

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**.

z.B. HOAc/OAc⁻

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

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

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

=

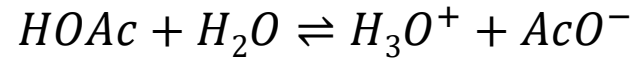
$$\text{pH} = \text{p}K_S - \lg \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

Säure-Base-Chemie

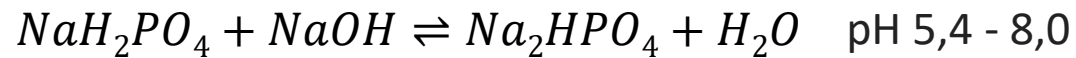
Beispiele:

Acetat-Puffer



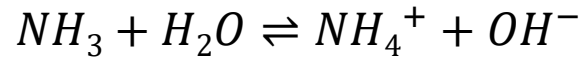
pH 3,7 - 5,7

Phosphat-Puffer

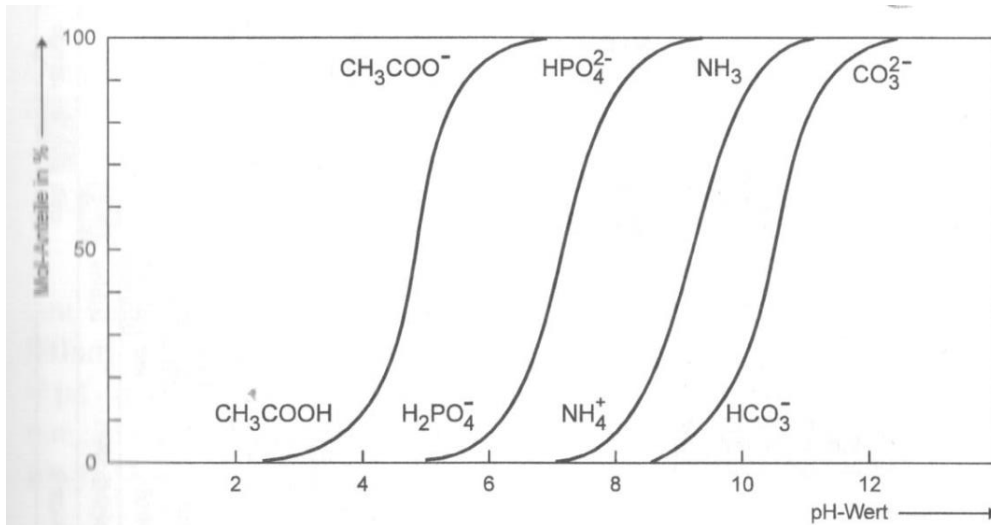


pH 5,4 - 8,0

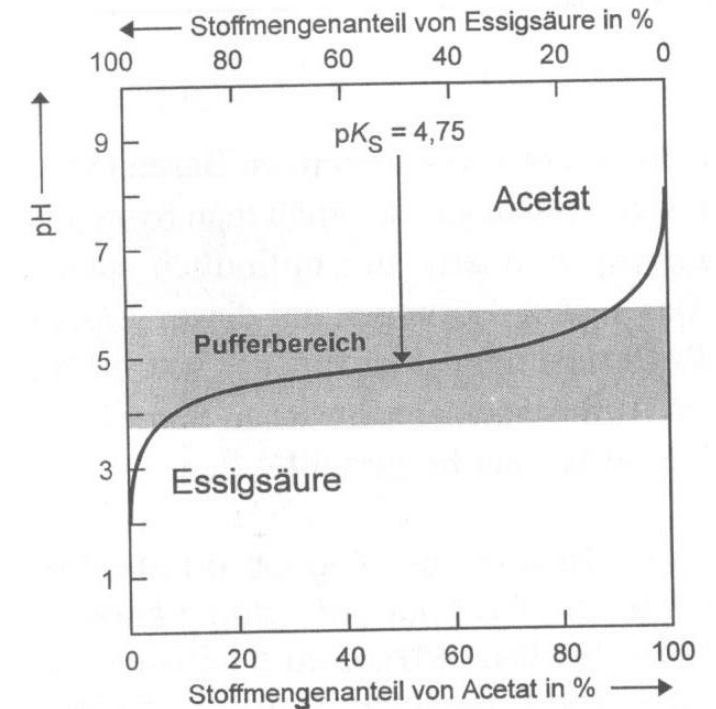
Ammoniak-Puffer



pH 8,2 - 10,2



Verschiedene
Puffersysteme decken
bestimmte Arbeits-
bereiche 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



Herleitung der Ampholyt-Gleichung

Quelle: Prof. Böttcher

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

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S1}} + \lg [\text{HA}]/[\text{H}_2\text{A}^+].$$

Für die Aminofunktion gilt:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{S2}} + \lg [\text{A}^-]/[\text{HA}].$$

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

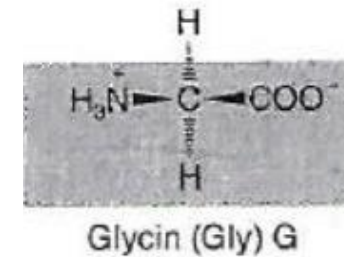
Herleitung des pH-Wertes (für neutrale AS), für den der IP erreicht ist (pH_{IP}) aus der Puffergleichung: Umformen der beiden genannten Puffergleichungen ergibt

$$\lg [\text{H}_2\text{A}^+] = -\text{pH} + \text{p}K_{\text{S1}} + \lg [\text{HA}] \quad \text{bzw.}$$

$$\lg [\text{A}^-] = \text{pH} - \text{p}K_{\text{S2}} + \lg [\text{HA}].$$

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

Alles an COOH-AS deprotoniert (umgesetzt zu COO^- -AS): **Äquivalenzpunkt = isoelektrischer Punkt**



Zwitterion = Ampholyt liegt vor:

pH-Wert-Gleichung für Ampholyte:

$$\text{pH}_{\text{IP}} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{S1}} + \text{p}K_{\text{S2}})$$

Säure-Base-Chemie



Quelle: Prof. Böttcher

Gleichsetzen beider Gleichungen ergibt für den pH_{IP} :

$$-\text{pH}_{\text{IP}} + \text{p}K_{\text{S1}} + \lg [\text{HA}] = \text{pH}_{\text{IP}} - \text{p}K_{\text{S2}} + \lg [\text{HA}]$$

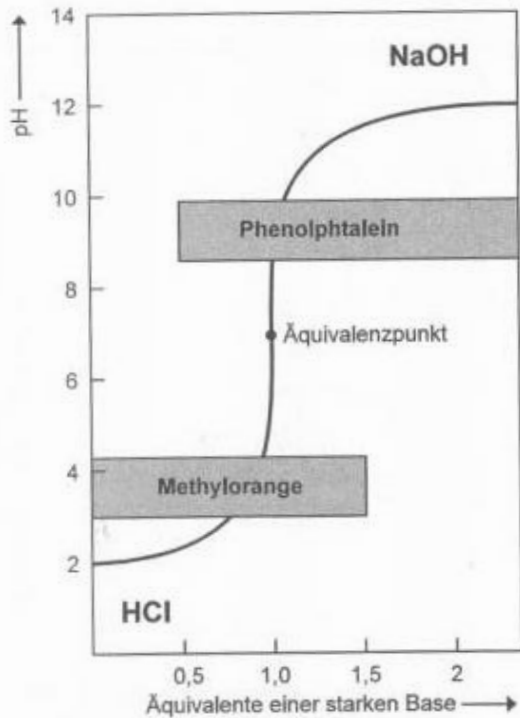
somit schließlich:

$$\text{pH}_{\text{IP}} = \frac{1}{2} (\text{p}K_{\text{S1}} + \text{p}K_{\text{S2}})$$

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.

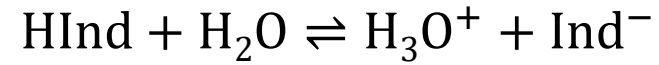
Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren):

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

Farbe der
basischen Form

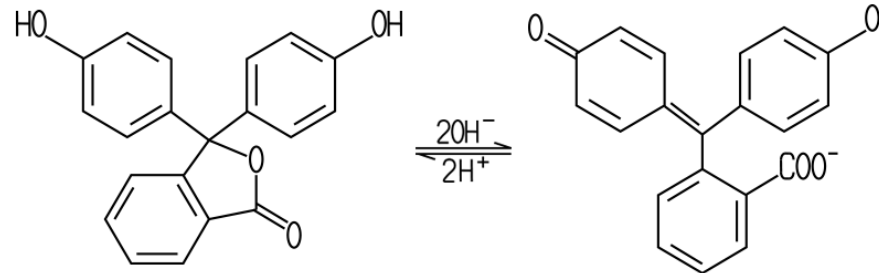
$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

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

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

Beispiel: Phenolphthalein



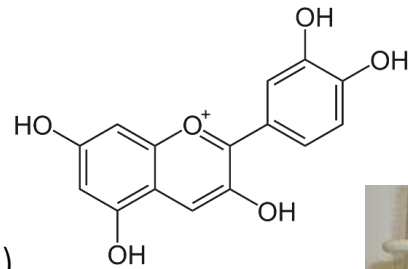
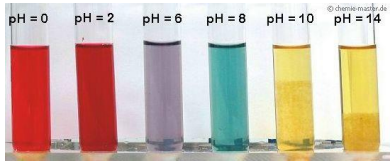
HInd
farblos

Ind⁻
rosa

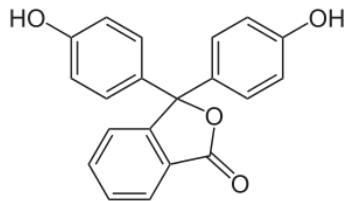
Delokalisation der Elektronen

Säure-Base-Chemie

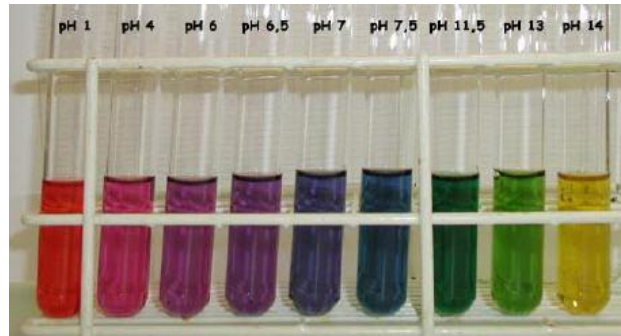
Indikatoren



Cyanidinchlorid (Blaukraut)

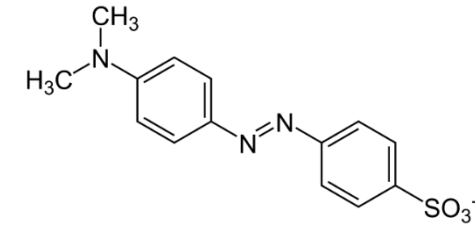
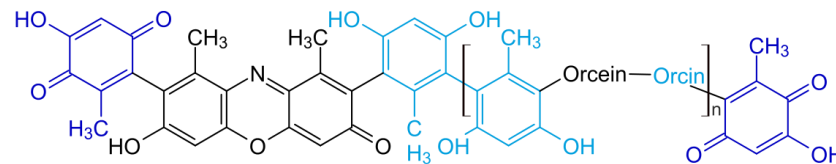


Phenolphthalein (pH 8,7 – 10,7)

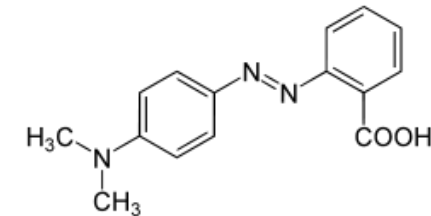


<http://www.kupke-chemie-physik.de/hauptseiten/experimentierarchiv/indikator/indikator.html>

Lackmus (pH 4,5 – 8,3)



Methylorange (pH 3,1 – 4,4)

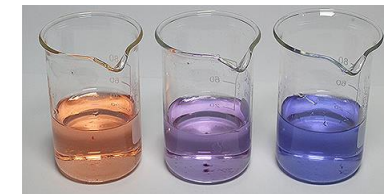


Methylrot (pH 4,4 – 6,2)



neutral (links), sauer (rechts)

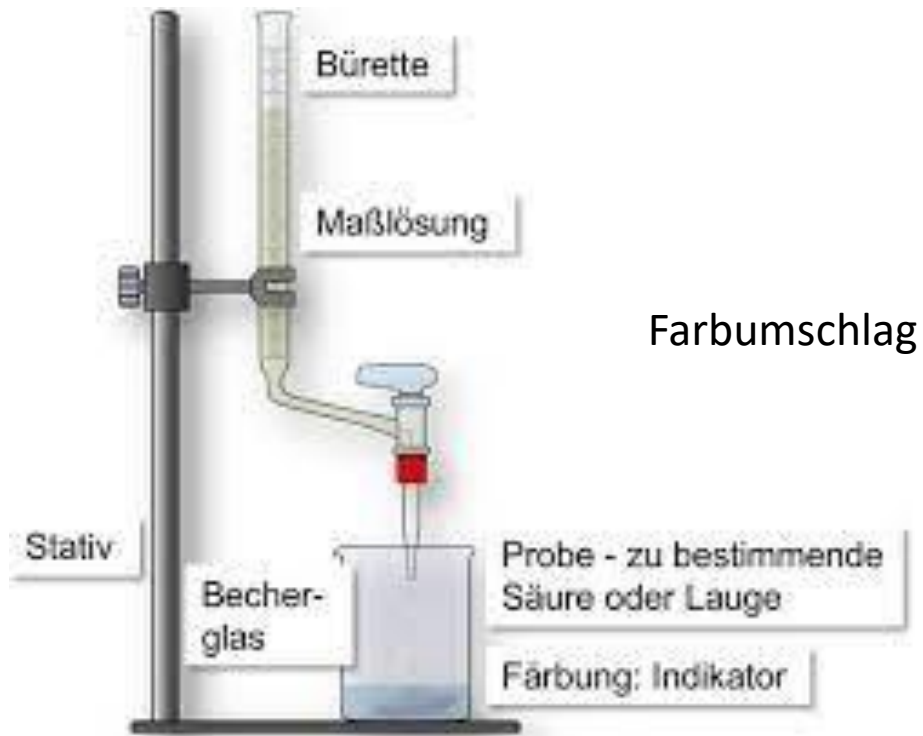
Indikator	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Thymolblau	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
Methylorange	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
Bromkresolgrün	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red	red
Methylrot	red	red	red	red	red	red	red	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	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless	colorless



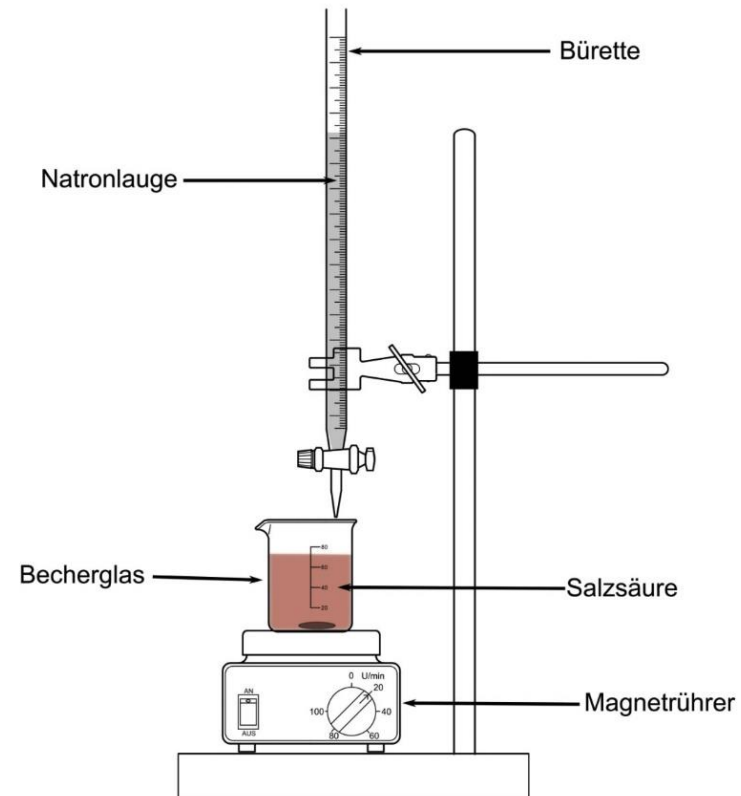
pH=3 (links), pH=7 (Mitte), pH=11 (rechts)

Säure-Base-Chemie

Titrationen im Praktikum



http://www.digitale-medien.schule/download/MW_Titration-Theorie.pdf



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



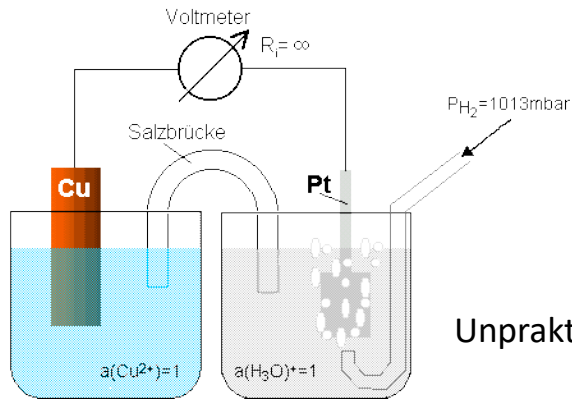
pH-Meter

Säure-Base-Chemie



pH-Elektrode

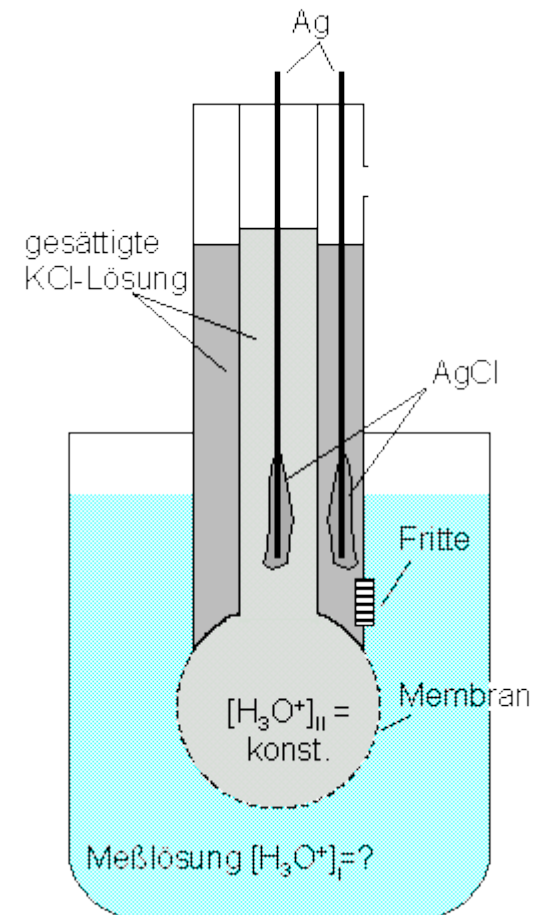
Potentiometrische pH-Messung mit Glaselektrode



Unpraktisch, die Standardwasserstoffelektrode!



Moderne Elektroden zur pH-Wert Messung



Säure-Base-Chemie



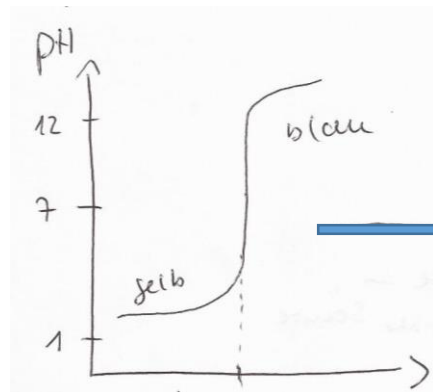
Titrationen

a) starke Säure + starke Base

Indikatoren

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

τ = Umsatz

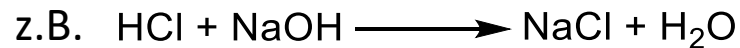


Indikator: z.B. Bromthymolblau

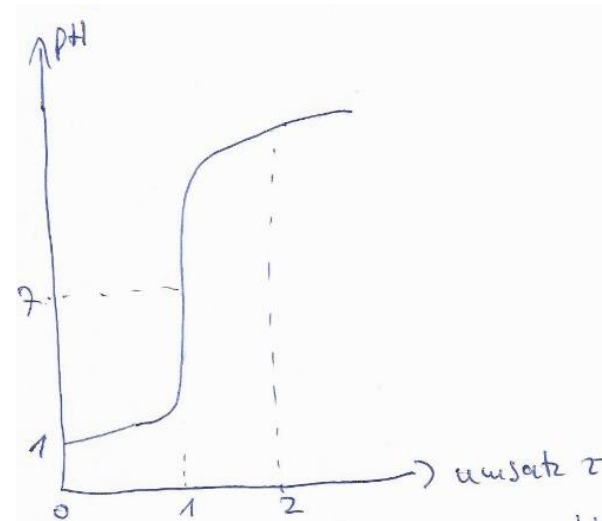
→ Übergang leicht grünlich

Äquivalenzpunkt

Volumen des
Titrationsmittels



Neutralisation



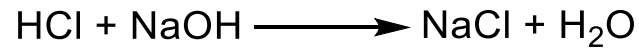
$\tau = 0$: am Anfang: nur HCl liegt vor $\rightarrow c = 0,1 \text{ mol/L}$
da HCl eine starke Säure ist:

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

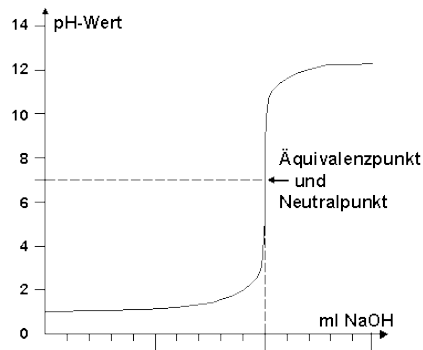
Säure-Base-Chemie



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



pH = 7

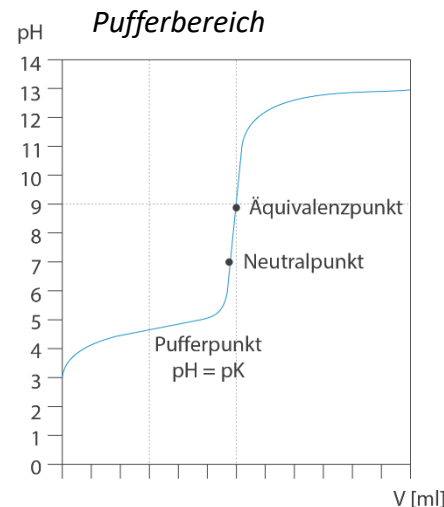
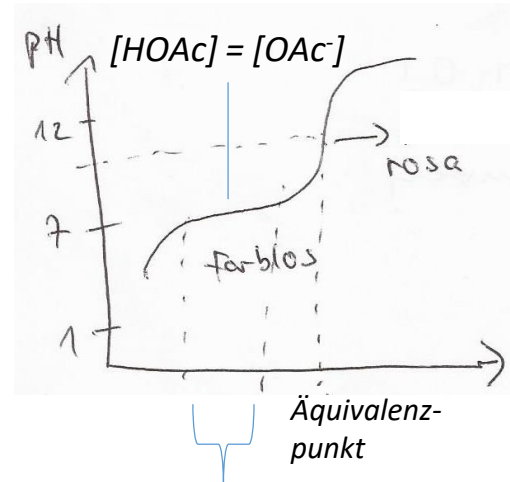


$\tau = 2$: nur NaOH liegt noch vor
da NaOH eine starke Base ist:

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

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

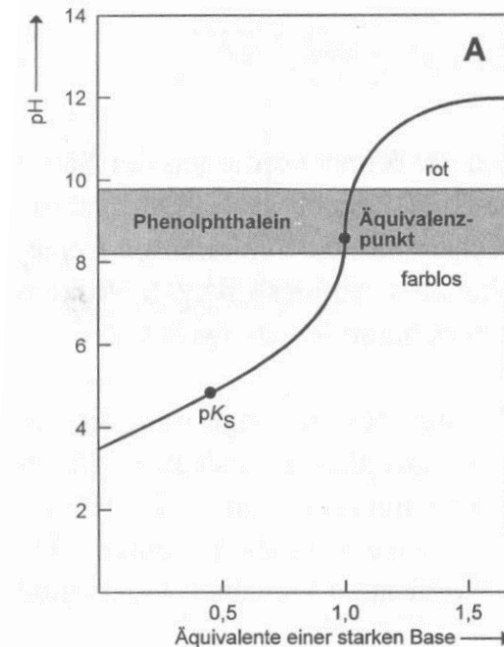
b) schwache Säure + starke Base



z.B. HOAc + NaOH



bzw.



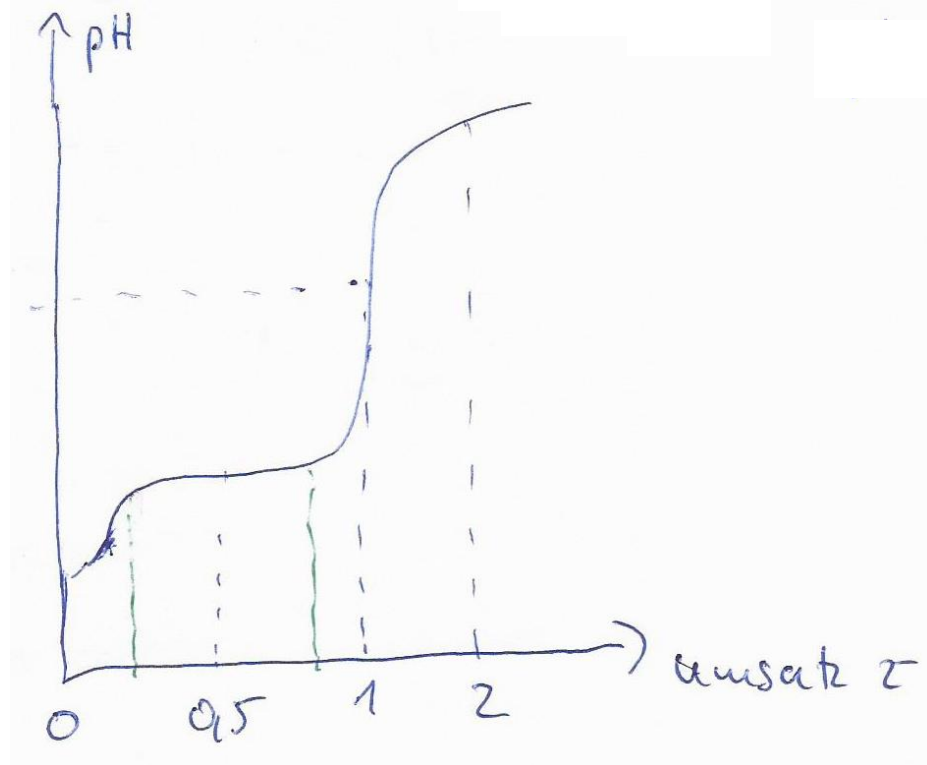
Basisch →
Phenolphthalein
= Indikator

Säure-Base-Chemie



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

τ = Umsatz; pK_s (HOAc/OAc⁻) = 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⁻ liegen in gleichen Mengen vor:



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

→ HOAc/OAc⁻

→ Pufferpunkt: $pH = pK_s = 4,75$

Im Pufferbereich: Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

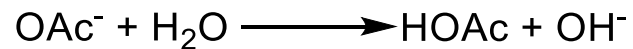
$$pH = pK_s - \lg \frac{[HOAc]}{[OAc^-]}$$

Säure-Base-Chemie



$\tau = 1$: Äquivalenzpunkt

Es liegt nur Na^+OAc^- vor, das aber in H_2O basisch reagiert



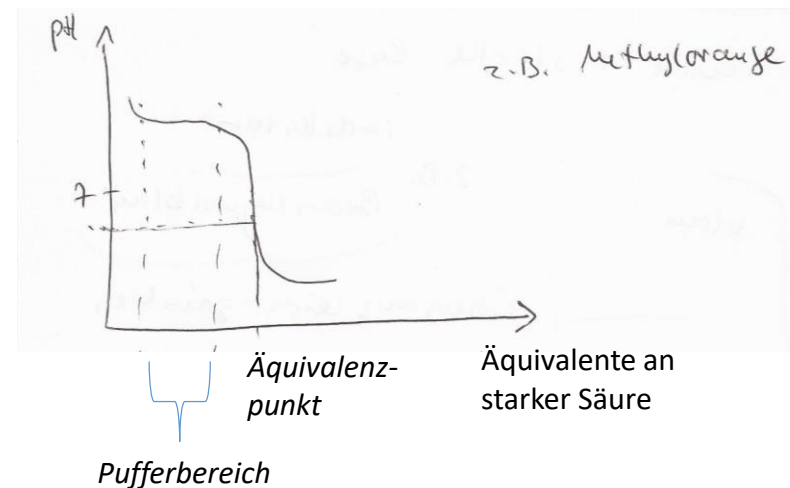
$$\text{pK}_\text{B} = 14 - \text{pK}_\text{S} = 14 - 4,75 = 9,25$$

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

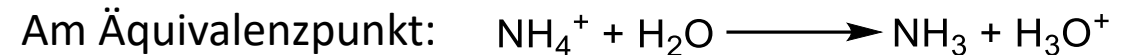
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,12 = 8,8$$

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

c) starke Säure + schwache Base

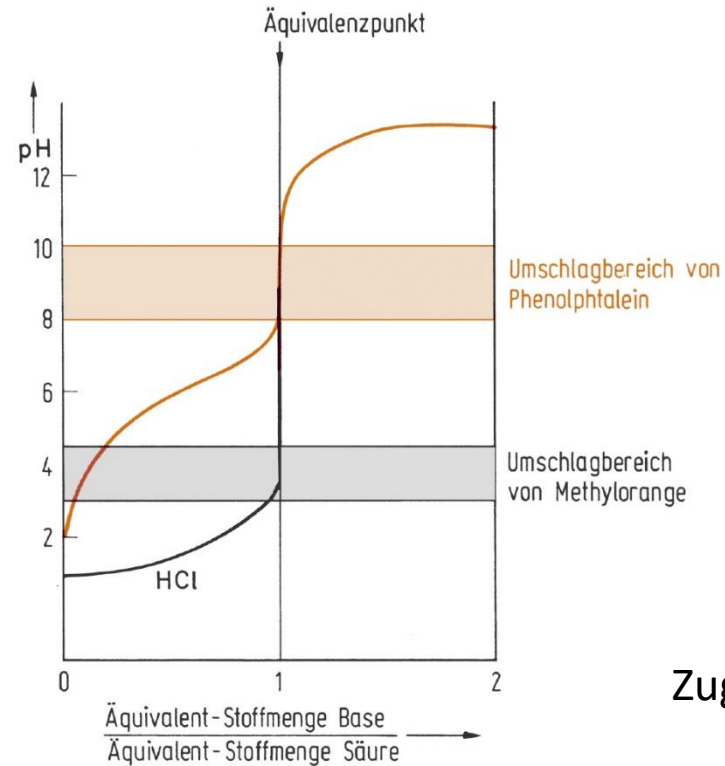
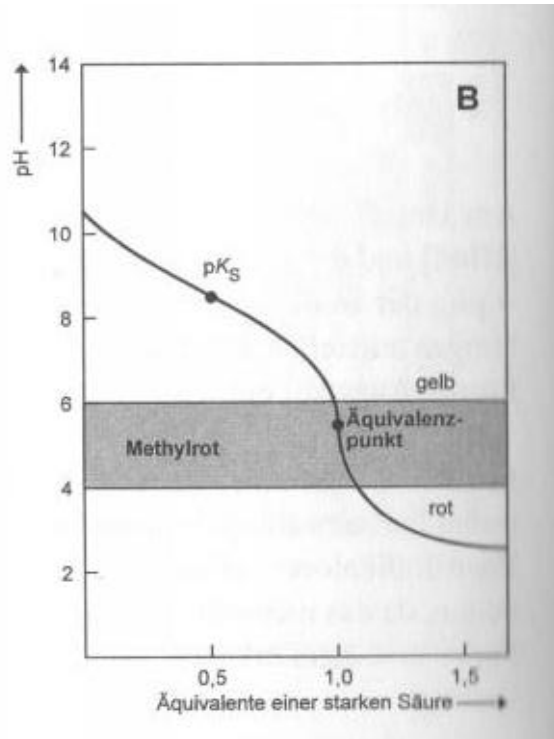


Im Pufferbereich: $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 = 1:1$



→ Äquivalenzpunkt im Sauern

Säure-Base-Chemie



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

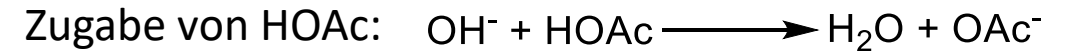
d) schwache Base + schwache Säure

z.B. NH_3 wird mit 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 HOAc bis alles an OH^- bzw. 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 NH_4OAc ist ein Ampholyt, da es H^+ auf- und abgeben kann.)

pH-Wert-Berechnung: Gleichung für Ampholyte verwenden:

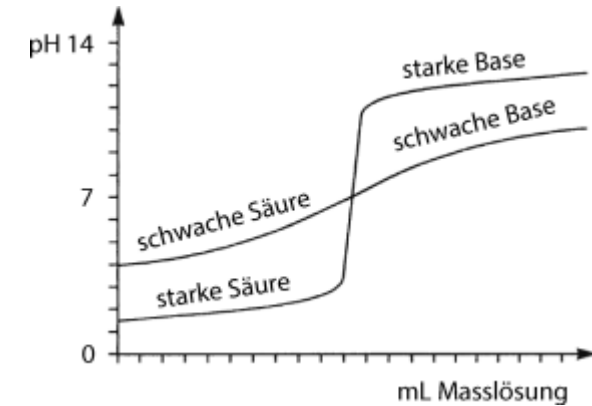
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3) + \text{pK}_s(\text{HOAc}/\text{OAc}^-)) = \frac{1}{2}(9,25 + 4,75) = 7$$

Weitere Zugabe von HOAc: → Pufferbereich: OAc^-/HOAc liegen vor

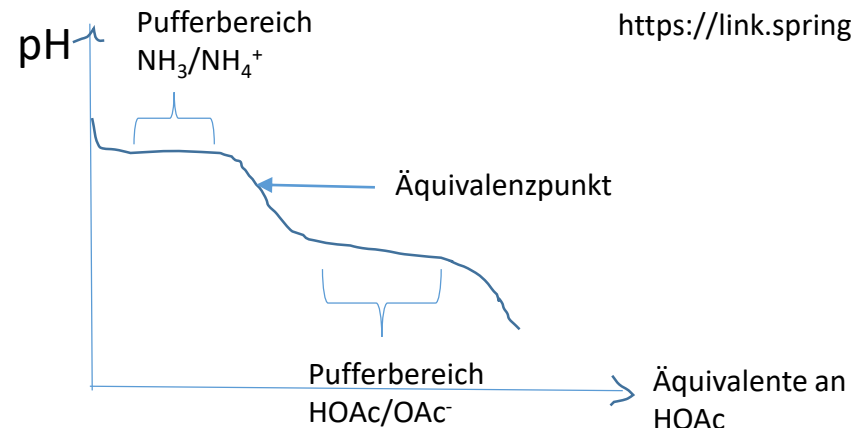
Weitere Zugabe von HOAc: HOAc und NH_4^+ (als $\text{NH}_4^+\text{OAc}^-$, da Ladungen ausgeglichen sein müssen)

HOAc überwiegt: schwache Säure

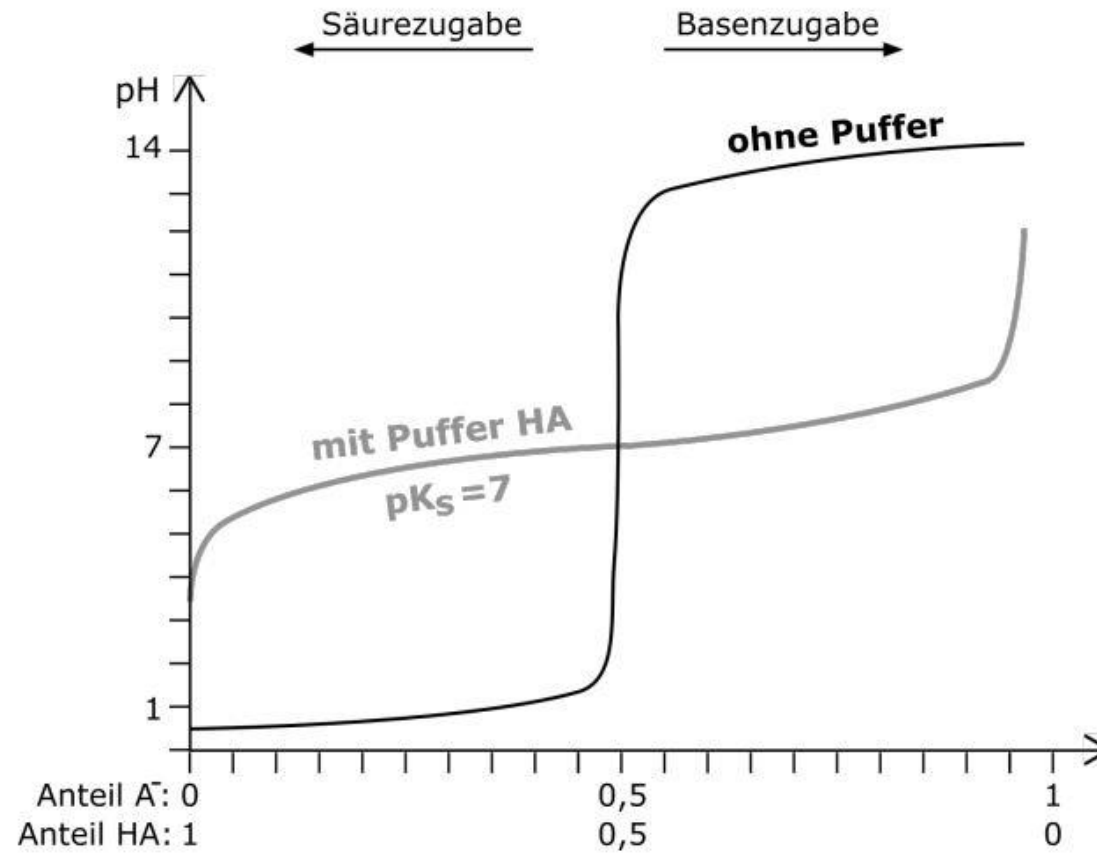
$$\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \lg c_0)$$



https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6_4



Säure-Base-Chemie

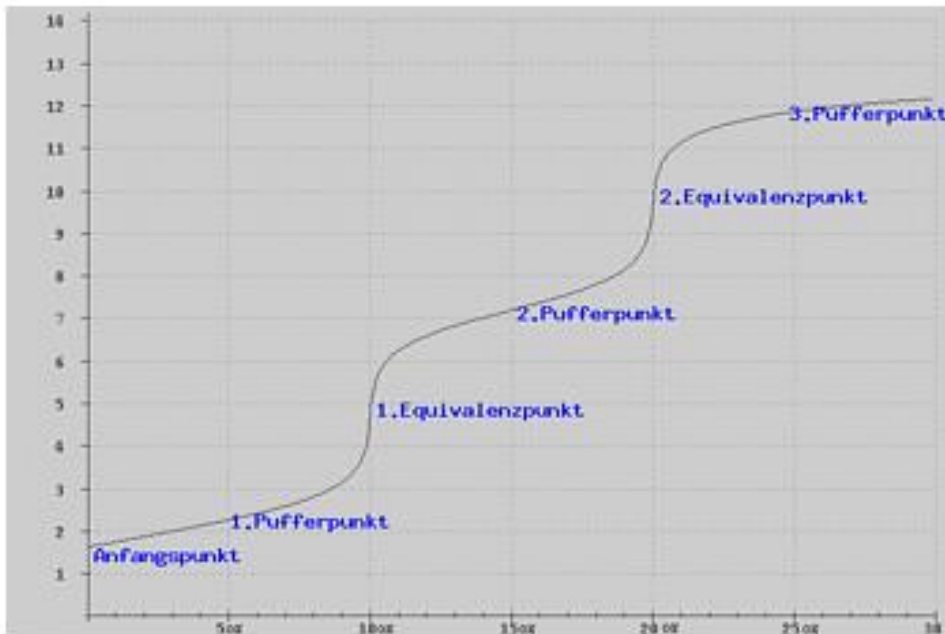


Säure-Base-Chemie

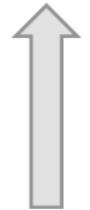
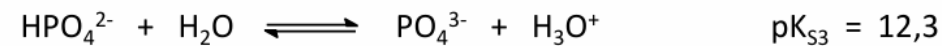
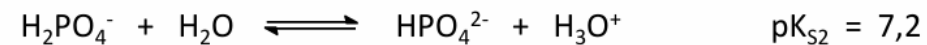
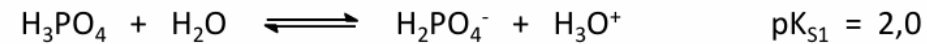


Titration von Phosphorsäure

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?



https://www.cup.uni-muenchen.de/puchinger/B3/beispB3_6.html



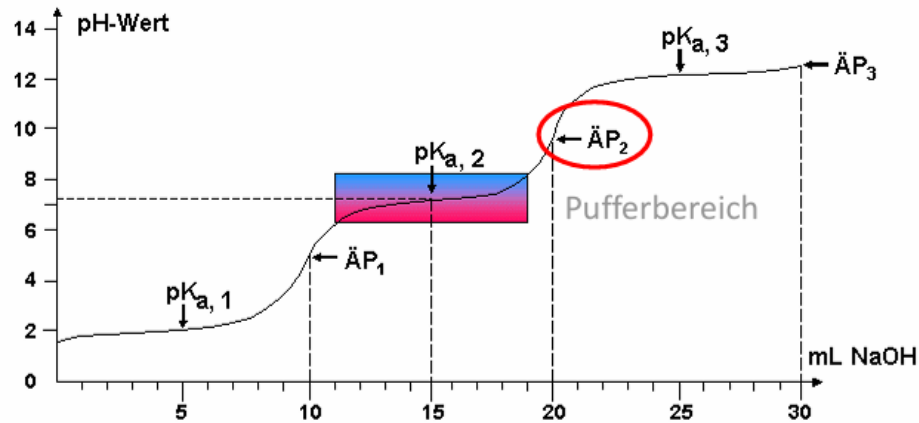
Säurestärke nimmt zu

- Anfangspunkt: Umsatz ist 0: nur Phosphorsäure vorhanden → keine starke Säure:
 α ca. **3,1** → konzentrierte mittelstarke Säure ist als schwache Säure zu betrachten
 $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_s - \lg c_0)$

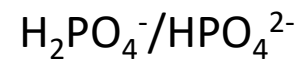
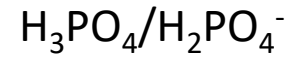
oder als mittelstarke Säure zu bet

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

Säure-Base-Chemie

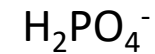


Zwei Pufferpunkte (da schwache Säure) : Henderson-Hasselbalch-Gleichung:



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

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

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

