

Vorher sollten die Übungsaufgaben zu den drei Lernprogrammen *Protonierer*, *Acidbaser* und *pHWert* vollständig bearbeitet und möglichst auch verstanden worden sein!

## 1 Neutralisation

- 1.1 Ergänze die Lücken in der Tabelle und schreibe die vier im Programm darstellbaren Kombinationsmöglichkeiten **A** bis **D** jeweils als vollständigen Satz ins Heft nach dem Muster:

**A** Titration von <Probelösung> mit <Maßlösung>

...

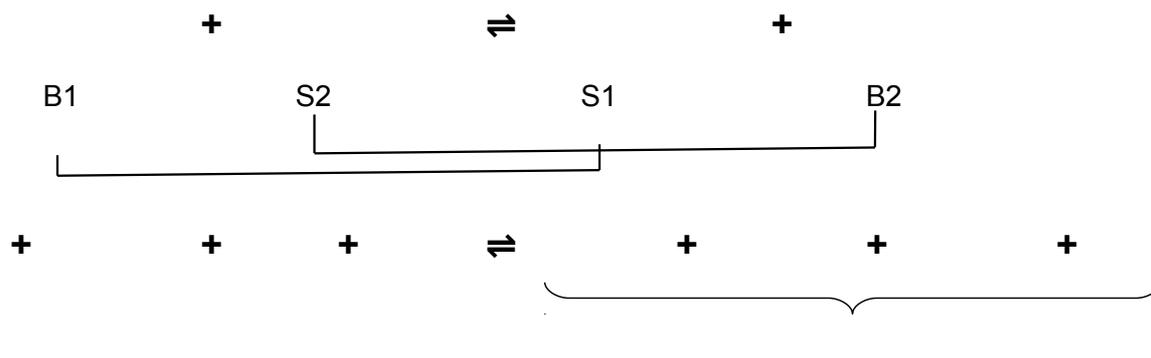
Titration von ▼ mit ►			Maßlösung	
			Starke Säure	Starke Base
Probelösung	Base	Stark	<b>A</b> mit	
		Schwach	<b>C</b> mit	
	Säure	Stark		<b>B</b> mit
		Schwach		<b>D</b> mit

- 1.2 Gib an, welcher Säuretyp nach Anzahl der abgegebenen Protonen hier zur Vereinfachung im Programm **nicht** als Probelösung vorkommt:

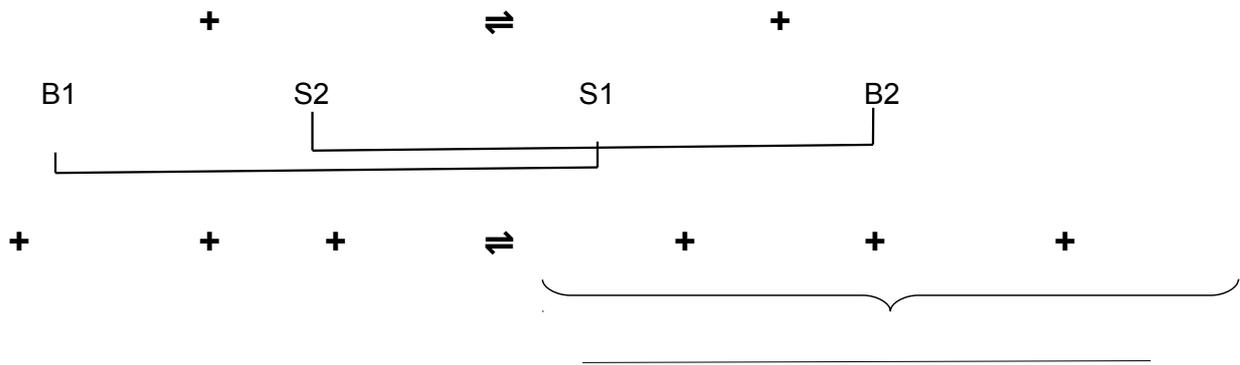
---

- 1.3 Gib für die vier Kombinationsmöglichkeiten jeweils die Neutralisationsreaktion einmal nur als reine Säure-Base-Reaktion und ein zweites Mal mit allen beteiligten Ionen an und benenne die jeweils entstandene Salzlösung:

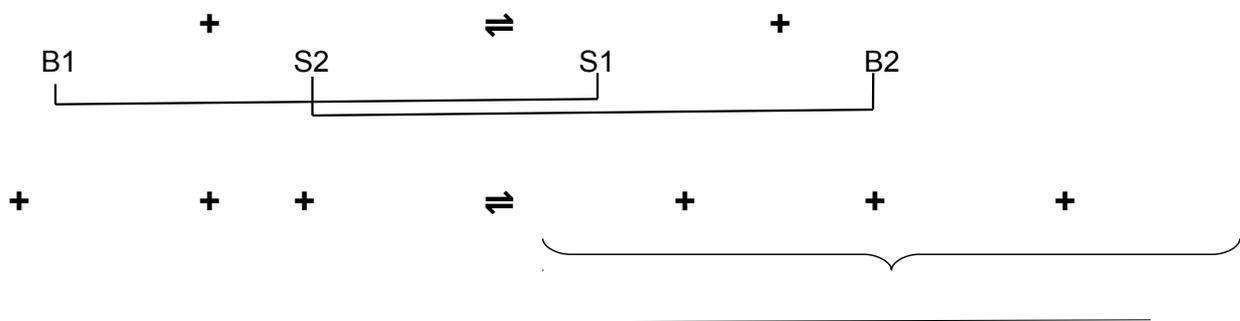
**A/B**



C



D



1.4 Gib den Namen der Reaktion an, zu welcher die bei allen vier Möglichkeiten vorkommende Neutralisationsreaktion die Umkehrreaktion darstellt.

---

1.5 Begründe genau mit Hilfe der Reaktionsgleichung der Neutralisationsreaktion, warum Wasser ein Ampholyt ist.

---



---

## 2 Maßanalyse/Volumetrie

2 Titriere nun mit Hilfe des Programms eine Salzsäure-Lösung als Probelösung mit unbekannter Konzentration mit Natronlauge einer Konzentration von 1 mol/l als Maßlösung (entspricht Fall **B**). Gib die Maßlösung Tropfen weise zur Probelösung hinzu, bis eine Farbänderung eintritt. Konzentriere Dich jetzt nur auf die Beobachtungen im Versuchsaufbauschema im rechten Feld des Programms.

2.1 Notiere die mit weiß (nur zur Kontrolle) sichtbare, zufällig für die Probelösung generierte Konzentration der Salzsäure:

---

2.2 Gib das gewählte Volumen der Probelösung an:

---

2.3 Welche Veränderung ist nach jedem Zutropf-Vorgang im Flüssigkeitsspiegel der Maßlösung in der Burette erkennbar?

---

2.4 Gib den Namen und die Farbe des Indikators zu Versuchsbeginn an:

---

2.5 Gib die Farbe des Indikators nach dem Farbumschlag an:

---

2.6 Gib direkt nach dem Farbumschlag das Volumen der verbrauchten Maßlösung an:

---

2.7 Ermittle direkt nach dem Farbumschlag mit Hilfe des Programms die Konzentration der Probelösung:

---

2.8 Berechne nun selbst die Konzentration der Probelösung mit Hilfe der Formel:

$$c_{\text{Maßlösung}} \cdot V_{\text{Maßlösung}} = c_{\text{Probelösung}} \cdot V_{\text{Probelösung}}$$

$$c_{\text{Probelösung}} = \frac{c_{\text{Maßlösung}} \cdot V_{\text{Maßlösung}}}{V_{\text{Probelösung}}}$$

$$c_{\text{Probelösung}} = \frac{\text{mol/l} \cdot \text{ml}}{\text{ml}} = \text{mol/l}$$

2.9 Vergleiche nun diesen errechneten Wert mit dem im Programm anfangs zufällig festgelegten Wert. Wie könnte man die Genauigkeit steigern? (Zwei Möglichkeiten!)

---



---



---

2.10 Den pH-Wert, bei dem genau gleiche Mengen an Säure und Base miteinander reagieren, bezeichnet man als \_\_\_\_\_-punkt.

2.11 Im Falle der Titration von starken Basen mit starken Säuren (oder umgekehrt) liegt dieser pH-Wert bei \_\_\_\_ man bezeichnet diesen Punkte dann auch als \_\_\_\_\_-punkt, da dann eine \_\_\_\_\_ Salzlösung (z.B. \_\_\_\_\_-Lsg.) vorliegt.

2.12 Titriert man 20 Milliliter einer Schwefelsäure-Lösung unbekannter Konzentration (als Beispiel einer mehrprotonigen Säure, im Programm nicht vorgesehen) mit Natronlauge einer Konzentration von 1 mol/l als Maßlösung, so erfolgt bei einem zugetropften Volumen von 20 Milliliter der Farbumschlag des Indikators Bromthymolblau von Gelb nach Blau.

## Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewichte mit Hilfe des Lernprogramms Titrierer

4/9

[Tipp: Wiederhole vorher die Aufgabe Nr. 2 aus den Übungsaufgaben zum pH-Wert]

$$\Delta H^+_{Ma\beta} \cdot c_{Ma\beta} \cdot V_{Ma\beta} = \Delta H^+_{Prob.} \cdot c_{Prob.} \cdot V_{Prob.}$$

$$c_{Prob.} = \frac{\Delta H^+ \cdot c_{Ma\beta} \cdot V_{Ma\beta}}{\Delta H^+ \cdot V_{Prob.}}$$

$$c_{Prob.} = \frac{1 \cdot \text{mol/l} \cdot \text{ml}}{2 \cdot \text{ml}} = \text{mol/l}$$

Die gesuchte Schwefelsäure-Konzentration der Probelösung beträgt \_\_\_\_\_ mol/l.

----- Erweiterungsaufgabe Redoxtitration für's schriftliche Abitur -----

E1 Bei der Titration von 10 ml Oxalsäure (HOCCOOH) unbekannter Konzentration mit saurer Kaliumpermanganat (= KMnO<sub>4</sub>)-Lösung (c(MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>) = 0.010 mol/l) ergibt sich ein Verbrauch von 32 Milliliter KMnO<sub>4</sub>-Lösung. Berechne die Konzentration der Oxalsäure.

[Notwendige Zusatzinfo

- für eine komplizierte Redoxgleichung: Es entstehen farblose Mangan(II)-ionen sowie gasförmiges Kohlenstoffdioxid;
- oder einfacher: 2 Permanganationen reagieren mit 5 Oxalsäure-Molekülen]

$$\Delta OZ_{Ma\beta} \cdot c_{Ma\beta} \cdot V_{Ma\beta} = \Delta OZ_{Prob.} \cdot c_{Prob.} \cdot V_{Prob.}$$

$$c_{Prob.} = \frac{\Delta OZ_{Ma\beta} \cdot c_{Ma\beta} \cdot V_{Ma\beta}}{\Delta OZ_{Prob.} \cdot V_{Prob.}}$$

$$c_{Prob.} = \frac{5 \cdot \text{mol/l} \cdot \text{ml}}{2 \cdot \text{ml}} = \text{mol/l}$$

Die gesuchte Oxalsäure-Konzentration der Probelösung beträgt \_\_\_\_\_ mol/l.

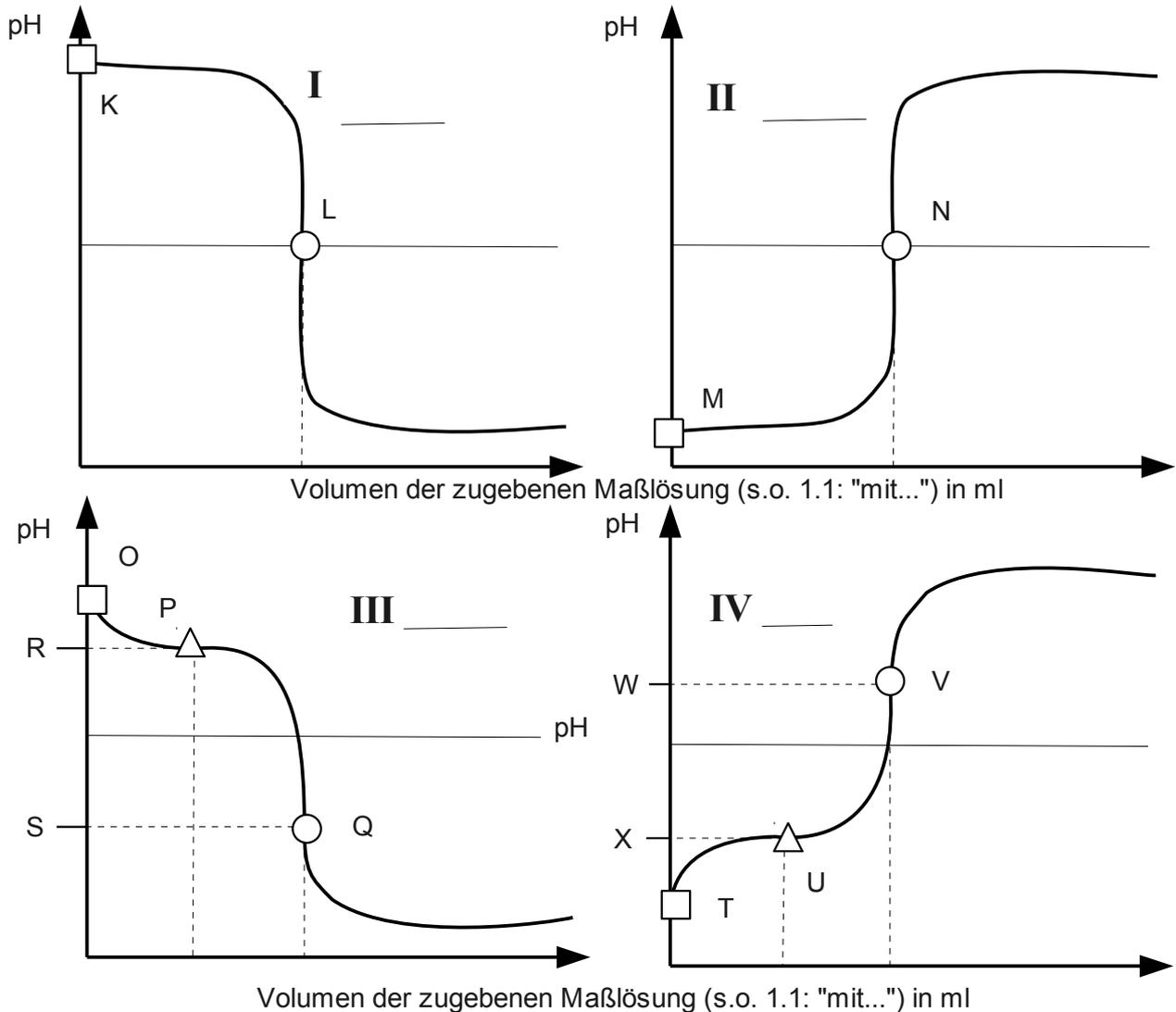
=> Prinzipiell kann jede Reaktionsgleichung mit genau definierten Koeffizienten und einem gut sichtbaren Farbumschlag für die Maßanalyse verwendet werden. Neben Säure-Base-Reaktionen sind dies meist Redox-Reaktionen. Die Farbänderung kann durch einen extra hinzugegebenen (Säure-Base- oder Redox-)Indikator erfolgen oder auch durch einen der Ausgangs- oder Endstoffe!

----- Ende Erweiterungsaufgabe -----

### 3 pH-Werte und Titrationskurven

3 Führe im Programm alle vier Kombinationsmöglichkeiten durch und konzentriere Dich diesmal auf die im Diagramm angegebenen Veränderungen des pH-Werts je nach zugetropftem Volumen.

3.1 Ordne den vier Diagrammen I bis IV die vier Kombinationsmöglichkeiten A bis D (vgl. 1.1) zu.



3.2 Gib mit Hilfe des Schulbuchs an, bei welchen der in den Diagrammen I bis IV eingezeichneten Punkte es sich um Äquivalenzpunkte handelt:

\_\_\_\_\_

3.3 Ergänze mit Hilfe der Lösungen der Aufgabe 1.3 die folgende Tabelle:

Kombinationsmöglichkeit	Name der Salz-Lösung am Äquivalenzpunkt	Lage des Äquivalenzpunkts im ? Bereich	Name des Ions, das als schwache	? wirkt
A				
B				
C				
D				

## Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewichte mit Hilfe des Lernprogramms Titrierer

6/9

3.4 Trage in die Diagramme I bis IV aus Aufgabe 3.1 die Umschlagsbereiche der folgenden Indikatoren ein (erst Grenzen mit Feineliner ziehen, dann flächige Schraffur mit Buntstift).

Kombinationsmöglichkeit	In Diagramm	Indikatoren	Lage des Äquivalenzpunkts im ? Bereich
<b>A</b>	<b>I</b>	Bromthymolblau (6,0-7,6) gelb(sauer)-blau(alkalisch)	
<b>B</b>	<b>II</b>	Bromthymolblau (6,0-7,6) gelb(sauer)-blau(alkalisch)	
<b>C</b>	<b>III</b>	Methylorange (3,1-4,4) rot(stärker sauer)-gelb(schwächer sauer/alkalisch)	
<b>D</b>	<b>IV</b>	Phenolphthalein (8,2-10) farblos(sauer/schwach alkalisch)-pink(stärker alkalisch)	

3.5 Kreuze in der Tabelle für die angegebenen Punkte Zutreffendes an:

	I		II		III					IV				
	K	L	M	N	O	P	Q	R	S	T	U	V	W	X
Äquivalenzpunkt	<input type="checkbox"/>													
Halbäquivalenzpunkt	<input type="checkbox"/>													
pH-Wert der reinen Probelösung	<input type="checkbox"/>													
pH-Wert am Äquivalenzpunkt	<input type="checkbox"/>													
pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt	<input type="checkbox"/>													

3.6 Gib für die angegebenen Punkte die allgemeine mathematische Formel an, nach welcher an dieser Stelle der pH-Wert berechnet werden kann (vgl. Formelsammlung).

M:  
(K analog)

O:  
(T analog)

U:  
(P analog)

- 3.7 Berechne den pH-Wert einer 0,5 molaren Natriumacetat-Lösung, wie sie z.B. am Äquivalenzpunkt einer Titration von Essigsäure mit Natronlauge entsteht, wenn die Essigsäure-Ausgangskonzentration ebenfalls 0,5 mol/l betragen hat. ( $pK_B$  des Acetations =  $9,25 = 14 - 4,75$ )

$$pH = 14 - \left( \frac{1}{2} [ pK_B - \lg \{ c(CH_3COO^-)_o \} ] \right)$$

$$pH = 14 - \left( \frac{1}{2} [ 9,25 - \lg \{ 0,5 \} ] \right) = \underline{\hspace{2cm}}$$

Vergleiche diesen Wert mit dem im Programm für eine ähnliche Essigsäure-Ausgangskonzentration ermittelten Wert am Äquivalenzpunkt.

---

- 3.8 Berechne den pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt, wenn zu 0,5 mol Essigsäure in der Probelösung insgesamt 0,25 mol (also die Hälfte) Natronlauge hinzugefügt wurde. ( $pK_s$  der Essigsäure =  $4,75 = 14 - 9,25$ )

$$pH = pK_s + \lg \left\{ \frac{c(CH_3COO^-)_{GG}}{c(CH_3COOH)_{GG}} \right\}$$

$$pH = 4,75 + \lg \left\{ \frac{0,25}{0,25} \right\} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Am Halbäquivalenzpunkt ist das Verhältnis der schwachen Base und der schwachen Säure also  $\underline{\hspace{1cm}} : \underline{\hspace{1cm}} = \underline{\hspace{1cm}}$ , der Logarithmus von  $1 = 0$ , daher gilt dort allgemein:

$$pH = \underline{\hspace{2cm}}$$

- 3.9 Ergänze im Diagramm auf Seite 8 die Kurve für die Titration von 10 Milliliter Essigsäure ( $pK_s=4,75$ ) mit Natronlauge (beide  $c=1$  mol/l) gemäß der folgenden Überlegungen: [Dies entspricht Diagramm  $\underline{\hspace{1cm}}$  bzw. Kombinationsmöglichkeit  $\underline{\hspace{1cm}}$  aus Aufgabe 3.1.]

- a) Schnittpunkt mit der y-Achse bei  $x=0$ :  
Der pH-Wert der reinen Essigsäure als  $\underline{\hspace{2cm}}$  Säure ist:  
[vgl. Punkt T]

$$pH = \frac{1}{2} [ pK_s - \lg \{ c(CH_3COOH)_o \} ] = \underline{\hspace{2cm}}$$

- b) Äquivalenzpunkt:  
[vgl. Punkt V]  
x-Koordinate: Volumen der benötigten Maßlösung

$$c_{\text{Maßlösung}} \cdot V_{\text{Maßlösung}} = c_{\text{Probelösung}} \cdot V_{\text{Probelösung}}$$

$$V_{\text{Maßlösung}} = \frac{c_{\text{Probelösung}} \cdot V_{\text{Probelösung}}}{c_{\text{Maßlösung}}} = \frac{\underline{\hspace{1cm}} \text{ mol/l} \cdot \underline{\hspace{1cm}} \text{ ml}}{\underline{\hspace{1cm}} \text{ mol/l}} = \underline{\hspace{1cm}} \text{ ml}$$

y-Koordinate: pH-Wert, der aus der Reaktion der Acetationen mit Wasser resultiert (Anteile enthaltener Ionen: Essigsäure-Moleküle 0%; Acetationen 100%; vollständige Neutralisation)

**Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewichte mit Hilfe des  
Lernprogramms Titrierer**

$$pH = 14 - \left( \frac{1}{2} [ pK_B - \lg \{ c(CH_3COO^-)_o \} ] \right)$$

$$pK_B = 14 - pK_S = 14 - \underline{\hspace{1cm}} = \underline{\hspace{1cm}}$$

$$pH = 14 - \left( \frac{1}{2} [ \underline{\hspace{1cm}} - \lg \{ \underline{\hspace{1cm}} \} ] \right) = \underline{\hspace{1cm}}$$

c) Halbäquivalenzpunkt:

[vgl. Punkt U]

x-Koordinate: Volumen der benötigten Maßlösung

$$V_{\text{Maßlösung Halbäquivalenzpunkt}} = \frac{1}{2} \cdot V_{\text{Maßlösung Äquivalenzpunkt}} = \underline{\hspace{1cm}} \text{ ml}$$

y-Koordinate:

(Anteile enthaltener Ionen: Essigsäure-Moleküle 50%; Acetationen 50%; beide gleich)

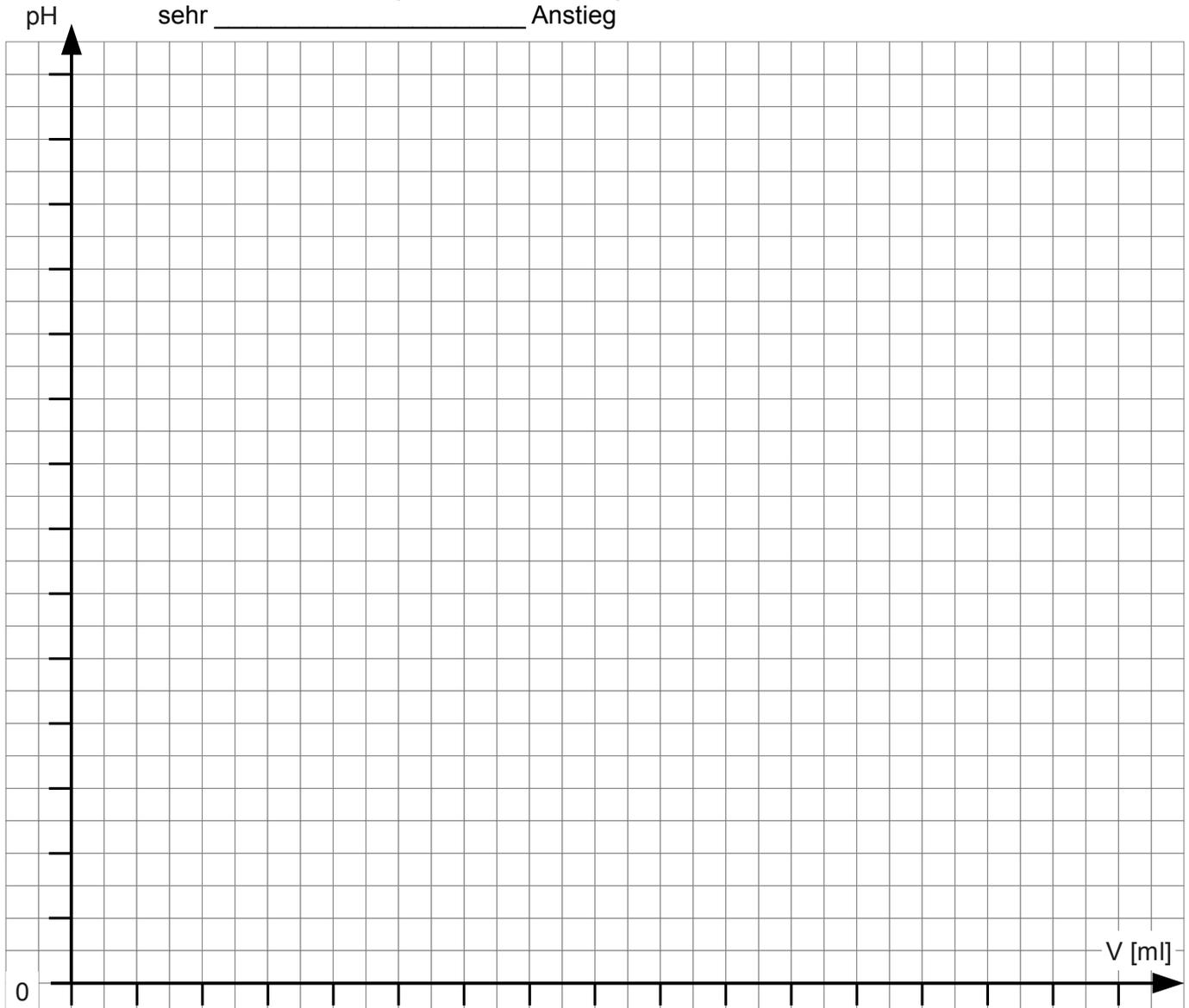
$$pH = pK_S = \underline{\hspace{1cm}} \quad (\text{vgl. Henderson-Hasselbalch-Gleichung, s. Formelsammlung})$$

d) Steigung am Äquivalenzpunkt: Nahezu senkrecht (90°)

=> Sprunghafter pH-Anstieg, Farbumschlag

e) Steigung am Halbäquivalenzpunkt: Nahezu waagrecht (0°)

=> Pufferbereich: Die Zugabe der Maßlösung bewirkt in diesem Bereich nur einen sehr                                  Anstieg



4 Pufferlösungen

- 4.1 Kennzeichne im Diagramm von Aufgabe 3.9 den Pufferbereich mit Orange (Grenzen mit Feinliner, Fläche schraffieren mit Buntstift).  
Der Pufferbereich erstreckt sich ungefähr von einem pH-Wert von  $pK_S-1$  bis  $pK_S+1$ .  
Wenn der Äquivalenzpunkt hier nach 10 ml erreicht ist, erstreckt sich der Pufferbereich also von ca. 1 ml bis 9 ml.
- 4.2 In der Tabelle sind einige Puffer sowie Indikatoren aufgeführt. Ergänze den jeweiligen Pufferbereich.

Name des Puffers	Säure	korrespondierende Base	$pK_S$ der Säure	Pufferbereich
Glycin-Puffer	Glycin	Glycin-Anion	9,7	
Ammoniak-Puffer	Ammoniumion	Ammoniak	9,25	
TRIS-Puffer	TRIS/ $H^+$	TRIS	8,2	
Phosphatpuffer	Dihydrogen-phosphation	Hydrogen-phosphation	6,8	
Essigsäure-Puffer (= Acetatpuffer)	Ethansäure (= Essigsäure)	Acetation (= Essigsäureanion)	4,75	

TRIS=Tris(hydroxymethyl)-aminomethan

- 4.3 Es soll ein Puffer mit dem pH-Wert 4,75 hergestellt werden. Dazu wurden in zwei Versuchen **V1** und **V2** zwei Lösungen hergestellt.
- a) Berechne jeweils den pH-Wert der beiden Pufferlösungen. Anschließend wurde zu beiden Lösungen 5 ml 1 molare Natronlauge hinzugegeben.
- b) Berechne jeweils den nun zu erwartenden pH-Wert.

	<b>V1</b>	<b>V2</b>
	10 ml 1 molare Ethansäure und 5 ml 1 molare Natronlauge	10 ml 0,5 molare Ethansäure und 5 ml 0,5 molare Natronlauge
a) pH-Wert der Pufferlösung:		
b) pH-Wert nach Zugabe von 5 ml 1 molare NaOH:	[Tipp: Es liegen jetzt äquivalente Mengen vor]	[Tipp: Wie viel überschüssige Natronlauge kann nicht mehr abgepuffert werden und bestimmt alleine den pH-Wert?]

- c) Welche Folgerung ergibt sich für die Pufferkapazität beider Lösungen?  
Je höher die \_\_\_\_\_ (max 1 mol/l bei verdünnten Lösungen), desto \_\_\_\_\_ die Pufferkapazität.