



# Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4

Säure-Base-Chemie Teil 3

17.11.2023

# Säure-Base-Chemie

## Puffersysteme

Ein **Puffer** ist ein Stoffgemisch, dessen pH-Wert sich bei Zugabe einer Säure oder einer Base nur unwesentlich verändert.

Pufferlösungen enthalten eine Mischung aus einer **schwachen Säure** und ihrer **korrespondierenden Base**.

z.B. HOAc/OAc<sup>-</sup>

$$K_S = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \longrightarrow \quad -\lg(K_S) = -\lg \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \longrightarrow$$

$$-\lg(K_S) = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] - \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \longrightarrow \quad \text{p}K_S = \text{pH} - \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \longrightarrow$$

$$\text{pH} = \text{p}K_S + \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

=

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \lg \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

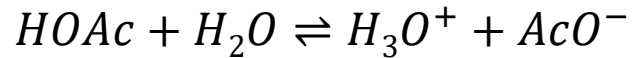
**Henderson-Hasselbalch-Gleichung**

# Säure-Base-Chemie



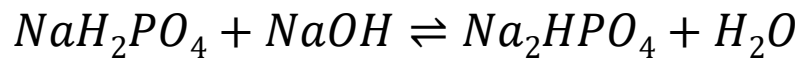
Beispiele:

**Acetat-Puffer**



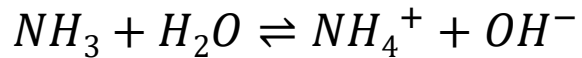
pH 3,7 - 5,7

**Phosphat-Puffer**

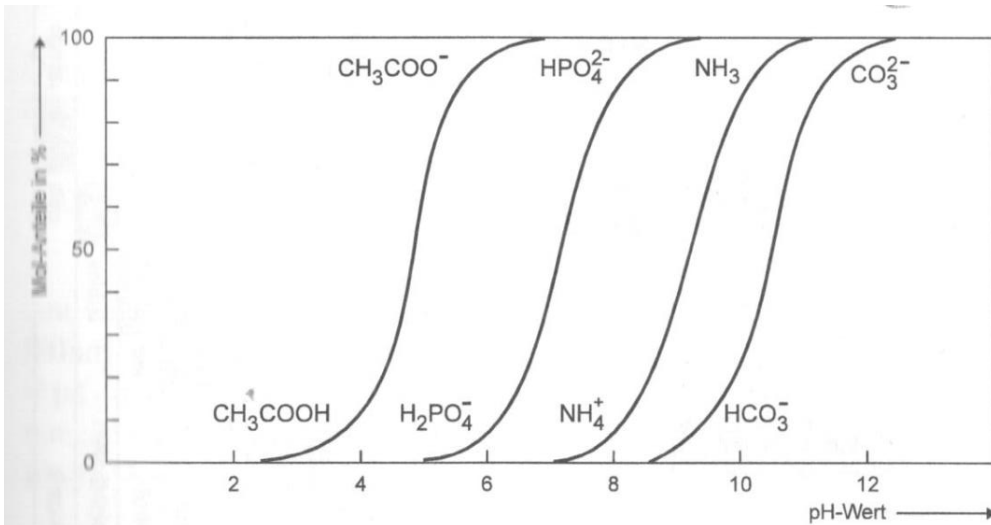


pH 5,4 - 8,0

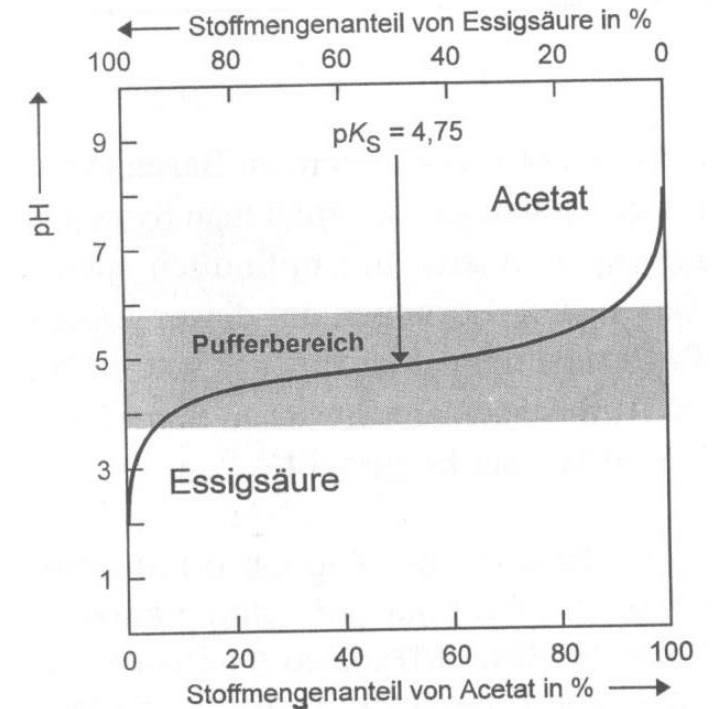
**Ammoniak-Puffer**



pH 8,2 - 10,2



Verschiedene Puffersysteme decken bestimmte Arbeitsbereiche von pH-Werten ab (hier von pH = 4...11).



# Säure-Base-Chemie

Sind die Konzentrationen  $[HA]$  und  $[A^-]$  gleich groß, so ist der pH-Wert gleich dem  $pK_s$ -Wert der Säure. Dieser pH-Wert stellt auch den Wendepunkt der Pufferungskurve dar.

**Bei Zugabe von  $H^+$  zum Puffersystem:** Protonen reagieren mit korrespondierender Base zu undissoziierter Säure  $\rightarrow$  Protolysegleichgewicht verschiebt sich nach links, die Protonen werden durch  $A^-$ -Ionen gepuffert und pH-Wert nimmt nur minimal ab. Erst wenn  $[A^-]/[HA]$ -Verhältnis von 1/10 unterschritten wird  $\rightarrow$  starke Abnahme des pH-Wertes bei weiterer  $H^+$ -Zugabe.

**Bei Zugabe von  $OH^-$  zum Puffersystem:**  $OH^-$ -Ionen reagieren mit undissoziierter Säure  $HA$  zu  $A^-$  und  $H_2O$   $\rightarrow$  beide Reaktionsprodukte tragen nicht zur pH-Änderung bei  $\rightarrow$  Protolysegleichgewicht verschiebt sich nach rechts,  $OH^-$ -Ionen werden von  $HA$  gepuffert. Erst wenn  $[A^-]/[HA]$ -Verhältnis von 10 erreicht wird  $\rightarrow$  starke Zunahme des pH-Wertes bei weiterer  $OH^-$ -Zugabe.

**Optimale Pufferwirkung bei:**  $[A^-]/[HA] = 1/1 \rightarrow pH = pK_s$

**Pufferbereich liegt bei  $pH = pK_s \pm 1$**

**Pufferkapazität:** Menge an Säure bzw. Base, die von einem Puffer ohne wesentliche Änderung des pH-Wertes abgefangen werden kann.

Die Wirksamkeit eines Puffersystems nimmt mit seiner Konzentration zu.



# Säure-Base-Chemie



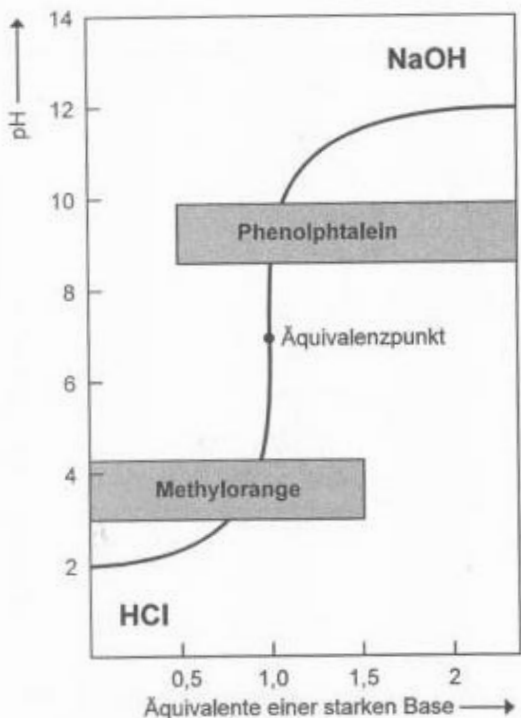
## Titrationen

Zu einer Säurelösung unbekanntes Gehaltes wird schrittweise Base bekannter Menge (=Äquivalente) dazugegeben.

Äquivalenzpunkt kann durch Säure-Base-Indikatoren sichtbar gemacht werden.

Verschiedene Säure-Base-Indikatoren stehen zur Auswahl.

### Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren):



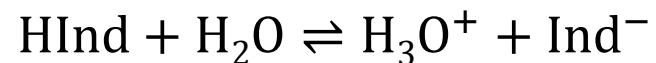
	2	4	6	8	10	12	14	
Thymolblau	rot	gelb						
2,4-Dinitrophenol	farblos	gelb						
Methylorange		rot	gelb-orange					
Methylrot		rot	gelb					
Lackmus		rot	blau					
Phenolrot			gelb	rot				
Phenolphthalein			farblos	rot				
Alizarinrot				gelb	orange			

schwache organische Säuren oder Basen, deren Ionen eine andere Farbe haben als die undissoziierten Verbindungen und deren pK-Werte im pH-Bereich der Äquivalenz von Säure und Base liegen

## Säure-Base-Chemie



Protolysegleichgewicht:



Farbe der  
sauen Form

Farbe der  
basischen Form

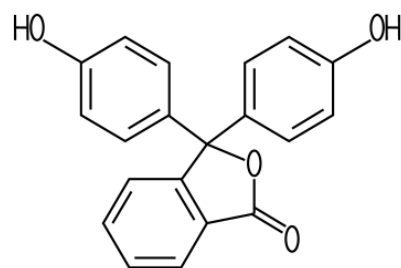
$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

**Henderson-Hasselbalch-Gleichung**

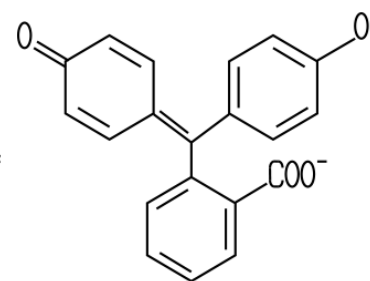
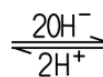
am Äquivalenzpunkt  $[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-]$

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

Beispiel: Phenolphthalein



HInd  
farblos



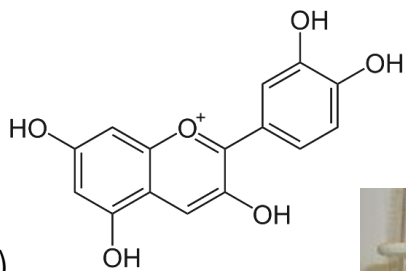
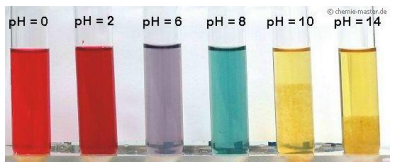
Ind<sup>-</sup>  
rosa

Delokalisation der Elektronen

# Säure-Base-Chemie



## Indikatoren

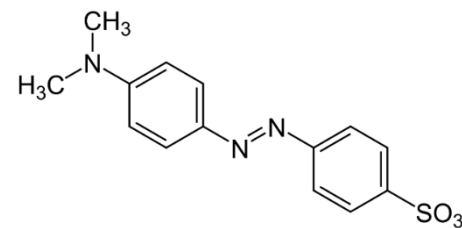
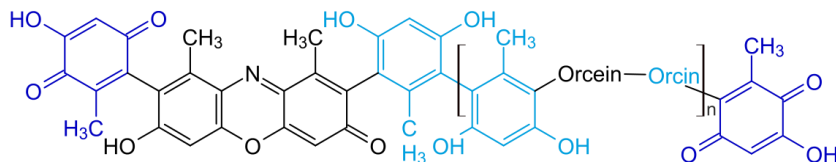


Cyanidinchlorid (Blaukraut)

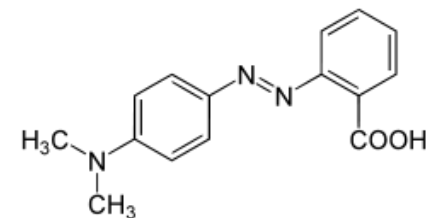


<http://www.kupke-chemie-physik.de/hauptseiten/experimentierarchiv/indikator/indikator.html>

Lackmus (pH 4,5 – 8,3)



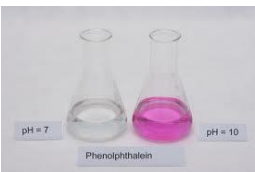
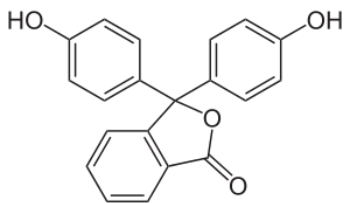
Methylorange (pH 3,1 – 4,4)



Methylrot (pH 4,4 – 6,2)

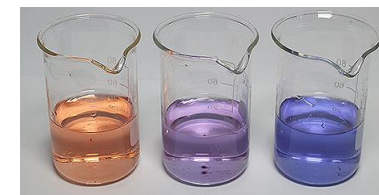


neutral (links), sauer (rechts)



Phenolphthalein (pH 8,7 – 10,7)

Indikator	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Thymolblau	Red	Red	Red	Red	Red	Yellow	Yellow	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue
Methylorange	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Bromkresolgrün	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Methylrot	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Lackmus	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Bromthymolblau	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Phenolphthalein	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless
Thymolphthalein	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless
Alizarinengelb R	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow

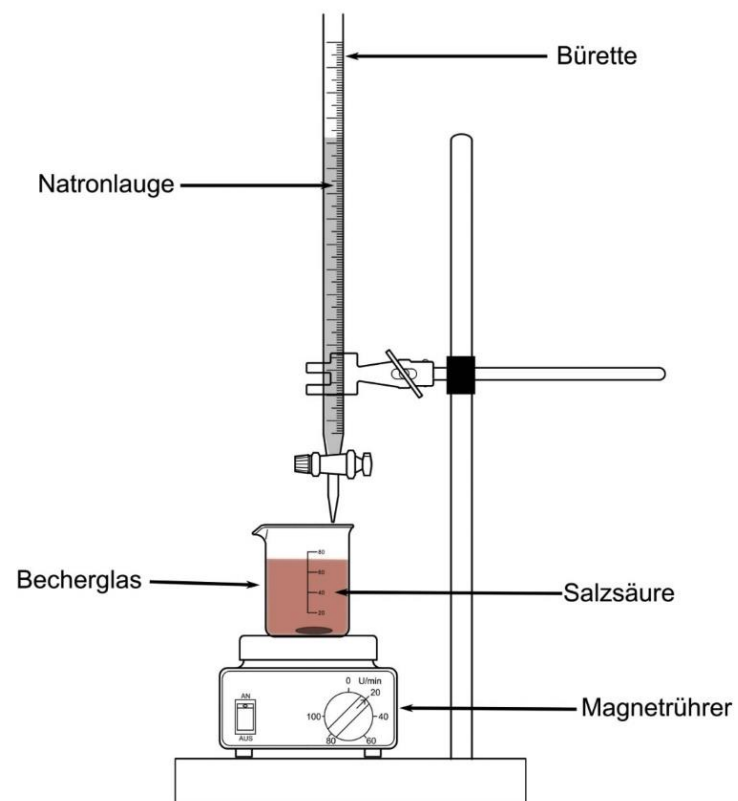
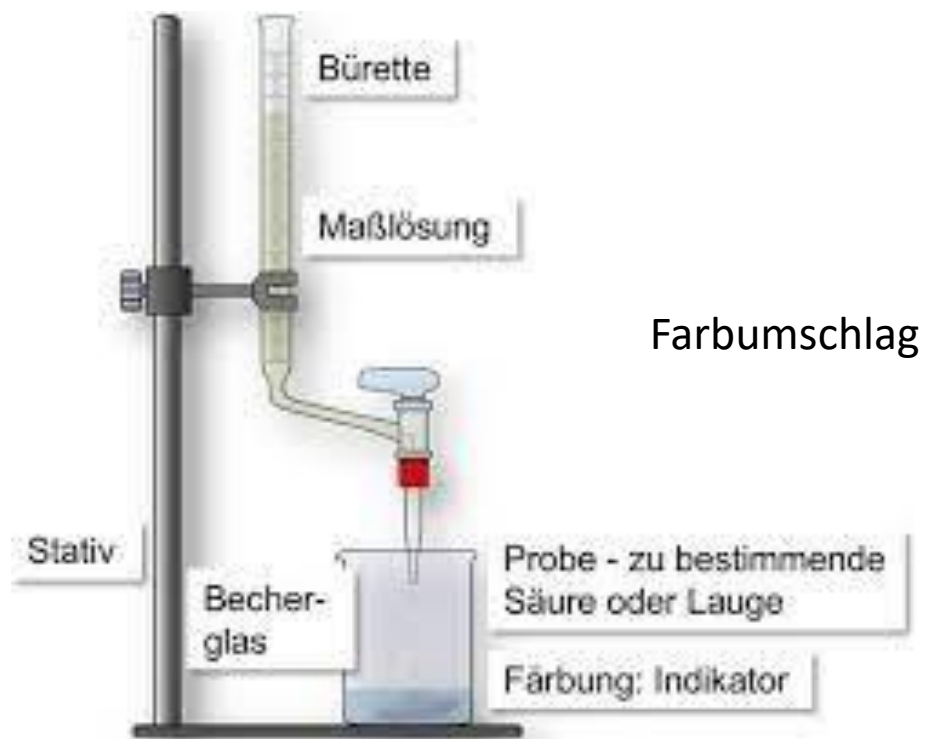


pH=3 (links), pH=7 (Mitte), pH=11 (rechts)



# Säure-Base-Chemie

## Titrationen im Praktikum



pH-Meter

[http://www.digitale-medien.schule/download/MW\\_Titration-Theorie.pdf](http://www.digitale-medien.schule/download/MW_Titration-Theorie.pdf)

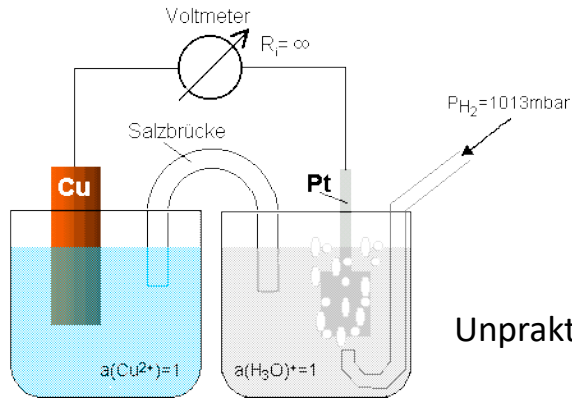
<https://www.u-helmich.de/che/EF/inhaltsfeld-1/4-Carbonsaeuren/titration-1.html>





## pH-Elektrode

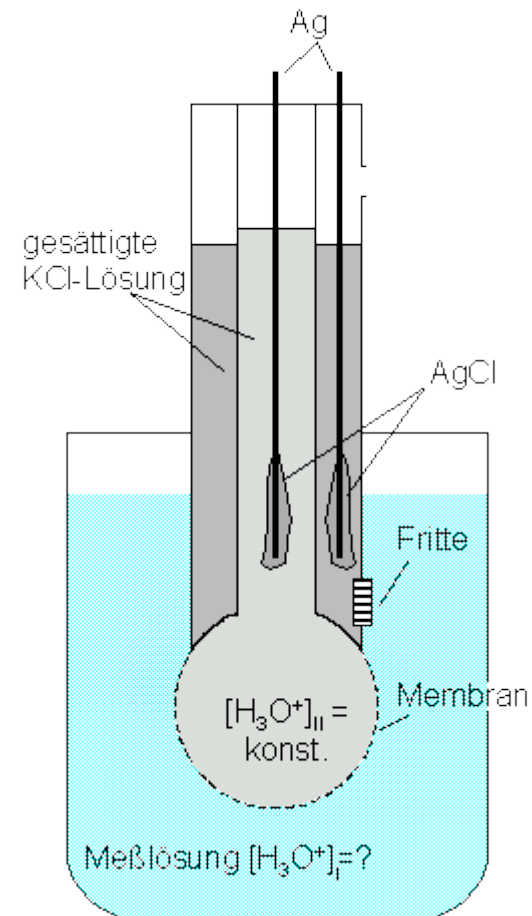
Potentiometrische pH-Messung mit Glaselektrode



Unpraktisch, die Standardwasserstoffelektrode!



Moderne Elektroden zur pH-Wert Messung

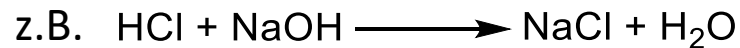
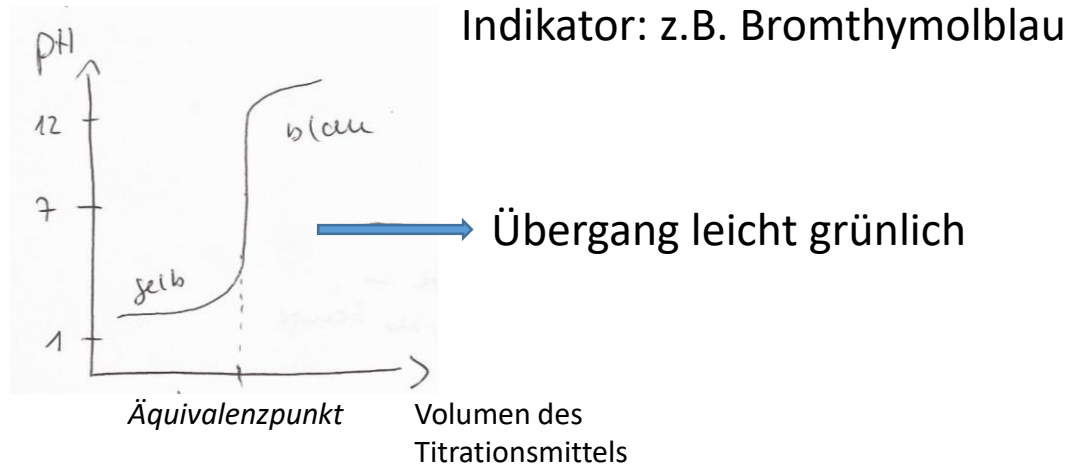


Titrationen

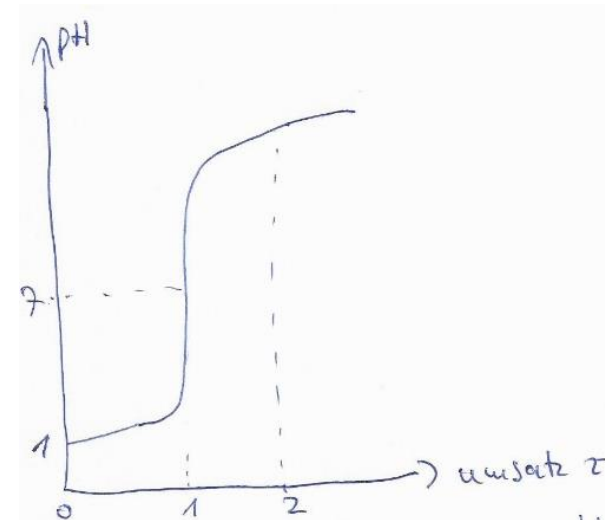
## a) starke Säure + starke Base

Indikatoren

z.B.: HCl (0,1 mol/L) wird mit NaOH (0,1 mol/L) titriert

 $\tau$  = Umsatz

Neutralisation



$\tau = 0$ : am Anfang: nur HCl liegt vor  $\rightarrow c = 0,1 \text{ mol/L}$   
da HCl eine starke Säure ist:

$$\text{pH} = -\lg(0,1) = 1$$

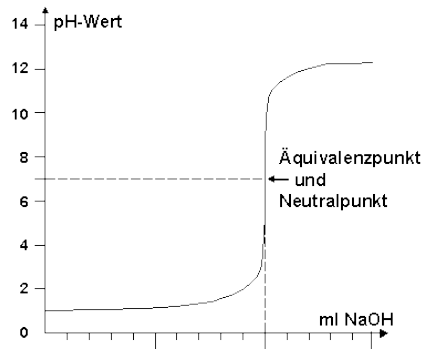
# Säure-Base-Chemie



$\tau = 1$ : alles was an HCl vorhanden ist, ist weg:  
= Äquivalenzpunkt



pH = 7



## b) schwache Säure + starke Base

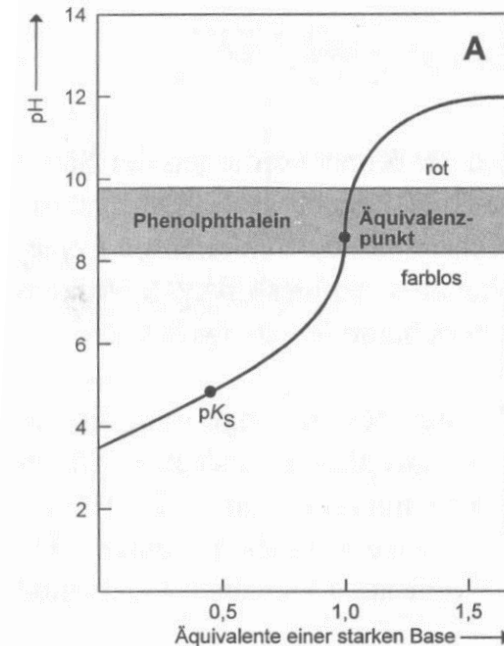
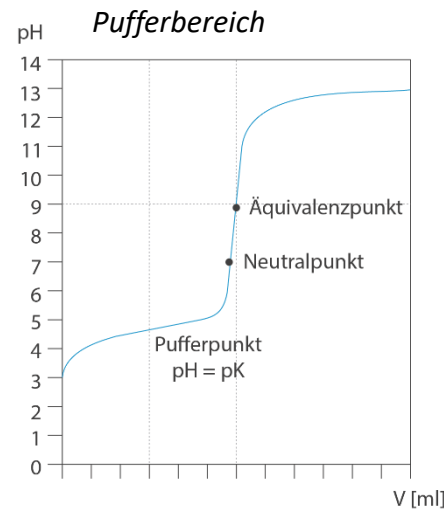
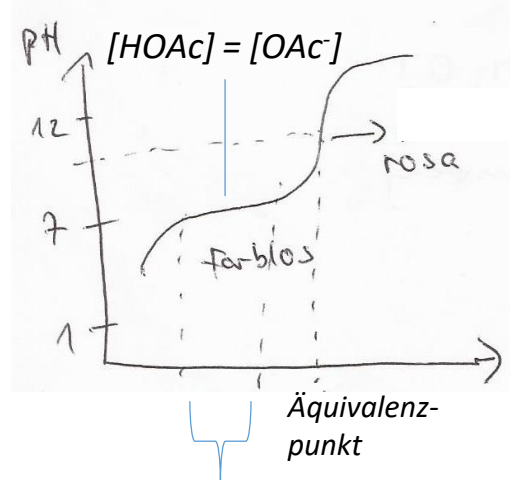
z.B. HOAc + NaOH



bzw.



↓  
Basisch →  
Phenolphthalein  
= Indikator



$\tau = 2$ : nur NaOH liegt noch vor  
da NaOH eine starke Base ist:

$$\text{pOH} = -\lg(0,1) = 1$$

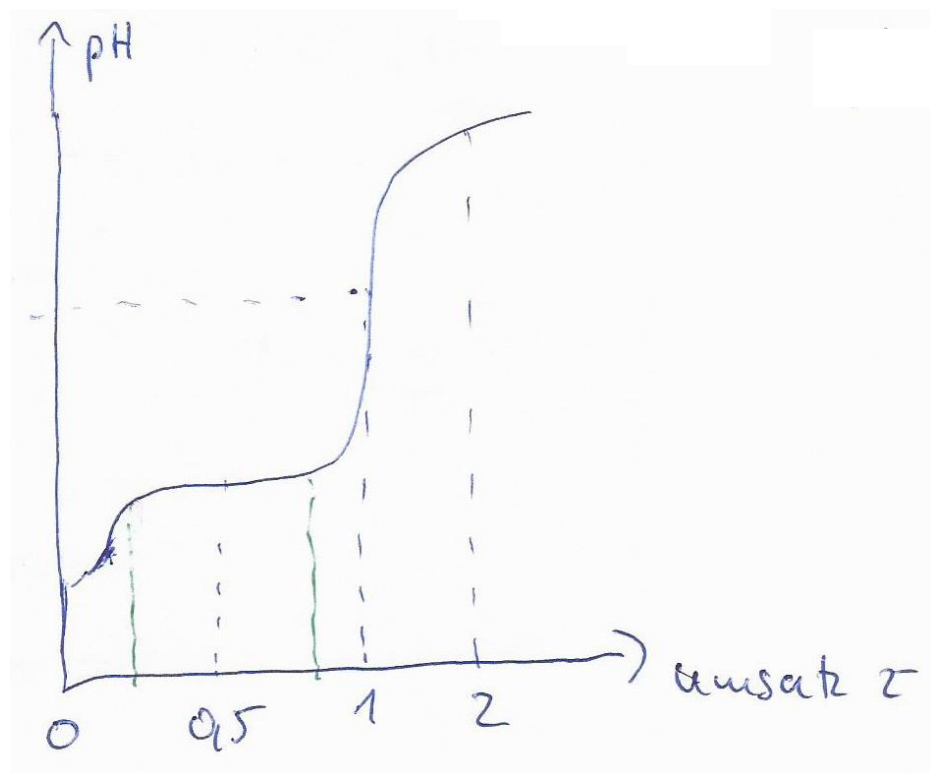
$$\text{pH} = 14 - 1 = 13$$

## Säure-Base-Chemie



z.B.: HOAc (0,1 mol/L) wird mit NaOH (0,1 mol/L) titriert

$\tau$  = Umsatz;  $pK_s$  (HOAc/OAc<sup>-</sup>) = 4,75

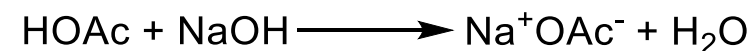


$\tau = 0$ : am Anfang liegt nur HOAc vor:

da HOAc eine schwache Säure ist:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \lg c_0) = \frac{1}{2}(4,75 - (-1)) = 2,87$$

$\tau = 0,5$ : HOAc und OAc<sup>-</sup> liegen in gleichen Mengen vor:



→ aber nicht alles an HOAc wurde „wegtitriert“ (da ja erst  $\tau = 0,5$ )

→ HOAc/OAc<sup>-</sup>

→ Pufferpunkt:  $pH = pK_s = 4,75$

Im Pufferbereich: Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$pH = pK_s - \lg \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$



# Säure-Base-Chemie



$\tau = 1$ : Äquivalenzpunkt

Es liegt nur  $\text{Na}^+\text{OAc}^-$  vor, das aber in  $\text{H}_2\text{O}$  basisch reagiert



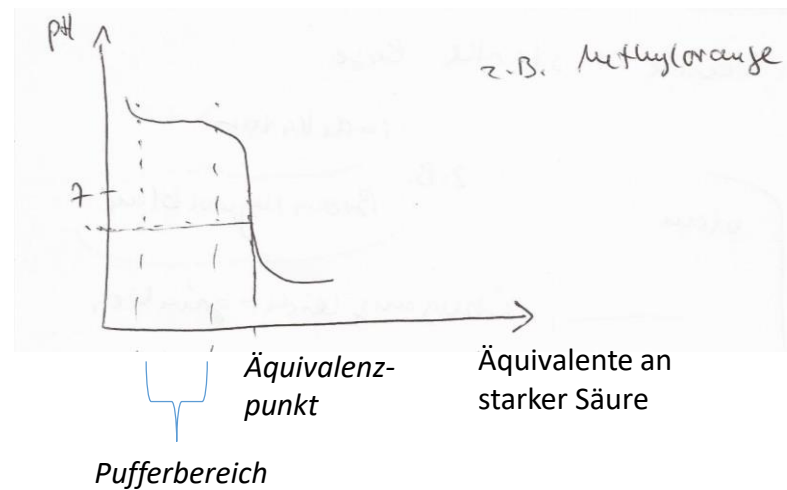
$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_S = 14 - 4,75 = 9,25$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \lg c_0) = \frac{1}{2}(9,25 - (-1)) = 5,12$$

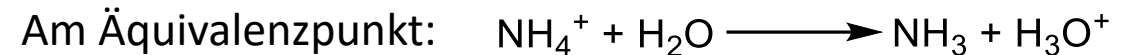
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,8$$

→ Indikatoren verwenden, die einen Umschlagsbereich zwischen  $\text{pH} = 7$  und  $\text{pH} = 10$  haben

## c) starke Säure + schwache Base

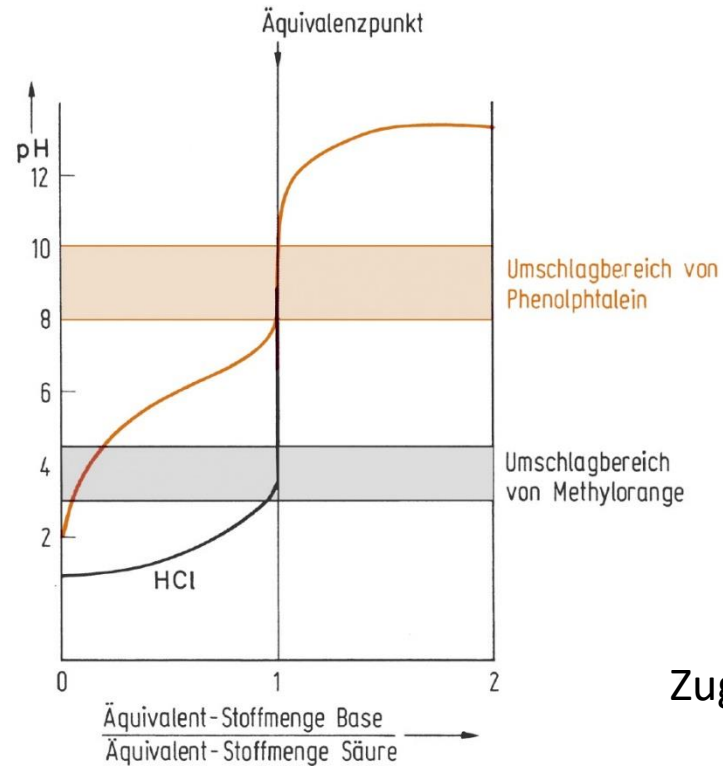
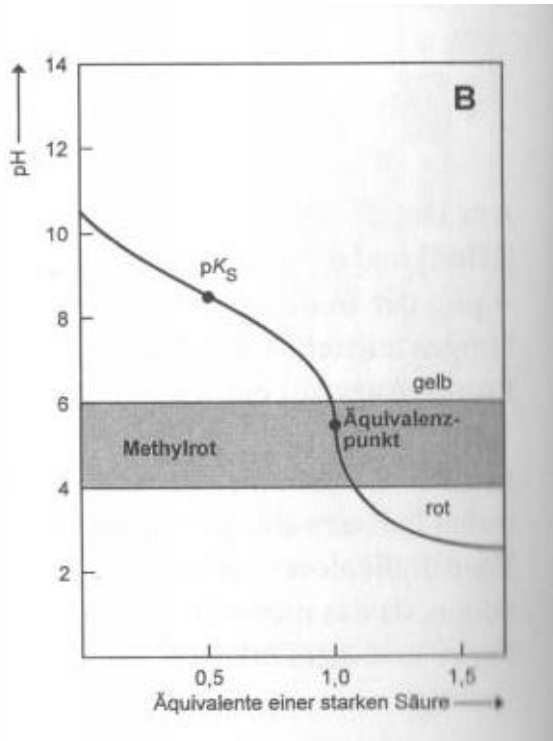


Im Pufferbereich:  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 = 1:1$



→ Äquivalenzpunkt im Sauren

# Säure-Base-Chemie



© 2007 Walter de Gruyter, Riedel/Jariak: Anorganische Chemie.

## d) schwache Base + schwache Säure

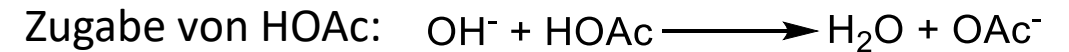
z.B.  $\text{NH}_3$  wird mit  $\text{HOAc}$  titriert



→ am Anfang ist die Lösung basisch → schwache Base:

$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s(\text{NH}_3/\text{NH}_4^+)$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \lg c_0) \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$



Im Pufferbereich:  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  liegen vor

Weitere Zugabe von  $\text{HOAc}$  bis alles an  $\text{OH}^-$  bzw.  $\text{NH}_3$  verbraucht ist:

→ Äquivalenzpunkt

Umschlagsbereich der Indikatoren muss ermittelt werden

## Säure-Base-Chemie



Am Äquivalenzpunkt:  $\text{NH}_4^+ + \text{OAc}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{HOAc}$  (Ammoniumacetat  $\text{NH}_4\text{OAc}$  ist ein Ampholyt, da es  $\text{H}^+$  auf- und abgeben kann.)

pH-Wert-Berechnung: Gleichung für Ampholyte verwenden:

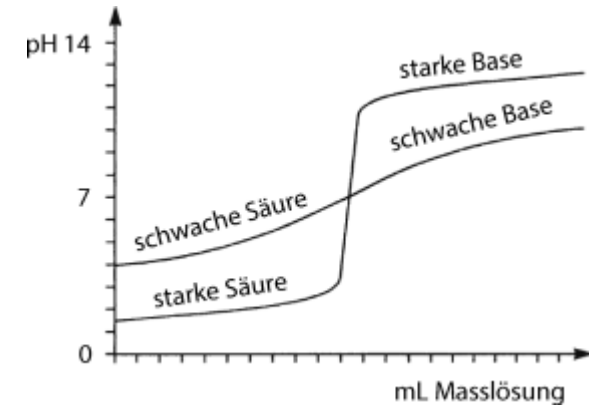
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) + \text{pK}_s(\text{HOAc}/\text{OAc}^-)) = \frac{1}{2}(9,25 + 4,75) = 7$$

Weitere Zugabe von HOAc: → Pufferbereich:  $\text{OAc}^-/\text{HOAc}$  liegen vor

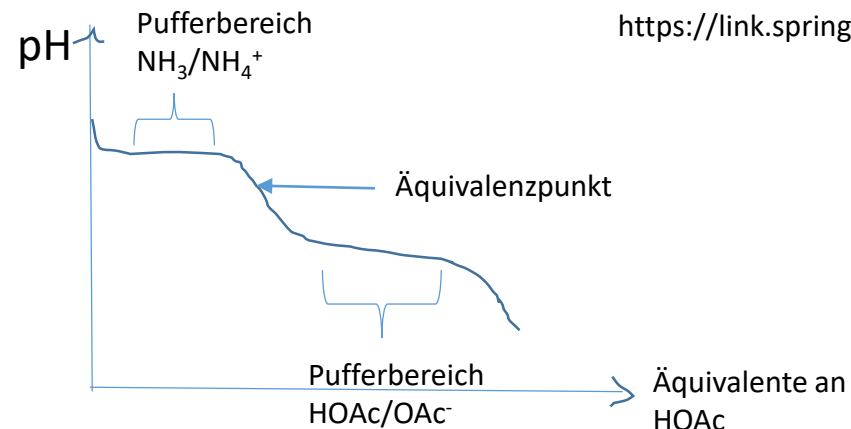
Weitere Zugabe von HOAc: HOAc und  $\text{NH}_4^+$  (als  $\text{NH}_4^+\text{OAc}^-$ , da Ladungen ausgeglichen sein müssen)

HOAc überwiegt: schwache Säure

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \lg c_0)$$



[https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6\\_4](https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6_4)



## Säure-Base-Chemie

