Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 4

Säure-Base-Chemie Teil 3

06.11.2026

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$^-$

$$K_S = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow -\lg(K_S) = -\lg\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow$$

$$-\lg(K_S) = -\lg[H_3O^+] - \lg\frac{[A^-]}{[HA]} \rightarrow pK_S = pH - \lg\frac{[A^-]}{[HA]} \rightarrow$$

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

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

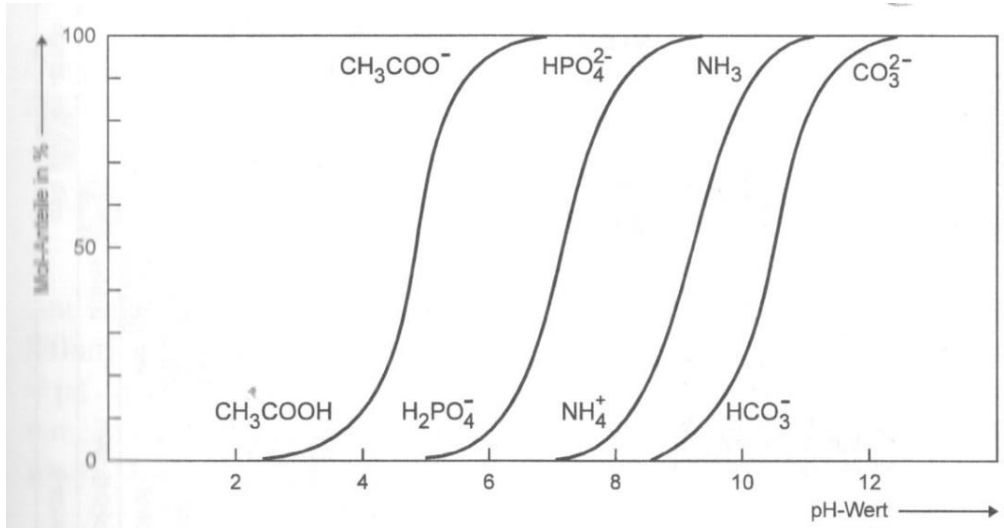
Säure-Base-Chemie

Beispiele:

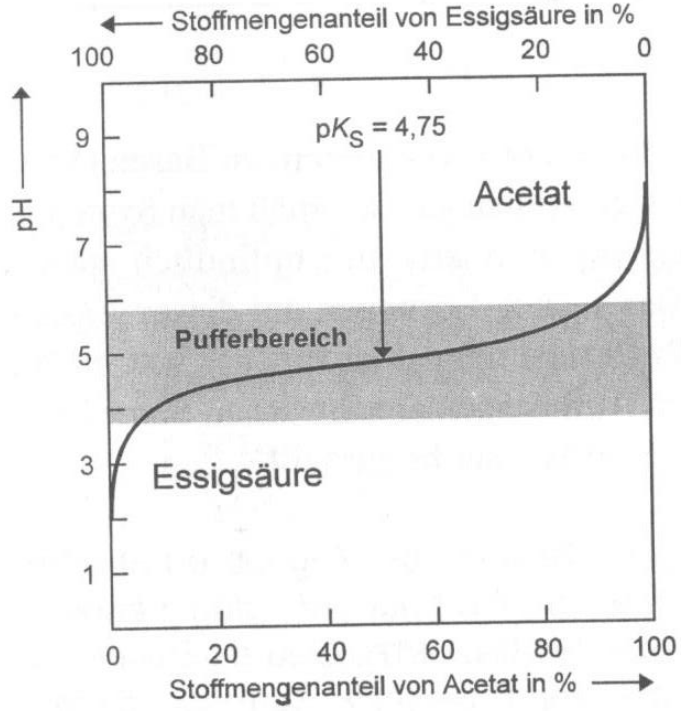
Acetat-Puffer $HOAc + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + AcO^-$ pH 3,7 - 5,7

Phosphat-Puffer $NaH_2PO_4 + NaOH \rightleftharpoons Na_2HPO_4 + H_2O$ pH 5,4 - 8,0

Ammoniak-Puffer $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ 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 → 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 → **$pH = pK_s$**

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:

$pH = pK_{S1} + \lg [HA]/[H_2A^+]$.

Für die Aminofunktion gilt:

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

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

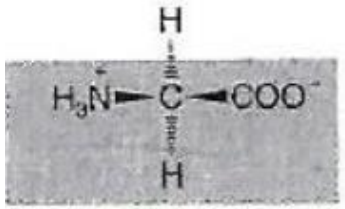
Herleitung des pH-Wertes (für neutrale AS), für den der IP erreicht ist (pH_{IP}) aus der Puffergleichung: Umformen der beiden genannten Puffergleichungen ergibt

$\lg [H_2A^+] = - pH + pK_{S1} + \lg [HA]$ bzw.

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

Für den IP gilt: $[H_2A^+] = [A^-]$.

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



Glycin (Gly) G

Zwitterion = Ampholyt liegt vor:

pH-Wert-Gleichung für Ampholyte:

$$pH_{IP} = \tfrac{1}{2} (pK_{S1} + pK_{S2})$$

Säure-Base-Chemie

Quelle: Prof. Böttcher

Gleichsetzen beider Gleichungen ergibt für den pH_{IP}:

$$- pH_{IP} + pK_{S1} + \lg [HA] = pH_{IP} - pK_{S2} + \lg [HA]$$

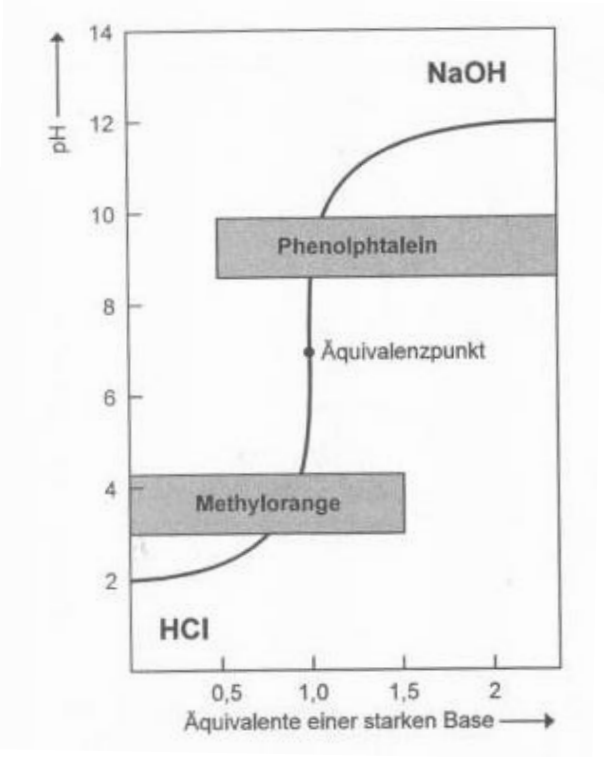
somit schließlich:

$$pH_{IP} = ½ (pK_{S1} + pK_{S2})$$

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

Säure-Base-Chemie

Titrationen

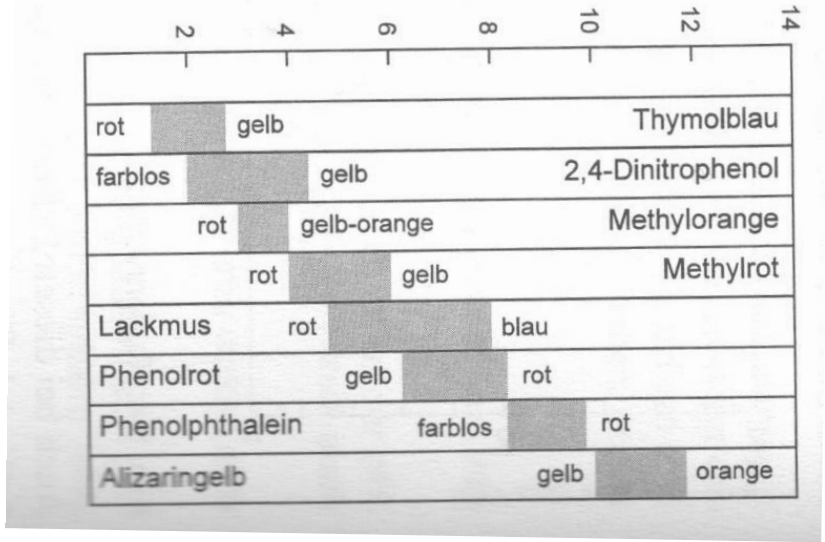


Zu einer Säurelösung unbekannten Gehaltes wird schrittweise Base bekannter Menge (=Äquivalente) dazugegeben.

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

Verschiedene Säure-Base-Indikatoren stehen zur Auswahl.

Säure-Base-Indikatoren (pH-Indikatoren):



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:

$$HInd + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Ind^-$$

Farbe der sauren Form

Farbe der basischen Form

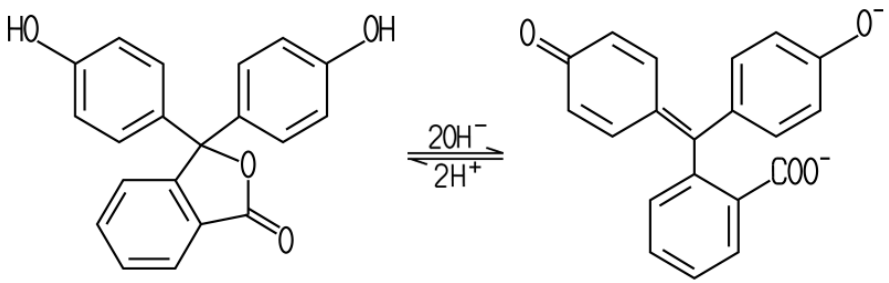
$$pH = pK_S + \lg\frac{[Ind^-]}{[HInd]}$$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

am Äquivalenzpunkt [HInd] = [Ind$^-$]

$$pH = pK_S$$

Beispiel: Phenolphthalein



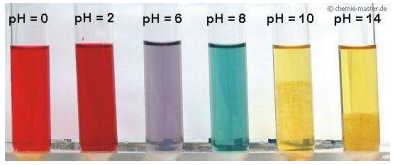
HInd
farblos

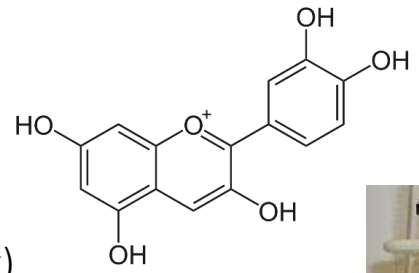
Ind$^-$
rosa

Delokalisation der Elektronen

Säure-Base-Chemie

Indikatoren

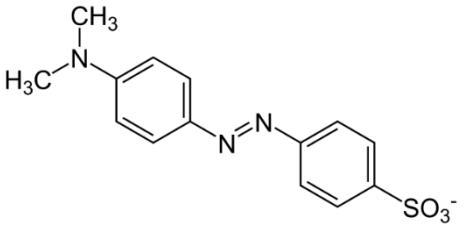




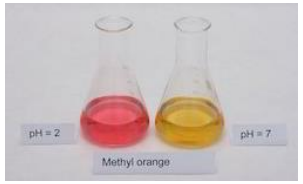
Cyanidinchlorid (Blaukraut)



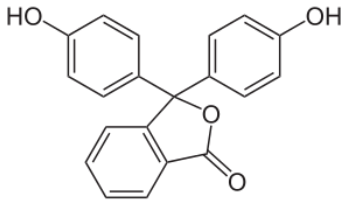
http://www.kupke-chemie-physik.de/hauptseiten/experimentieragarchiv/indikator/indikator.html



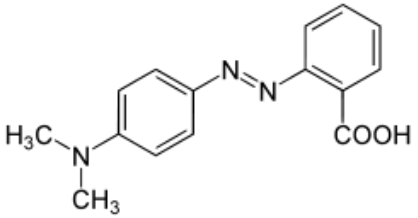
Methylorange (pH 3,1 – 4,4)







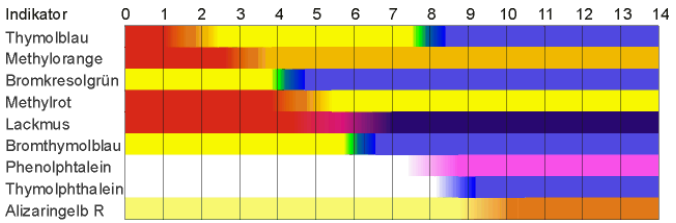
Phenolphthalein (pH 8,7 – 10,7)

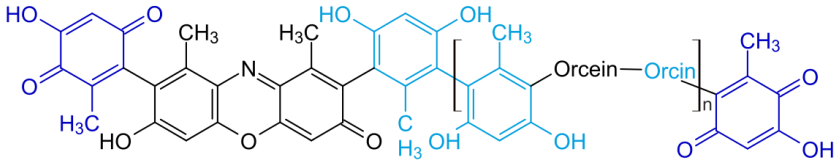


Methylrot (pH 4,4 – 6,2)

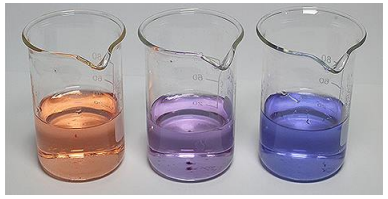


neutral (links), sauer (rechts)





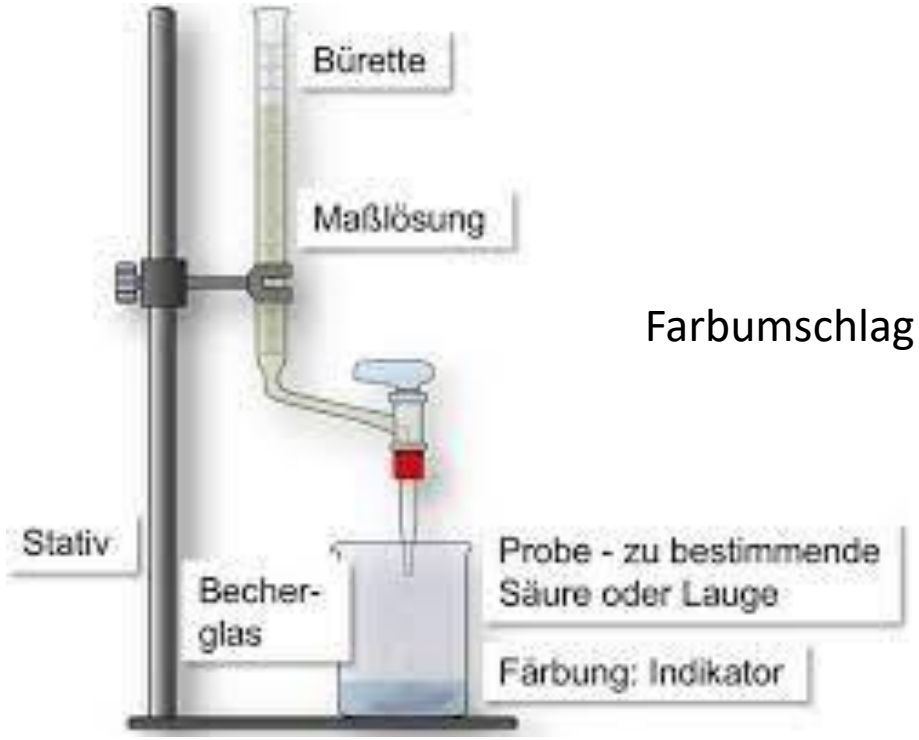
Lackmus (pH 4,5 – 8,3)



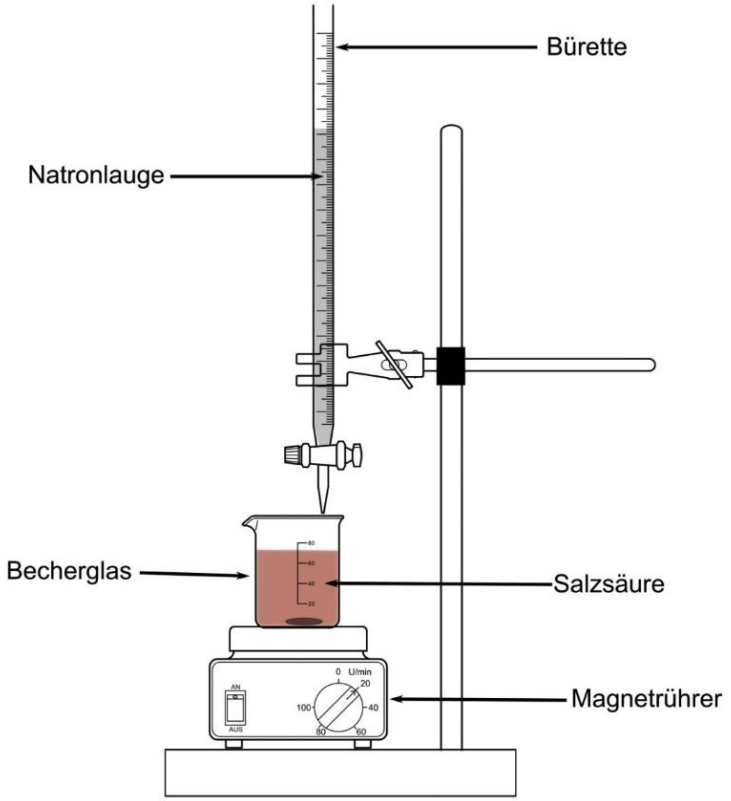
pH=3 (links), pH=7 (Mitte), pH=11 (rechts)

Säure-Base-Chemie

Titrationen im Praktikum



Farbumschlag





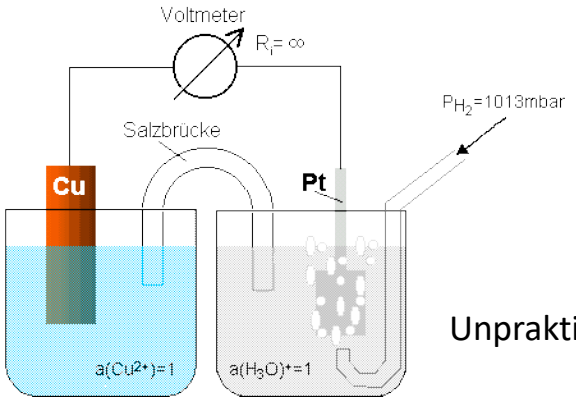
pH-Meter

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

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

Säure-Base-Chemie

pH-Elektrode

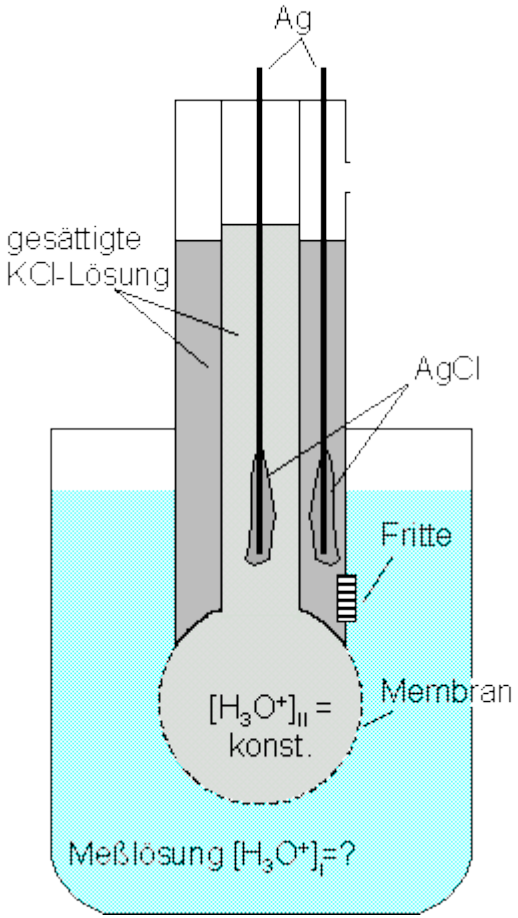


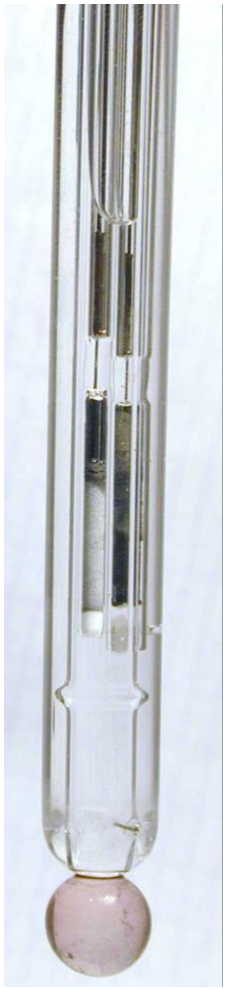
Unpraktisch, die Standardwasserstoffelektrode!



Moderne Elektroden zur pH-Wert Messung

Potentiometrische pH-Messung mit Glaselektrode



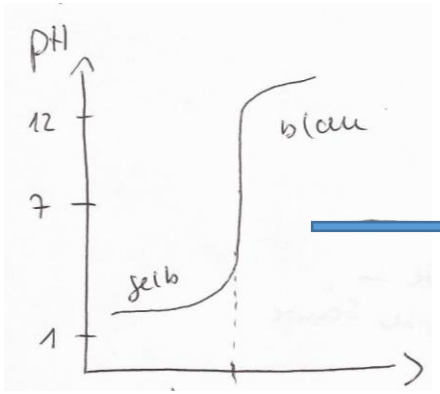


Säure-Base-Chemie

Titrationen

a) starke Säure + starke Base

Indikatoren



Äquivalenzpunkt

Volumen des Titrationsmittels

Indikator: z.B. Bromthymolblau

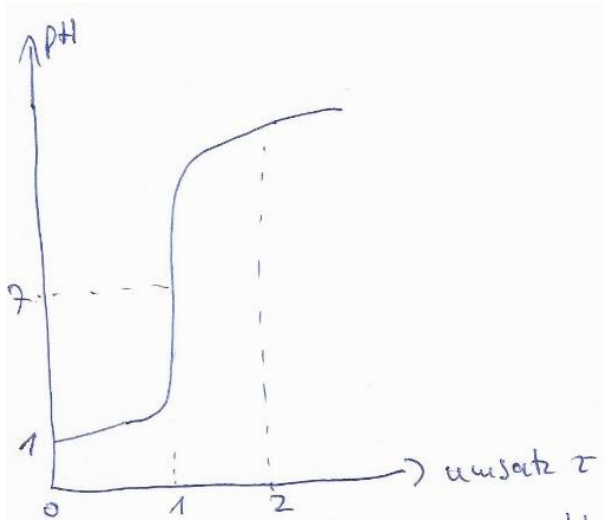
→ Übergang leicht grünlich

z.B. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

Neutralisation

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

τ = Umsatz



τ = 0: am Anfang: nur HCl liegt vor → c = 0,1 mol/L

da HCl eine starke Säure ist:

pH = -lg(0,1) = 1

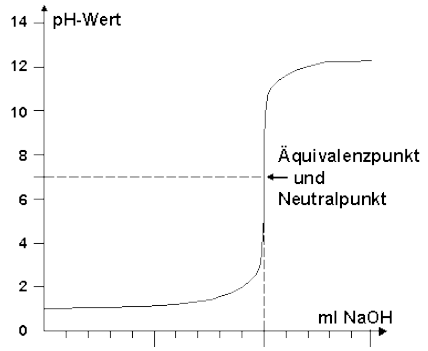
Säure-Base-Chemie

τ = 1: alles was an HCl vorhanden ist, ist weg:

= Äquivalenzpunkt

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

pH = 7



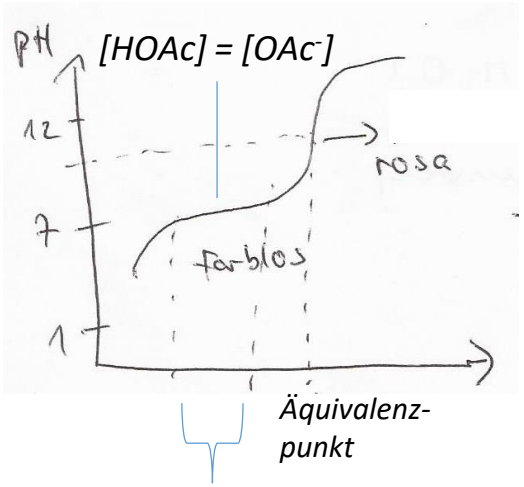
τ = 2: nur NaOH liegt noch vor

da NaOH eine starke Base ist:

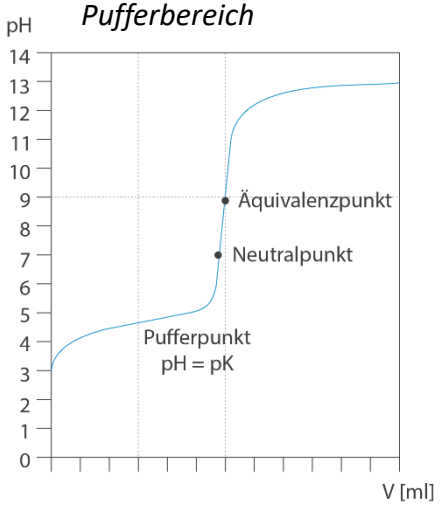
pOH = -lg(0,1) = 1

pH = 14 – 1 = 13

b) schwache Säure + starke Base



Pufferbereich

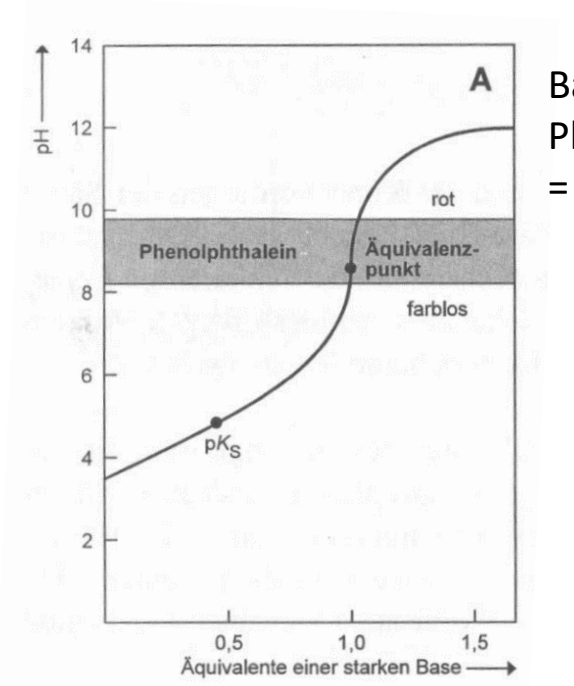


z.B. HOAc + NaOH

$$NaOAc + H_2O \longrightarrow HOAc + NaOH$$

bzw.

$$OAc^- + H_2O \longrightarrow HOAc + OH^-$$

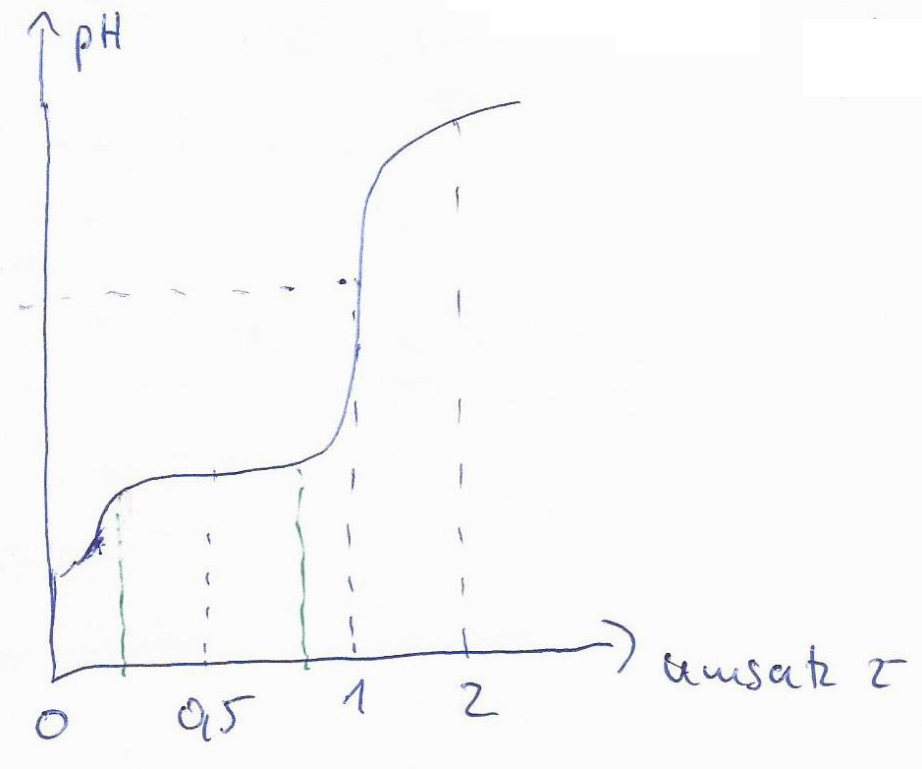


Basisch → Phenolphthalein = Indikator

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



τ = 0: am Anfang liegt nur HOAc vor:

da HOAc eine schwache Säure ist:

$pH = ½(pK_s - lgc_0) = ½ (4,75 - (-1)) = 2,87$

τ = 0,5: HOAc und OAc^- liegen in gleichen Mengen vor:

$$HOAc + NaOH \longrightarrow Na^+OAc^- + H_2O$$

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

⇒ HOAc/OAc^-

⇒ Pufferpunkt: $pH = pK_s = 4,75$

Im Pufferbereich: Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$\mathrm{pH} = \mathrm{pK_S} - \lg \frac{[HOAC]}{[\mathrm{OAc^-}]}$$

Säure-Base-Chemie

τ = 1: Äquivalenzpunkt

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

$$OAc^- + H_2O \longrightarrow HOAc + OH^-$$

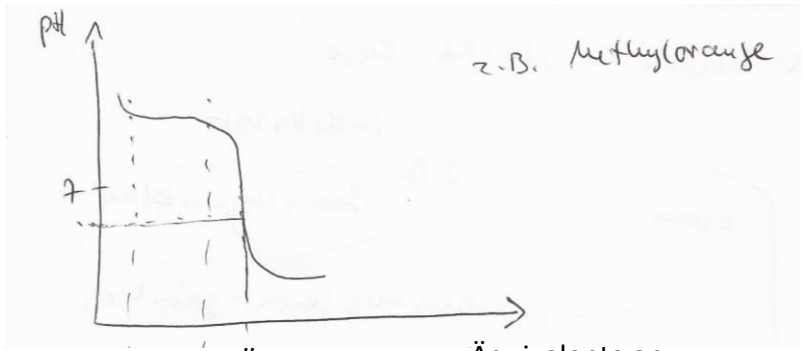
$$pK_B = 14 - pK_s = 14 - 4{,}75 = 9{,}25$$

$$pOH = ½(pK_B - \lg c_0) = ½\,(9{,}25 - (-1)) = 5{,}12$$

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

→ Indikatoren verwenden, die einen Umschlagsbereich zwischen pH = 7 und pH = 10 haben

c) starke Säure + schwache Base



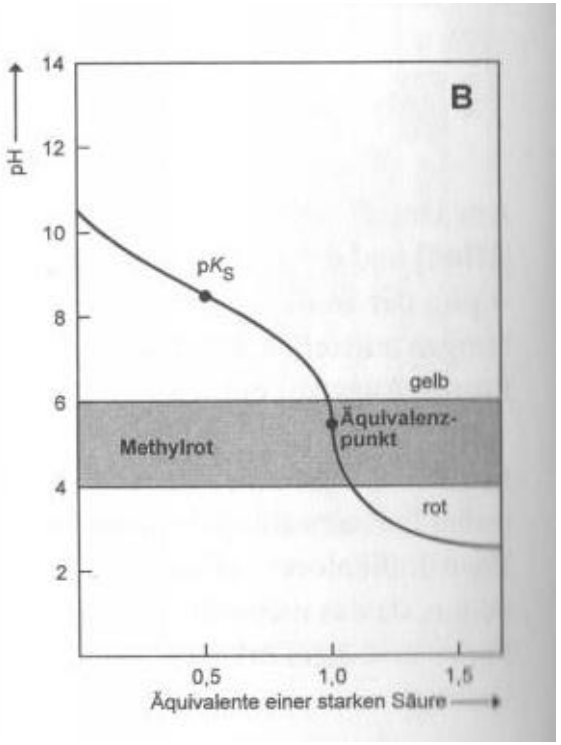
z.B. $HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4^+Cl^-$ Ammoniumchlorid

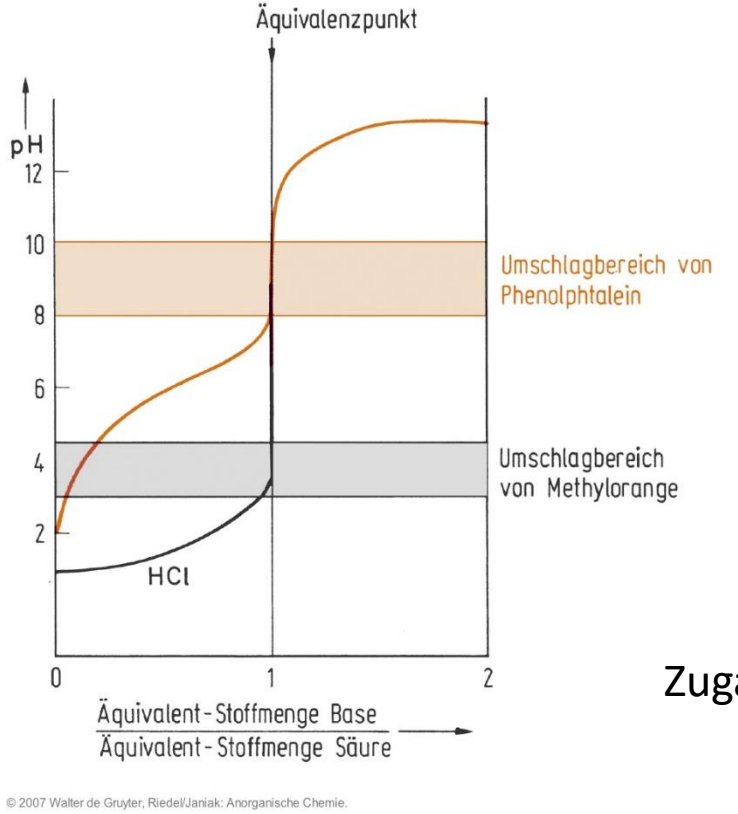
Im Pufferbereich: $NH_4^+/NH_3 = 1:1$

Am Äquivalenzpunkt: $NH_4^+ + H_2O \longrightarrow NH_3 + H_3O^+$

→ Äquivalenzpunkt im Sauren

Säure-Base-Chemie





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

d) schwache Base + schwache Säure

z.B. NH_3 wird mit HOAc titriert

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

→ am Anfang ist die Lösung basisch → schwache Base:

$$pK_B = 14 - pK_s(NH_3/NH_4^+)$$

$$pOH = \tfrac{1}{2}(pK_B - \lg c_0) \qquad pH = 14 - pOH$$

Zugabe von HOAc: $OH^- + HOAc \longrightarrow H_2O + OAc^-$

Im Pufferbereich: NH_4^+/NH_3 liegen vor

Weitere Zugabe von HOAc bis alles an OH^- bzw. NH_3 verbraucht ist:

→ Äquivalenzpunkt

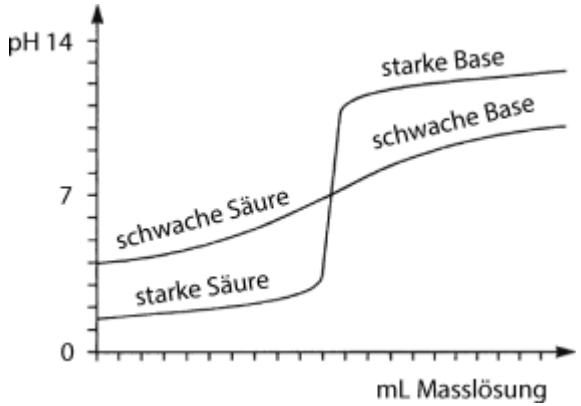
Umschlagsbereich der Indikatoren muss ermittelt werden

Säure-Base-Chemie

Am Äquivalenzpunkt: $NH_4^+ + OAc^- \rightleftharpoons NH_3 + HOAc$ (Ammoniumacetat NH_4OAc ist ein Ampholyt, da es H^+ auf- und abgeben kann.)

pH-Wert-Berechnung: Gleichung für Ampholyte verwenden:

$$pH = ½(pK_s(NH_4^+/NH_3) + pK_s(HOAc/OAc^-)) = ½(9{,}25 + 4{,}75) = 7$$



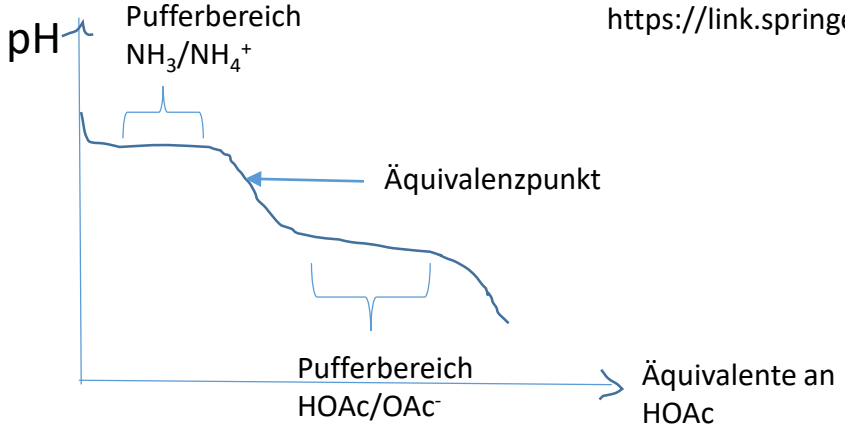
https://link.springer.com/chapter/10.1007/978-3-0348-0972-6_4

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

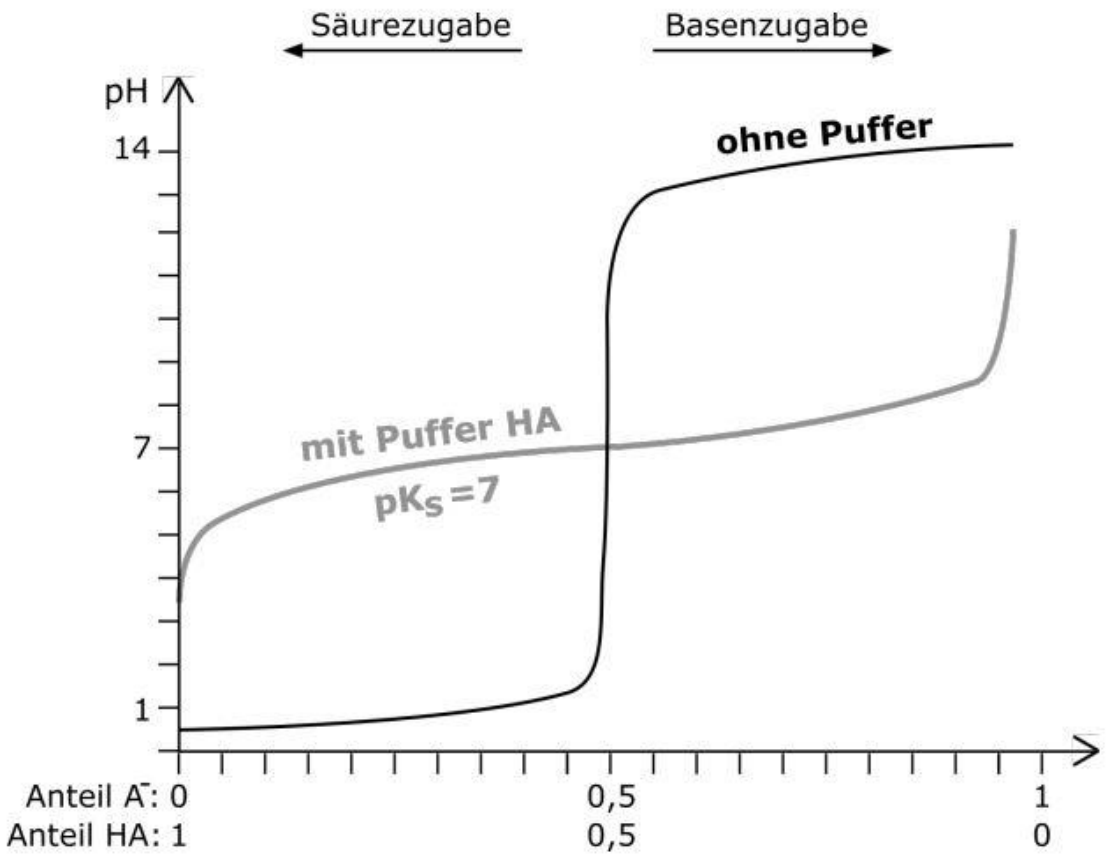
Weitere Zugabe von HOAc: HOAc und NH_4^+ (als $NH_4^+OAc^-$, da Ladungen ausgeglichen sein müssen)

HOAc überwiegt: schwache Säure

$$pH = ½(pK_S - \lg c_0)$$



Säure-Base-Chemie

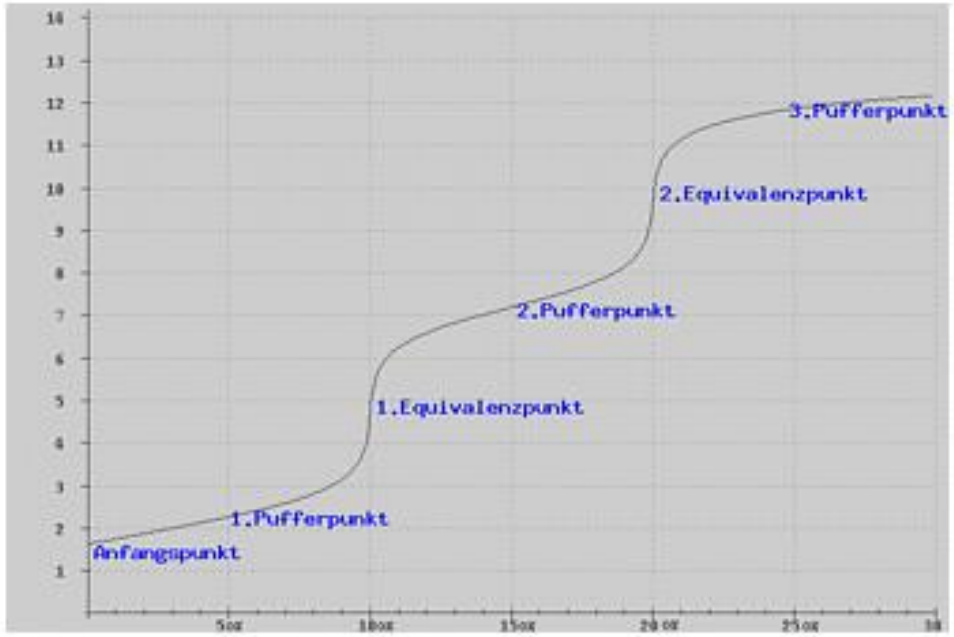


https://www.studyhelp.de/online-lernen/chemie/puffer-stoffgemisch/

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

$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$ $pK_{S1} = 2,0$

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$ $pK_{S2} = 7,2$

$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$ $pK_{S3} = 12,3$

Säurestärke nimmt zu

- Anfangspunkt: Umsatz ist 0: nur Phosphorsäure vorhanden → keine starke Säure:

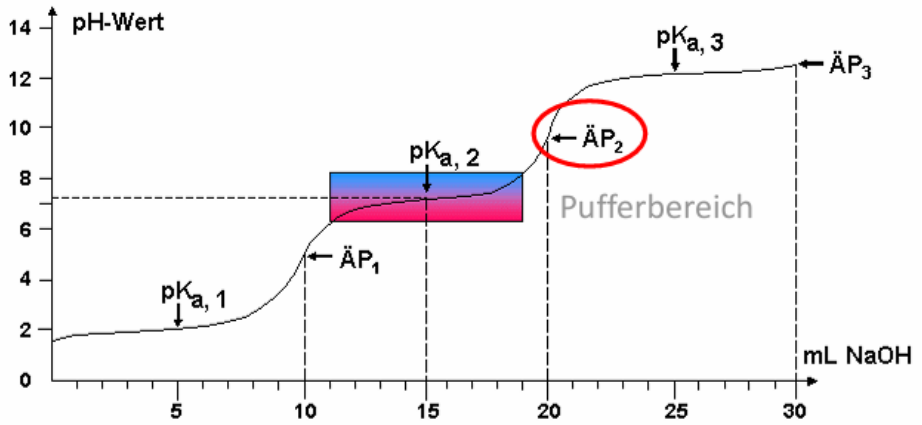
  α ca. **3,1** → konzentrierte mittelstarke Säure ist als schwache Säure zu betrachten

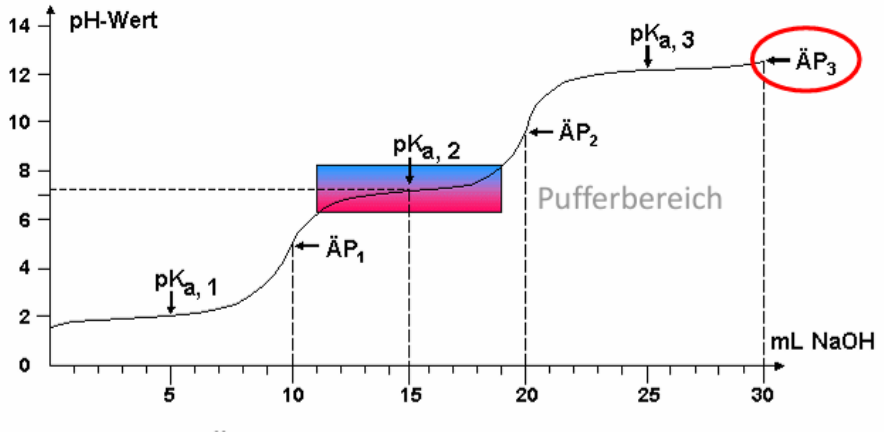
$$pH = ½(pK_s - \lg c_0)$$

oder als mittelstarke Säure zu bet

$$c(H_3O^+) = -½ \times K_S + \sqrt{\frac{1}{4} \times K_S^2 + K_S \times c_0} = 0,037 \text{ mol/L}$$

Säure-Base-Chemie





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

$H_3PO_4/H_2PO_4^-$

$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$

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

Drei Äquivalenzpunkte:

$H_2PO_4^-$

HPO_4^{2-}

} können Proton aufnehmen **UND** abgeben: Ampholyte

$$pH = ½(pK_s(BH^+) + pK_s(HA))$$

PO_4^{3-} ⟶ kann nur Proton aufnehmen ⟶ reagiert schwach basisch

$$pOH = ½(pK_B - \lg c_0)$$

Am Ende KOH: starke Base

$$pOH = -\lg c_0$$