

## Arbeitsblatt Titration von Säuren / Berechnung von Pufferlösungen

Titriert man schwache Säuren mit starken Basen (z.B. Essigsäure mit Natronlauge), werden die Oxonium-Ionen bei jeder Zugabe von Natronlauge laufend aus dem Protolysegleichgewicht entfernt. Undissoziierte, bzw. nicht protolytierte Essigsäure reagiert nun fortlaufend nach, um das Gleichgewicht aufrecht zu erhalten. Die Essigsäure reagiert also nach dem Prinzip des kleinsten Zwangs: Das GG verschiebt sich durch die laufende Entfernung von Oxonium-Ionen nach links.

Am sog. Halbäquivalenzpunkt (HÄP) wurde die halbe Stoffmenge an Natronlauge zur Essigsäure zugetropft. Es gilt dann näherungsweise dass die Stoffmenge an ursprünglicher Essigsäure gleich der Stoffmenge Natriumacetat ist:

$$[\text{NaAc}] = [\text{HAc}]$$

Setzt man dies ins MWG ein, ergibt sich durch Umformen:

$$K_S = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_S \cdot \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_S - \log \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}$$

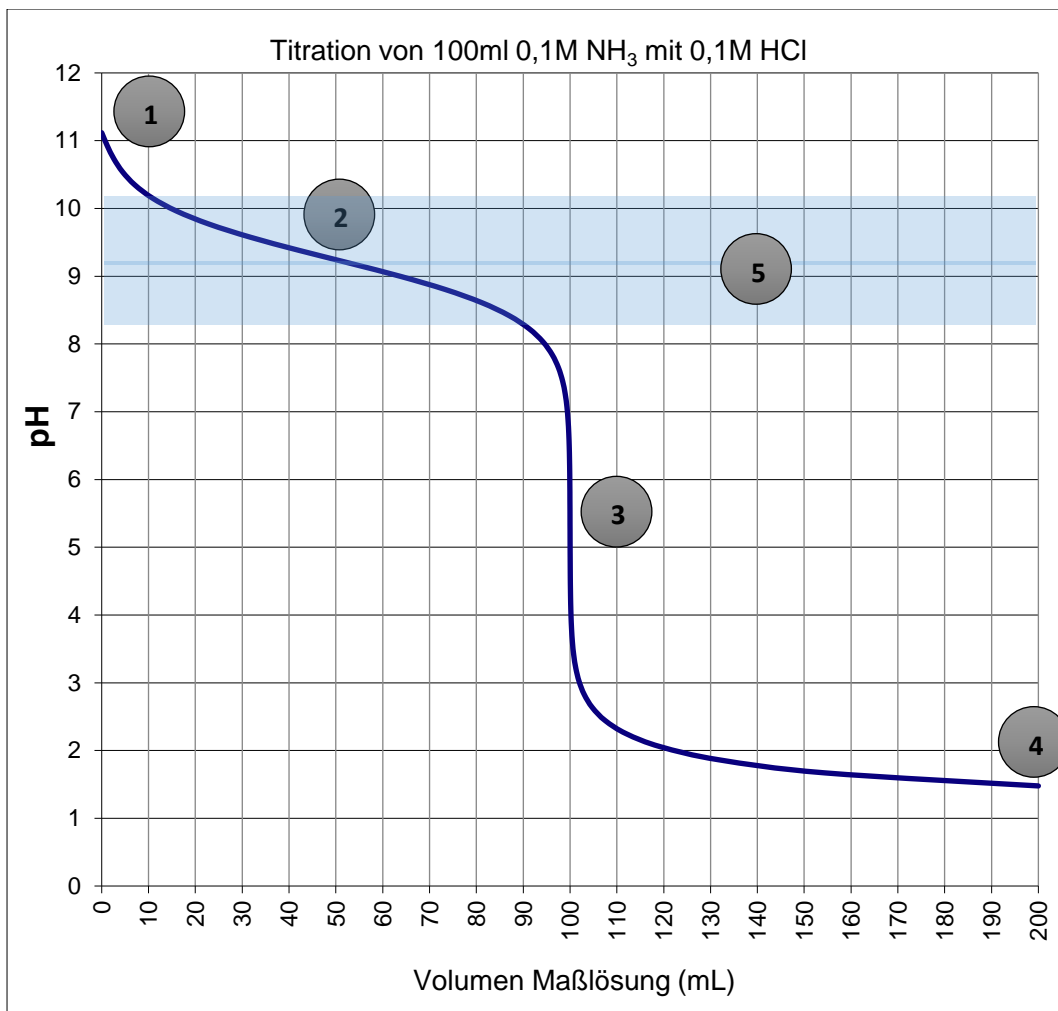
**Henderson-Hasselbalch-Gleichung**

**Puffersysteme sind definiert in einem Bereich  $\text{p}K_S \pm 1$**

Analoge Zusammenhänge gelten für basische Puffersysteme

**Puffersysteme Halbäquivalenzpunkt :**

	+ Zugabe starke Base	+ Zugabe schwache Base
Starke Säure als Vorlage	Ergibt keinen Puffer.	$\text{pH} = \text{p}K_S - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$ Henderson-Hasselbalch, z.B. Ammoniumchlorid-Puffer: HA ist hier $\text{NH}_4^+$
Schwache Säure als Vorlage	$\text{pH} = \text{p}K_S - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}$ Henderson-Hasselbalch, z.B. Natriumacetat-Puffer: HA ist hier $\text{CH}_3\text{COOH}$	Haben wir im Unterricht nicht durchgenommen.



Es handelt sich um die Titration einer schwachen Base mit einer starken Säure. Dabei entsteht am Halbäquivalenzpunkt (50ml Zugabe an Maßlösung, Punkt 2 ein optimales Puffergemisch aus 50% Ammoniumkationen (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) und Ammoniak (NH<sub>3</sub>). Am Äquivalenzpunkt, Punkt 3, gilt die Regel, dass die konjugierte Säure der schwachen Base bestimmend für den pH-Wert ist, der pH liegt also im sauren Bereich. Gibt man unendlich viel Maßlösung zu, geht der pH gegen den der Maßlösung, also 1.

$$1 \quad \text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log c_0(\text{Base})] = \frac{1}{2} [4,75 - \log 0,1] = \frac{5,75}{2} = 2,875$$

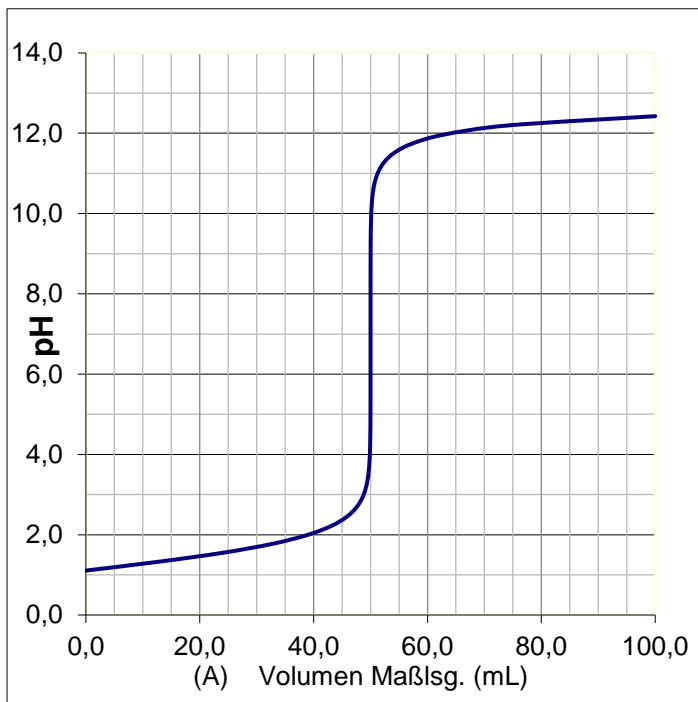
$$\text{pH} = 14 - 2,875 = 11,125$$

$$2 \quad \text{pH} = \text{pK}_S - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = (14 - 4,75) - \log \frac{0,05}{0,05} = 9,25$$

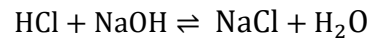
$$3 \quad \text{pH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_S(\text{konj. Säure}) - \log c_0] = \frac{1}{2} [9,25 - \log 0,1] = \frac{10,25}{2} = 5,125$$

$$4 \quad \text{pH} = -\log c_0(\text{Maßlösungs HCl}) = -\log 0,1 = 1$$

$$5 \quad \text{Pufferbereich: } 8,25 < \text{Puffer-pH} < 10,25$$



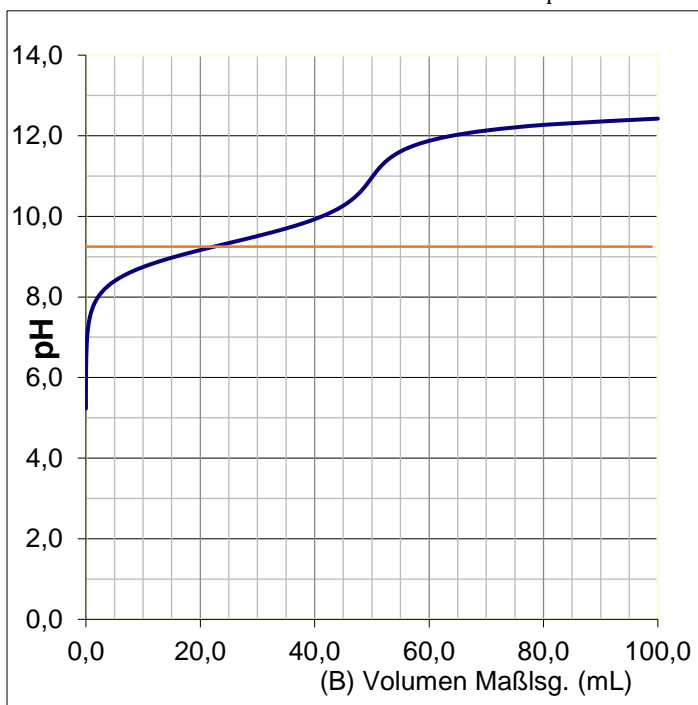
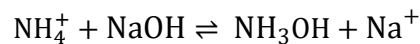
### Titration starke Säure HCl & starke Base NaOH:



Erkennbar an dem nahezu linearen Verlauf der Titrationskurve bei niedrigen pH-Werten zu Beginn der Titration (nach geringer Zugabe von Maßlösung)

Zudem ein sehr lange Steigung um den Äquivalenzpunkt herum. Äquivalenzpunkt: Gleiche Stoffmengenanteile von Säure und Base in der Lösung, vollständiger Umsatz der Säure in der Probelösung mit der zutitrierten Base zu Salz. Am Äquivalenzpunkt liegen weder Säure noch Base im Überschuss vor.

### Titration der sehr schwachen Säure $\text{NH}_4^+$ mit NaOH:



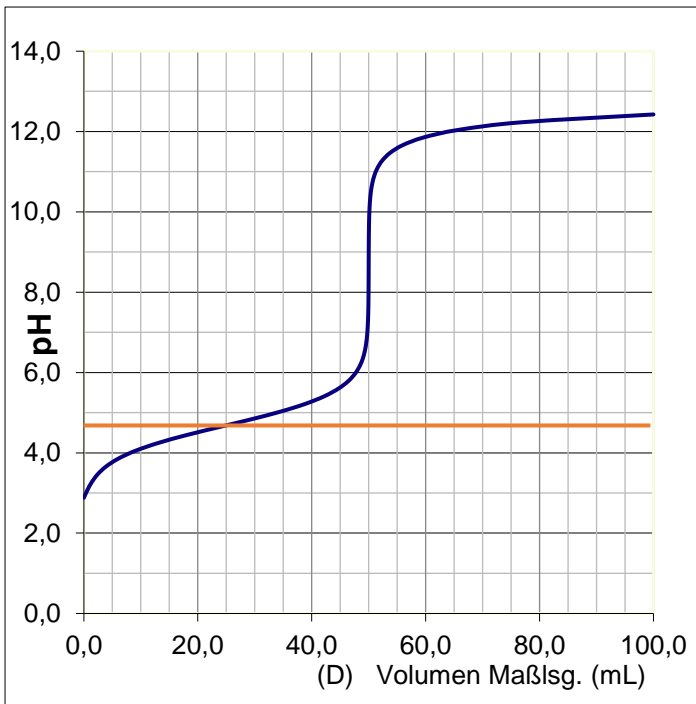
Rote Linie: Halbäquivalenzpunkt. Hier gilt die Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$\text{pH} = \text{pK}_s - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = 9,24 - \log 1 = 9,24$$

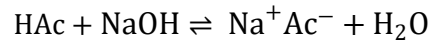
Am HÄP ist die zugetropfte NaOH-Stoffmenge exakt halb so hoch wie die ursprünglich vorhandene  $\text{NH}_4^+$ -Stoffmenge. Es gilt also:  $\text{pH} = \text{pK}_s$ .

Der pH-Wert des Äquivalenzpunktes liegt im Basischen, da hier eine sehr schwache Säure mit einer starken Base titriert wird.

Der End-pH (nach unendlich viel zugetropfter Menge an Maßlösung) entspricht dem pH-Wert der reinen Maßlösung.



### Titration Essigsäure mit NaOH



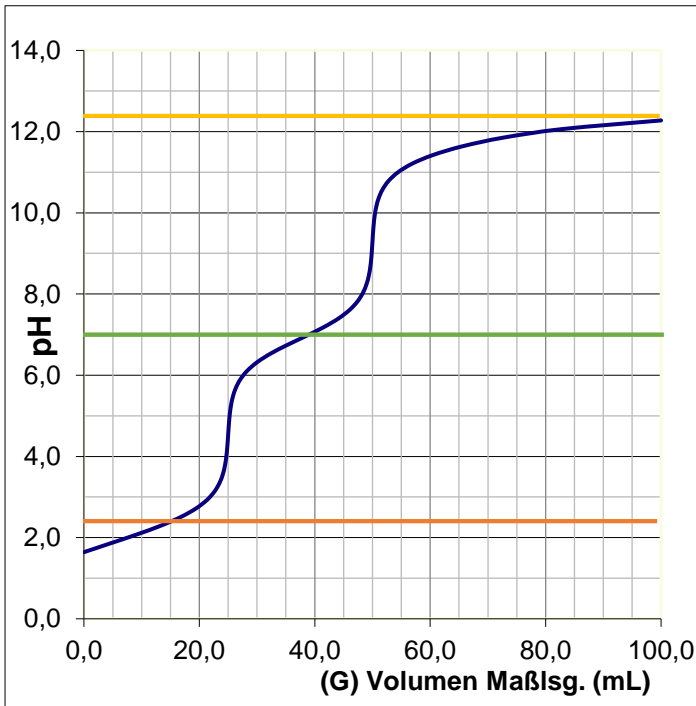
Rote Linie: Halbäquivalenzpunkt. Hier gilt die Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$\text{pH} = \text{pK}_s - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} = 4,75 - \log 1 = 4,74$$

Am HÄP ist die zugetropfte NaOH-Stoffmenge exakt halb so hoch wie die ursprünglich vorhandene Essigsäure-Stoffmenge. Es gilt also:  $\text{pH} = \text{pK}_s$ .

Der pH-Wert des Äquivalenzpunktes liegt im Basischen, da hier eine schwache Säure mit einer starken Base titriert wird.

Der End-pH (nach unendlich viel zugetropfter Menge an Maßlösung) entspricht dem pH-Wert der reinen Maßlösung.



### Titration Phosphorsäure mit NaOH

Orange Linie: HÄP 1. Protolysestufe,  $\text{pK}_s = 2,15$

Grüne Linie: HÄP 2. Protolysestufe,  $\text{pK}_s = 7,2$

Grüne Linie: HÄP 3. Protolysestufe,  $\text{pK}_s = 12,38$   
(nicht mehr zu erkennen, weil zu nahe am pH der Maßlösung)

### Titration Ammoniak (NH<sub>4</sub>OH) mit HCl

Grüne Linie: HÄP  $pK_B = 4,76$  (berechnet durch  $14 - 9,24$ )

Hier gilt:  $pOH = pK_B$

Damit gilt:  $pH = 14 - pK_B = pK_S$

