

Hilfsmittel: Taschenrechner, Formelsammlung, PSE

Viel Erfolg!

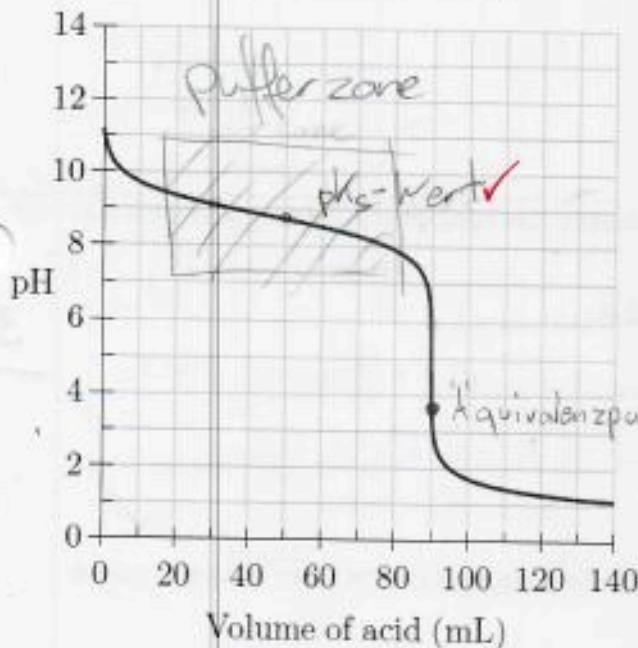
19,5/28

4,9

BEI RECHNUNGEN BITTE VOLLSTÄNDIGEN RECHENWEG UND SÄMTLICHE EINHEITEN ANGEBEN!!!

1. a) Zeichne in die folgende Titrationskurve von ein wo du den pK_s -Wert der konjugierten Säure ablesen kannst, und wo sich der Äquivalenzpunkt befindet. Die zugegebene Säure ist HCl.

4 P
3



1P

- b) Welche Konzentration hat diese basische Ammoniak-Lösung?

$$\begin{aligned} pH &= 11 \\ 11 &= 9.21 - \log(x) \\ 22 &= 9.21 - 2 \log(x) \end{aligned} \quad \left| \begin{aligned} pK_s &= 9.21 \\ 12.79 &= -\log(x) \\ 10^{-12.79} &= x \\ x &= 1.62 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l} \end{aligned} \right. f$$

- c) Stelle die Reaktionsgleichung für die bei der Titration ablaufenden Reaktion auf.



- d) Stelle die Gleichgewichtskonstante für diese Reaktion auf.

$$K = \frac{[NH_4^+] \cdot [Cl^-]}{[NH_3] \cdot [HCl]} \quad \checkmark$$

2. Warum kann die Autoprotolysereaktion von Wasser für die allermeisten pH-Wert Berechnungen vernachlässigt werden?

Weil Wasser neutral ist und gleich viele H_3O^+ und OH^- zusammenlagern.
f

1 P

0

3. a) Ein Puffersystem hat bei pH 3.6 ein Konzentrationsverhältnis von konjugierter Base zu Säure von 5.37 zu 1. Um Welches Puffersystem handelt es sich? 4 P

$$pH = 3.6$$

$$3.6 = pK_s + \log\left(\frac{5.37}{1}\right)$$

$$3.6 - \log(5.37) = pK_s$$

$$pK_s = 2.87$$

$$pK_s = 2.87$$

→ Bromessigsäure + Bromacetat



Säure

Base

- b) Was ist der Pufferbereich dieses Puffersystems? Falls du die Aufgabe 3a) nicht lösen konntest, kannst du als Puffersystem $HClO_3 / ClO_3^-$ annehmen.

$$pK_s = 2.87 \pm 1$$

Der Bereich, der allfällige Schwankungen im pH-Wert auffängt. ✓

- c) Von was hängt die Pufferkapazität eines Systems bei einem bestimmten pH-Wert ab?

Die Pufferkapazität hängt von pK_s -Wert eines Pufferpaares ab. Will man einen bestimmten pH-Wert erreichen, so nimmt man ein Pufferpaar, dessen pK_s -Wert möglichst gleich ist wie der des bestimmten pH-Wertes. f

- d) Du sollst eine bei pH 10.2 gepufferte Lösung herstellen. Wähle dafür ein geeignetes Puffersystem und begründe deine Wahl!

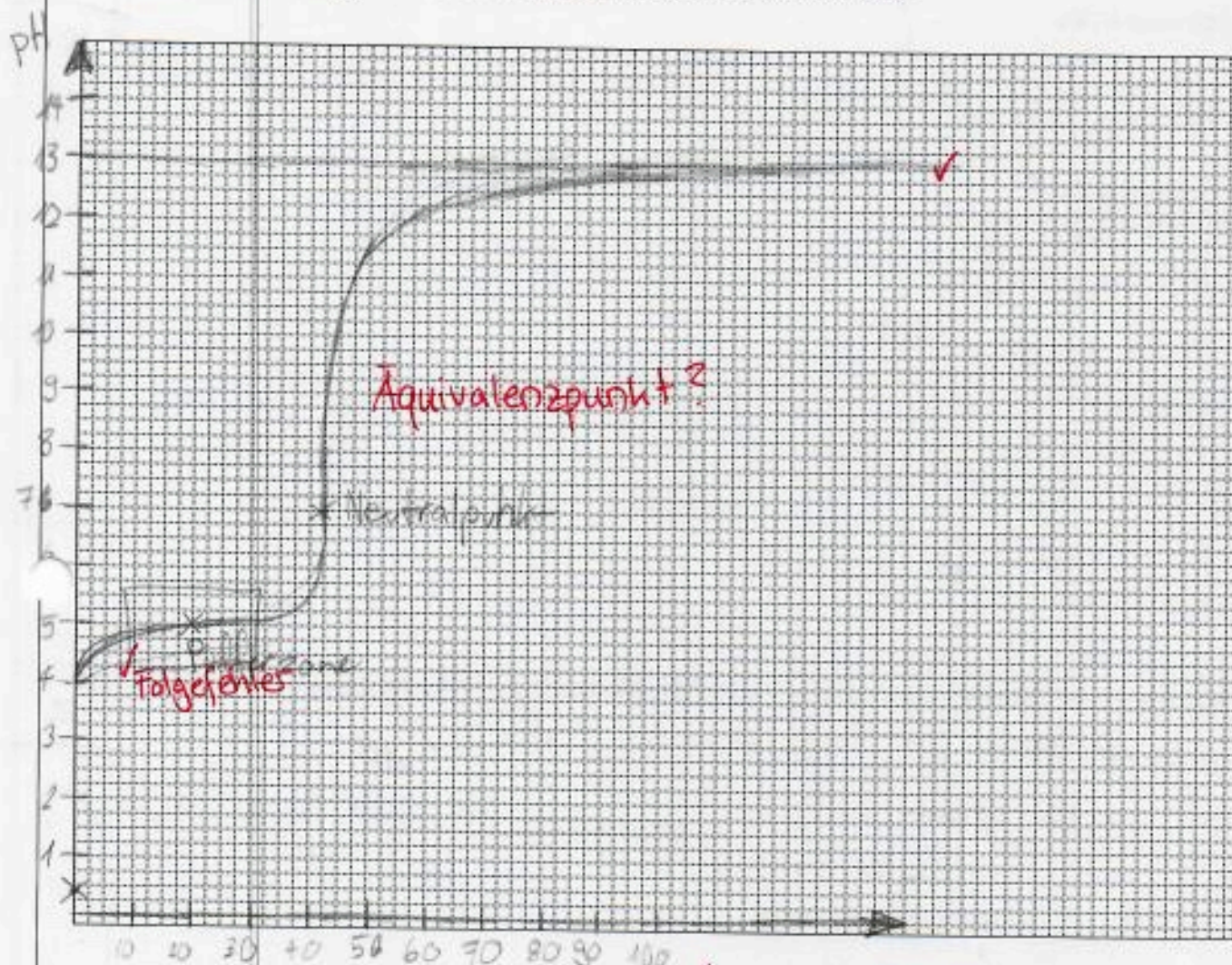
Ich würde Hydrogencarbonat und Carbonat nehmen, weil dieses Puffersystem einen pK_s -Wert von 10.4 hat. 10.4 hat einen Pufferbereich von 10.4 ± 1 , also kann man sehr genau den pH-Wert 10.2 herstellen, da die pH-Wertveränderung im Pufferbereich klein ist. ✓

3

- 4. Skizziere die Titrationskurve für die Titration von 100 ml einer 0.4 mol/l HCOOH-Lösung mit einer 0.1 mol/l NaOH-Lösung. Erkläre dein Vorgehen für das Erstellen der Skizze!

5 P

3



$\text{HCOOH: } \text{pH} = -\log 0.4 = 0.4 \quad \checkmark \quad 0.5P$

$\text{pH}_2 = \text{pH} : 0.11 = 4 \quad ? \quad 4 \cdot 0.1 = 40 \text{ ml}$

$\text{NaOH: } \text{pH} = 14 + \log 0.1 = 13 \quad \checkmark \quad 1P$

1. Anfangs- und EndpH-Wert berechnen
 2. stärkerer Beginn/Steigung
 3. Bei Pufferzone abflachen und nur kleine Veränderung
 4. ungefähre Berechnung Neutralpunkt 0.5P
 5. Nach Pufferzone ($\text{pH} \pm 1$) ansteigen, sehr steil nach oben
 6. kurz vor Erreichen des maximalen pH-Wertes abflachen.
- Wo liegt der Äq?

5. Berechne die pH-Werte der folgenden wässrigen Lösungen.

3 P

1.5

a) 0.012 mol/l HClO_4

$$\text{pH} = -\log 0.012$$

$$\text{pH} = 1.92 \quad \checkmark$$

b) 0.87 mol/l $\text{HSCN} \rightarrow$ schwach

$$\text{pH} = \frac{+\text{5} - \log 0.87}{2} \quad \checkmark$$

$$\text{pH} = 0.12 \quad f$$

0,5P

c) 0.7 mol/l SO_4^{2-}

$$\text{pH} = 14 + \log 0.7$$

$$\text{pH} = 13.85 \quad f$$

6. Was gilt unter der folgenden Bedingung? $\text{pH} = \text{pK}_s$? Begründe mit der Puffergleichung!

2 P

2

Konzentration des Pufferpaares = 1:1 \checkmark 1P

Bsp. pH-Wert 4 // Pufferpaar $\text{HSCN} + \text{SCN}^- (\text{pK}_s = 4)$

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \left(\frac{[\text{SCN}^-]}{[\text{HSCN}]} \right)$$

$$4 = 4 + \log \left(\frac{[\text{SCN}^-]}{[\text{HSCN}]} \right) \quad | -4$$

$$0 = \log \left(\frac{[\text{SCN}^-]}{[\text{HSCN}]} \right) \quad | 10^x$$

$$1 = \frac{[\text{SCN}^-]}{[\text{HSCN}]} \quad \checkmark 1P$$

7. Ergänze die fehlenden Werte in der folgenden Tabelle.

4 P

3

[H ₃ O ⁺] in mol/l	0.22	0.0002 ✓	0.0001 f	$3.38 \cdot 10^{-13}$ ✓
pH	0.66 ✓	3.7	0.39 ✓	12.4 ✓
[OH ⁻] in mol/l	$4.57 \cdot 10^{-14}$ ✓	$5.01 \cdot 10^{-14}$ ✓	0.41	0.025 ✓
pOH	13.34 ✓	10.3 ✓	13.61 ✓	1.6

8. Die Lösung einer schwachen Säure HX mit [HX]₀ = 0.26 mol/l hat einen pH Wert von 3.2.

2 P

2

- a) Welchen pK_s-Wert hat die Säure?
b) Wie gross ist die Säurekonstante K_s?

$$\begin{aligned} a) \quad 3.2 &= \frac{pK_s - \log 0.26}{2} \quad | \cdot 2 \\ 6.4 &= pK_s - \log 0.26 \quad | + \log 0.26 \\ 5.8 &= pK_s \quad \checkmark \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} a) \quad pK &= -\log K \\ 5.8 &= -\log K \\ 10^{-5.8} &= K \end{aligned}$$

$$K = 0.0000015 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \checkmark$$

9. Vervollständige die folgenden Reaktionsgleichungen.

3 P

2



