

2.1 pH

Experiment ...

Farben



etc.

Säure / Base?

sauer / neutral / basisch
 kleiner als 7 / 7 / größer als 7

~ "Hautneutral"

pH ~ 5.5

• Fall: neutrales Wasser (pH=7) leitet den elektrischen Strom

→ Ionen sind notwendig!



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

c(): Konzentration

$$\underbrace{K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}_{K_w} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)$$

$$\left[K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

3.5.5 $c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \left(\frac{mol}{l}\right)^2 \quad \parallel \cdot \log$

$$\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)) + \log(c(\text{OH}^-)) = -14 \quad \parallel \cdot -1$$

$$-\log[c(\text{H}_3\text{O}^+)] + -\log[c(\text{OH}^-)] = 14$$

\downarrow Def. pH!
 \downarrow Def. pOH!

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

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

• $\text{pOH} = -\log[c(\text{OH}^-)]$

2.2. Konzentration

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

z.B. $c(\text{HCl}) = \frac{0.1 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0.1 \text{ M}$

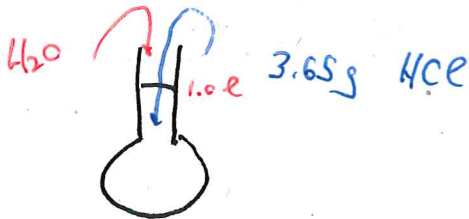
$$c(\text{NaOH}) = 3.7 \text{ M ("molar")}$$

- wie wird eine 0.1 M - HCl - Lösung hergestellt

man nehme 0.1 mol HCl und löse es

derart, dass das totale Volumen 1.0 Liter beträgt.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol HCl} \hat{=} 1 + 35.5 \Rightarrow 36.5 \text{ g} \\ 0.1 \text{ mol} \quad \quad \quad \rightarrow 3.65 \text{ g} \end{array}$$

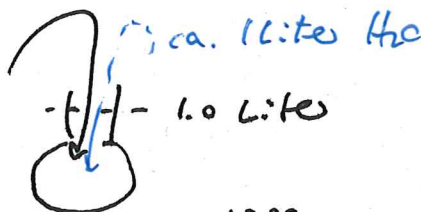


- Herstellung einer 0.1 M NaOH

$$1 \text{ mol NaOH} \hat{=} 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g}$$

$$\underline{0.1 \text{ mol}} \quad \hat{=} \quad 4 \text{ g}$$

4 g NaOH



$$\text{HCl: } c = \frac{n}{V} = \frac{0.1 \text{ mol}}{1.0 \text{ l}} \hat{=} \underline{0.1 \text{ M}}$$

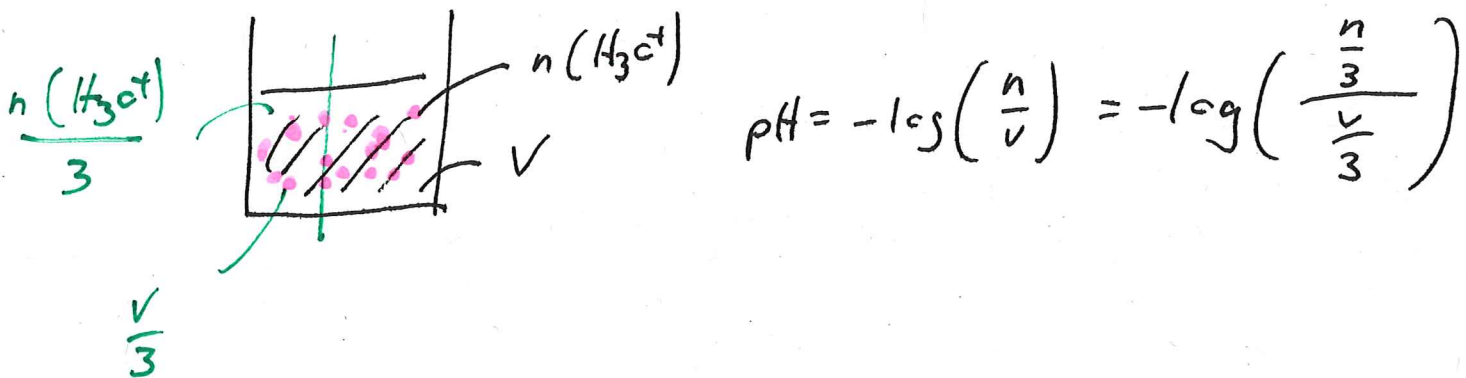
• Eine Lösung hat einen pH von 3.4

a) Man nehme die Hälfte der Lösung. pH?

b) $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bei $\text{pH} = 3.4$?

a) pH bleibt gleich!

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



$$\text{pH} = -\log \left(\frac{n}{V} \right) = -\log \left(\frac{\frac{n}{3}}{\frac{V}{3}} \right)$$

b) $\text{pH} = -\log [c(\text{H}_3\text{O}^+)] = 3.4$

$$\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = \underline{\underline{0.000398}} \text{ mol/l}$$

• pH einer Lösung... man löse 1 Gramm NaOH

Base!

in 100 Liter Wasser

$$\underline{\underline{\text{pOH}}} = -\log \left(\frac{n}{V} \right) = -\log \left(\frac{\frac{m}{M}}{V} \right) = -\log \left(\frac{\frac{1}{40}}{100} \right) = \underline{\underline{3.6}}$$

$$\underline{\underline{\text{pH}}} = 14 - 3.6 = \underline{\underline{10.4}}$$

	säure Lösung	neutrale Lösung	basische Lösung
pH	kleiner als 7	= 7	größer als 7
$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ mol/l	größer als 10^{-7}	10^{-7}	kleiner als 10^{-7}
...	---	---	---
pOH	größer als 7	= 7	kleiner als 7
$c(\text{OH}^-)$ mol/l	kleiner als 10^{-7}	10^{-7}	größer als 10^{-7}

• eine Lösung hat einen pH von 3.4. Man nehme davon 100 ml.

a) welcher pH

b) man gibt nun 50 ml dest. Wasser dazu. pH?

a) pH bleibt $\rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.4} \text{ mol/l}$

b)
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V_{\text{Total}}}\right) = -\log\left(\frac{398 \cdot 10^{-5} + 5 \cdot 10^{-9}}{0.150 \text{ l}}\right) = \underline{\underline{3.58}}$$
(0.000398)

H_3O^+ a) ... : pro Liter : $10^{-3.4} \text{ mol} = 3.98 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 0.1 Liter : $\frac{10^{-3.4} \cdot 0.1}{= 10^{-4.4}} \text{ mol} = \underline{\underline{3.98 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}}$

HA: $\left(\begin{array}{l} 50 \text{ ml dest. H}_2\text{O} (\text{pH}=7) \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = ? \\ \text{pro } 1000 \text{ ml} = 10^{-7} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \\ 50 \text{ ml} = \underline{\underline{5 \cdot 10^{-9} \text{ mol H}_3\text{O}^+}} \end{array} \right)$

• 10 ml einer 0.2 M Salzsäure-Lösung werden
mit dest. Wasser verdünnt. Start-pH ?
90 ml End-pH ?

Start-pH $\text{pH} = -\log [c(\text{H}_3\text{O}^+)]$
 $= -\log(0.2) = \underline{\underline{0.70}}$

$$0.2 \text{ M} \hat{=} 0.2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

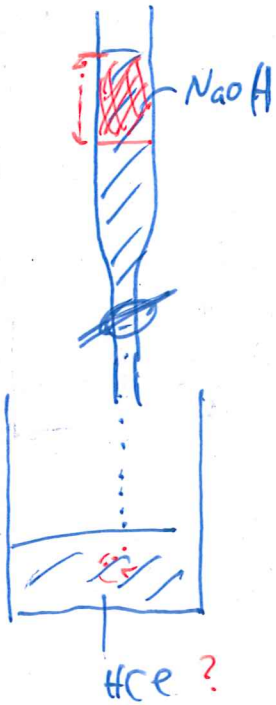
$$\begin{array}{l} 1000 \text{ ml} \hat{=} 0.2 \text{ mol} = 200 \text{ mmol} \\ 10 \text{ ml} = 2 \text{ mmol} \end{array}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log \left(\frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{V} \right) = -\log \left(\frac{2 \text{ mmol} \cdot \dots}{100 \text{ ml}} \right) \\ &= \underline{\underline{1.7}} \quad \left(-\log \left(\frac{0.002 \text{ mol}}{0.1 \text{ l}} \right) \right) \end{aligned}$$

2.3. Titration

wie kann man experimentell die Konzentration einer Lösung bestimmen?

Vorgehen: zu einem bestimmten Volumen (z.B. Salzsäure) einer unbekannten Konzentration gibt man einige Tropfen Indikatorlösung. Nun gibt man soviel (ml) Natriumlauge (Konzentration bekannt) dazu, bis die Farbe des Indikators umschlägt. Es gilt:



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

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

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

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

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

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

Bsp.

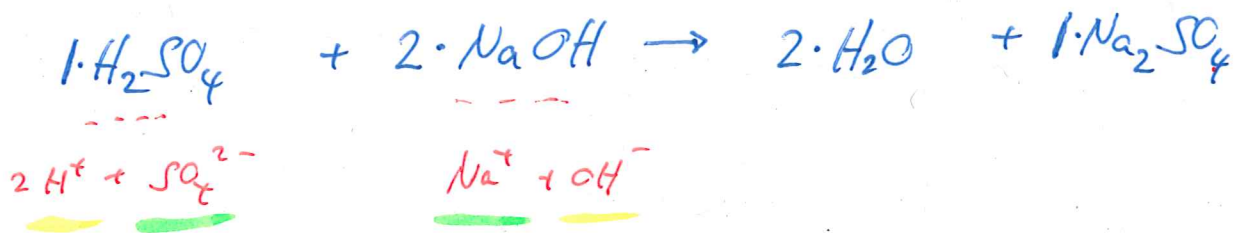
Man hat 10 ml einer Salzsäurelösung, Konz. sei unbekannt. Titriert wird mit 0.1 M NaOH

Der Laugeverbrauch sei 21.7 ml. $c(\text{HCl})$?

$$c(\text{HCl}) = \frac{0.1 \text{ M} \cdot 0.0217 \text{ l}}{0.01 \text{ l}} = 0.217 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$



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



□ Anzahl (NaOH) = Anzahl (H_2SO_4)

□ $2 \cdot$ Anzahl (NaOH) = Anzahl (H_2SO_4)

✗ Anzahl (NaOH) = $2 \cdot$ Anzahl (H_2SO_4)

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

$c(H_2SO_4)$?

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

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

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

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

$$= \underline{\underline{0.143 \text{ mol/l}}}$$

2.4. Puffer

Allg. Schreibweise einer Säure: HX

deprotonierte Säure: X^-

Def. | Mischung aus HX und dem Salz dieser Säure (MX , wobei M Na^+ , K^+ etc.)

Def. | Puffer ist eine Lösung gleicher Konzentration der Säurekomponente (HX) sowie der X^- -Komponente

- Bsp.
- $NaHCO_3 / Na_2CO_3$: Puffer I
 - NaH_2PO_4 / Na_2HPO_4 : Puffer II
 - CH_3COOH / CH_3COONa : Puffer III
- } Farbindikator

Exp.

blau + HCl

gelb + NaOH

rot

bläulich (H₂O + Indikator)

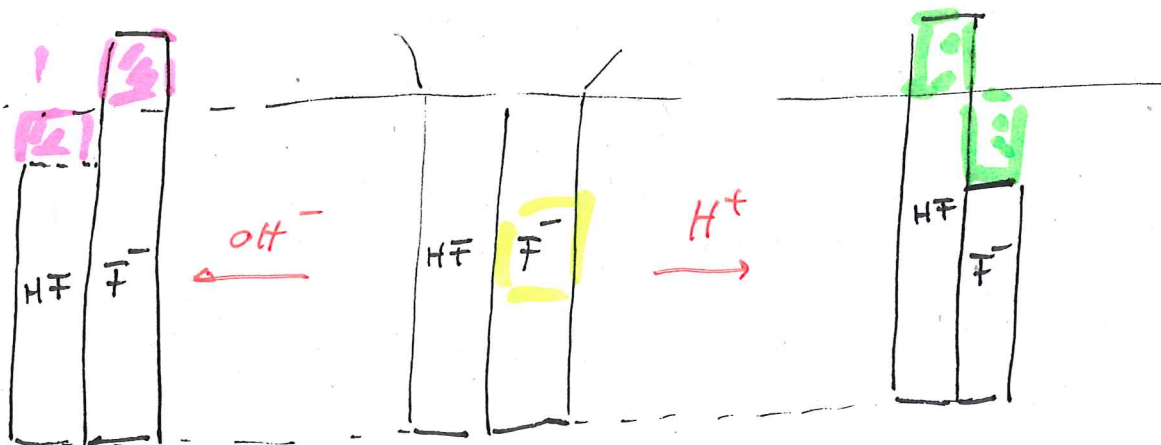
Puffer I

Puffer II

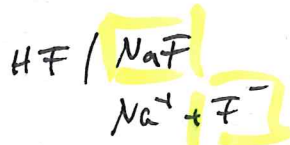
Puffer III

Exp. Zugabe von $NaOH$ / HCl ändert bei den Puffern den pH nicht!

why?



Puffer!



Puffer - Gleichung

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

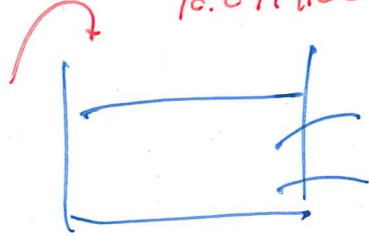
← Säure!

pK_s: Abgabebereitschaft von Protonen.
Je kleiner der Wert desto "lieber"/häufiger
werden Protonen abgegeben.

Aufgabe

ohne Puffer

2-Jahre von 2ml
10.0 M HCl



$$c = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

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

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

pH nach 2-Jahre:

$$1000 \text{ ml} \Rightarrow 10 \text{ mol}$$

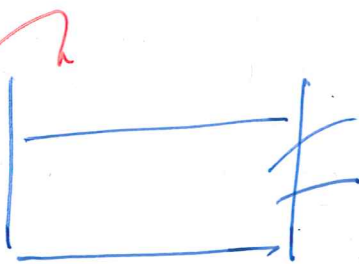
$$2 \text{ ml} \rightarrow 0.02 \text{ mol}$$

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

mit Puffer

2-Jahre

2ml
10.0 M
HCl

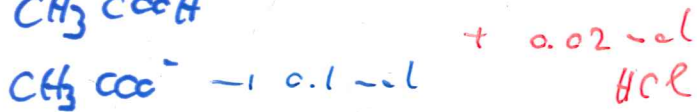
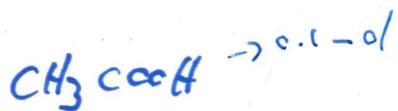


$$V = 1.0 \text{ Liter}$$

$$0.1 \text{ mol/l } \text{CH}_3\text{COOH} (\text{HX}) \text{ pK}_s \text{ sei } 4.76$$

$$0.1 \text{ mol/l } \text{CH}_3\text{COONa} (\text{X}^-)$$

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]}\right) = 4.76 + \log\frac{0.1}{0.1} = \underline{\underline{4.76}}$$



\rightarrow zusätzliches
 $\text{CH}_3\text{COOH} : 0.02 \text{ mol}$

\downarrow übrig bleiben
 CH_3COO^- : 0.08 mol

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\frac{0.08}{0.1 + 0.02} = \underline{\underline{4.58}}$$