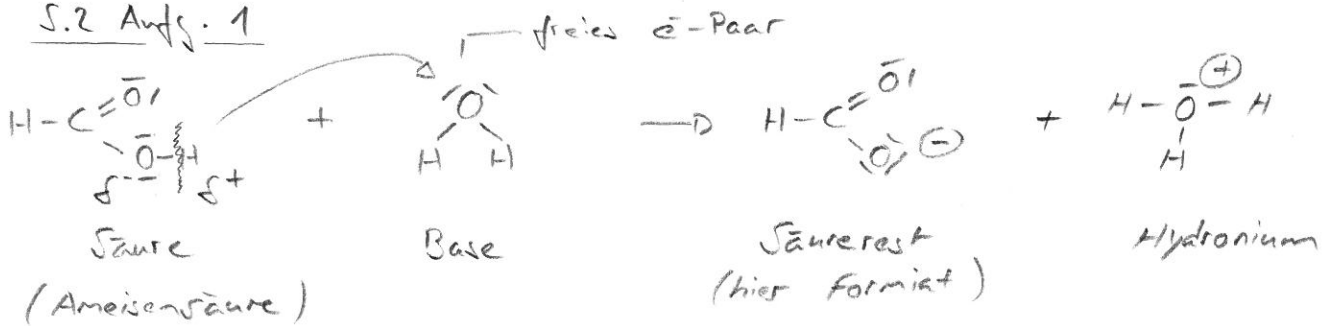


S.2 Aufg. 1



S.2 Aufg. 2

(a) $\text{H}-\overset{\ominus}{\text{S}}-\text{H}$: freie e⁻-Paare beim Schwefel → Base

(b) $\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$: zwar H da, aber keine freien e⁻-Paare → keine Base

(c) $\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\ominus}{\text{O}}-\text{H}$: freies e⁻-Paar beim O → Base
 (allerdings wird die protonierte Hydroxylgruppe dann gleich als Wasser abgespalten - vgl. Skript Alkohole, S.6)

S.2 Aufg. 3



In Festkörper sind das e⁻, in Flüssigkeiten Ionen

Es liegen in verdünnter Buttersäure geladene Teilchen vor, womit Strom fließen kann.

(Strom = Fluss von Ladungen = Anzahl gelad. Teilchen pro Zeit)

$$I = \frac{Q}{t} \quad [C/s = A]$$

S. 3 Aufg. 1

$$(a) c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol/l} \quad (b) c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-10} \text{ mol/l}$$

S. 3. Aufg. 2

$$\Delta \text{pH} = 7 - 3 = 4 \quad \Rightarrow \quad 10^4 = \underline{10'000 \times \text{saurer}}$$

S. 3 Aufg. 3

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0.01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l} \quad \Rightarrow \quad \underline{\text{pH} = 2}$$

S. 3 Aufg. 4

$$1 \text{ l} \hat{=} 2 \text{ mol NaOH(s)}$$

$$\Rightarrow 10 \text{ ml} \hat{=} \frac{2}{100} \text{ mol NaOH(s)}$$

$$1 \text{ mol NaOH(s)} = 40 \text{ g}$$

$$\frac{2}{100} \text{ mol NaOH(s)} = \underline{0.8 \text{ g NaOH(s)}}$$

S. 3. Aufg. 5

$$\text{HCl (1M)} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^0 \text{ mol/l} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 0$$

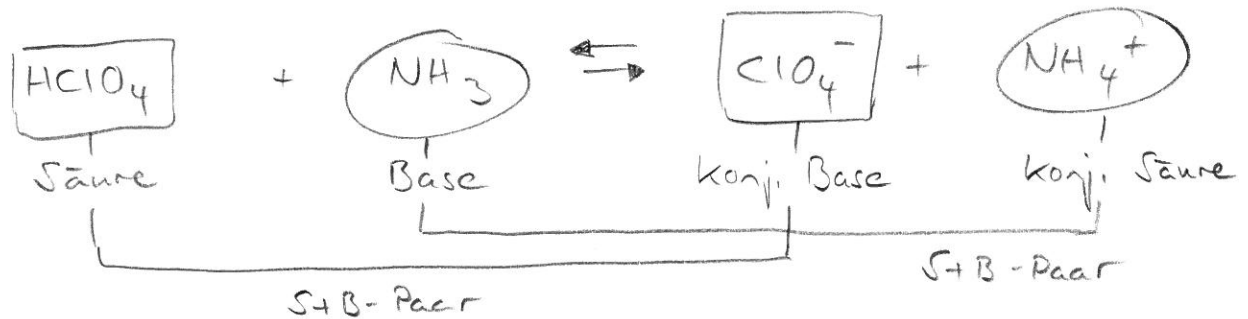
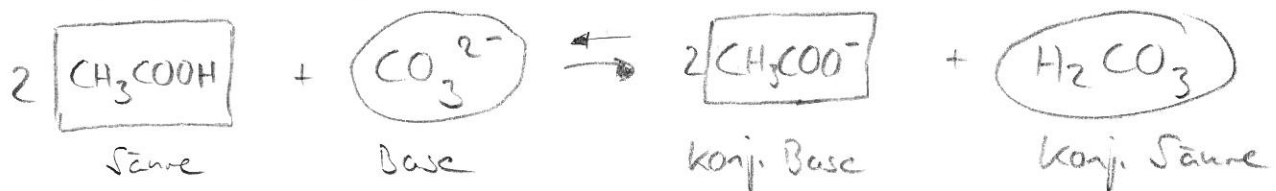
$$\Delta \text{pH} = 2.5 - 0 = 2.5$$

Die gesuchte Lösung ist also $10^{2.5} = 316.127$ mal schwächer konzentriert. Der Verdünnungsverhältnis ist also $1 : 315.127$ ($316.127 - 1$):

$$800 \text{ ml} \hat{=} 316.127 \text{ Volumenteile}$$

$$\Rightarrow 1 \text{ Volumenteil} = \frac{800}{316.127} = \underline{2.5 \text{ ml HCl (1M)}}$$

$$\Rightarrow 315.127 \text{ Volumenteile} = 800 \text{ ml} - 2.5 \text{ ml} = \underline{797.5 \text{ ml H}_2\text{O}}$$

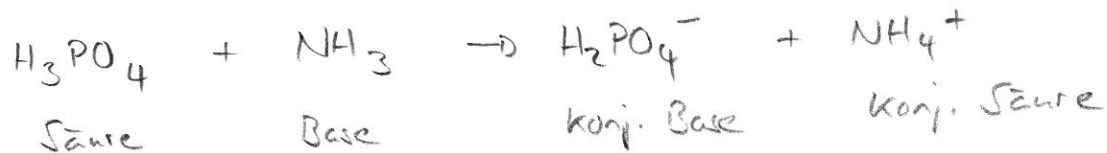
S. 4 Aufg. 1S. 4 Aufg. 2

Es kommt zu einer Reaktion, da aus einer stärkeren Säure (CH_3COOH) eine schwächere Säure (H_2CO_3) respektive aus einer stärkeren Base (CO_3^{2-}) eine schwächere Base (CH_3COO^-) entsteht.

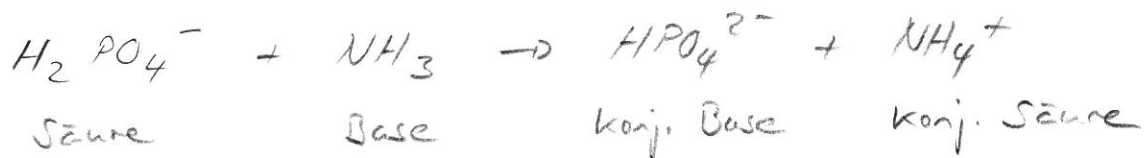
Das Brausen erklärt sich durch den Zerfall der instabilen Kohlensäure zu CO_2 :

S. 5 Aufg. 2

- Kalk lösen alle Säuren, die über der Säure HCO_3^- stehen, d.h., die stärker sind als die entstehende Säure HCO_3^-
- Ein Brausen ist nur möglich, wenn H_2CO_3 entsteht. H_2CO_3 entsteht nur, wenn eine Säure über H_2CO_3 mit Kalk reagiert.

S.5 Aufg. 3

Gemäss S+B-Reihe kann H_2PO_4^- weiter mit NH_3 reagieren, da die Säure H_2PO_4^- weiter oben als die Base NH_3 ist:



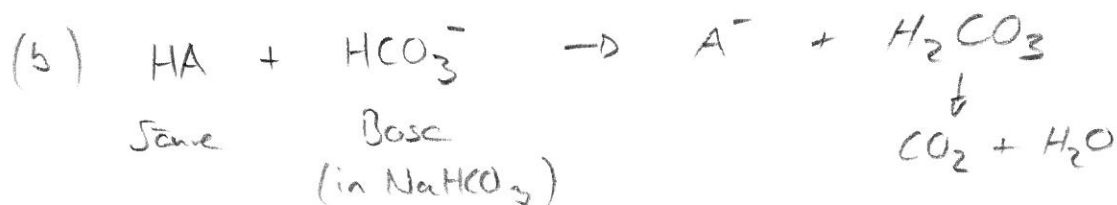
Die folgende Reaktion wäre nicht mehr in nennenswerten Umfang möglich, da die Säure HPO_4^{2-} weiter unten als die Base NH_3 steht. Das Glgw. wäre extrem links:



=> Die Phosphorsäure gibt also in der Reaktion mit Ammoniak nur zwei H^+ ab.

S.5 Aufg. 4

(a) Über H_2CO_3 (vgl. auch Aufg. 2)



5.6 Aufg. 1

Ammoniumnitrat : NH_4NO_3 (enthält NH_4^+ und NO_3^-)

Kaliumhydroxid : KOH (enthält K^+ und OH^-)

(a) Als Säure : NH_4^+ , OH^-

Als Base : NO_3^- , OH^-

(b) stärkste Base : OH^-

stärkste Säure : NH_4^+

(c) Die stärkste Säure reagiert mit der stärksten Base:



Säure Base konj. Base konj. Säure

(d) OH^- ist die stärkere Base als NH_3 , entzieht also mehr H^+ der Säure. Damit entsteht mehr Produkt ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$). Das Ggw. liegt somit rechts.

Alternativ: NH_4^+ ist die stärkere Säure als die konj. Säure, gibt also mehr H^+ an die Base ab. Damit entsteht mehr Produkt ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$). Das Ggw. liegt rechts.

5.7. Aufg. 1

$$c_s = \frac{V_B \cdot c_B \cdot n_B}{V_S \cdot n_S} = \frac{8\text{ml} \cdot 1\text{mol/l} \cdot 1}{10\text{ml} \cdot 2} = \underline{\underline{0,4 \text{ mol/l} = c_s}}$$

5.9 Dein eigener Versuch

(i) Die Säurestärke ist verschieden: Die eine Säure dissoziiert stärker als die andere; deshalb liegt in einem Fall mehr H_3O^+ (pH tiefer) vor als im anderen Fall (pH höher),

(ii) Bei tieferem pH liegt stärkere Dissoziation vor - dies ist bei der Salzsäure der Fall: HCl (aq) dissoziiert praktisch zu 100% zu H_3O^+ + Cl^- , während nur wenige Essigsäuremoleküle zu Acetat (CH_3COO^-) und H_3O^+ dissoziierten,

Grund: Salzsäure ist gemäss S+B-Reihe die stärkere Säure ($\text{p}K_s$ tiefer) als die Essigsäure ($\text{p}K_s$ höher).

5.9 Aufg. 1

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{p}K_s = 4,76 \text{ (gem. S+B-Reihe)}$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\text{pH} = 4,76 + \underbrace{\log \frac{10}{1}}$$

$$\text{pH} = 4,76 + 1 = \underline{\underline{5,76 = \text{pH}}}$$

S. 10 Aufg. 1

(a+b) Umschlagspunkt für Bromthymolblau und Lackmus bei $\text{pH} = 7 \Rightarrow$ geeignet für Neutralisationen.

Für Phenolphthalein bei $\text{pH} = 9$, im alkalischen Bereich: geeignet um die Bildung von OH^- nachzuweisen (vgl. dazu die Reaktion von Na mit Ethanol - Skript Alkohole)

Für Methylrot bei $\text{pH} = 5,5$, im sauren Bereich: geeignet um die Bildung von H_3O^+ nachzuweisen (z.B. CP HCl-Springbrunnen).

S. 10 Aufg. 2

$\text{pH} = \text{pK}_s$ am Umschlagspunkt

Bromthymolblau hat den tieferen pH und damit auch den tieferen pK_s , ist damit die stärkere Säure.

S. 10 Aufg. 3

$$\text{pH} = \text{pK}_s = 7$$

S. 10 Aufg. 4

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

$$8 = 7 + \underbrace{\log \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}}_{\hat{=} 1}$$

da $\log 10 = 1$

$$\Rightarrow \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = 10 = \frac{10}{1} = \frac{10 \text{ \& } 10 \text{ Teile}}{1 \text{ \& } 1 \text{ Teil}}$$

total 11 Teile

$$\text{Anteil HInd: } \frac{1}{11} = 0,091 \hat{=} \underline{\underline{9,1\%}}$$

S. 13 Aufg. 1

$$pH = pK_s + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$5 = 4.76 + \underbrace{\log \frac{[A^-]}{[HA]}}_{0.24} \quad 0.24 = \log \frac{[A^-]}{[HA]} \Rightarrow 10^{0.24} = \frac{[A^-]}{[HA]} = 1.74 = \frac{1.74}{1}$$

$$x \cdot (1.74 + 1) = 2.1 \quad \Rightarrow \quad x = 0.767$$

$$\Rightarrow [HA] = [CH_3COOH] = 0.77 \text{ mol/l}$$

$$[A^-] = [CH_3COO^-] = 1.33 \text{ mol/l}$$

Also 0.77 mol reine Essigsäure und 1.33 mol Natriumacetat ($CH_3COO^- Na^+$) oder ein anderes Acetat zusammengeben und bis 1 Liter auffüllen mit Wasser.

S. 15 Aufg. 1

(a) Kohlensäure ist mit einem $pK_s = 6.46$ eine schwache Säure; Salzsäure ist eine starke Säure;

$$pH \text{ von } H_2CO_3 (0.1 \text{ M}): pH = \frac{pK_s - \log [HA]_0}{2}$$

$$= \frac{6.46 + 1}{2} = 3.73 = pH$$

$$pH \text{ von Salzsäure } (0.1 \text{ M}): pH = -\log [HA] = \underline{1 = pH}$$

(b) Ammoniak ist mit einem pK_s von 9.21 eine schwache Base - im Gegensatz zu OH^- der Natronlauge;

$$pH \text{ von } NH_3 (10^{-3} \text{ M}): pH = 14 - \frac{14 - pK_s - \log [A^-]_0}{2}$$

$$= 14 - \frac{14 - 9.21 + 3}{2} = 10.11 = pH$$

$$pH \text{ von } NaOH (10^{-3} \text{ M}): pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - 3 = \underline{11 = pH}$$

5.15 Aufg. 2

Salzsäure ist eine starke Säure: Nur H_3O^+ (kein HCl) liegt vor.

• Anfangs-pH: $pH = -\log c(HCl) = -\log 10^{-1} = \underline{1 = pH}$

• Was passiert bei Zugabe von OH^- ?



\Rightarrow Der pH ($= -\log[H_3O^+]$) nimmt stetig zu, durch Verbrauch von H_3O^+

• Äquivalenzpunkt (AP): $n_{AP}(OH^-) = n_0(H_3O^+) \stackrel{!}{=} n_0(HCl_{aq})$
(Wendepunkt der Kurve)

An diesem Punkt liegt nur noch $H_2O + Cl^-$ vor.

• Neutralpunkt (NP): $pH \stackrel{!}{=} 7$

Da am AP nur H_2O (=neutral) und eine extrem schwache, den pH nicht beeinflussende Base (Cl^-) vorliegt, gilt hier: $NP = AP$

• Was passiert bei weiterer Zugabe von OH^- ?

\Rightarrow Die Zugabe der starken Base OH^- lässt den pH stark ansteigen. Die Lösung erreicht immer mehr den pH der zugegebenen Base selbst (pH der Natronlauge: 13). Die Kurve flacht deshalb wieder ab.

• Pufferbereich: $pH = pK_s \pm 1$

Ein Pufferbereich liegt nicht vor, da $pK_{H_3O^+} = -1,74$

\Rightarrow der pH wäre im neg. Bereich (= nicht definiert).

Forts. Aufg. 2

Essigsäure ist eine schwache Säure. Es liegt ein Glgw. vor:



Gemäss StB-Reihe resp. gemäss pK_s ($\Rightarrow K_s = 10^{-4.76}$) liegt das Glgw. links.

$$0.1 \text{ M} = 10^{-1} \text{ mol/l}$$

• Anfangs-pH:
$$\text{pH} = \frac{pK_s - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0}{2}}{2} = \frac{4.76 - (-1)}{2} = \underline{\underline{2.88 = \text{pH}}}$$

• Was passiert bei Zugabe von OH^- zum Glgw.?

OH^- reagiert nach StB-Reihe mit H_3O^+ (=stärkste Säure im Glgw.): $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

\Rightarrow Dadurch wird H_3O^+ dem Glgw. entzogen. Das System liefert H_3O^+ durch Dissoziation von Essigsäure-Molekülen nach, d.h. das Glgw. verschiebt sich nach rechts. Es bildet sich immer mehr Acetat (CH_3COO^-)

• Pufferbereich: $\text{pH} = pK_s = 4.76$ ist der 1. Wendepunkt der Kurve. Dort gilt: $n_{pK_s}(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_{pK_s}(\text{CH}_3\text{COO}^-)$

Pro memoriam:
$$\text{pH} = pK_s + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$
 — wenn = 1 $\Rightarrow \log 1 = 0$

• Was passiert bei weiterer Zugabe von OH^- zum Glgw.?

\Rightarrow Die Essigsäure-Konz. nimmt weiter ab, während die Acetat-Konz. zunimmt. Das gebildete H_3O^+ wird durch OH^- fortlaufend verbraucht.

- Neutralpunkt: Nach Def. ist dies der Punkt, wo gilt $\text{pH} = 7$.

Man stellt fest, dass $\text{pH} = 7$ nicht nach Zugabe von 10 ml NaOH, sondern bereits wenig davor erreicht wird. D.h. es liegen an diesem Punkt immer noch Essigsäuremoleküle vor (vgl. Aufg. 3).

- Äquivalenzpunkt (AP): $n_{\text{AP}}(\text{OH}^-) = n_0(\text{CH}_3\text{COOH})$

(2. Wendepunkt der Kurve)

Das letzte Essigsäure-Molekül wurde jetzt verbraucht.

Es liegt nur noch Acetat und Wasser vor.

Acetat (CH_3COO^-) ist eine schwache Base, deshalb liegt der pH am AP nicht bei 7 sondern im alkalischen Bereich:

$$\text{pH} = 14 - \left(\frac{14 - \text{p}K_s - \log[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{2} \right)$$

Alle Essigsäuremoleküle wurden in Acetat überführt.

$$= 14 - \left(\frac{14 - 4.75 - \log 10^{-1}}{2} \right) = \underline{8.88 = \text{pH}}$$

Bemerkung: Der gemessene pH liegt etwas höher (vgl. Kurve: $\text{pH} \approx 9$), da die Lösung durch Zugabe von 10 ml Natronlauge an Volumen zunahm. (10 ml Vorgabe + 10 ml NaOH = 20 ml)
 $\hat{=}$ Verdünnung um Faktor 2 $\Rightarrow \text{pH} \uparrow$.

- Weitere Zugabe von OH^- über AP hinaus.

Die Titrationskurve geht in jene der Salzsäure über (nur noch von der Zugabe von NaOH abhängig).

S. 15 Aufg. 3

Für jeden Punkt gilt: $\text{pH} = \text{pK}_s + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$; $\text{pK}_s = 4.76$

(i) vor Titration: $2.88 = 4.76 + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
 berechnet in Aufg. 2 \uparrow
 $\stackrel{!}{=} -4.76 + 2.88 = -1.88$

$$\Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 10^{-1.88} = \frac{1}{10^{1.88}} = \frac{1}{75.85}$$

$$1 + 75.85 = 76.85 = 100\%$$

$$\text{Anteil } \text{CH}_3\text{COOH} : \frac{75.85}{76.85} \cdot 100\% = \underline{\underline{78.7\%}}$$

(ii) bei $\text{pH} = \text{pK}_s$: Hier muss $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0$ sein,

$$\Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 10^0 = 1 = \frac{1}{1} = \frac{50}{50}$$

$$\text{Anteil } \text{CH}_3\text{COOH} : \frac{50}{100} = \underline{\underline{50\%}}$$

(Dies hätte man natürlich nicht extra berechnen müssen, da der pK_s als jener pH -Wert definiert ist, wo gleich viel Säure wie Konj. Base vorliegt – vgl. Skript S. 3)

Forts. Aufg. 3

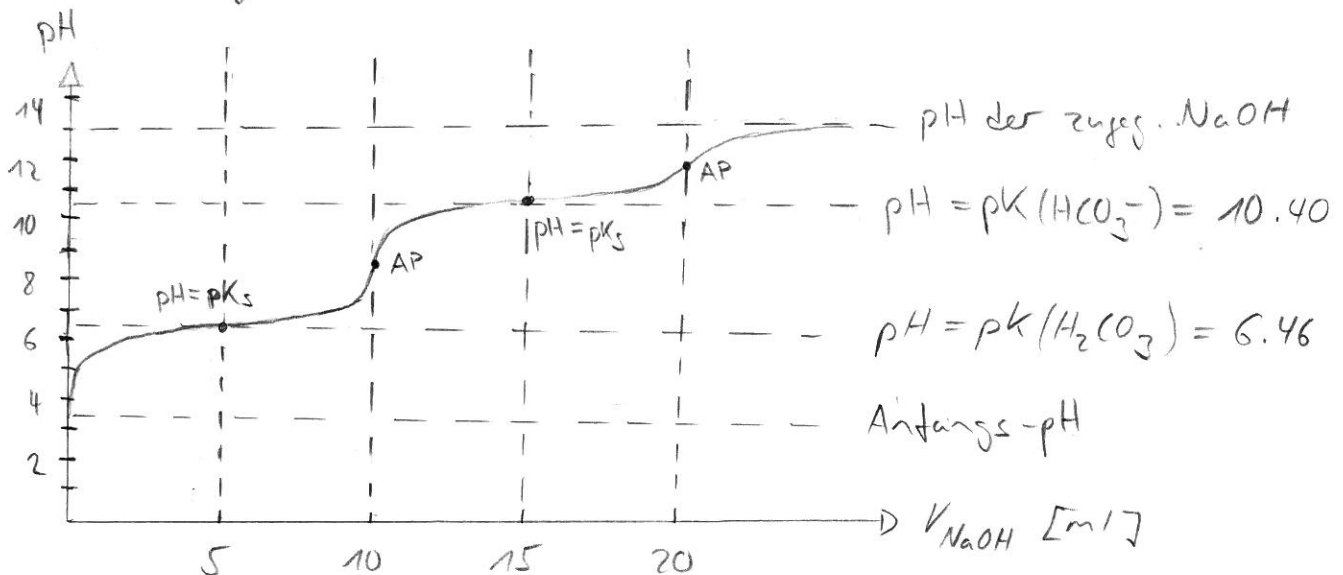
(iii) am Neutralpunkt: Hier ist der $\text{pH} = 7$

$$\Rightarrow 2.24 = \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 10^{2.24} = \frac{173.78}{1}$$

$$\text{Anteil } \text{CH}_3\text{COOH} : \frac{1}{173.78 + 1} \cdot 100\% = \underline{0.5\%}$$

(iv) am AP: Wie unter Aufg. 2 dargestellt gibt es am AP keine Essigsäuremoleküle mehr.

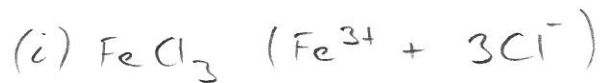
$$\text{Anteil } \text{CH}_3\text{COOH} = \underline{0\%}$$

S. 15 Aufg. 4

Anfangs-pH: Berechnung, vgl. Aufg. 1.

Zentral sind die Symmetrien und die Fixpunkte, z.B. ($\text{pH} = \text{pK} / \frac{1}{2}$ Äquivalent Base), AP sei 1 Äquivalent Base,

S. 17 Aufg. 1



Cl^- beeinflusst als extrem schwache Base den pH nicht (vgl. Skript S. 18)

Das Fe^{3+} -Teilchen ist klein und hoch geladen und deshalb analog wie Al^{3+} zu behandeln:

Es liegen stabile Eisenaquakomplexe vor, die deprotoniert werden können:



Durch die Bildung der starken Säure H_3O^+ löst sich das Salz sauer.



K^+ kann keine stabilen Aquakomplexe bilden, da es bloss einfach geladen ist.

HSO_4^- kann als Säure oder Base wirken, es wirkt hier als Säure, da in der S+B-Reihe

HSO_4^- (Säure) und H_2O (Base) näher zusammenliegen (Glgw. etwas weniger links) als HSO_4^- (Base) und H_2O (Säure):



extrem
schwache Base

Es entsteht auch hier die starke Säure H_3O^+ . Das Salz löst sich sauer.

S. 18, Aufg. 2:

Die stärkere Säure ist eingekreist:

- (i) H_2S vs. H_2Se *Bindungslänge vor Polarität*
- (ii) H_2SO_4 vs. H_2SO_3 *mehr O-Atome*
- (iii) H_2SO_4 vs. H_3PO_4 *$EN_S > EN_P$*
- (iv) H_2S vs. HCl *Bindungspolarität (EN-Unterschied)*
- (v) H_2SO_3 vs. HClO_4 *mehr O-Atome (und $EN_{Cl} > EN_S$)*