

S/B Säure - Base

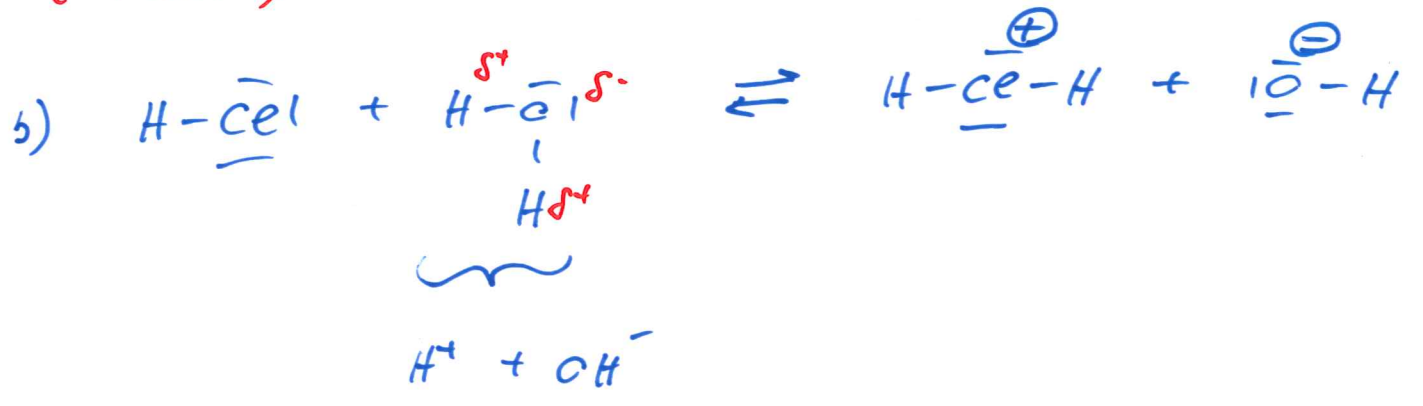
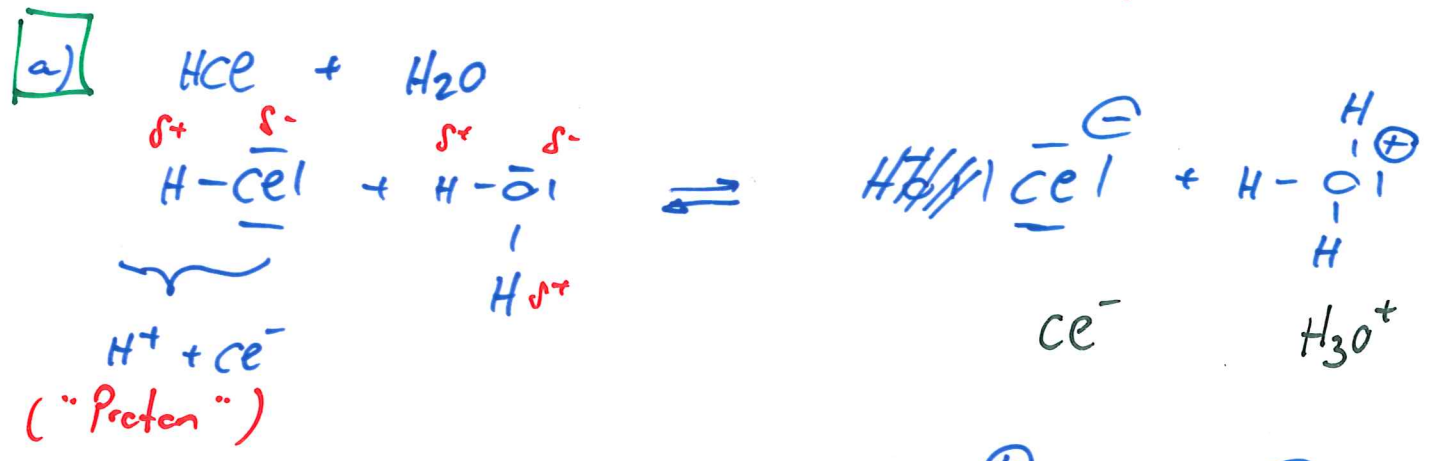
was sind Säuren ?

Exp. elektrische Leitfähigkeit

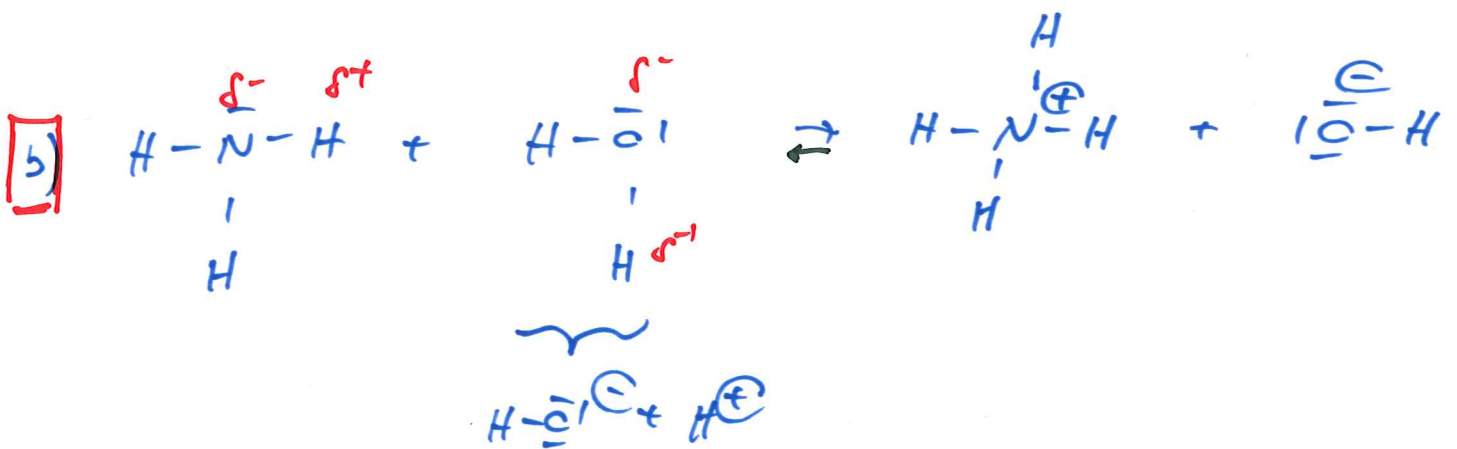
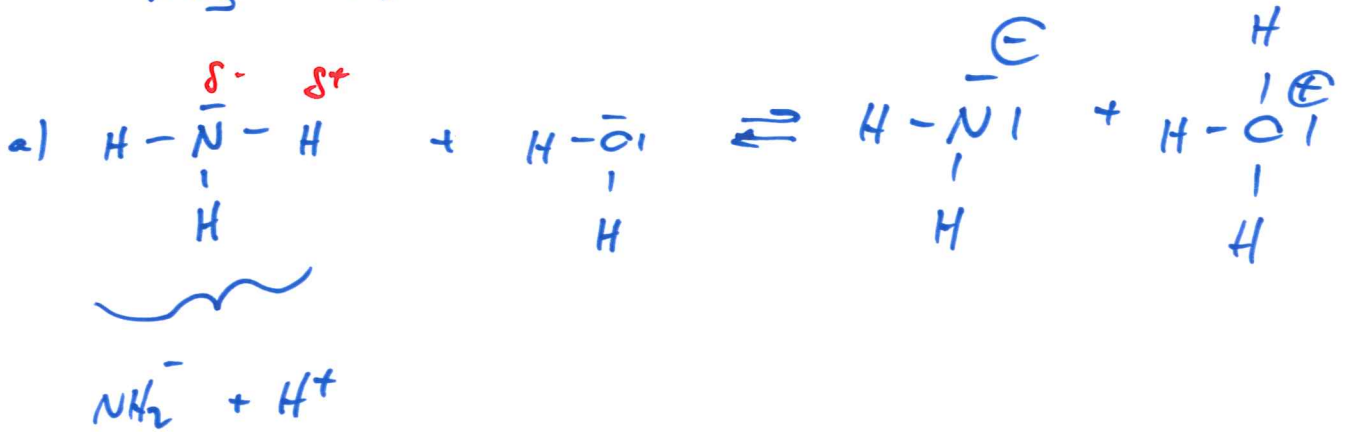
Skizze / Resultate

why?

Leitfähigkeit (u.a.) \neq (frei beweglichen Ladungsträgern)
 ("Ionen")



Cl^- - Nachweis positiv ? Silbernitrat



OH^- - Nachweis positiv? "Eisenchlorid"

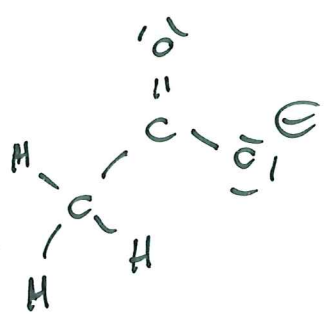
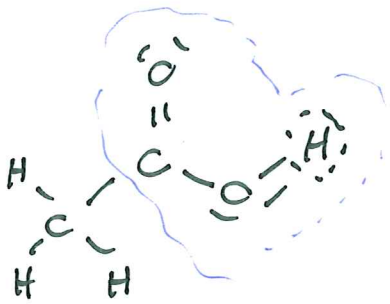
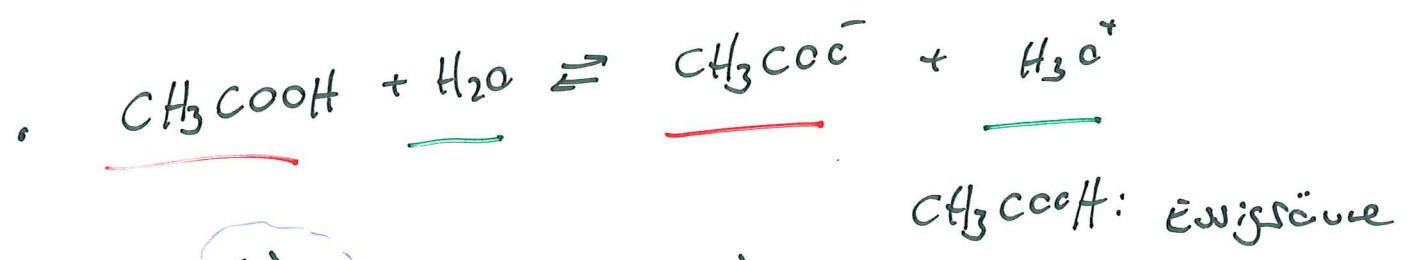
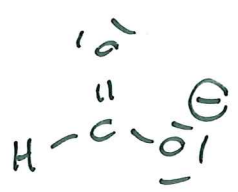
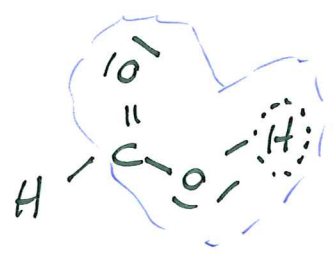
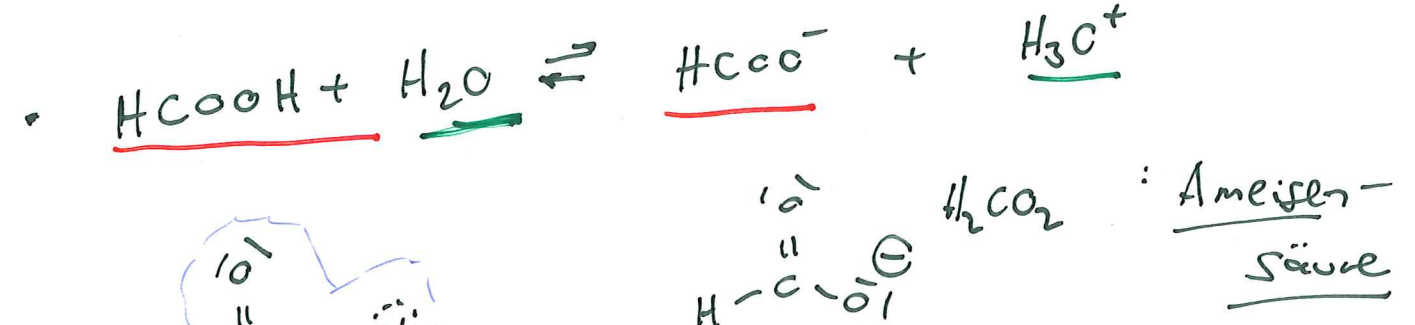
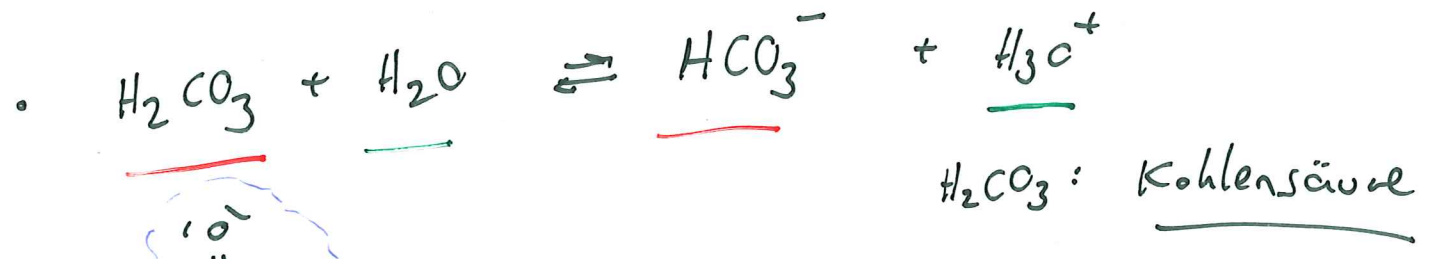
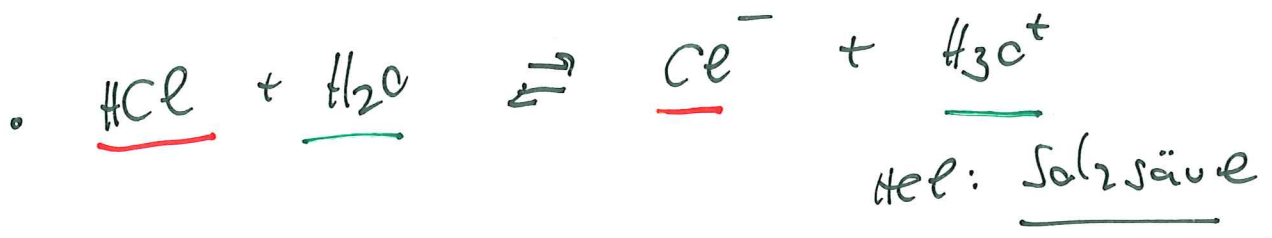
Säuren: Protonendonatoren

Basen: Protonenakzeptoren

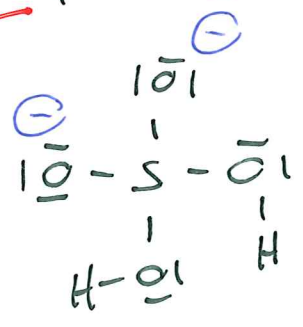
Ampholyt: Protonendonator wie auch Protonenakzeptor
korrespondierendes

Säure-Base-Paar: Ein-Protonen-Austausch

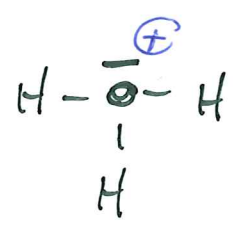
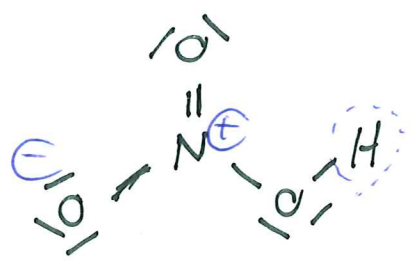
Korrespondierende S/B - Paare



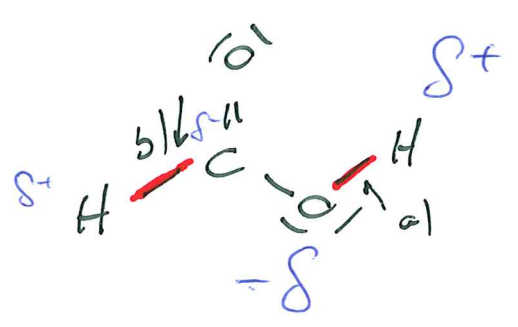
Schwefelsäure



Salpetersäure

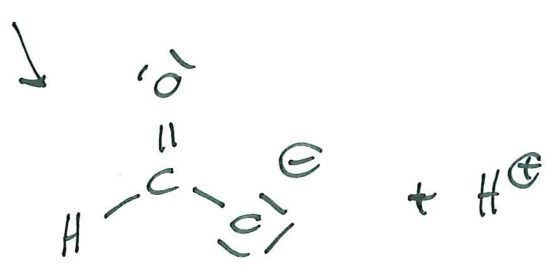


welche H ist "saure" ?



EN(O) = 3.4] ΔEN = 1.2]
EN(C) = 2.6	
EN(H) = 2.2	

ΔE = 0.4



pH ?

- Bereich $0-14$
- Algenwachstum $f(pH)$
- sauer / basisch / neutral
- kleiner als 7 größer als 7 = 7

• reines Wasser leitet den Strom \rightarrow Ionen!



$K = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)}$

$(c(H_2O)) = 55.5 \frac{mol}{l}$

$K \cdot c^2(H_2O) = K_w = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14} \frac{mol^2}{l^2}$

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

$\log(c(H_3O^+)) + \log(c(OH^-)) = -14$ // $\cdot -1$

$-\log(c(H_3O^+)) + -\log(c(OH^-)) = 14$

\downarrow
pH \downarrow
pOH

$pH + pOH = 14$

z.B. pH = 2 | 3 | 7 | 14



Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)) = -\log(10^{-2}) = 2$$

- pH = 2 → $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- pH = 3 → $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- pH = 7 → $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- pH = 14 → $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

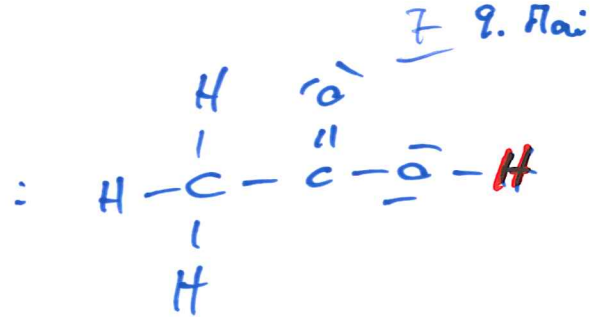
- pH = 2 ... Konzentration $c(\text{OH}^-) ? \Rightarrow 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- = 3 .. → $10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- = 7 .. → $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
- = 14 .. → $10^0 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$
(= 1 mol/l)

Wert-Bereich pH : 0 - 14

Konz-Bereich z.B. H_3O^+ $10^0 - 10^{-14} \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$

Salzsäure : HCl

Essigsäure : CH_3COOH



Exp. mit
Universalindikator ...

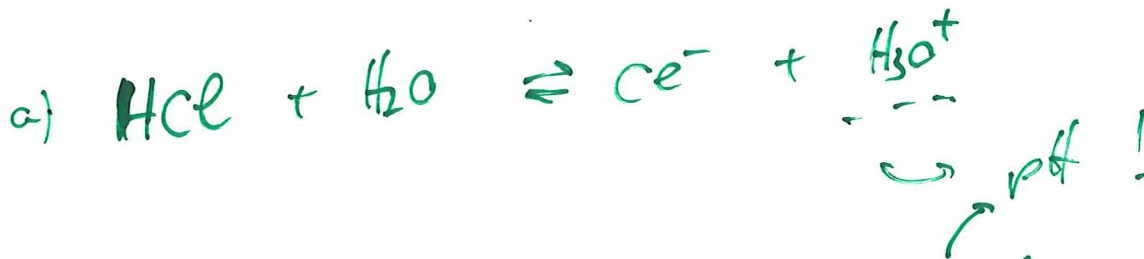
$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

• $0.1 \text{ M HCl} \hat{=} 0.1 \frac{\text{mol}}{\ell} \text{HCl}$

d.h. pro Liter hat es 0.1 mol HCl
(wasser)

(Herstellung)

$0.1 \text{ mol HCl} \hat{=} 3.65 \text{ g HCl}$
 \rightarrow löse in $1 \text{ L H}_2\text{O}$



Exp. Leitfähigkeitsmessung

$$a) K = \frac{c(\text{Cl}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCl}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

$$s) K = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

allgemein: Säure: HA (A⁻: Acid)



$$K = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \sim \text{konstant}$$

$$\rightarrow \rightarrow K_S = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{A}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HA})}$$

} -log

$$\boxed{pK_S = -\log K_S}$$

z.B. $pK_S(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.76$

$$K_S = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 10^{-4.76} = \underline{\underline{0.000017 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

$pK_S(\text{HCl}) \approx -6$

$$K_S = \frac{c(\text{Cl}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HCl})} = 10^{-6} = \underline{\underline{10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

wenn $pK_s < 0$ → starke Säure
ansteuert schwache Säure

pH-Berechnung

• starke Säuren:



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

• schwache Säuren:



$$pH = \frac{1}{2} (pK_s - \log c_0)$$

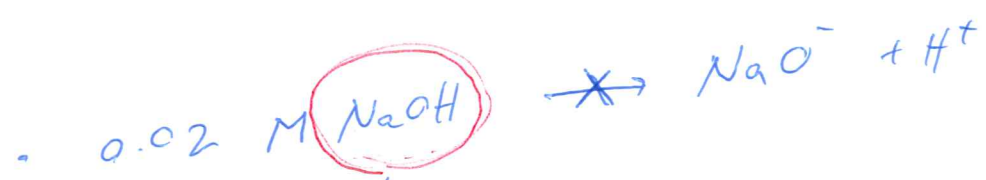
pK_s = Tabellenwert
 c_0 = Konzentration am Anfang ($t=0$)

o.c. HCl ($\rightarrow H^+ + Cl^-$) 9. Mai

a) $pH = -\log(0.1) = \log(10) = 1$

o.o.o1 M HCl $\rightarrow pH = -\log(0.001) = 3$

81 mg/l HBr ($H^+ + Br^-$)
 $pH = -\log c(l)$ $c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$
 $pH = -\log\left(\frac{0.0815}{81 \frac{g}{mol} \cdot 1.0 l}\right) = 3$



$Na^+ + OH^-$
 $pOH = -\log(0.02) = 1.7$
 $pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 12.3$

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

$c(H_3O^+) = 3.2 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{l} \rightarrow c(OH^-) = \dots$

$pH = -\log(3.2 \cdot 10^{-5}) = 4.49$

$c(OH^-) = 4.5 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{l} \rightarrow c(H_3O^+) = 2.22 \cdot 10^{-11}$
 $pOH = 3.35 \rightarrow pH = 10.65$

c) $pH = 6 \rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-6} \frac{mol}{l}$ $pH = 10.2 \rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-10.2} \frac{mol}{l}$
 $pOH = 8 \rightarrow c(OH^-) = 10^{-8} \frac{mol}{l}$ $c(OH^-) = 10^{-3.8} \frac{mol}{l}$

9. Mai

Trage die Zahlen in die fehlenden Felder ein.

$c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	0.5	10^{-7}	$10^{-11.4}$	$10^{-12.5}$
$c(\text{OH}^-) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$10^{-13.7}$	10^{-7}	0.0025	$10^{-1.5}$
pH-Wert	0.3	7	11.4	12.5
pOH-Wert	13.7	7	2.6	1.5

} $\cdot 10^{-14}$
} = 14

$c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	1	0.1	0.01	0.001	..	0.000'000'000'000'001
$c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ als Zehnerpotenz-ausdruck	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}		10^{-14}
pH-Wert	0	1	2	3		14

Die pH-Skala gilt üblicherweise von 0 bis 14, da dort die für das System gemachten Annahmen und Vereinfachungen zutreffen. Rein rechnerisch sind negative pH-Werte und Werte oberhalb 14 möglich. Der pH-Wert ist eine lösungsspezifische Grösse und ein Mass für die H_3O^+ -Ionenkonzentration, die ein bestimmter Stoff oder ein bestimmtes Stoffgemisch in einem Lösungsmittel (meist Wasser) erzeugt.

Übersicht Trage korrekt ein: =7, >7, <7, = 10^{-7} , > 10^{-7} , < 10^{-7}

Bezeichnung	saure Lösung	neutrale Lösung	basische (alkalische) Lösung
$c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$> 10^{-7}$	$= 10^{-7}$	$< 10^{-7}$
pH	< 7	$= 7$	> 7
$c(\text{OH}^-) \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$	$< 10^{-7}$	$= 10^{-7}$	$> 10^{-7}$
pOH	> 7	$= 7$	< 7

d2) Zu 20ml 0.05 M Salzsäure werden
100 ml dest. Wasser gegeben. pH?

• StartpH = $-\log(0.05) = \underline{1.3}$

0.05 mol HCl
20ml

• dest - Wasser ... (= pH=7) $\frac{0.05}{5} = 0.01 \text{ mol}$

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

$\text{pH} = -\log\left(\frac{0.001 \text{ mol}}{0.12 \text{ l}}\right)$

= 2.08

„exakt“ 1000ml dest. Wasser (pH=7)

100 ml → 10^{-7} mol H_3O^+
→ 10^{-8} mol H_3O^+

$\text{pH} = -\log\left(\frac{0.001 + 10^{-8}}{0.12}\right) = \underline{2.08}$

d) 50 ml 0.2 M NaOH + 100 ml dest. Wasser ^{9.07ci}

Start $pOH = -\log(0.2) = 0.7 \rightarrow pH = \underline{\underline{13.3}}$

0.2 M = 0.2 mol pro 1000 ml
0.01 mol ← 50 ml

$pOH = -\log\left(\frac{0.01 \text{ mol}}{0.150 \text{ l}}\right) = 1.18 \rightarrow \underline{\underline{pH = 12.82}}$

e) 80 ml 0.5 M HCl → * 0.004 mol HCl?
100 ml 0.01 M NaOH → □ 0.001 mol NaOH
+ 4 mmol HCl
□ 1 mmol NaOH

4 mmol HCl + 1 mmol NaOH

→ 1 mmol H₂O + 1 mmol NaCl

es bleiben 3 mmol HCl bleiben übrig

↳ pH!

$pH = -\log\left(\frac{0.003 \text{ mol}}{0.180 \text{ l} + (\dots)}\right) = \underline{\underline{1.78}}$

22.

a) Berechne den pH-Wert der folgenden Lösungen:

0.1 M HCl

0.001 M HCl

81 mg/l HBr

0.02 M NaOH

b) Welchen pH-Wert hat eine Lösung bei einer Konzentration

$[H_3O^+] = 3.2 \cdot 10^{-5} \text{ Mol/l}$

$[OH^-] = 4.5 \cdot 10^{-4} \text{ Mol/l}$

c) Wie gross sind die Konzentrationen von H_3O^+ und von OH^- in einer Lösung mit dem pH-Wert

pH=6

pH=10.2

d) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Verdünnungen?

d1) Zu 50 ml 0.2 M Natronlauge werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.

d2) Zu 20 ml 0.05 M Salzsäure werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.

e) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Mischungen?

e1) Zu 80 ml einer 0.05 M Salzsäure werden 100 ml einer 0.01 M Natronlauge gegeben.

e2) Zu 60 ml einer 0.015 M KOH werden 30 ml 0.2 M Salzsäure gegeben.

e3) 10 ml 0.2 M Salzsäure werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g $Ca(OH)_2$ versetzt.

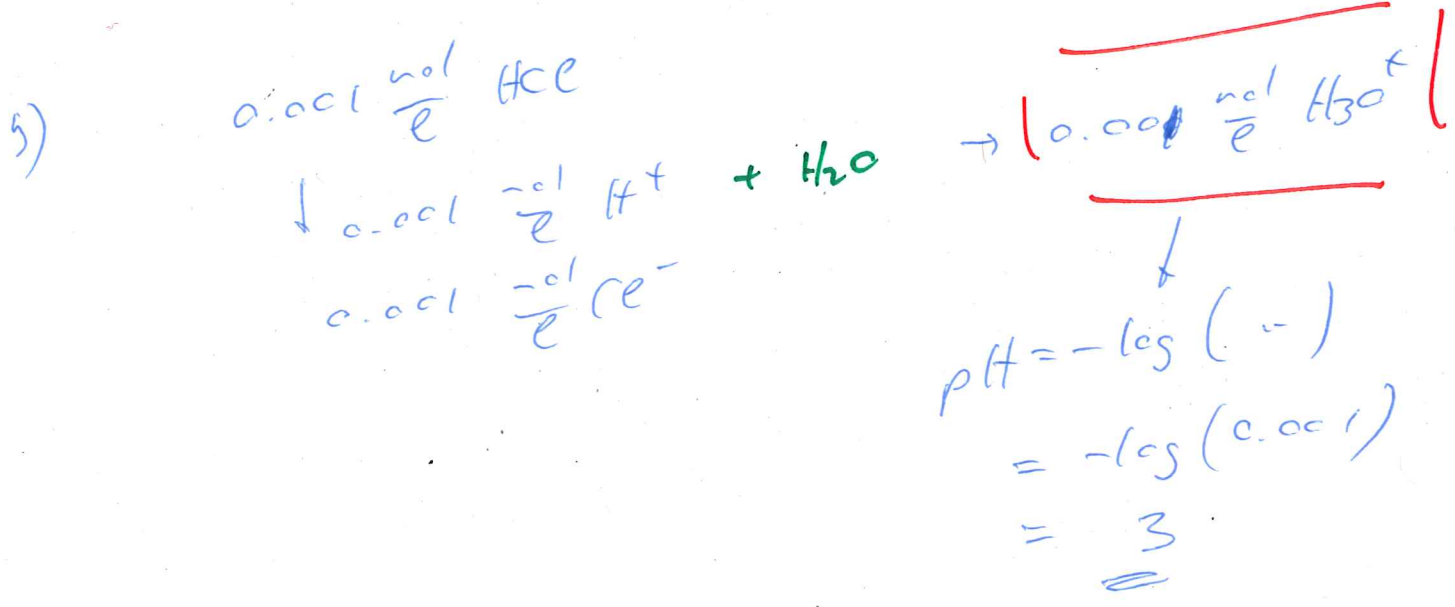
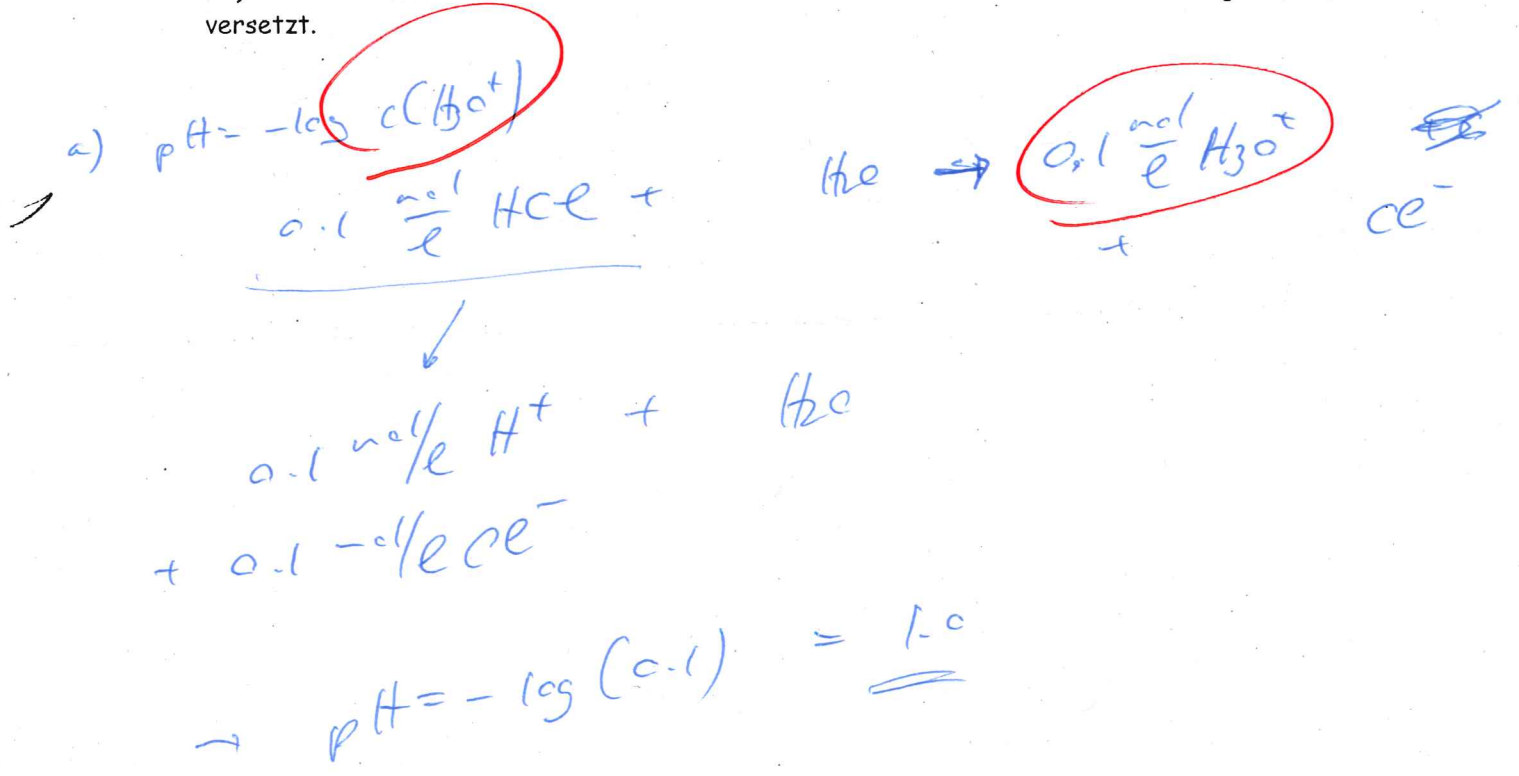
NaOH

9. Mai

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

HA

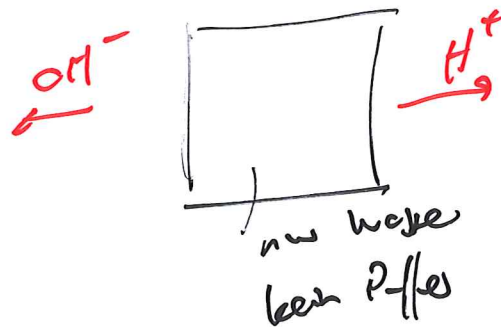
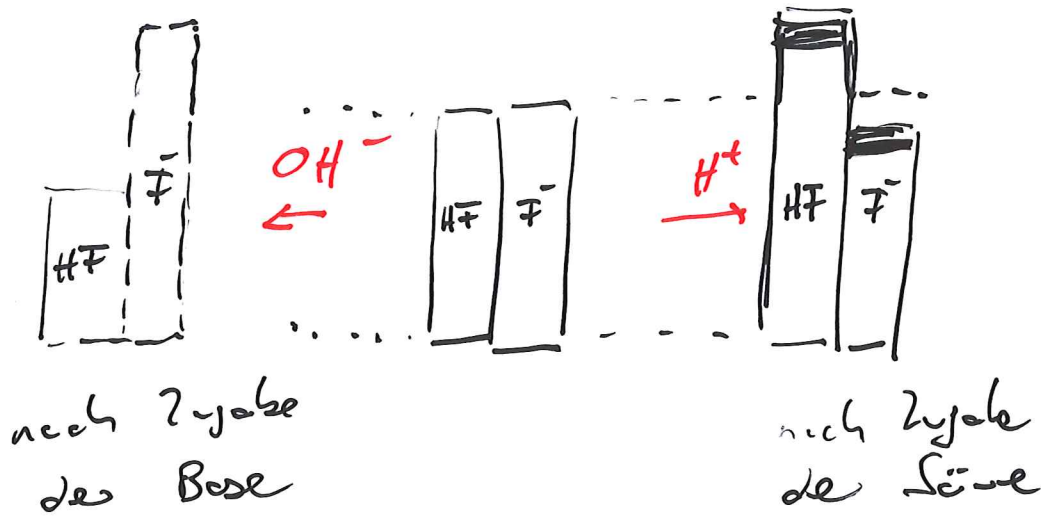
- a) Berechne den pH-Wert der folgenden Lösungen:
 0.1 M HCl 0.001 M HCl 81 mg/l HBr 0.02 M NaOH
- b) Welchen pH-Wert hat eine Lösung bei einer Konzentration
 $[H_3O^+] = 3.2 \cdot 10^{-5} \text{ Mol/l}$ $[OH^-] = 4.5 \cdot 10^{-4} \text{ Mol/l}$
- c) Wie gross sind die Konzentrationen von H_3O^+ und von OH^- in einer Lösung mit dem pH-Wert
 pH=6 pH=10.2
- d) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Verdünnungen?
 d1) Zu 50 ml 0.2 M Natronlauge werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.
 d2) Zu 20 ml 0.05 M Salzsäure werden 100 ml destilliertes Wasser zugegeben.
- e) Wie gross wird der pH-Wert der folgenden Mischungen?
 e1) Zu 80 ml einer 0.05 M Salzsäure werden 100 ml einer 0.01 M Natronlauge gegeben.
 e2) Zu 60 ml einer 0.015 M KOH werden 30 ml 0.2 M Salzsäure gegeben.
 e3) 10 ml 0.2 M Salzsäure werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g $Ca(OH)_2$ versetzt.



Puffer

Experimente ...

Puffer: gleiche Konzentration schwacher Säure
und ihrer konjugierten Base
z.B. HF / F⁻ (! NaF)

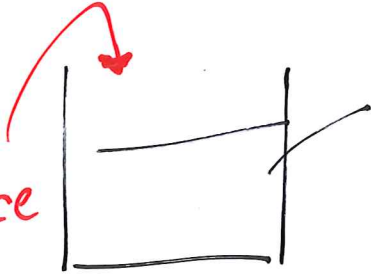


• Puffer-Gleichung

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

Säure (!)

Puffer: Mixture aus HX und dem Salz dieser Säure (z.B. MX, wobei M z.B. Na⁺)

Puffer-Berechnungohne Puffer2 ml
10.0 M HCl

$$c = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \quad (\text{H}^+)$$

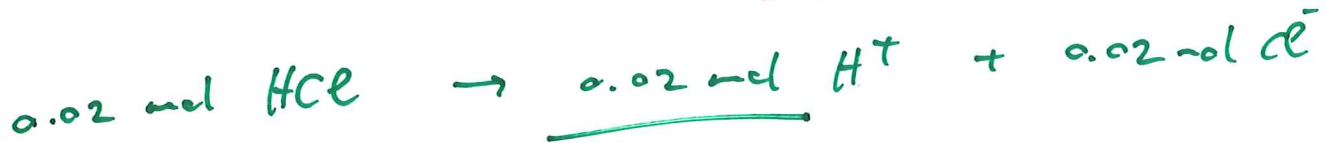
$$V = 1.0 \text{ Liter}$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \cdot 10^{-5}) = \underline{\underline{4.74}}$$

pH nach Zugabe?

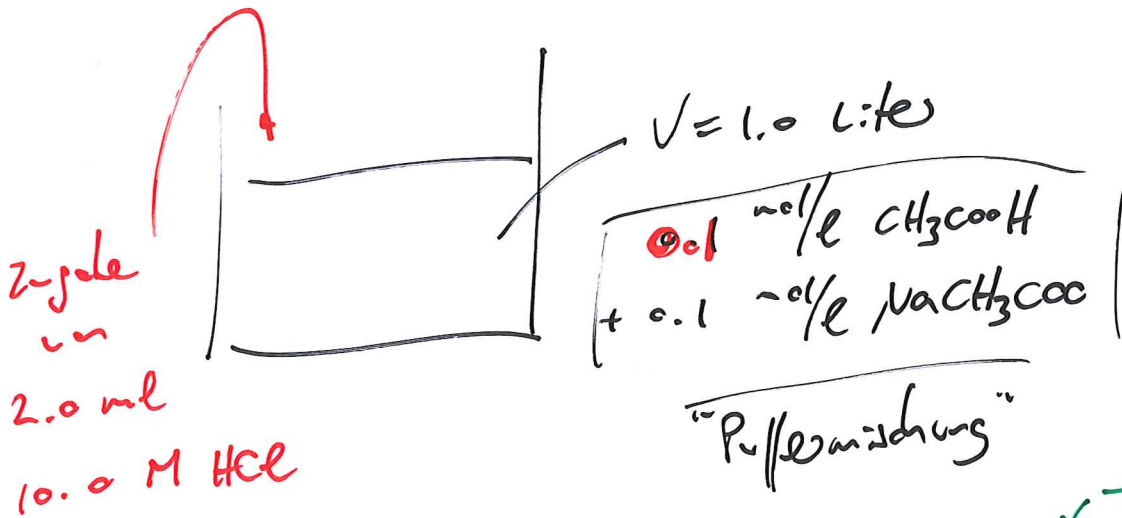
$$10.0 \text{ M} \rightarrow 2.4. \quad 1000 \text{ ml} \hat{=} 10 \text{ mol}$$

$$2 \text{ ml} \rightarrow 0.02 \text{ mol}$$



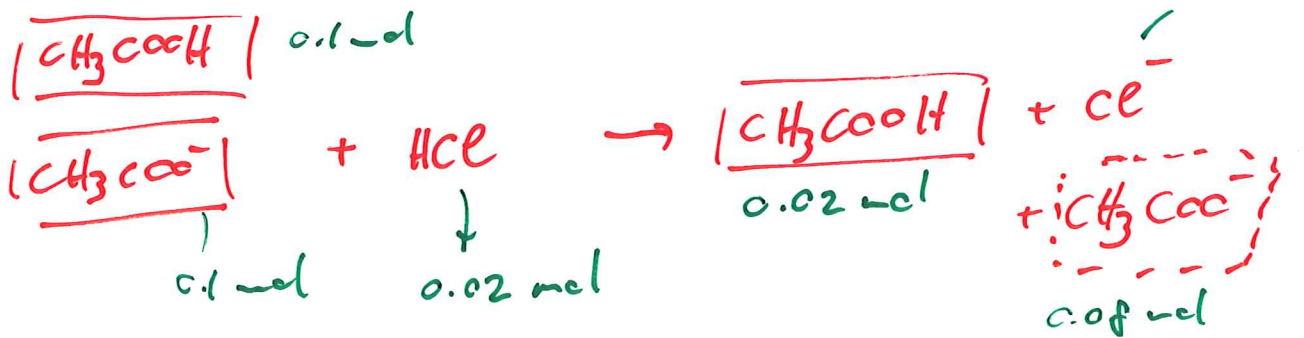
$$\text{pH} = -\log c \left(\frac{1.8 \cdot 10^{-5} + 0.02}{1.0 + 0.002} \right) = \underline{\underline{1.70}}$$

mit Puffer



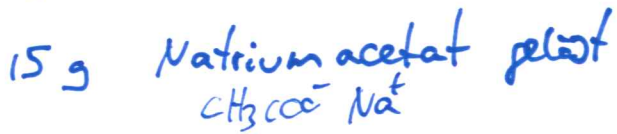
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{X^-}{\text{HX}} = 4.76 + \log \frac{0.1}{0.1} = 4.76$$

pH nach Zugabe



$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{X^-}{\text{HX}} = 4.76 + \log \frac{0.08}{0.1 + 0.02} = 4.58$$

In 500 ml einer Lösung sind 10 g Essigsäure und
15 g Natriumacetat gelöst



a) Welchen pH zeigt diese Lösung?

b) Welchen pH zeigt diese Lösung nach Zugabe von 2 g NaOH (Volumenänderung kann vernachlässigt werden)

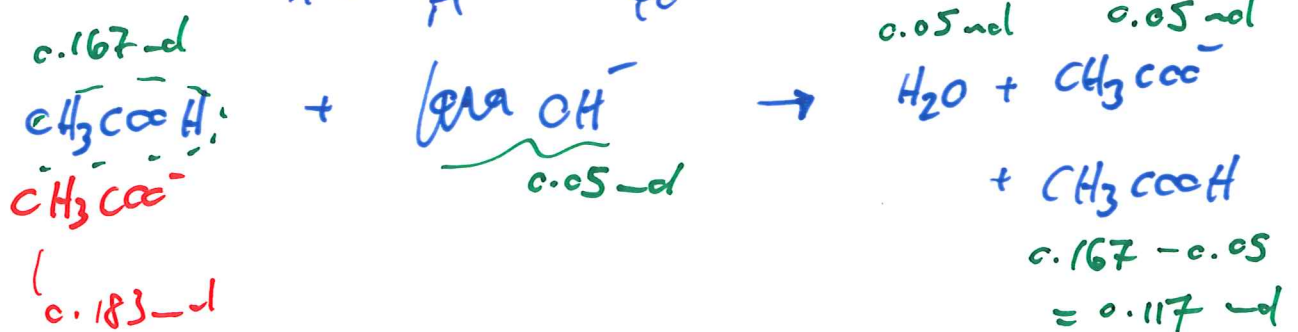
$$a) \quad n(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m}{M} = \frac{10}{60} = 0.167 \text{ mol}$$

$$n(\text{CH}_3\text{COONa}) = \frac{15}{82} = 0.183 \text{ mol}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = 4.76 + \log \left(\frac{0.183}{0.167} \right) = 4.78$$

b) Zugabe 2g NaOH ($\rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$)

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2}{40} = 0.05 \text{ mol}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = 4.76 + \log \frac{0.183 + 0.05}{0.167 - 0.05} = 5.06$$

pH

Eine Lösung enthält 0.5 mol CH_3COOH und 0.5 mol CH_3COONa in einem Liter Lösung.

Berechne den pH vor ^{a)} und nach ^{b)} der Zugabe von 10 ml 1.0 M Salzsäurelösung.

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

a)

$$= 4.76 + \log \frac{0.5}{0.5} = \underline{\underline{4.76}}$$

b)

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow n = c \cdot V = 1.0 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0.01 \text{ l} = 0.01 \text{ mol (HCl)}$$

(resp. 0.01 mol H^+)

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.5 - 0.01}{0.5 + 0.01} \quad (\text{A}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HA})$$
$$= \underline{\underline{4.743}}$$

- 0.9 mol CH_3COOH / 0.1 mol CH_3COONa (in 1 Liter)
Zugabe von ~~10~~ 10 ml 1.0 M HCl. pH?

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.1}{0.9} = 3.806 \quad \left/ \quad \text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.1 - 0.01}{0.9 + 0.01} \right.$$

$$= 3.755$$

- 0.02 mol CH_3COOH / 0.98 mol CH_3COONa (in 1 Liter)
Zugabe von 10 ml 1.0 M HCl. pH?

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.98}{0.02} = 6.45 \quad \left/ \quad \text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.98 - 0.01}{0.02 + 0.01} \right.$$

$$= 6.27$$

Titration

wie kann man experimentell die Konzentration einer Lösung bestimmen?

Vorgehen: zu einem bestimmten Volumen Salzsäure unbekannter Konzentration gibt man einige Tropfen Indikatorlösung. Nun gibt man so viel Natronlauge dazu, bis die Farbe des Indicators umschlägt. Bei diesem Punkt gilt:

$$\left(n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) \right) \quad \text{zudem: } c = \frac{n}{V}$$

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

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

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

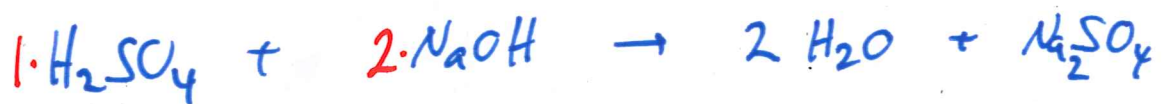
Bsp. Angenommen, man hat 10 ml einer Salzsäure unbekannter Konz. und titriert mit 0.1 M Natronlauge. Der Laugeverbrauch bis zum Umschlagspunkt sei 21.7 ml. $c(\text{HCl})$?

$$c(\text{HCl}) = \frac{0.1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0.0217 \text{ l}}{0.010 \text{ l}} = \underline{\underline{0.217 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

II 305

" Bei der Titration von Lösungen mehrprotoniger Säuren oder Basen muss die Anzahl der übertragenen Protonen berücksichtigt werden "

Bsp. $H_2SO_4 / NaOH$



- Anzahl (NaOH) = Anzahl (H_2SO_4)
- 2 Anzahl (NaOH) = Anzahl (H_2SO_4)
- Anzahl (NaOH) = 2 · Anzahl (H_2SO_4)

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

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

$$\text{Anzahl (NaOH)} = 2 \cdot \text{Anzahl (H}_2\text{SO}_4)$$

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

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

Titration

NaOH

Bei der Titration von 40 ml Natronlauge wurden 19.2 ml Schwefelsäure (H_2SO_4 0.5 M) verbraucht. ~~Wieviel~~ Welche Masse an NaOH enthält die Natronlaugeprobe?



$$2 \cdot n(H_2SO_4) = n(NaOH)$$

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

$$\underline{\underline{c(NaOH)}} = \frac{2 \cdot 0.5 \text{ mol/l} \cdot 19.2 \text{ ml}}{40 \text{ ml}} = \underline{\underline{0.48 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

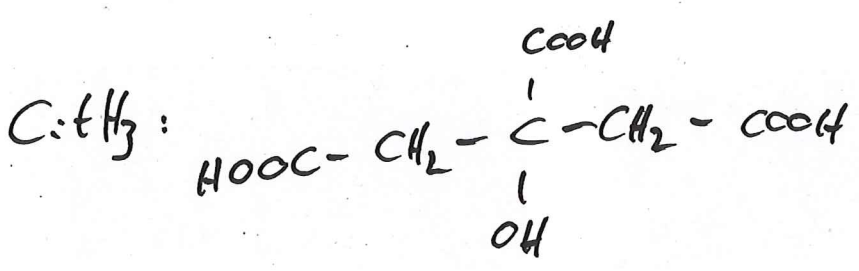
$$c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V}$$

$$\rightarrow m = c \cdot V \cdot M = 0.48 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0.04 \text{ l} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= \underline{\underline{0.768 \text{ g}}}$$

Gehalt Zitronensäure : "gelbe Flasche"

folgende Reaktion findet statt :



$M(C_6H_8O_7) = 192 \frac{g}{mol}$

- Verbrauch NaOH : 29.6 - 21.4 = 8.2 ml
- c (NaOH) : 1.0 M
- ~~V (HCl)~~ :
- V (C₆H₈O₇) : 10.0 ml

$3 \cdot n(C_6H_8O_7) = n(NaOH) \quad c = \frac{n}{V}$

$3 \cdot c(C_6H_8O_7) \cdot V(C_6H_8O_7) = c(NaOH) \cdot V(NaOH)$

$c(C_6H_8O_7) = \frac{c(NaOH) \cdot V(NaOH)}{3 \cdot V(C_6H_8O_7)}$

$c(C_6H_8O_7) = \frac{1.0 \cdot 8.2 \text{ ml}}{3 \cdot 10 \text{ ml}} = 0.27 \frac{mol}{l}$

- Exp :
- 10 ml
 - 10.4 g
 - 21.4 g
 - 29.6 g

in 10 ml (oder 10.4 g Zitronensaft)

$m = c \cdot V \cdot M = 0.27 \frac{mol}{l} \cdot 0.01 l \cdot 192 \frac{g}{mol} = 0.5184 g$

In 100 g Zitronensaft :

$\frac{100}{10.4} \cdot 0.5184 = 4.98 g$

d.h. 4.98%

m / %, ?

- 10 ml 0.2 M Salzsäure werden zuerst zehnfach verdünnt und dann mit 1.0 g Ca(OH)_2 versetzt. pH?

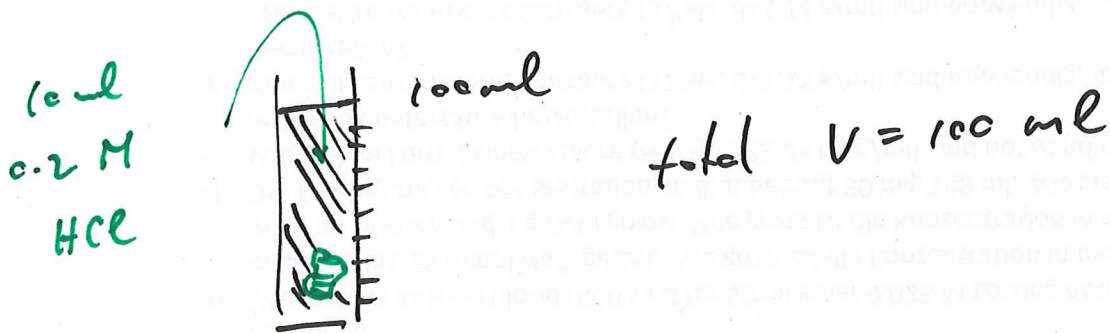
a)

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

$0.2 \text{ M} \rightarrow 0.2 \text{ mol/l} \left(\frac{100 \text{ ml}}{10 \text{ ml}} \right)$
 $0.002 \text{ mol} \leftarrow 10 \text{ ml}$

$$n = c \cdot V = 0.2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0.01 \text{ l} = 0.002 \text{ mol (HCl)}$$

$$\begin{array}{l} \underline{0.002 \text{ mol H}^+} \\ \underline{0.002 \text{ mol Cl}^-} \end{array}$$

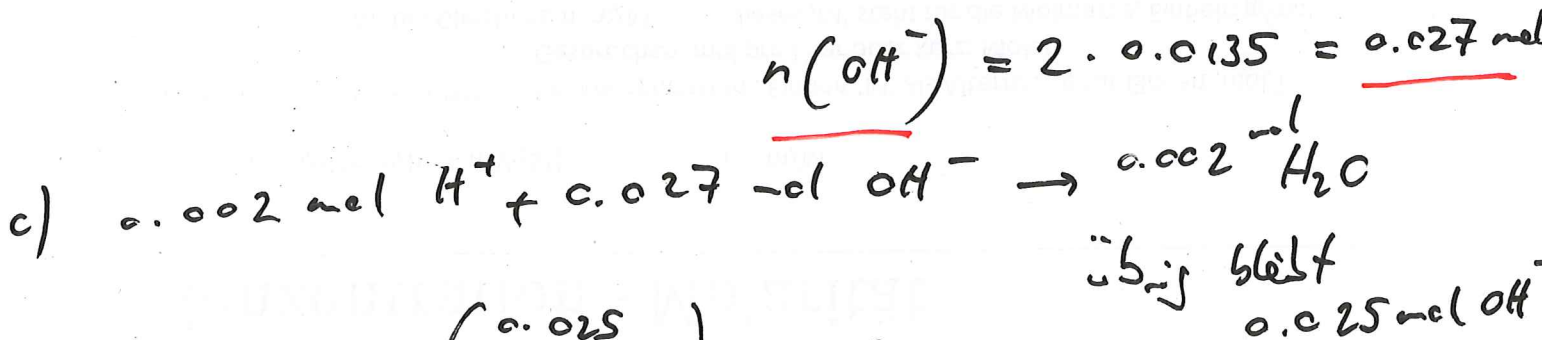


b) 1 g Ca(OH)_2

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{m}{M}$$

$$= \frac{1}{40.1 + 2 \cdot (16+1)}$$

$$= \frac{1}{74.1} = 0.0135 \text{ mol}$$



$$\text{pOH} = -\lg\left(\frac{0.025}{0.1}\right) = 0.6$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 0.6 = \underline{\underline{13.4}}$$