base	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Wasser kann als Säure wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Wasser kann als Base wirken	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Auch neutrales Wasser enthält OH <sup>-</sup> -Ionen	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.001 M HCl-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.01 M NaOH-Lösung hat einen pH von 2.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine 0.1 M HCl-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine 0.1 M NaOH-Lösung hat eine c(OH <sup>-</sup> ) welche grösser als 10 <sup>-7</sup> mol/l ist.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=3	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Eine Lösung mit pH=2 hat doppelt so viele H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> -Ionen wie eine Lösung mit pH=4	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Man hat 200 ml Wasser mit einem pH von 1. <i>→ 10<sup>-1</sup> = 0.1 mol/l</i>		
... somit sind also 0.02 mol H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> vorhanden	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/> j
... entnimmt man davon 100 ml so haben diese einen pH-Wert von 1.5	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
... gibt man zu den vorhanden 200 ml Wasser nochmals 200 ml neutrales Wasser dazu so erhält man einen pH von gerundet 2.0 <i>-log(0.02/2.0) = 1.30</i>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N

Annahme folgender Aufgaben: komplette Deprotonierung der Säure

Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 10 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N
Die Neutralisation von 5 ml 0.2 M HCl-Lösung benötigt 50 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> j
Die Neutralisation von 30 ml 0.2 M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> -Lösung benötigt 15 ml 0.02 M NaOH-Lösung	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/> N

*30 ml 0.2 = 0.6*

*15 ml 0.02 = 0.3*

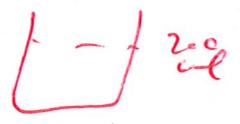
*20 ml mehr*

7.2. Beschreibe, wie im Chemielabor mit Waage und entsprechendem Messkolben 200 ml einer 0.2 M NaOH-Lösung aus festem NaOH und dest. Wasser hergestellt werden. (1.5 P)

0.2 M, d.h. 0.2 mol auf 1000 ml 1 mol NaOH == 40 g, 0.2 mol 8 g  
 Alles auf 200 ml ... 5\* weniger ... 8/5 = 1.6 g oder  
 $C = n/V = m/M/V \dots 0.2 \text{ mol/l} = x / 40 / 0.2 \text{ l}$   $x = 1.6 \text{ g}$

*0.5*

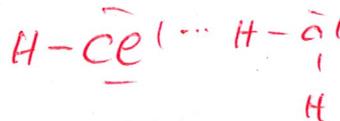
*0.5*



7.3. Im Chemielabor haben wir unter anderem auch den HCl-Springbrunnen-Versuch durchgeführt. Erkläre mit einer Skizze und wenigen Worten, wieso Wasser in den mit HCl (g) hineinschoss. (1.5 P.)

Skizze 0.75 P, Worte 0.75 P. Unterdruck erklärt nicht die Ursache

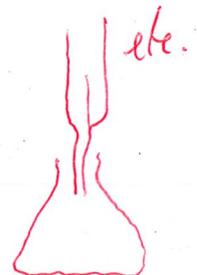
*FÖHN*



*Skizze ... entweder mit*



*oder*



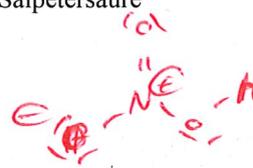
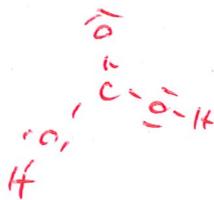
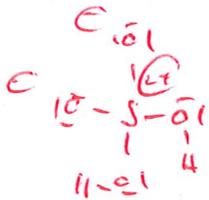
6.5

7.4. Zeichne folgende Säuren, Winkel der Lewisformeln unwichtig (je 0.5 P, total 1.5 P.)

a) Schwefelsäure

b) Kohlensäure

c) Salpetersäure



1.5

7.5. Trage korrekt ein: =7, >7, <7, =10<sup>-7</sup>, >10<sup>-7</sup>, <10<sup>-7</sup> (2 P, pro Fehler / fehlend -0.5 P.)

2.0

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	>10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	<10 <sup>-7</sup>
pH	<7	=7	>7
c(OH <sup>-</sup> ) mol·L <sup>-1</sup>	<10 <sup>-7</sup>	=10 <sup>-7</sup>	>10 <sup>-7</sup>
pOH	>7	=7	<7

7.6. Gegeben sei ein Liter mit pH=2. Wieviel Liter reines, neutrales Wasser müssen hinzugefügt werden, um einen pH =6 zu erreichen? (1 P.)

1.5

pH 2 = 10<sup>-2</sup> Mol/l H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> , pH 6 = 10<sup>-6</sup> Mol/l H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

⇒ pH-Änderung um 4 Einheiten

Lösung 10'000 fach verdünnen, man benötigt also 9999 l Wasser

9999 l → 10  
 10'000 l → 10

C = n/V = 10<sup>-2</sup>/x = 10<sup>-6</sup>

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-2}}{1+x}\right) = 6$$

→ x = 9999  
 Liter!

7.7. Berechne die Masse an H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> in ... (Punkte 1.5)

- a) ... einem Kubikmeter destilliertem Wasser?
- b) ... einem Kubikmeter Wasser mit pH= 2?

1.5

a) c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) = 10<sup>-7</sup> mol/l = n/V = m/M/V

m = c·M·V = 10<sup>-7</sup> mol/l \* 19 g / mol \* 1000 l = 0.0019 g -7.5

b) m = c·M·V = 10<sup>-2</sup> mol/l \* 19 g / mol \* 1000 = 190 g -7.5

6.0

7.8. Der pH-Wert der Gehirnflüssigkeit (Liquor cerebrospinalis) darf höchstens zwischen pH=7.25 und pH = 7.45 schwanken.

a) Um wieviele Mole ändert sich der Gehalt an  $H_3O^+$ -Teilchen, wenn die Flüssigkeit ein Volumen von 0.2 Liter hat? (1.5 P.)

b) Um wieviel Gramm ändert sich die Masse von  $H_3O^+$ , wenn der pH vom Minimum bis zum Maximum schwankt? (1 P)

1.5 [ a)  $c(H_3O^+, pH=7.25) = 10^{-7.25} = 5.623E-8 \text{ M}$   $\rightarrow$  je 0.2  
 $c(H_3O^+, pH=7.45) = 10^{-7.45} = 3.546E-8 \text{ M}$   
 $dc = 2.0753E-8 \text{ mol/l} = n/V$   
 $dn = dc * V = 2.0753E-8 \text{ mol/l} * 0.2 = 4.15E-9 \text{ mol}$

1.0 [ b) mit  $n = m/M$   
 $m = n * M = 4.15E-9 * 19 = 7.885 E-8 \text{ Gramm}$

2.5

7.9. Punkte a 0.5, b 1 P., c 2 P.

a) Gegeben seien 50 ml einer 0.01 mol/l Salzsäure-Lösung (HCl). Berechne den pH

b) Nun werden 250 destilliertes Wasser zugegeben. Berechne den neuen pH

c) Nun werden 20 ml 0.01 mol/l Bariumhydroxidlösung ( $Ba(OH)_2$ ) zugegeben. Berechne den pH

0.5 [ a) Start-pH :  $-\log(0.01) = 2$   $\rightarrow 5 \cdot 10^{-4}$  (0.5 P.)

1.0 [ b) 50 ml 0.01 M HCL ... ergibt 0.0005 mol  $H^+$  in total 0.3 Liter  
 $pH = -\log(0.0005/0.3) = 2.78$

c) 50 ml 0.01 M HCl  $\rightarrow$  0.5 mMol HCl  $\rightarrow$  0.5 mMol  $H^+$  in 50 ml (:0.5 P.)

2.0 [ 20 ml 0.01 M  $Ba(OH)_2 \rightarrow$  0.2 mMol  $Ba(OH)_2 \rightarrow$  0.4 mMol  $OH^-$  in 20 ml (:0.5 P.)  
(:0.5 P.)

Übrig bleibt 0.1 mMol  $H^+$  in total 320 ml

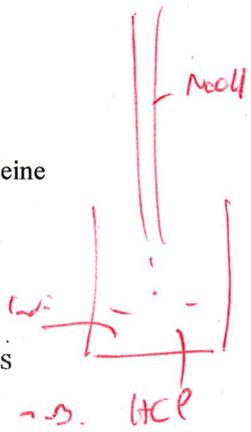
$pH = -\log(0.0001/0.32) = 3.5$

3.03  $\rightarrow$  (1.5 P)

7.10. Erkläre in wenigen Worten und einer Skizze, was bei einer Titration gemacht wird. Wieso wird eine Titration überhaupt durchgeführt? (2 P)

Skizze: 1 P. Es muss klar sein, dass etwas zuge tropft wird etc, Indikator

Why? Unbekannte Konzentration einer Säure oder Base bestimmen, indem bis zum Äquivalenzpunkt / Neutralisationspunkt titriert wird



$\sim$  GW  $pH$   
 $n(H_3O^+) = n(OH^-)$

$c = \frac{n}{V}$   
 $\rightarrow n = c \cdot V$

2-c

7.11. Bei der Titration von 7 ml HCl werden bis zum Äquivalenzpunkt 23.4 ml NaOH (0.5 M) verbraucht. Berechne die Konzentration der Salzsäure (in mol/l als auch in Massenprozent). 2 P.

Anzahl(NaOH) = Anzahl(HCl)  
 $c(NaOH) \cdot V(NaOH) = c(HCl) \cdot V(HCl)$

c-S

$c(HCl) = \frac{c(NaOH) \cdot V(NaOH)}{V(HCl)}$   
 $= \frac{0.5 \cdot 23.4}{7} = 1.67 \text{ mol/l}$

1 P.

1 mol HCl = 36.5 Gramm      1.67 mol = 60.95g = ca. 61 g auf 1000 ml  
 100 ml: 6.1 Gramm      resp. 6.1%

} c-S

2-c

7.12. Zur Titration von 10 ml H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> werden 14.3 ml Natronlauge mit der Konzentration c(NaOH)=0.2 mol/l verbraucht. Gesucht sei die Konzentration der Schwefelsäurelösung. (2 P.)

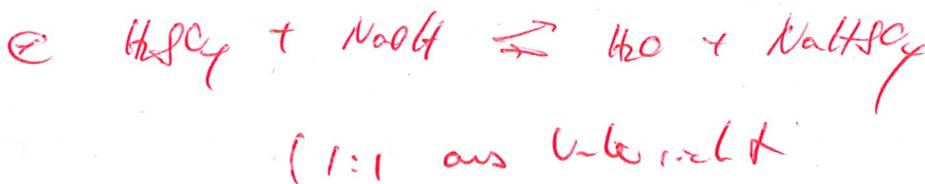


Anzahl (NaOH) = 2 Anzahl H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$c(NaOH) \cdot V(NaOH) = 2 \cdot c(H_2SO_4) \cdot V(H_2SO_4)$

$c(H_2SO_4) = \frac{c(NaOH) \cdot V(NaOH)}{2 \cdot V(H_2SO_4)}$   
 $= \frac{0.2 \text{ mol/L} \cdot 14.3 \text{ ml}}{2 \cdot 10 \text{ ml}} = 0.143 \text{ mol/L}$

2-c



S B

## Chemieprüfung 3nc – R. Steiger – September 2005

- 
- 1. Frage:** (je 0.5 Punkte) 2 P.  
Definiere folgende Begriffe in maximal zwei Sätzen.  
a) Säure b) Base c) Ampholyte d) Korrespondierendes Säure-Base-Paar
- 
- 2. Frage:** (je 0.25 Punkte) 3 P.  
Welches ist die konjugierte Base von  
a)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  c)  $\text{NH}_3$  d)  $\text{HS}^-$  e)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  f)  $\text{HCO}_3^-$   
Welches ist die konjugierte Säure von  
g)  $\text{H}_2\text{O}$  h)  $\text{HS}^-$  i)  $\text{NH}_3$  j)  $\text{H}_2\text{AsO}_4^-$  k)  $\text{F}^-$  l)  $\text{NO}_2^-$
- 
- 3. Frage:** (je 1 Punkt) 5 P.  
Wie gross sind die Konzentrationen  $c(\text{H}^+)$  und  $c(\text{OH}^-)$  in folgenden Lösungen:  
a) 0.015 mol/l  $\text{HNO}_3$   
b) 0.0025 mol/l  $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
c) 0.00030 mol/l  $\text{HCl}$   
d) 0.016 mol/l  $\text{Ca}(\text{OH})_2$   
e) Was ist der Unterschied zwischen dem pH und dem pKs-Wert?
- 
- 4. Frage:** (je 1 Punkte) 3 P.  
Stelle das Massenwirkungsgesetz für folgende Reaktionsgleichungen auf. Hinweis: es ist möglich, dass die gegebenen Reaktionen zuerst noch ausgeglichen werden müssen ('gleiche Anzahl Atome links und rechts')  
a)  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   
b)  $\text{H}_2\text{O} + \text{HBr} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$   
c) Definiere für die Aufgabe 3b den pK-Wert sowie den pKs-Wert!
- 
- 5. Frage:** (je 3 Punkte) 6 P.  
Wie gross ist der pH-Wert der folgenden Mischungen?  
a) Zu 80 ml einer 0.05 mol/l Salzsäure-Lösung werden 100 ml einer 0.01 mol/l Natronlauge-Lösung gegeben.  
b) In einem Schwimmbecken ( $L=25\text{m}$ ,  $B=15\text{m}$ ,  $T=3\text{m}$ ), gefüllt mit reinem Wasser, werden 1 kg festes  $\text{NaOH}$  gelöst. Hinweis:  $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ Liter}$ .
- 
- 6. Frage:** (je 1 Punkt) 4 P.  
Eine Pufferlösung enthalte 1.00 mol/l Essigsäure und 1.00 mol/l Natriumacetat. Sie hat einen pH-Wert von  $\text{pH}=\text{pKs}=4.76$ . Welchen pH-Wert hat sie nach der Zusatz von  
a) 0.01 mol/l  $\text{HCl}$  b) 0.1 mol/l  $\text{HCl}$  c) 0.01 mol/l  $\text{NaOH}$  d) 0.1 mol/l  $\text{NaOH}$  ?
- 
- 7. Frage:** (je 1 Punkt) 3 P.  
Beurteile, ob folgende Reaktionen möglich sind. Notiere genau, anhand welcher Kriterien diese Abschätzung basiert.  
a)  $\text{H}_2\text{O} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$   
b)  $\text{H}_2\text{T} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{HT}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$   
c)  $\text{HF} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_2\text{CO}_3$

1) a) Säuren : Protonendonatoren 0.5

b) Base : Protonenakzeptoren 0.5

c) Ampholyte : Protonendonatoren sowie  
auch Protonenakzeptoren

0.5

d) kon. S-B-Paar : zwei Teilchen, die sich  
nur um Proton unterscheiden

0.5

→ 2.0



je e.25

→

3.0

3) a)  $c(\text{H}^+) = 0.015 \text{ mol/l}$  0.5

$c(\text{OH}^-) = 6.7 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l}$  0.5

b)  $c(\text{H}^+) = 2.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l}$  0.5

$c(\text{OH}^-) = 0.0050 \text{ mol/l}$  0.5

c)  $c(\text{H}^+) = 0.0003 \text{ mol/l}$  ( $3 \cdot 10^{-4}$ ) 0.5

$c(\text{OH}^-) = 3.3 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$  0.5

d)  $c(\text{H}^+) = 3.1 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l}$  0.5

$c(\text{OH}^-) = 0.032 \text{ mol/l}$  0.5

e) pH  $\rightarrow$  conc  $\text{H}^+$  0.5

plus "Bereitschaft"  $\text{H}^+$  abzugeben 0.5

$\therefore$  pH (beginnen) 0.25

pH nicht gefragt !!

$\rightarrow 5.1 = \underline{5.0}$

4)



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

0.5

• if not ...

→ 1.0

→ 1/4

• if Edukt / Produkt → 0.25



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

0.5

• if Edukt oder Produkt → 0.25

c)  $\text{p}K = -\log ( K )$  0.5

$\text{p}K_s = -\log ( K_s )$  0.5

$$K_s = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Br}^-]}{[\text{HBr}]}$$

if zu viel es falsch 0.0

if trial but -log vergessen →

0.25

5) a) 80 ml 0.05 M HCl

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = c \cdot V$$

↓  
0.05 mol/l pro liter!

80 ml → 50 mmol / 1000 · 80

$$\rightarrow n = 4 \text{ mmol}$$

0.25

1 100 ml 0.01 M →

$$n = 1 \text{ mmol}$$

0.25

noch-als: 4 mmol HCl + 1 mmol NaOH

1 mmol .. + .. → kompensieren sich

→ übrig 3 mmol HCl

1.0

→ 180 ml 0.003 mol HCl

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0.003}{180}$$

$$1000 \text{ ..} \rightarrow 0.003 \cdot \frac{1000}{180} = 0.01\bar{6} \text{ mol}$$

$$pH = -\log(0.01\bar{6}) = 1.78$$

1.0

→ 3.0

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

↑            ↑            ↑  
1.0        1.0        1.0

5b)

$$25 \cdot 15 \cdot 3 = 1125 \text{ m}^3 = 1125000 \text{ l}$$

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

$$1 \text{ l} \hat{=} \rightarrow 8.88 \cdot 10^{-7} \text{ kg NaOH}$$

1.0

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

$$0.000022 \text{ mol} \rightarrow 8.88 \cdot 10^{-7} \text{ kg}$$

1.0

$$\rightarrow \text{pOH} = -\log(c(\text{OH}^-)) = -\log(0.000022) = 4.65$$

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

1.0

$$= \boxed{9.35}$$

∴ pH passt, but  
samt o.k. → 2.0

$$\rightarrow \boxed{3.0}$$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{z/n}{V} = \frac{\frac{4000}{40}}{1125000} = 2.22 \cdot 10^{-5}$$

neu mit  
pOH berechnet sein → 0.5 (✓)

$$\text{pOH} = 4.65$$

etc.

$$\text{pOH} = -\log\left(\frac{\frac{4000}{40}}{1125000}\right) = \frac{4.65}{0.5}$$



Feldstärke (V)

→ "0.25"

0.5

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

6) a) Zusatz von 0.01 mol  $H^+$

$$pH = 4.76 + \log \frac{0.99}{1.01} = 4.751$$

~~0.5~~

~~0.5~~

1.0

---

b) 0.1 mol  $H^+$

$$pH = 4.76 + \log \frac{0.9}{1.1} = 4.673$$

1.0

---

c) 0.01 mol  $OH^-$

$$pH = 4.76 + \log \frac{1.01}{0.99} = 4.769$$

1.0

---

d) 0.1 mol  $OH^-$

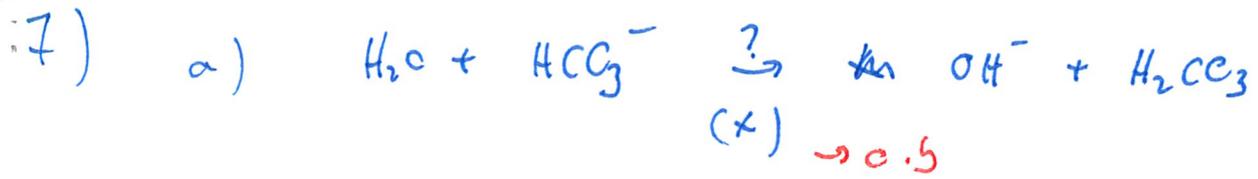
$$pH = 4.76 + \log \frac{1.1}{0.9} = 4.847$$

1.0

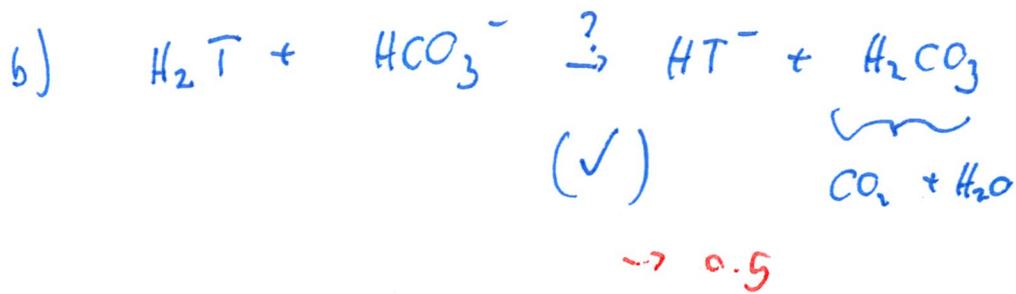
• -p um Pufferung  $\rightarrow$  0.25

1.0 oder 0.0

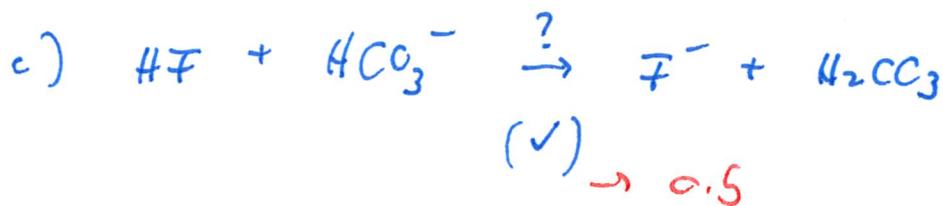
$\rightarrow$  4.0



1.0      Begab/rauf



1.0



1.0

$\rightarrow$  3.0

Folgende Formeln seien gegeben:

starke Säure  $\rightarrow \text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$

schwache Säuren  $\rightarrow \text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_s - \log c(\text{HA}))$

Puffer  $\rightarrow \text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$

$c = n/V$  ;  $n = m/M$