



# Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4  
Säure-Base-Chemie Teil 3

07.11.2025



# 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**.

$$K_S = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow -\lg(K_S) = -\lg \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \rightarrow \text{z.B. HOAc/OAc}^-$$

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

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

 $\equiv$ 

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

**Henderson-Hasselbalch-Gleichung**

# Säure-Base-Chemie



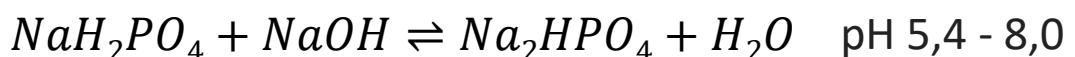
Beispiele:

**Acetat-Puffer**



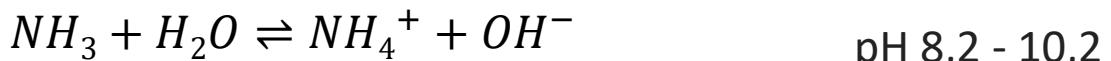
pH 3,7 - 5,7

**Phosphat-Puffer**

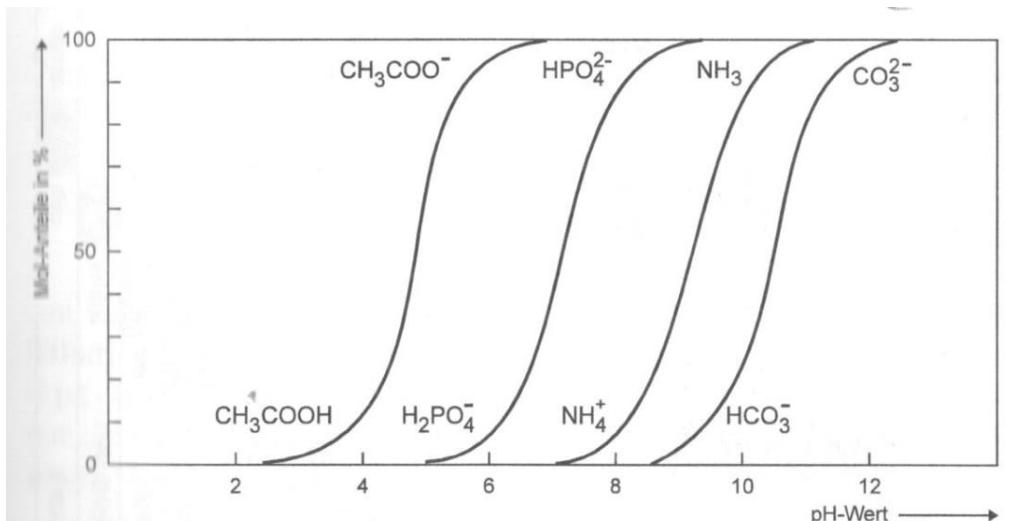


pH 5,4 - 8,0

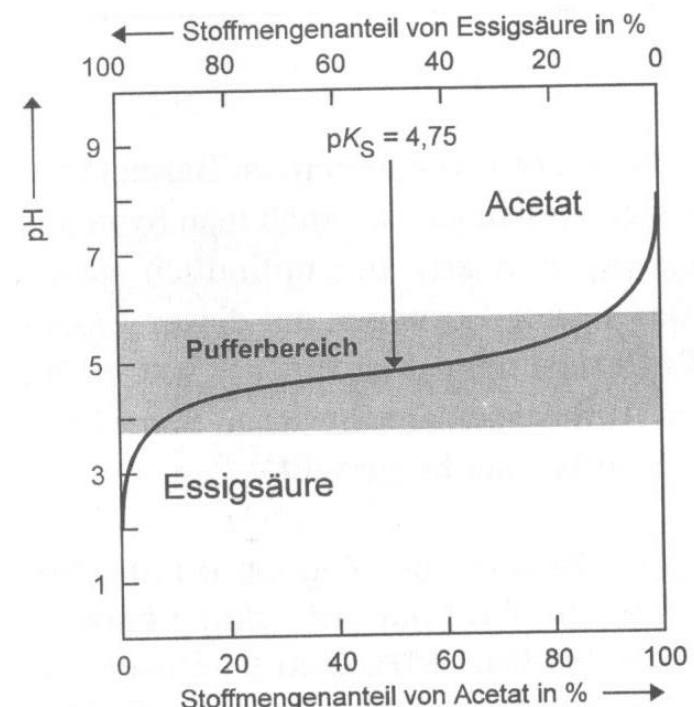
**Ammoniak-Puffer**



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 → 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 → 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  $H_2O$  → beide Reaktionsprodukte tragen nicht zur pH-Änderung bei → Protolysegleichgewicht verschiebt sich nach rechts,  $OH^-$ -Ionen werden von HA gepuffert. Erst wenn  $[A^-]/[HA]$ -Verhältnis von 10 erreicht wird → 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



## *Herleitung der Amphoty-Gleichung*

Die Deprotonierung (bzw. Protonierung) der funktionellen Gruppen in Abhängigkeit vom pH-Wert lassen sich mit der Puffer-Gleichung beschreiben. Dabei gilt für die Carboxylfunktion:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S}1} + \lg [\text{HA}]/[\text{H}_2\text{A}^+].$$

Für die Aminofunktion gilt:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S}2} + \lg [\text{A}^-]/[\text{HA}].$$

*Isoelektrischer Punkt (IP): Anzahl der positiven Ladungen = Anzahl der negativen Ladungen, d.h. nach außen neutral, keine Ionen-Beweglichkeit im elektrischen Feld.*

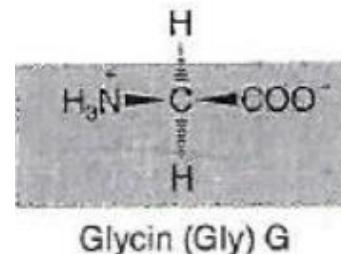
Herleitung des pH-Wertes (für neutrale AS), für den der IP erreicht ist ( $\text{pH}_{\text{IP}}$ ) aus der Puffergleichung: Umformen der beiden genannten Puffergleichungen ergibt

$$\lg [\text{H}_2\text{A}^+] = -\text{pH} + \text{p}K_{\text{S}1} + \lg [\text{HA}] \quad \text{bzw.}$$

$$\lg [\text{A}^-] = \text{pH} - \text{p}K_{\text{S}2} + \lg [\text{HA}].$$

$$\text{Für den IP gilt: } [\text{H}_2\text{A}^+] = [\text{A}^-].$$

Alles an COOH-AS deprotoniert (umgesetzt zu  $\text{COO}^-$ -AS): **Äquivalenzpunkt = isoelektrischer Punkt**



Zwitterion = Amphoty liegt vor:

pH-Wert-Gleichung für Amphoty:

$$\text{pH}_{\text{IP}} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{S}1} + \text{p}K_{\text{S}2})$$

# Säure-Base-Chemie



Quelle: Prof. Böttcher

Gleichsetzen beider Gleichungen ergibt für den  $\text{pH}_{\text{IP}}$ :

$$-\text{pH}_{\text{IP}} + \text{p}K_{\text{S}1} + \lg [\text{HA}] = \text{pH}_{\text{IP}} - \text{p}K_{\text{S}2} + \lg [\text{HA}]$$

somit schließlich:

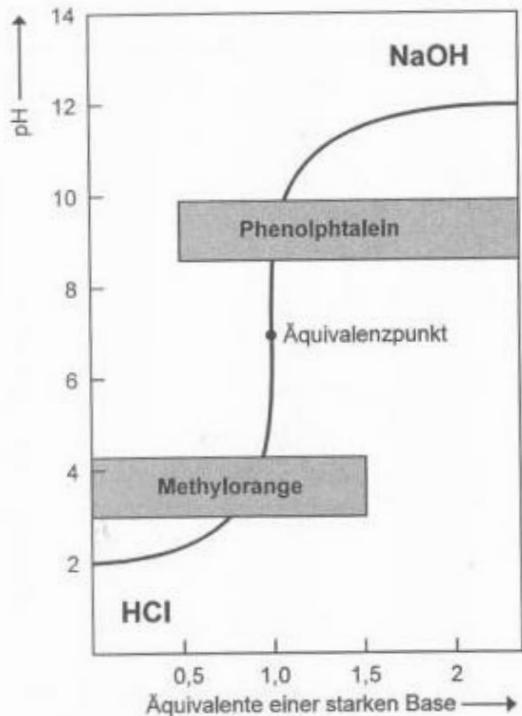
$$\text{pH}_{\text{IP}} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{S}1} + \text{p}K_{\text{S}2})$$

In analoger Weise lassen sich die Gleichungen für die AS mit basischer bzw. saurer Seitenkette herleiten.



# Säure-Base-Chemie

## Titrationen



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

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

Verschiedene Säure-Base-Indikatoren stehen zur Auswahl.

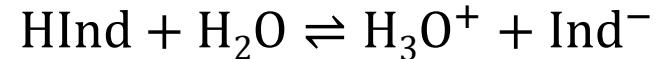
### Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren):

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

Protonenübergangsgleichgewicht:



Farbe der  
sauren Form

Farbe der  
basischen Form

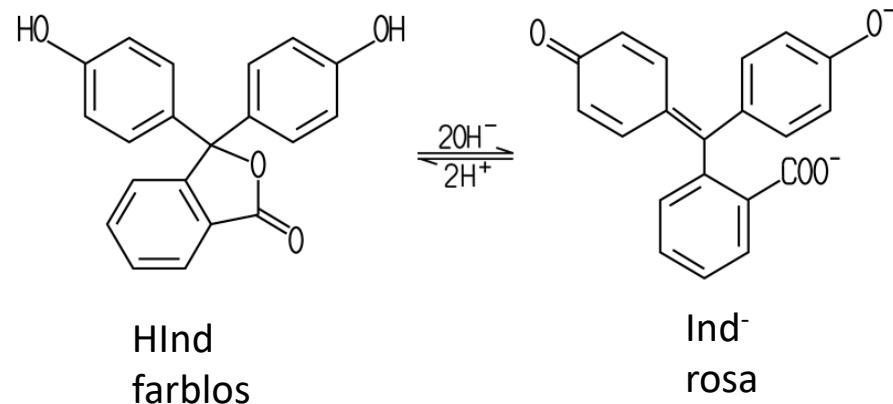
$$\text{pH} = \text{pK}_S + \lg \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

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

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

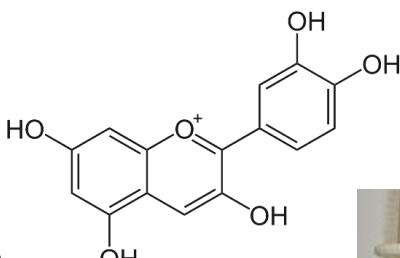
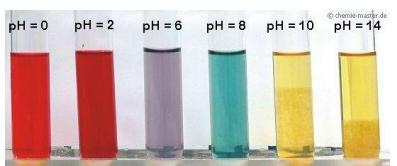
Beispiel: Phenolphthalein



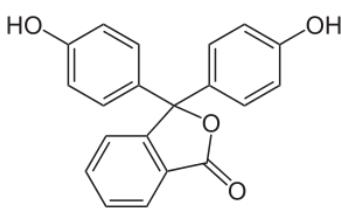
Delokalisation der Elektronen



# Säure-Base-Chemie

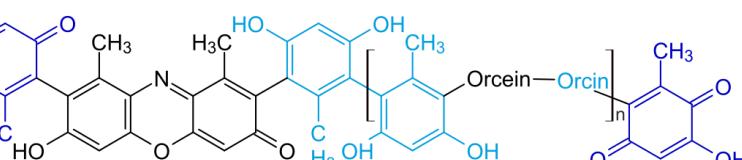


Cyanidinchlorid (Blaukraut)



Phenolphthalein (pH 8,7 – 10,7)

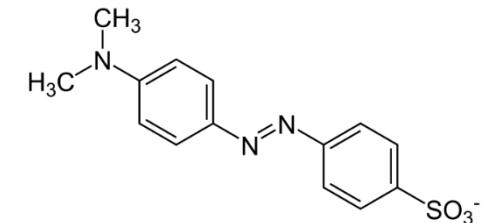
Indikator	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Thymolblau	Red	Yellow	Blue												
Methylorange	Red	Yellow													
Bromkresolgrün	Yellow	Green													
Methylrot	Red	Yellow													
Lackmus	Red	Yellow													
Bromthymolblau	Yellow	Blue													
Phenolphthalein	Colorless							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



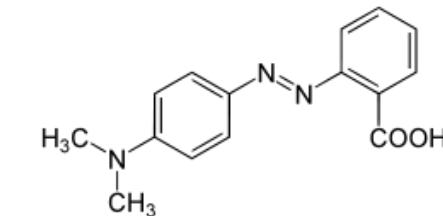
Lackmus (pH 4,5 – 8,3)



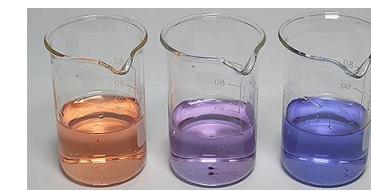
<http://www.kupke-chemie-physik.de/hauptseiten/experimentieragarchiv/indikator/indikator.html>



Methylorange (pH 3,1 – 4,4)



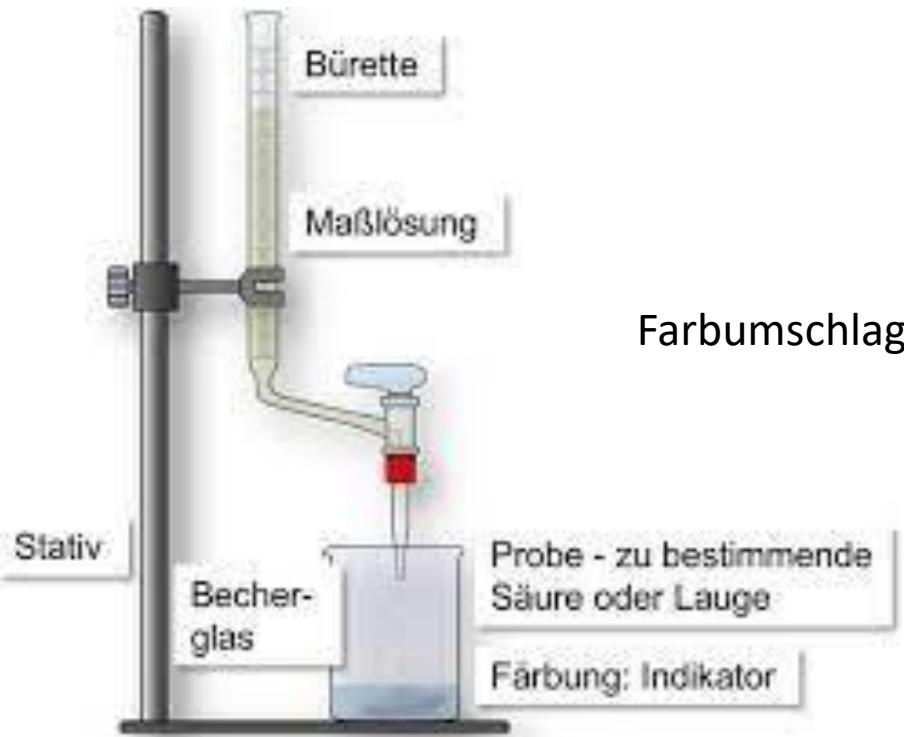
Methylrot (pH 4,4 – 6,2)



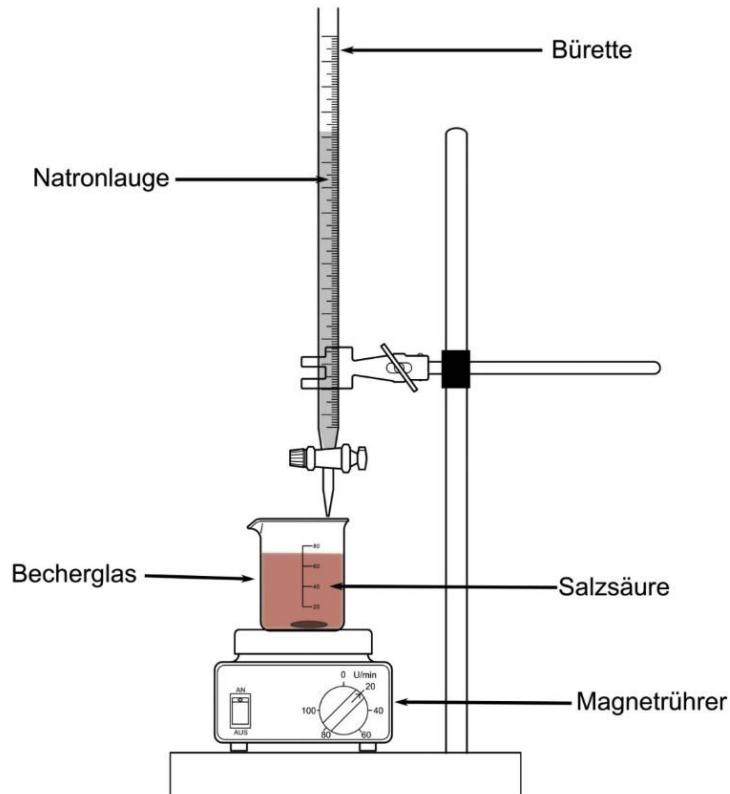
pH=3 (links), pH=7 (Mitte), pH=11 (rechts)

# Säure-Base-Chemie

## Titrationen im Praktikum



Farbumschlag



pH-Meter

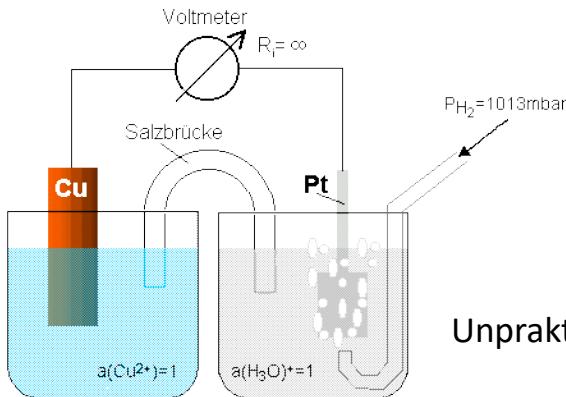
[http://www.digitale-medien.schule/download/MW\\_Titration-Theorie.pdf](http://www.digitale-medien.schule/download/MW_Titration-Theorie.pdf)

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



# Säure-Base-Chemie

## pH-Elektrode

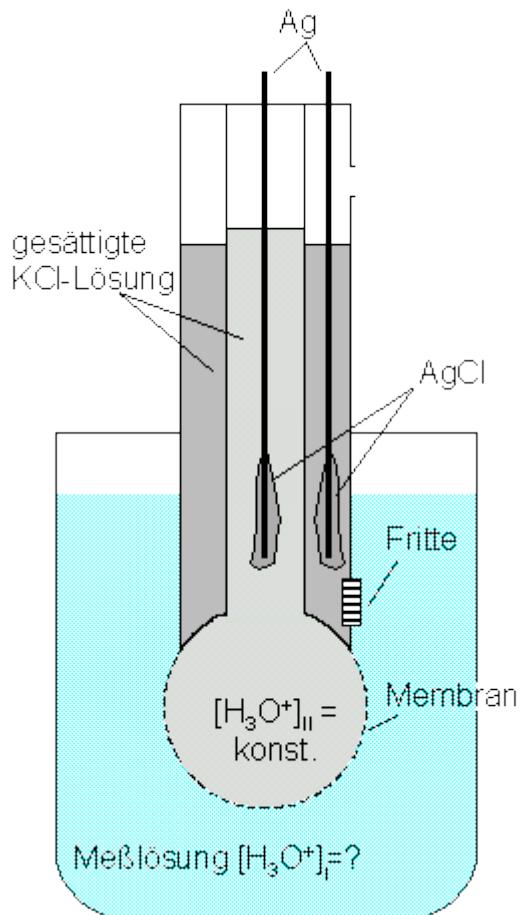


Unpraktisch, die Standardwasserstoffelektrode!



Moderne Elektroden zur pH-Wert Messung

Potentiometrische pH-Messung mit Glaselektrode





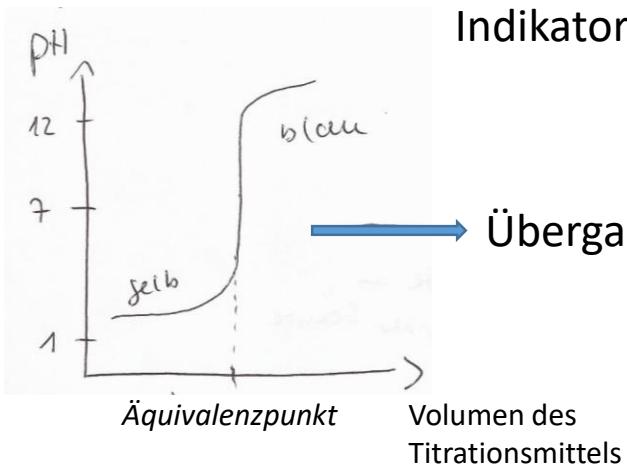
# Säure-Base-Chemie

## Titrationen

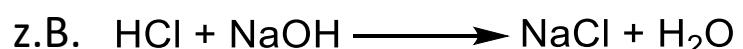
a) starke Säure + starke Base

Indikatoren

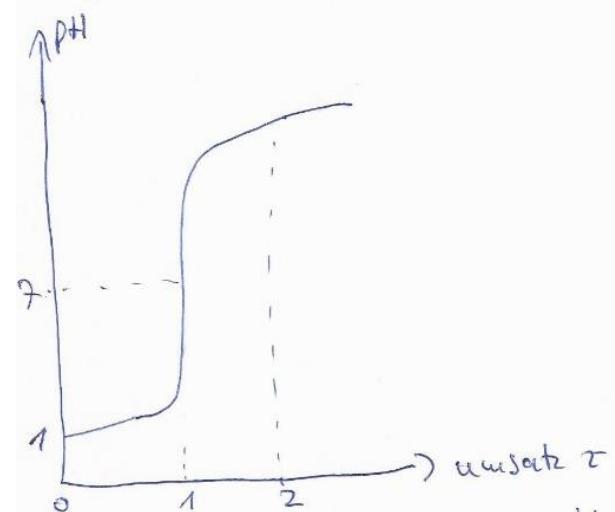
z.B.: HCl (0,1 mol/L) wird mit NaOH (0,1 mol/L) titriert  
 $\tau$  = Umsatz



Indikator: z.B. Bromthymolblau



Neutralisation



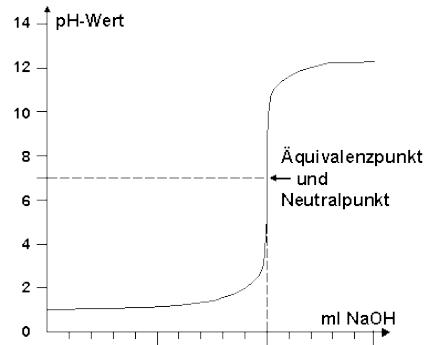
$\tau = 0$ : am Anfang: nur HCl liegt vor  $\rightarrow c = 0,1 \text{ mol/L}$   
da HCl eine starke Säure ist:  
 $\text{pH} = -\lg(0,1) = 1$

# Säure-Base-Chemie

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



$$\text{pH} = 7$$



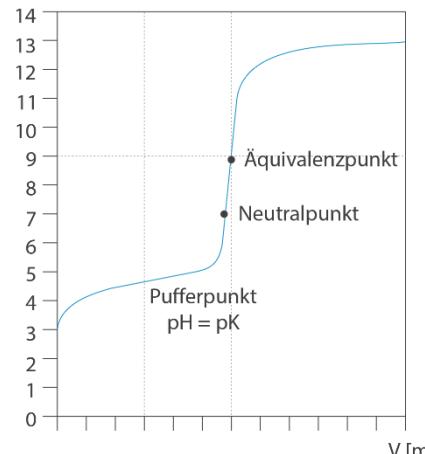
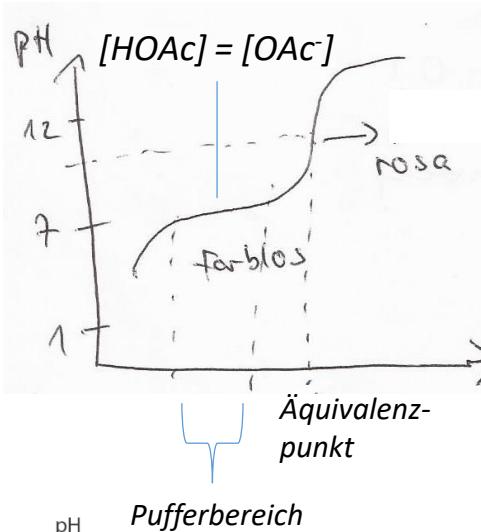
$\tau = 2$ : nur NaOH liegt noch vor

da NaOH eine starke Base ist:

$$pOH = -\lg(0,1) = 1$$

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

### b) schwache Säure + starke Base



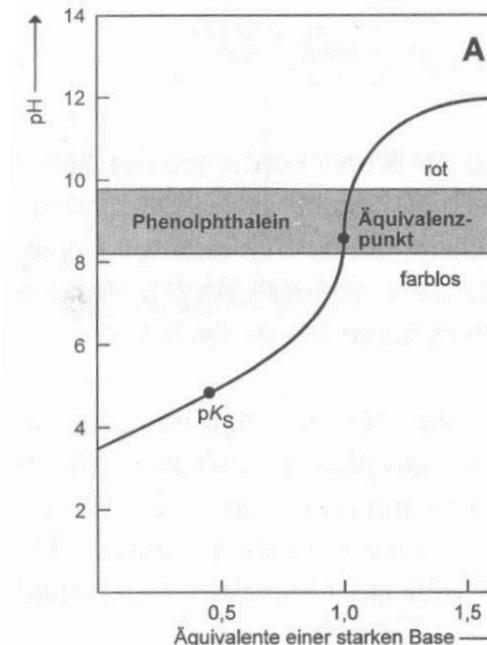
z.B. HOAc + NaOH



bzw.



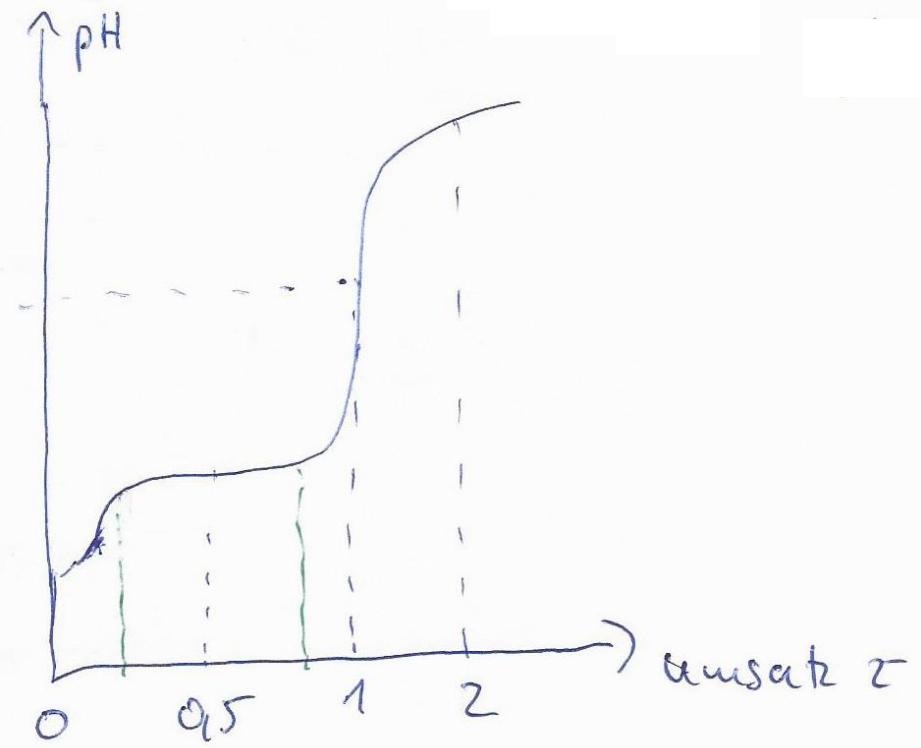
Basisch →  
Phenolphthalein  
= Indikator



# 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

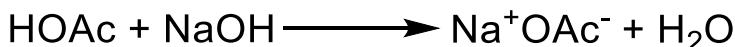


$\tau = 0$ : am Anfang liegt nur HOAc vor:

da HOAc eine schwache Säure ist:

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

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



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



Im Pufferbereich: Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

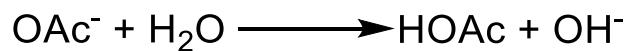
$$\text{pH} = pK_s - \lg \frac{[\text{HOAc}]}{[\text{OAc}^-]}$$



# Säure-Base-Chemie

$\tau = 1$ : Äquivalenzpunkt

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



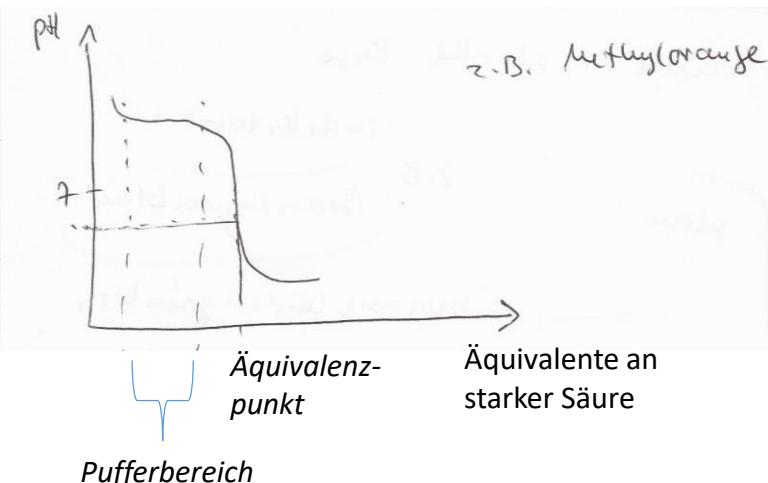
$$\text{pK}_B = 14 - \text{pK}_s = 14 - 4,75 = 9,25$$

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

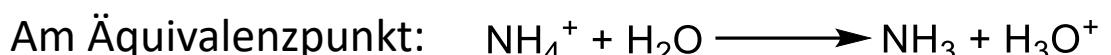
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,8$$

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

## c) starke Säure + schwache Base



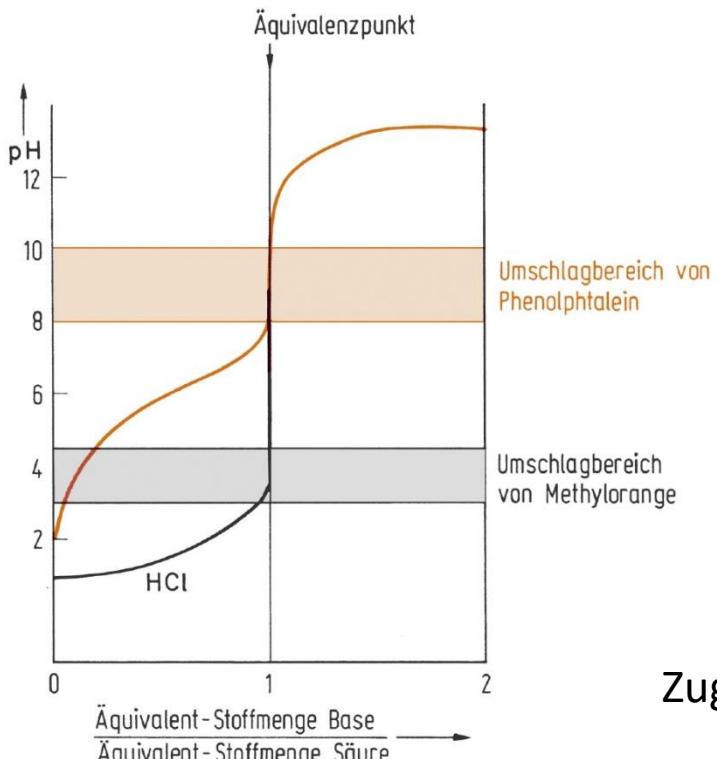
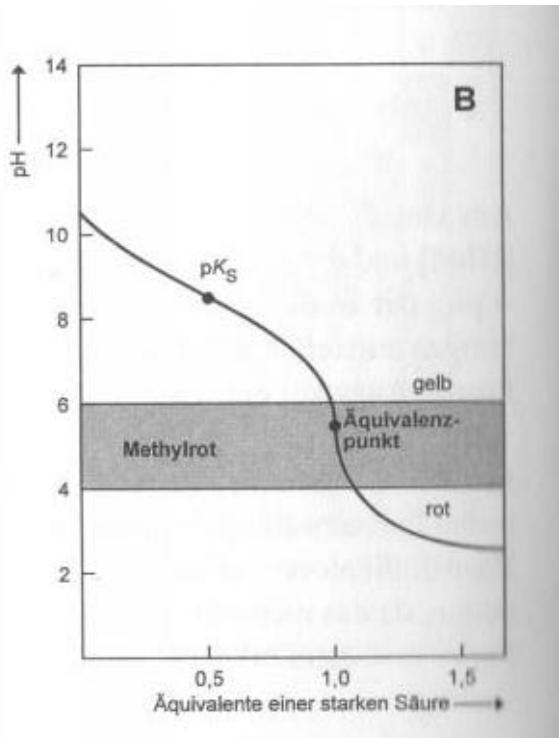
$$\text{Im Pufferbereich: } \text{NH}_4^+/\text{NH}_3 = 1:1$$



→ Äquivalenzpunkt im Sauren



# Säure-Base-Chemie



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

Umschlagsbereich der Indikatoren muss ermittelt werden

## d) schwache Base + schwache Säure

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



→ am Anfang ist die Lösung basisch → schwache Base:

$$pK_B = 14 - pK_s(\text{NH}_3/\text{NH}_4^+)$$

$$p\text{OH} = \frac{1}{2}(pK_B - \lg c_0) \quad \text{pH} = 14 - p\text{OH}$$

Zugabe von  $\text{HOAc}$ :  $\text{OH}^- + \text{HOAc} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OAc}^-$

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

# 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:

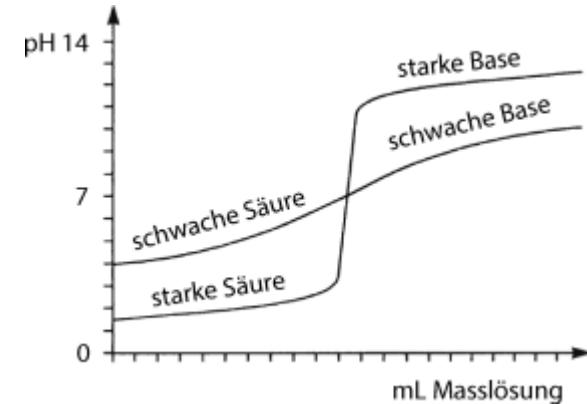
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) + \text{pK}_s(\text{HOAc}/\text{OAc}^-)) = \frac{1}{2}(9,25 + 4,75) = 7$$

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

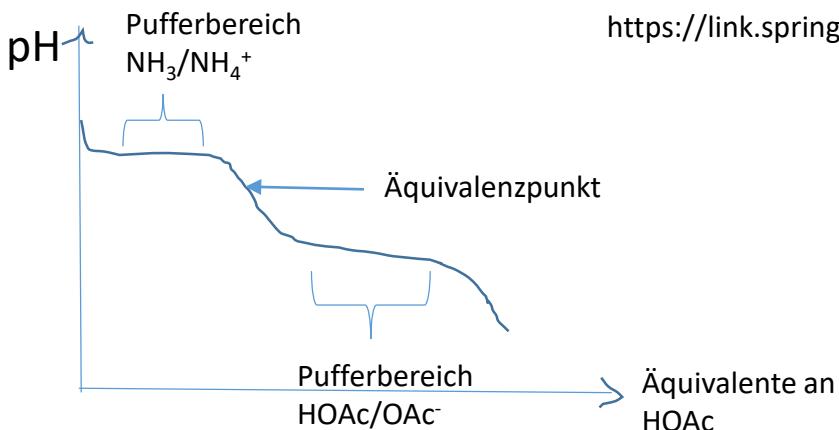
Weitere Zugabe von HOAc: HOAc und  $\text{NH}_4^+$  (als  $\text{NH}_4^+\text{OAc}^-$ , da Ladungen ausgeglichen sein müssen)

HOAc überwiegt: schwache Säure

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

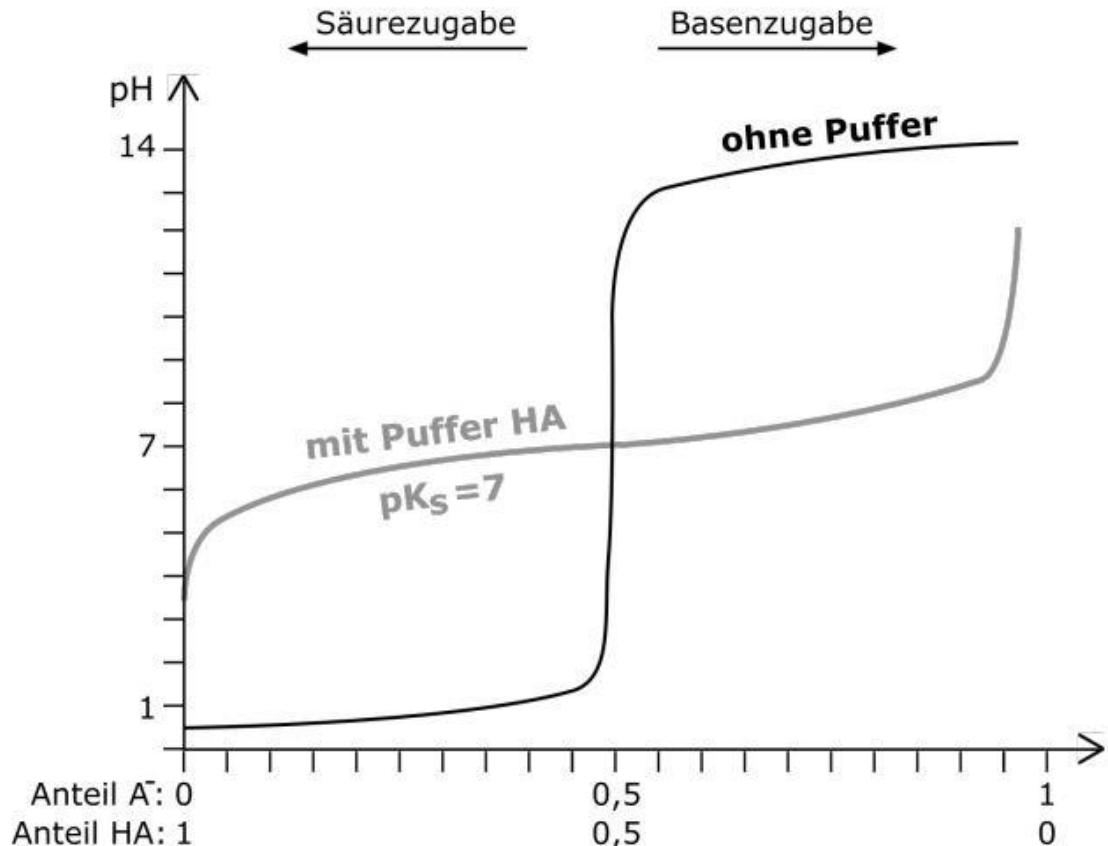


[https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6\\_4](https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6_4)





# Säure-Base-Chemie

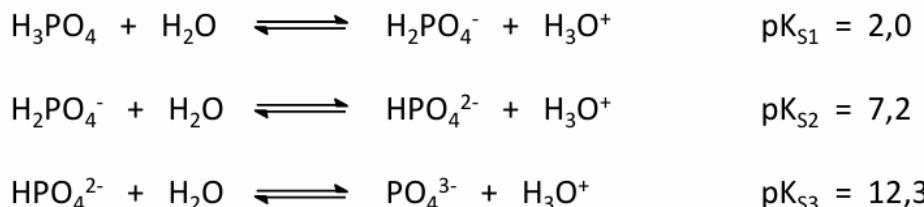
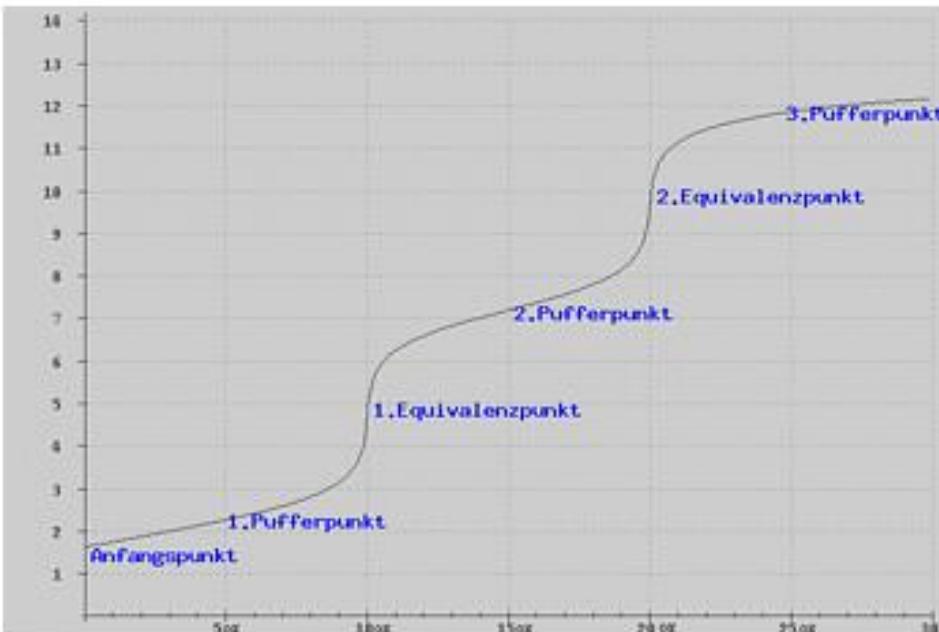




# Säure-Base-Chemie

## Titration von Phosphorsäure

Skizzieren Sie die Titrationskurve für die Titration von 1 M Phosphorsäure mit 0,1 M Kalilauge!  
 Beschriften Sie beide Achsen des Graphen und markieren Sie charakteristische Punkte! Aus welchen beiden Verbindungen stellen Sie einen Phosphatpuffer her und nach welcher Gleichung kann man den pH-Wert am Pufferpunkt berechnen?



**Säurestärke nimmt zu**

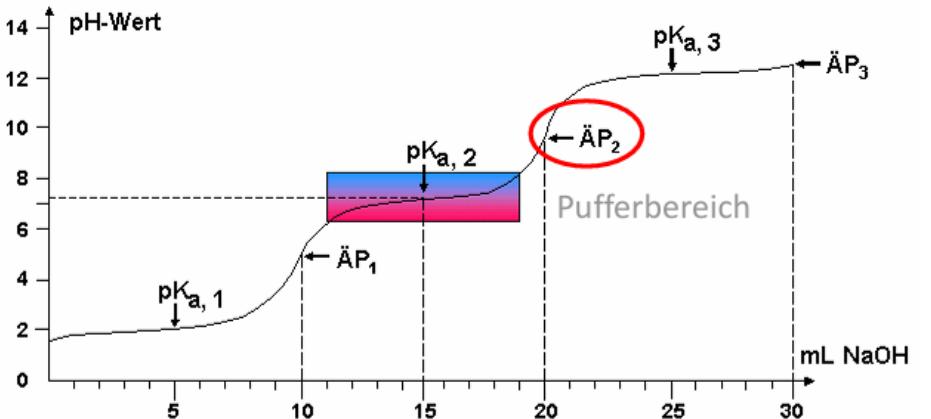
- Anfangspunkt: Umsatz ist 0: nur Phosphorsäure vorhanden → keine starke Säure:  
 α ca. **3,1** → konzentrierte mittelstarke Säure ist als schwache Säure zu betrachten

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

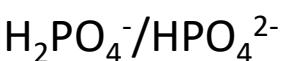
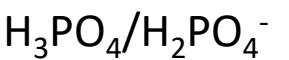
oder als mittelstarke Säure zu bet

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{1}{2} \times K_s + \sqrt{\frac{1}{4} \times K_s^2 + K_s \times c_0} = 0,037 \text{ mol/L}$$

# Säure-Base-Chemie

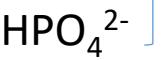


Zwei Pufferpunkte (da schwache Säure) : Henderson-Hasselbalch-Gleichung:



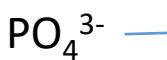
$$\text{pH} = \text{pK}_S - \lg \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{oder} \quad \text{pH} = \text{pK}_S + \lg \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Drei Äquivalenzpunkte:



können Proton aufnehmen **UND** abgeben: Ampholyte

$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_S(\text{BH}^+) + \text{pK}_S(\text{HA}))$$



→ kann nur Proton aufnehmen → reagiert schwach basisch

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

Am Ende KOH: starke Base

$$\text{pOH} = -\lg c_0$$