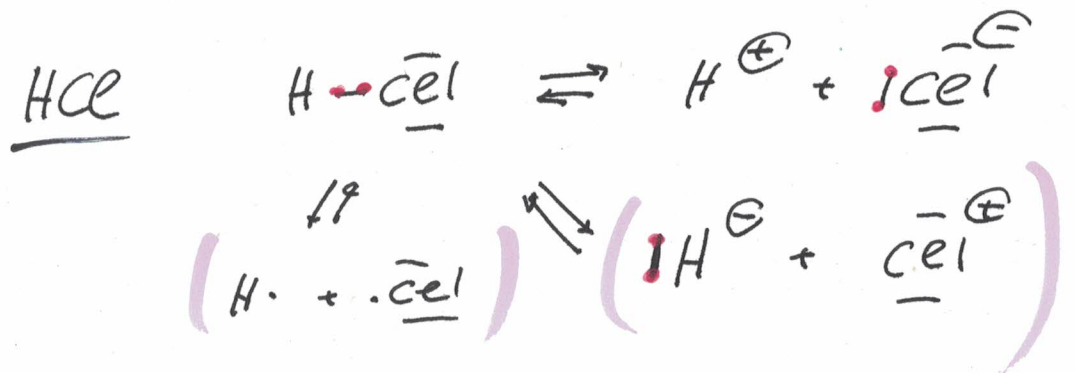


17.11

3-5

2. Carbonsäuren ... pH, pKs, saures Regen

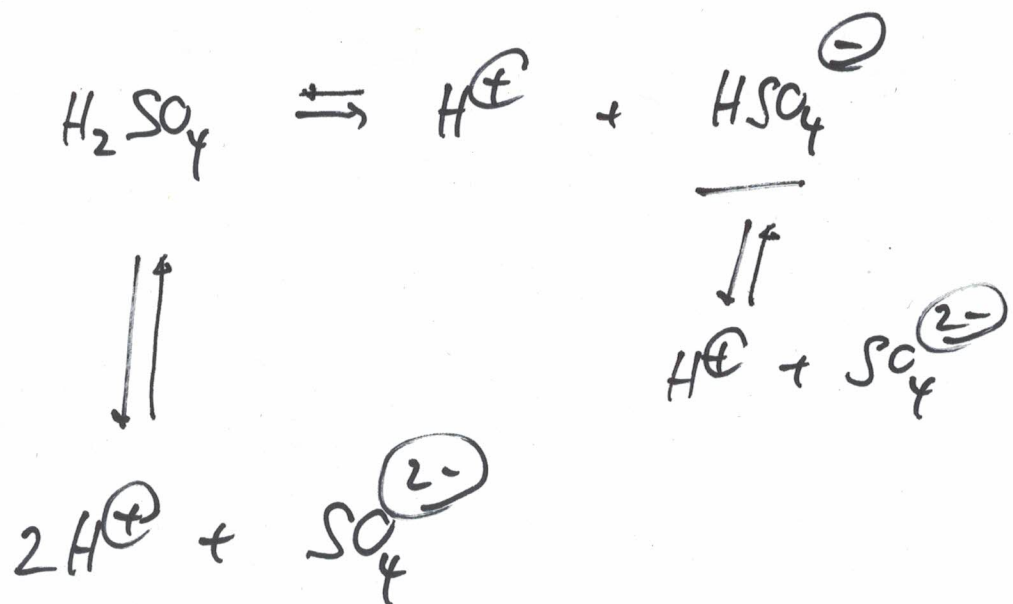
Säure: Salzsäure, Schwefelsäure, Essigsäure
 → H^+ - Spender



H^{\oplus} : 1 Proton 0 Elektronen

→ Protonenspende

Schwefelsäure: H_2SO_4



17.11

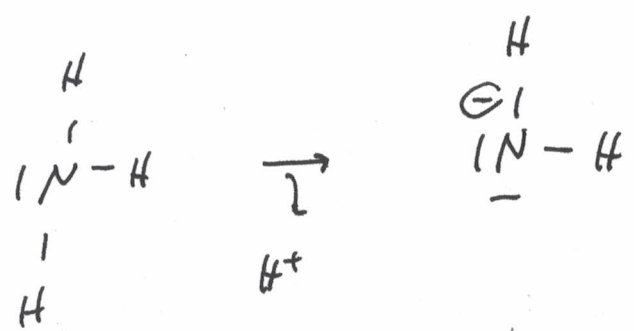
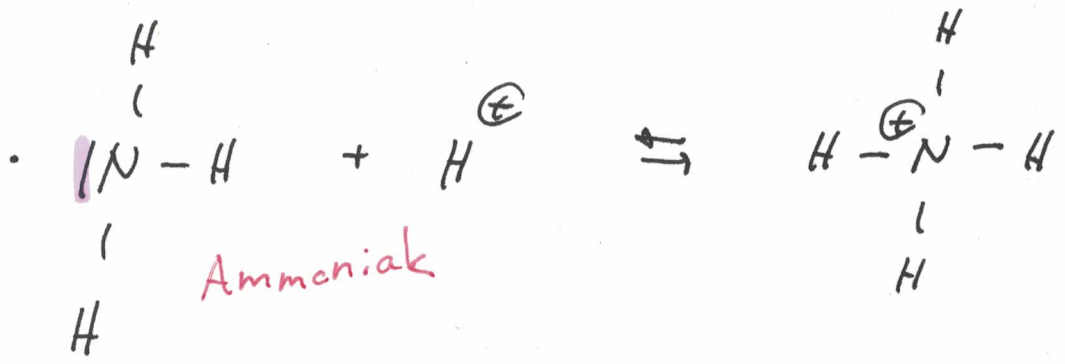
Base

(Lauge)

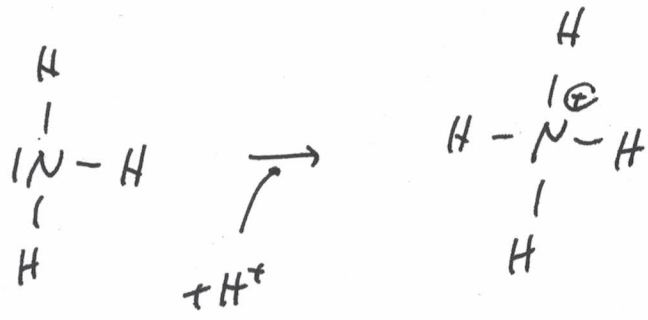
H^+ - Akzeptoren

Protonen - Akzeptoren

"freies Elektronenpaar besitzen"



Proton-Donor
sowie



Proton-Akzeptor

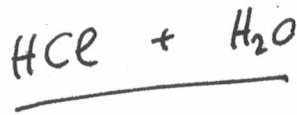
Ampholyt

17.11

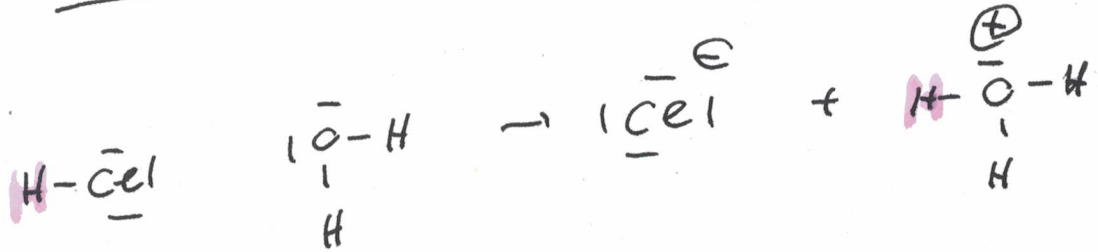
3-9

Wasser (H₂O)

z.B.



Hydroxonium

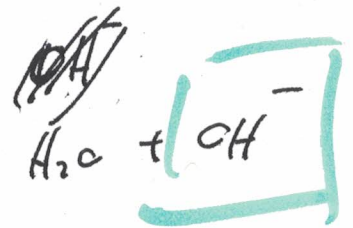
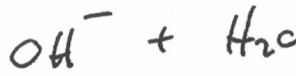
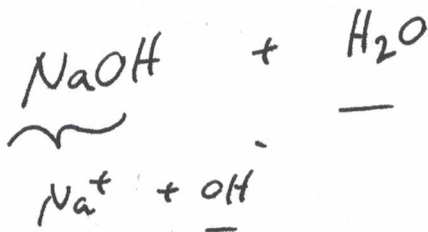


Säure (HCl) stärker als Säure (H₂O)

z.B.



(" Abflussreiniger
Natriumhydroxid)



Hydroxid/
Hydroxid

2.1 pH / pOH

$$pH = -\log[c(H_3O^+)]$$

$$pOH = -\log[c(OH^-)]$$

$$pH + pOH = 14$$

$$c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \frac{mol^2}{l^2}$$

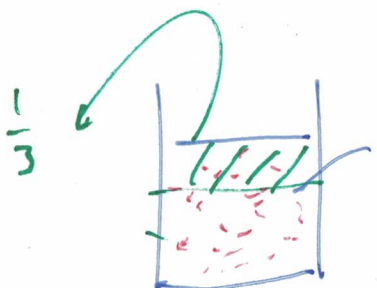
$pH = 0 \dots \dots 7 \dots \dots 14$
viel H_3O^+ / wenig OH^- (above 0-7)
wenig H_3O^+ / viel OH^- (above 7-14)
neutral (at 7)
basisch (above 7)

$pH = 7 \dots \rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-7} \frac{mol}{l}$
 $c(OH^-) = 10^{-7} \frac{mol}{l}$
 ($1 mol \hat{=} 6.022 \cdot 10^{23}$)
 $10^{-7} mol =$

2.2. $pH = 1 \rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-1} \frac{mol}{l}$
 $= 0.1 \frac{mol}{l}$
 $c(OH^-) = 10^{-13} \frac{mol}{l}$

0.3 Liter einer Lösung habe einen pH von 5.0

a) Man nehme die Hälfte weg!
Wie gross ist der pH der verbleibenden Lösung?



0.3 l

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

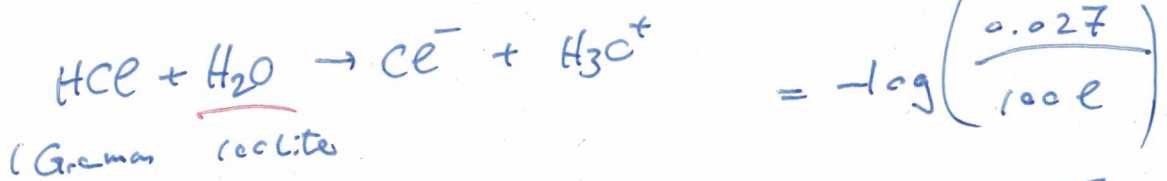
$$= -\log \left[\frac{\frac{2}{3} n(\text{H}_3\text{O}^+)}{\frac{2}{3} V} \right]$$

$$\left(n = \frac{m}{M} \right)$$

Man löse 1 g HCl in 100 Liter Wasser
neutrales Wasser, pH=7

pH?

$$\text{pH} = -\log [c(\text{H}_3\text{O}^+)] = -\log \left[\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_{\text{Total}}} \right]$$



$$= -\log \left(\frac{0.027}{100 \text{ l}} \right)$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{1}{36.5}$$

$$= 0.027 \text{ mol} \quad \text{5555.5 mol}$$

$$0.027 \text{ mol}$$

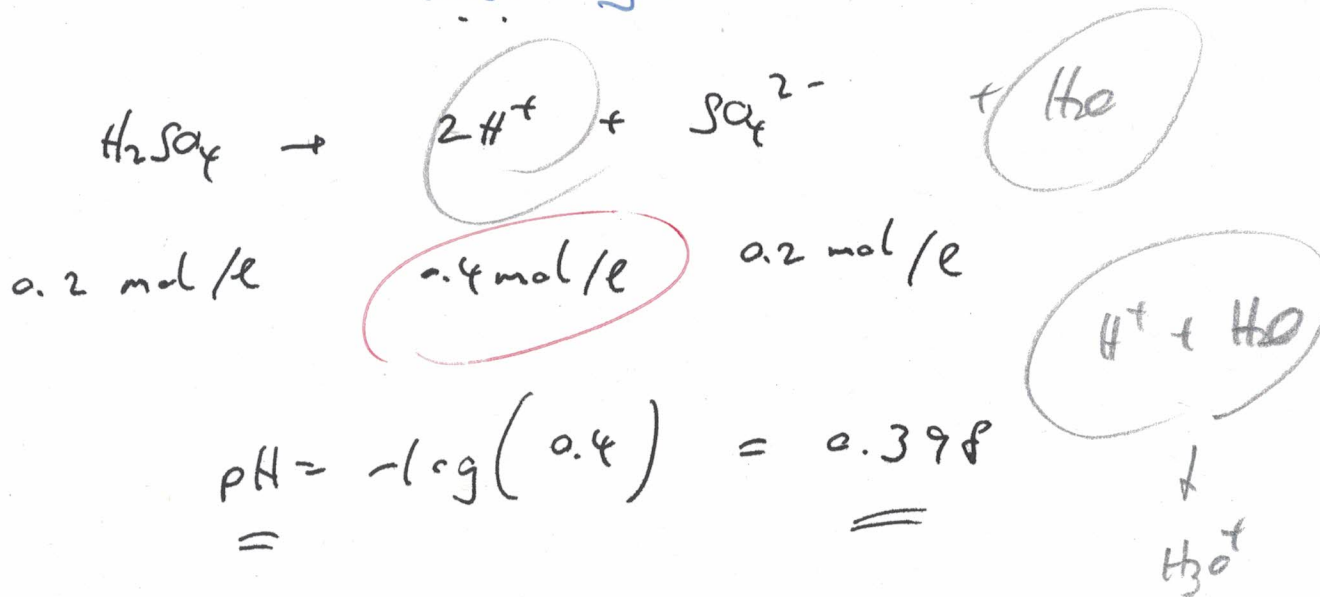
$$= \underline{\underline{3.57}}$$

HA:

pH einer 0.2 mol/l H_2SO_4 -Lösung.

Annahme: Die Schwefelsäure deprotoniert vollständig.

55.5 mol



pH	0 ...	7	14
	saures	neutral	basisch
$c(H_3O^+) \frac{mol}{l}$	größer als 10^{-7}	10^{-7}	kleiner als 10^{-7}
pOH	14	7	0
$c(OH^-) \frac{mol}{l}$	kleiner als 10^{-7}	10^{-7}	größer als 10^{-7}

Berechne den pH-Wert der folgenden Lösungen:

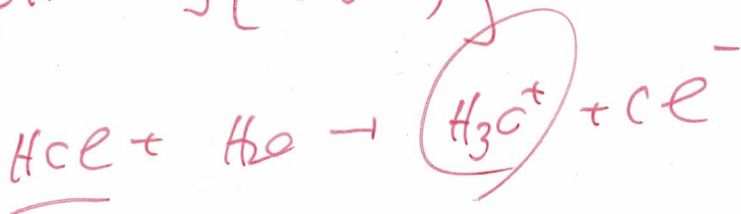
a) 0.1 M HCl ($\hat{=}$ 0.1 $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ HCl) $\text{pH} = -\log(0.1) = \underline{\underline{1.0}}$

b) 0.001 M HCl $\text{pH} = -\log(0.001) = \underline{\underline{3.0}}$

c) 81 $\frac{\text{mg}}{\text{l}}$ HBr $\text{pH} = -\log\left(\frac{\frac{\text{m}}{\text{M}}}{\text{V}}\right) = -\log\left(\frac{\frac{81}{81}}{1.0}\right)$

$= \underline{\underline{3.0}}$

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



wie groß sind die Konzentrationen von H_3O^+ und von OH^- in einer Lösung mit dem pH-Wert

a) $\text{pH} = 6$

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

b) $\text{pH} = 10.2$

c) $\text{pOH} = 3$

	$c(\text{H}_3\text{O}^+) \frac{\text{mol}}{\text{l}}$	$c(\text{OH}^-) \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
$\text{pH} = 6$	10^{-6}	10^{-8}
$\text{pH} = \text{ca. } 2$	$10^{-10.2}$	$10^{-3.8}$
$\text{pOH} = 3$	10^{-11}	10^{-3}

• wie gross wird der pH-Wert wenn ...

zu 20 ml 0.05 M Salzsäure 100 ml
dest. Wasser zugegeben werden?

"Stufen-pH" ?

20 ml 0.05 M HCl

$$\text{pH} = -\log(0.05) = 1.3$$

$$\text{pH} = -\log [c(\text{H}_3\text{O}^+)] = -\log \left[\frac{0.001 \text{ mol} + 10^{-8} \text{ mol}}{0.02 \text{ l} + 0.1 \text{ l}} \right]$$

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

$$= \underline{\underline{2.08}} \quad \begin{matrix} (2.079176... \\ 2.079181... \end{matrix}$$

dest. Wasser \rightarrow pH=7 $\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

100 ml

~~10^{-8} mol~~

10^{-6} mol

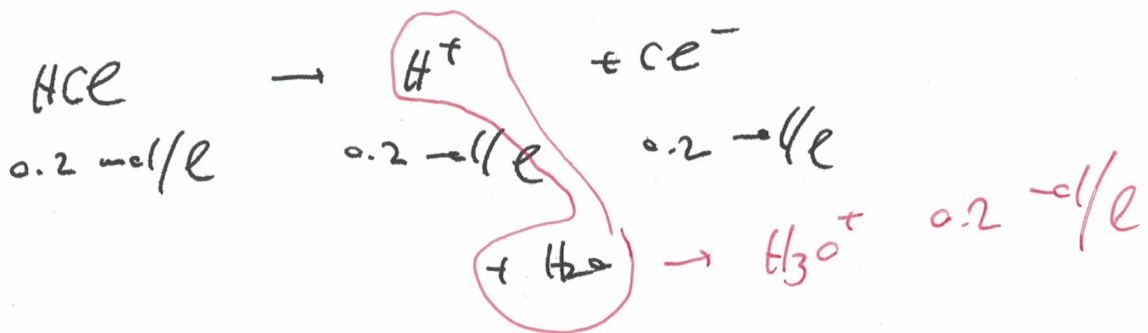
$$\text{pH} = 1.3 \quad \rightarrow \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1.3} = 0.05 \text{ mol/l}$$

d.h. 1000 ml \rightarrow 0.05 mol
20 ml \rightarrow 0.001 mol (Amol)

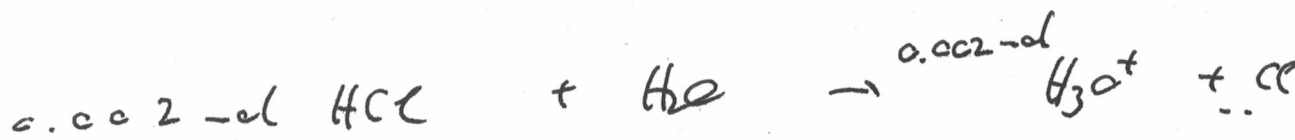
10 ml einer 0.2 M Salzsäure-Lösung
werden 10-fach verdünnt. Start-pH (End)-pH ?
↳ 2.4 + 90 ml dest. Wasser

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

$$= -\log(0.2) = \underline{\underline{0.70}}$$



0.2 M HCl ⇒ 0.2 mol pro Liter = 1000 ml
0.002 mol HCl ← 10 ml



im Überschuß

$$\text{pH} = -\log \left[\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} \right] = -\log \left(\frac{0.002 \text{ mol}}{0.1 \text{ l}} \right) = \underline{\underline{1.7}}$$

Man löse 1 Gramm NaOH in 1 m³ Wasser.
 pH?

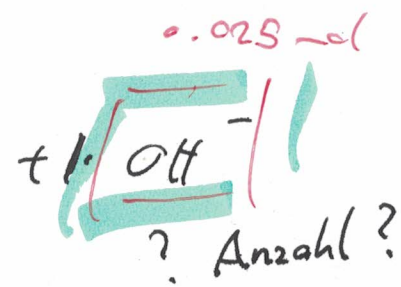
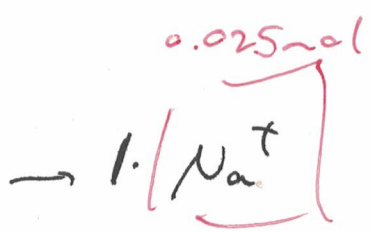
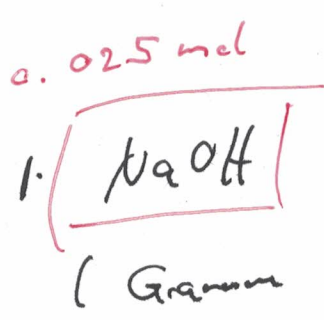
Naherlage

1000 l

$$c = \frac{m}{V}$$

$$pOH = -\log [c(OH^-)]$$

$$= -\log \left(\frac{n(OH^-)}{V} \right) = -\log \left(\frac{\frac{m}{M}}{V} \right)$$



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

$$n(NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)}$$

$$= \frac{1 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0.025 \text{ mol}$$

$$pOH = -\log \left(\frac{0.025 \text{ mol}}{1000 \text{ l}} \right) = 4.6$$

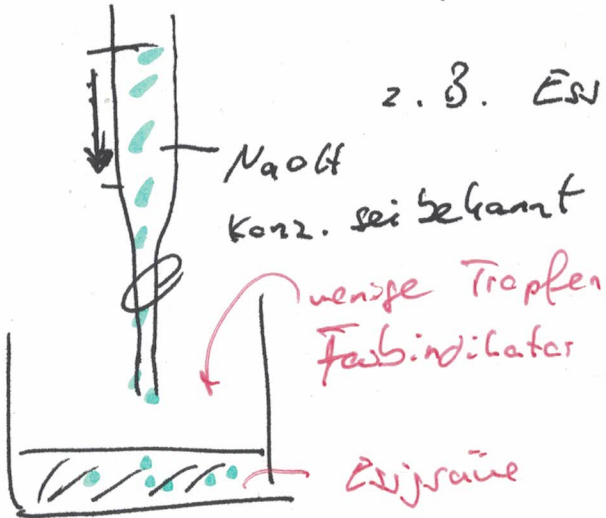
pH + pOH = 14 → pH = 9.4

c(H₃O⁺) = ? c(OH⁻) = ? 10^{-4.6 mol/l} = 2.5 · 10^{-5 mol/l}

2.2 Titration

Bestimmen einer unbekannter Konzentration

z. B. Essigsäure



Konz. sei unbekannt
Volumen sei bekannt

Titration

$t=0$

$\text{Vol}(\text{Säure}) = \checkmark$

$c(\text{Base}) = \checkmark$

$t = \text{Farbumschlag}$

$\text{Vol}(\text{Base}) = \checkmark$



Farbumschlag dann wenn

$$n(\text{H}_3\text{C}^+) = n(\text{OH}^-) \quad !!$$

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

$$\rightarrow n = c \cdot V$$

$$c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})$$

? ~~✓~~

✓

✓

✓

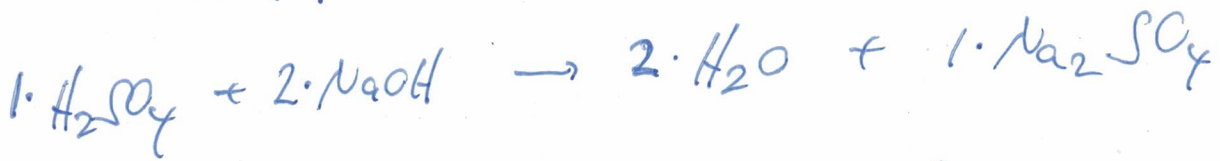
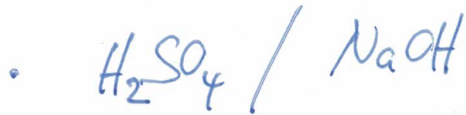
Bsp. $V(\text{Säure}) = 10 \text{ ml}$

$V(\text{Base}) = 15 \text{ ml}$

$c(\text{Base}) = 0.2 \text{ mol/l}$

3. Sub

Bei einer Titration von Lösungen mehrprotoniger Säuren (z. B. H_2SO_4) oder Basen muss die Anzahl der übertragener Protonen berücksichtigt werden



□ Anzahl(NaOH) = Anzahl(H_2SO_4)

□ 2 · Anzahl(NaOH) = Anzahl(H_2SO_4)

~~✗~~ Anzahl(NaOH) = 2 · Anzahl(H_2SO_4)

Bsp. 10 ml Schwefelsäure werden mit 14.3 ml NaOH titriert, $c(NaOH) = 0.2 \text{ mol/l}$.
 $c(H_2SO_4) ?$

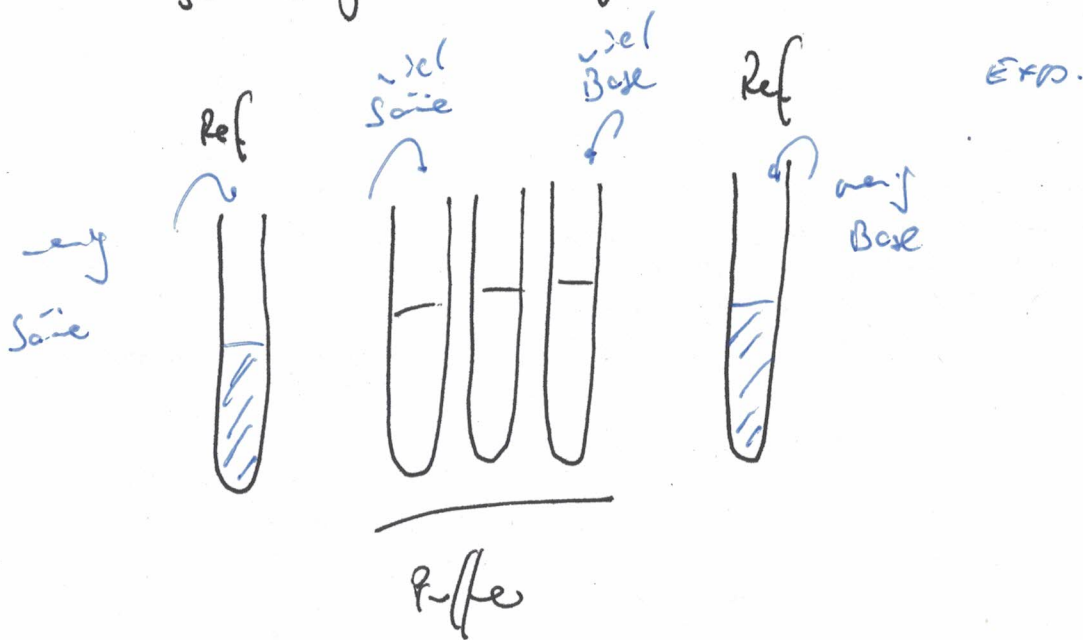
$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = c \cdot V$$

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

$$\rightarrow ? = c(H_2SO_4) = \underline{0.143 \text{ mol/l}}$$

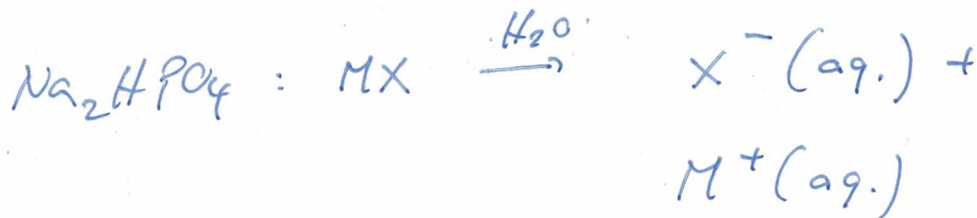
2.3 Puffer

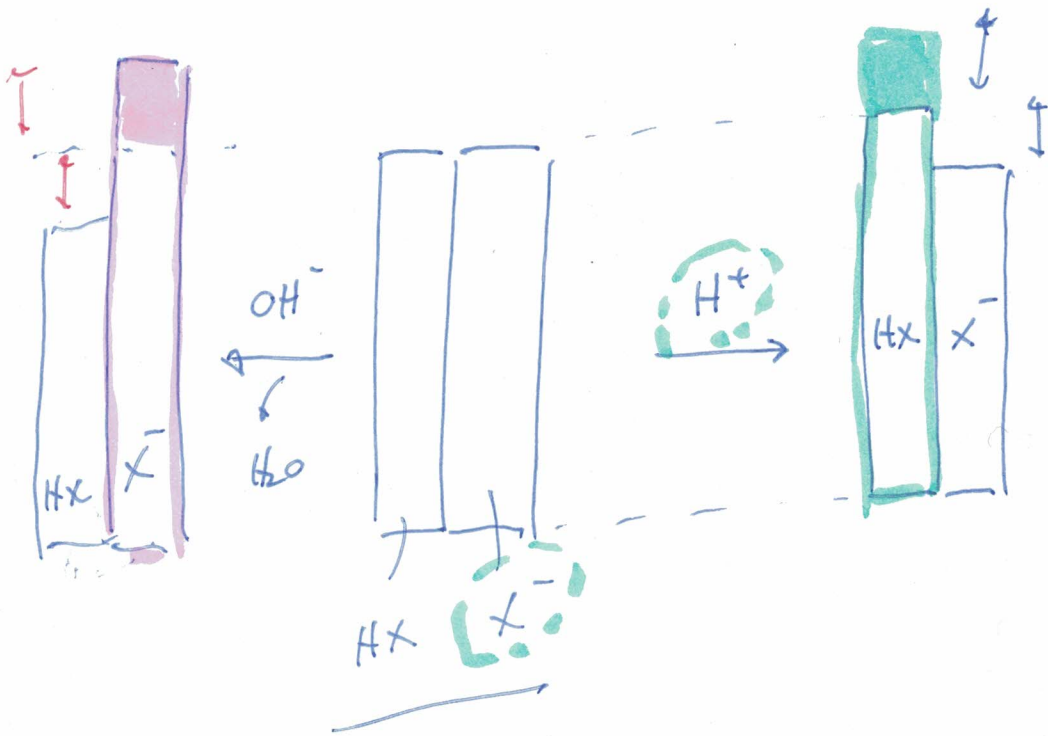
Exp. Puffer hergestellt mit NaH_2PO_4 / Na_2HPO_4
 jeweils gleiche Mengen



Def. Ein Puffer ist eine Lösung gleicher Konzentration
 einer Säurekomponente (allg. HX) sowie einer
 MX-Komponente (it sei z.B. Na^+ , K^+ etc.)
 $x: \text{NaH}_2\text{PO}_4^{\ominus}$ $\text{HX NaH}_2\text{PO}_4$

Exp. $\text{NaH}_2\text{PO}_4 : \text{HX}$ (gibt also ein H^+ ab)





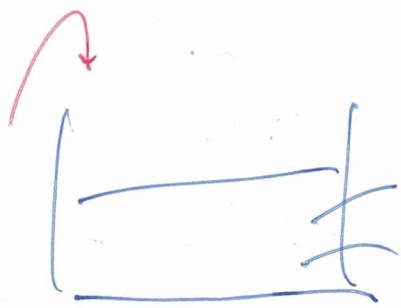
Puffer-
konstante

Puffergleichung

$$pH = pK_s + \log \frac{c(X^-)}{c(HX)}$$

Aufgabe
ohne Puffer

2 ml
10 M
HCl



$c = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$
 $V = 1.0 \text{ l (l)} = 1000 \text{ ml}$

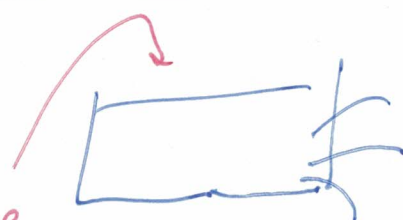
$\text{pH} = ? = -\log(1.8 \cdot 10^{-5}) = \underline{\underline{4.76}}$

10 M \rightarrow 1000 ml $\hat{=}$ 10 mol
2 ml = $\frac{10}{500}$ mol (0.02 mol)

$\text{pH} = -\log\left(\frac{1.8 \cdot 10^{-5} + \frac{10}{500}}{1.0 \text{ l} + 0.002 \text{ l}}\right) = \underline{\underline{1.7}}$

mit Puffer

2 ml
10 M HCl



$V = 1.0 \text{ liter}$

0.1 mol/l CH_3COOH ("HX")
0.1 mol/l CH_3COONa ("X-")

$\text{pK}_s = 4.76$

$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{0.1}{0.1}\right) = \underline{\underline{4.76}}$

CH_3COOH ("HX") 0.1 mol + 0.02 mol HCl
 CH_3COO^- ("X-") 0.1 mol
 0.02 mol HX (Cl-) 0.02 mol

$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{0.08}{0.1 + 0.02}\right) = 4.58$