

② ^{die Lösung} 500 ml enthalten 10 g Essigsäure + 15 g Natriumacetat
 $pK_s = 4.74$
 a) pH ?

$$n(\text{Essigsäure}) = \frac{10}{60} = 0.167 \text{ mol}$$

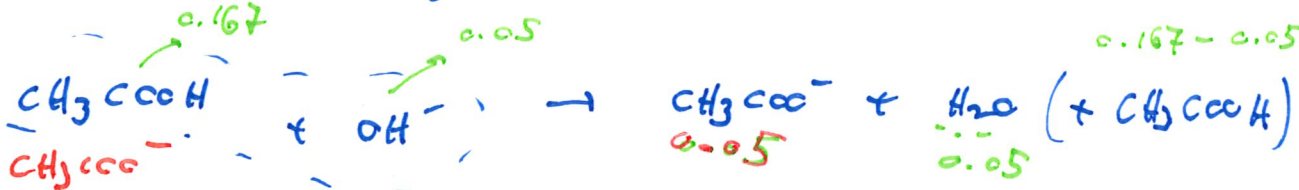
$$n(\text{NaAc}) = \frac{15}{82} = 0.183 \text{ mol}$$

$$pH = 4.74 + \log \frac{c(A^-)}{c(HA)} = 4.76 + \log \frac{0.183}{0.167} = 4.78$$

$c = \frac{n}{V}$, V kürzt sich weg

b) Zugabe von 2 g NaOH
 (Volumenänderung vernachlässigen!)

$$n(\text{NaOH}) = \frac{2}{40} = 0.05 \text{ mol}$$

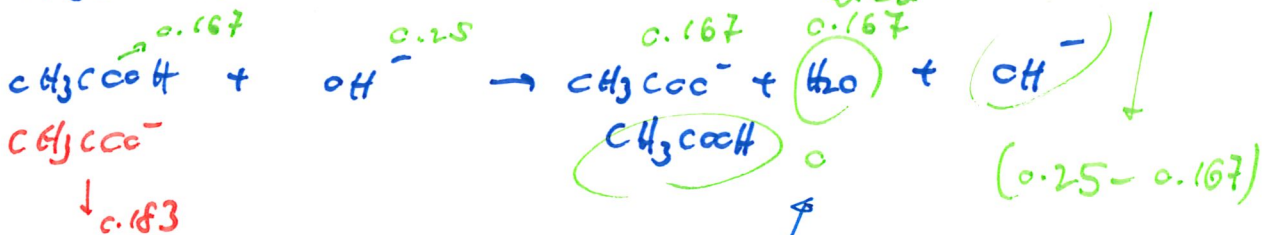


$$\downarrow 0.183$$

$$pH = 4.76 + \log \left(\frac{0.183 + 0.05}{0.167 - 0.05} \right) = 5.06$$

c) Zugabe von ^{total} 10 g NaOH

$$n(\text{NaOH}) = \frac{10}{40} = 0.25 \text{ mol}$$



$$\downarrow 0.183$$

pH \rightarrow aufgebraucht ... !

\rightarrow OH⁻ bleibt übrig

$$pOH = -\log \left(\frac{0.083}{0.5} \right) = 0.78$$

$$\rightarrow pH = 13.22$$

6) a) $pH = pK_s + \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 3.74 + \log \frac{0.3}{0.2} \leftarrow$
 $= \underline{\underline{3.92}}$

b) eher Base als Säure ... kann eher Säure anfängen

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

$n(\text{HCOOH}) = 0.2 \text{ mol/l} \cdot 0.1 \text{ l} = 0.02 \text{ mol} \hat{=} 20 \text{ mmol}$

$n(\text{HCOO}^-) = 0.3 \cdot 0.1 \text{ l} = 0.03 \text{ mol} \hat{=} 30 \text{ mmol}$

$n(\text{HCl}) = 0.1 \text{ mol/l} \cdot 0.01 \text{ l} = 0.001 \text{ mol} \hat{=} 1 \text{ mmol}$

$pH = 3.74 + \log \frac{0.3}{0.2 + 0.01} = 3.74 + \log \frac{0.29}{0.21} = \underline{\underline{3.88}}$

(HCl stärkere Säure als HCOOH, also \rightarrow HCl ...

HCOO⁻ protonieren (nimmt ab) (HCOO⁻ nimmt ab ab) + es entsteht neue HCOOH)

2) $pH = 3.92 \rightarrow c(\text{H}^+) = 10^{-3.92} = 1.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} \quad \oplus$

10 ml 0.1 M HCl $\hat{=} 0.001 \text{ mol}$

$\rightarrow pH = -\log \left(\frac{1.2 \cdot 10^{-5} + 0.001}{0.100 + 0.01} \right)$

$= \underline{\underline{2.04}}$

$\oplus \quad c = \frac{n}{V}$

$\rightarrow n = c \cdot V$

\downarrow 100 l
 \downarrow 1.2 · 10⁻⁵

Ⓟ

$\text{HCl} + \text{Cl}^-$ kein Puffer!

HCl starke Säure

$$n(\text{HCl}) = \frac{1}{36.5} = 27.4 \text{ mmol} \rightarrow 27.4 \text{ mmol } \text{H}^+$$

$$n(\text{NaOH}) = \frac{1}{40} = 250 \text{ mmol} \rightarrow 250 \text{ mmol } \text{OH}^-$$

Neutralisation; übrig bleibt $250 - 27.4 = 222.6 \text{ mmol } \text{OH}^-$

$$\text{pOH} = -\log\left(\frac{222.6 \text{ mmol}}{1000 \text{ ml}}\right) = +0.65$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \underline{\underline{13.35}}$$
