

Es werden die Werte aus dem roten Tabellenbuch (K.-T.) zugrunde gelegt. pH-Werte als Endergebnisse sind auf 1 oder 2 Stellen zu runden, Gehalts- und Massenangaben nach chemischer Vernunft.

Die Berechnungen fußen auf folgenden Formeln:

<p><b>pK<sub>s</sub> &lt; 0: starke Säuren</b>  <math>c(H_3O^+) \approx c_0(HA)</math></p> <p><math>c_0</math>: Anfangskonzentration/Gesamtkonzentration der Säure/Base, <math>c(X)</math>: Gleichgewichtskonzentration der Molekülsorte X in Lösung</p>	<p><b>pK<sub>B</sub> &lt; 0: starke Basen</b>  <math>c(OH^-) \approx c_0(B)</math>                  (gilt für protolyisierende Basen: <math>B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-</math>)</p>
<p><b>pK<sub>s</sub> = 0 – 4: mittelstarke Säuren</b>  <math display="block">c(H_3O^+) = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0(HA)}</math></p> <p><b>b) pK<sub>s</sub> &gt; 4: schwache Säuren</b>  <math>c(H_3O^+) \approx \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})}</math> oder  <math display="block">pH \approx \frac{pK_S - \lg c_0(\text{Säure})}{2}</math></p>	<p><b>a) pK<sub>B</sub> = 0 – 4: mittelstarke Basen</b>  <math display="block">c(OH^-) = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\frac{K_B^2}{4} + K_B \cdot c_0(B)}</math></p> <p><b>b) pK<sub>B</sub> &gt; 4: schwache Basen</b>  <math>c(OH^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})}</math> oder  <math display="block">pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}</math></p>

**1. pH-Wert starker Säuren und Basen**

1.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen

- |  |                           |
|--|---------------------------|
| a) 1 M HCl   | b) 0,1 M HNO <sub>3</sub> |
| c) 0,003 M H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (2. Protolysstufe wird vernachlässigt) | d) 0,5 M HNO <sub>3</sub> |

1.2 Welche Konzentration c(HCl) hat eine Salzsäure, deren pH-Wert mit pH = 5,62 gemessen wurde?

1.3 Welchen pH-Wert und welche Konzentration hat eine Chlorsäurelösung (HClO<sub>3</sub>, pK<sub>s</sub> = - 2,7), wenn c(OH<sup>-</sup>) = 1,3 · 10<sup>-13</sup> mol/L beträgt?

1.4 Welche Masse an NaOH ist in 2000 mL Natronlauge mit dem pH-Wert 10,5 enthalten?

1.5 Berechnen Sie den pH-Wert einer Kalilauge mit der Massenkonzentration β(KOH) = 0,540 g/L.

1.6 Eine gesättigte Calciumhydroxidlösung (Annahme: Salz dissoziiert beim Lösen vollständig in Ionen) besitzt pH = 12,6. Berechnen Sie die Massenkonzentration einer solchen gesättigten Lösung in g/L.

1.7 Eine Natronlauge besitzt den Massenanteil w<sub>%</sub>(NaOH) = 1,49 %. Berechnen Sie dem pH-Wert der Lösung, wenn die Dichte der Lösung 1,015 g/cm<sup>3</sup> beträgt.

1.8 Mit wie viel Wasser müssen 10 mL einer Chlorsäurelösung (pK<sub>s</sub> = - 2,7) mit pH = 2,4 rechnerisch verdünnt werden, um pH = 5,0 zu erreichen? Annahme: Volumeneffekte können vernachlässigt werden.

**2. pH-Wert schwacher und mittelstarker Säuren und Basen**

2.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender wässriger Lösungen

- |  |  |
|--|--|
| a) Essigsäure, c(CH <sub>3</sub> COOH) = 0,015 mol/L | b) Ameisensäure, c(HCOOH) = 0,035 mol/L                      |
| c) Ammoniaklösung, c(NH <sub>3</sub> ) = 0,50 mol/L  | d) Trichloressigsäure, c(CCl <sub>3</sub> COOH) = 0,55 mol/L |

2.2 8,25 g Propansäure (Propionsäure, CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-COOH ) werden zu 2,0 L aufgefüllt. Welchen pH-Wert hat die Lösung?

2.3 Eine Ameisensäurelösung hat den pH-Wert 3,2. Berechnen Sie die Massenkonzentration β(HCOOH) der Lösung.

2.4 Löst man 0,4 mol einer Säure mit Wasser zu 1000 mL Lösung, so beträgt der gemessene pH-Wert pH = 1,12. Berechnen Sie den pK<sub>s</sub>-Wert der Säure (ohne pH-Näherungsformell!)

**3. pH-Wert-Berechnung von Salzen**

3.1 Berechnen Sie folgende pH-Werte

- |  |  |   |
|--|--|---|
| a) Natriumacetatlösung mit c(NaAc) = 0,2 mol/L (Acetate: Salze der Essigsäure)           | b) Calciumacetatlösung mit c(CaAc <sub>2</sub> ) = 0,2 mol/L                               | c) Ammoniumchloridlösung mit c(NH <sub>4</sub> Cl) = 0,3 mol/L  |
| d) Ammoniumsulfatlösung mit c(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = 0,3 mol/L | e) Natriumfluorid mit c(NaF) = 0,5 mol/L<br>Fluoride: Salze der Fluorwasserstoffsäure (HF) | f) Natriumethanolat c(NaEt) = 1,0 mol/L, Ethanolate: Salze des Ethanol, <b>pK<sub>s</sub>(Ethanol) = 18,0</b> |

3.2 Eine Natriumbenzoat-Lösung hat den pH-Wert von pH = 9,0. Welche Stoffmengenkonzentration befindet sich in der Lösung? Benzoate sind Salze der Benzoesäure.

- 3.3** Wie hoch ist die Massenkonzentration  $\beta$ (Kaliumtrichlorethanolat), wenn der pH-Wert der Lösung 11,0 beträgt? Trichlorethanolate sind Salze des Trichlorethanol.  $pK_s(\text{Trichlorethanol}) = 12,24$ .  $M(\text{Kaliumtrichlorethanolat}) = 187,5 \text{ g/mol}$ .
- 3.4** Welchen Masse an Kaliumpropionat müssen in 1500 mL Wasser gelöst werden, um  $\text{pH} = 8,6$  zu erreichen?  $M(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOK}) = 122,178 \text{ g/mol}$ . Propionate (Propanoate) sind Salze der Propionsäure (Propansäure).
- 3.5** Eine 0,25-molare Lösung eines Salzes einer Base hat den pH-Wert  $\text{pH} = 4,8$ . Berechnen Sie den  $K_B$ -Wert der schwachen Base.

#### 4. pH-Wert von Pufferlösungen

- 4.1** Der PBS-Puffer („phosphate buffer saline“, zu deutsch etwa Phosphat-gepufferte Salzlösung) ist ein wichtiger Puffer in der Molekularbiologie und Biochemie, weil er im neutralen Bereich puffert und isotonisch zu den Gewebsflüssigkeiten des menschlichen Organismus ist. Er enthält:  $\beta(\text{NaCl}) = 8,0 \text{ g/L}$ ,  $\beta(\text{KCl}) = 0,2 \text{ g/L}$ ,  $\beta(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 1,44 \text{ g/L}$  und  $\beta(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 0,24 \text{ g/L}$ . Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung mit der Puffergleichung, wenn man den Einfluss von KCl und NaCl vernachlässigt.
- 4.2** In einem 1000 mL-Messkolben werden  $n = 0,1 \text{ mol}$  Essigsäure und  $n = 0,1 \text{ mol}$  Natriumacetat  $\text{CH}_3\text{COONa}$  gegeben und mit  $\text{H}_2\text{O}$  bis zur Marke aufgefüllt.
- a) Welchen pH-Wert hat die entstehende Pufferlösung?  
b) Erklären Sie die Pufferwirkung anhand geeigneter Reaktionsgleichungen.
- 4.3** In jeweils 250 mL Ammoniak-Lösung der Konzentration  $c(\text{NH}_3) = 1,00 \text{ mol/L}$  werden:  
a) 10,0 g Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ODER b) 30,0 g Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$  gelöst.  
Welchen pH-Wert hat die jeweils entstehenden Pufferlösung rechnerisch, wenn man Volumeneffekte durch Salzzugabe vernachlässigt?
- 4.4** Welcher pH-Wert stellt sich ein, wenn in 250 mL Ameisensäure-Lösung der Konzentration  $c(\text{HCOOH}) = 0,25 \text{ mol/L}$ , eine Portion von 3,50 g Natriumformiat ( $\text{HCOONa}$ ) gelöst wird? Hinweis: Volumeneffekte werden vernachlässigt.
- 4.5** Welche Konzentration an Ammoniumchlorid muss in eine Ammoniak-Lösung  $c(\text{NH}_3) = 0,010 \text{ mol/L}$  eingebracht werden, um eine Pufferlösung mit  $\text{pH} = 8,5$  zu erhalten?
- 4.6** Welche Masse an Natriumacetat muss 500 mL einer Essigsäure-Lösung der Konzentration  $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,05 \text{ mol/L}$  zugesetzt werden, damit eine Pufferlösung mit  $\text{pH} = 5,0$  erhalten wird?

#### 5. Gemischte Aufgaben und Klassenarbeitsfragen vergangener Jahre

- 5.1** Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen
- a) Magensaft,  $c(\text{HCl}) \approx 0,14 \text{ mol/L}$       c) Trimethylamin (dies ist eine Base) mit  $c = 200 \text{ mmol/L}$ , ( $K_B = 5,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ )      b) Benzolsulfonsäurelösung mit  $c = 150 \text{ mmol/L}$  ( $K_s = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )
- 5.2** Geben Sie die Namen und die Summenformeln an, von...
- a) 3 Salzen, deren wässrige Lösungen ungefähr neutral sind      b) 1 Salz, dessen wässrige Lösung sauer ist.      c) 3 Salze, deren wässrige Lösungen alkalisch sind.
- d) Begründen Sie, warum sich die Salze schwacher/starker Säuren/Basen in dieser Eigenschaft unterscheiden!
- 5.3** Berechnen Sie die in den Klammern angegeben Größen.
- a) Chlorsäure ( $\text{HClO}_3$ ) mit  $\beta(\text{HClO}_3) = 100 \text{ mg/L}$ , [ $\text{pH}$  und  $c(\text{OH}^-)$ ], Hinweis:  $\text{HClO}_3$  als starke Säure behandeln!  
b) Monochloressigsäure mit  $\text{pH} = 2,8$ . [ $c_0(\text{Monochloressigsäure})$ ], **Hinweis:  $K_s = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$**
- 5.4** Löst man in einer Milchsäure-Lösung ( $\text{CH}_3\text{-CH}(\text{OH})\text{-COOH}$ ,  $K_s = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ ) eine geringe Menge  $\text{NaOH}$  auf, so entsteht eine Pufferlösung.
- a) Geben Sie allgemein die Bestandteile einer Pufferlösung an und begründen Sie mit einer passenden Reaktionsgleichung und dazugehörigem Text, dass hier eine solche Lösung entsteht.  
b) Welcher pH-Wert stellt sich bei dem bei a) entstandenen Puffer ein, wenn die Gleichgewichtskonzentration der Säure der Pufferlösung vier mal größer ist als die Konzentration der korrespondierenden Base?
- 5.5** Eine Salzsäure-Ausgangslösung besitzt  $\text{pH} = 1,5$ . Für einen Versuch sollen daraus 500 mL einer Salzsäurelösung mit  $\text{pH} = 2$  hergestellt werden.
- a) Wie kann die gewünschte Lösung durch Verdünnen mit Wasser hergestellt werden? [RECHNUNG + praktisches Vorgehen]  
b) Wie kann die gewünschte Lösung durch Zusatz von Natriumhydroxid hergestellt werden? Hinweis: Volumeneffekte werden vernachlässigt. [RECHNUNG + praktisches Vorgehen]

## Lösungen - ohne Gewähr

**Vorbemerkung:** Die Berechnungen fußen auf den Daten, des auch im Unterricht benutzten, roten Tabellenbuch (K.-T.).

1.1

a) vollständige Protolyse  $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/L}$   
 $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 1 \approx 0$

a) vollständige Protolyse  $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,003 \text{ mol/L}$   
 $\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,003 \approx 2,5$

Da die 2. Protolysestufe nun eine untergeordnete Rolle spielt, kann sie näherungsweise vernachlässigt werden. Der tatsächliche pH-Wert kann um ca. 0,1 pH-Wert.Einheiten vom berechneten Ergebnis abweichen.

b) ) vollständige Protolyse  $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/L}$

$\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,1 \approx 1$

d) a) vollständige Protolyse  $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,5 \text{ mol/L}$

$\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,5 \approx 0,30$

1.2

$\text{pH} = 5,62 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-5,62} \text{ mol/L} = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \Rightarrow c(\text{HCl}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

1.3

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{1,3 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,077 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{HClO}_3) \approx c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 0,077 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$\text{pH} = -\lg 0,077 \approx 1,11$

1.4

$\text{pH} = 10,5 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 10,5 = 3,5$

$c(\text{OH}^-) = 10^{-3,5} \text{ mol/L} \approx 0,000316 \text{ mol/L}$

Da in 1 NaOH-Formeleinheit genau 1  $\text{OH}^-$  enthalten ist:  $c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-) \approx 0,000316 \text{ mol/L}$

In 2 L Lsg enthaltene Stoffmenge NaOH:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Lsg}) = 0,00031623 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2\text{L} = 0,000632\text{mol}$$

Umrechnung in Masse:  $m(\text{NaOH}) = 0,000632 \text{ mol} \cdot 39,9971 \text{ g/mol} \approx 0,025 \text{ g}$

1.5

Hier der Lösungsweg: Zuerst  $c(\text{KOH})$  berechnen. Daraus auf  $c(\text{OH}^-)$  schließen. Dann kann pOH und pH-Wert berechnet werden. Ergebnis:  $\text{pH} \approx 11,98$

1.6

$\text{pH} = 12,6 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 12,6 = 1,4$

$c(\text{OH}^-) = 10^{-1,4} \text{ mol/L} \approx 0,039811 \text{ mol/L}$

Da in 1  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Formeleinheit genau 2  $\text{OH}^-$  enthalten ist:  $c(\text{Ca}(\text{OH})_2) : 2 = c(\text{OH}^-) \approx 0,019905 \text{ mol/L}$

$\beta(\text{Ca}(\text{OH})_2) = c(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,019905 \text{ mol/L} \cdot 74,093 \text{ g/mol} \approx 1,475 \text{ g/L}$

## 1.7

$$c(\text{NaOH}) = \frac{\beta(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})} = \frac{w(\text{NaOH}) \cdot \rho(\text{Lsg})}{M(\text{NaOH})} = \frac{0,0149 \cdot 1,015 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{39,9971 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,000378 \frac{\text{mol}}{\text{cm}^3} \approx 0,378 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) \approx 0,378 \text{ mol/L. } p\text{OH} \approx -\lg 0,378 \approx 0,422 \Rightarrow \text{pH} \approx 13,58$$

## 1.8

Weil Chlorsäure eine starke Säure ist, gilt:  $c(\text{HClO}_3) \approx 10^{-\text{pH}}$

Konzentrat:  $c_1(\text{HClO}_3) \approx 10^{-2,4} \approx 0,003981 \text{ mol/L}$

Verdünnung:  $c_2(\text{HClO}_3) \approx 10^{-5,0} \approx 0,00001 \text{ mol/L}$

$$\text{Mischungsgleichung: } c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{c_1 \cdot V_1}{c_2} \approx \frac{0,003981 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10 \text{ mL}}{0,00001 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 3981 \text{ mL}$$

Das Gesamtvolumen der Verdünnung beträgt also ca. 3,98 L. Da 10 mL zu Beginn an Volumen schon vorliegen, müssen also noch ca. 3,97 L Wasser zugegeben werden.

## 2.1

a)

$\Rightarrow \text{pK}_s = 4,75 \Rightarrow$  Es kann die Formel für schwache Säuren angewendet werden

$$\text{pH} \approx \frac{4,75 - \lg 0,015}{2} \approx 3,29$$

b)  $\text{pK}_s(\text{Ameisensäure}) = -\lg K_s(\text{HAc}) = \approx 3,75$

$\Rightarrow \text{pK}_s 0 - 4 \Rightarrow$  Es muss die Formel für mittelstarke Säuren angewendet werden

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} + \sqrt{\frac{(1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,035 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,00242 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} \approx -\lg 0,00242 \approx 2,62$$

c)  $\text{pK}_B(\text{NH}_3) = 4,75$

$\Rightarrow \text{pK}_B > 4 \Rightarrow$  Es kann die Formel für schwache Basen angewendet werden

$$\text{pOH} \approx \frac{4,75 - \lg 0,5}{2} \approx 2,53 \Rightarrow \text{pH} \approx 14 - 2,53 \approx 11,47$$

d)  $\text{pK}_s(\text{Trichloressigsäure}) = 0,7$

Es muss die Formel für mittelstarke Säuren benutzt werden.,  $K_s = 0,2 \text{ mol/L}$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} + \sqrt{\frac{(0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,55 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,24641 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,2464 \approx 0,61$$

## 2.2

$$c(\text{Propionsäure}) = \frac{n(\text{Propionsäure})}{M(\text{Propionsäure}) \cdot V(\text{Lsg})} = \frac{8,25 \text{ g}}{74,079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ L}} = 0,0556838 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$\text{pK}_s \approx 4,9 \Rightarrow$  Es kann die Formel für schwache Säuren eingesetzt werden.

$$\text{pH} \approx \frac{4,9 - \lg 0,0556838}{2} \approx 3,1$$

### 2.3

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,2} \approx 6,30957 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Ameisensäure ist eine mittelstarke Säure:  $\text{p}K_s = 3,75$  ( $K_s = 1,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ ). =>

$$6,30957 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = -\frac{1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} + \sqrt{\frac{(1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot c(\text{HCOOH})}$$

$$7,20957 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \sqrt{\frac{(1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot c(\text{HCOOH})}$$

$$5,19779 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = \frac{(1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot c(\text{HCOOH})$$

$$5,11679 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} = 1,8 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot c(\text{HCOOH})$$

$$2,84 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{HCOOH})$$

$$\beta(\text{HCOOH}) = c(\text{HCOOH}) \cdot M(\text{HCOOH}) \approx 0,13 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

### 2.4

	HA	+ H <sub>2</sub> O	=	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	+ A <sup>-</sup>
zu Beginn (mol/L):	0,4	-		0	0
im GG (mol/L):	0,32414			- 0,07586	0,07586

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \approx \frac{0,07586 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,07586 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,32414 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,01775 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow$$

$$\text{p}K_s = -\lg 0,01775 \approx 1,75$$

ALTERNATIVE: Man setzt in die Formel für die exakte pH-Wert-Berechnung ein und löst nach  $K_s$  auf. Dies ist möglich, erfordert allerdings viele Umformungsschritte.

### 3.1 a + b)

$$\text{p}K_s(\text{HAc}) = 4,75 \text{ (Tabellenwert)}$$

$$\Rightarrow \text{p}K_B(\text{Ac}^-) = 14 - 4,756 \approx 9,25; \text{Merke: } \text{p}K_s(\text{Säure}) + \text{p}K_B(\text{korrespondierende Base}) = 14 \text{ (bei } 22^\circ\text{C)}$$

Da  $\text{p}K_B > 4$ , lässt sich die Näherungsformel für schwache Basen benutzen.

$$\text{pOH} \approx \frac{\text{p}K_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}$$

$$\text{a) } c(\text{NaAc}) = 0,2 \text{ mol/L} \quad \text{c}(\text{Ac}^-) = 0,2 \text{ mol/L} \quad \text{pOH} \approx \frac{9,25 - \lg 0,2}{2} \approx 4,97 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,97 \Rightarrow \text{pH} \approx 9,03$$

$$\text{b) } c(\text{CaAc}_2) = 0,2 \text{ mol/L} \quad \text{c}(\text{Ac}^-) = 2 \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} \approx \frac{9,25 - \lg 0,4}{2} \approx 4,82 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,82 \Rightarrow \text{pH} \approx 9,18$$

Obwohl bei der Aufgabe 1b) die Basenkonzentration doppelt so groß ist wie bei Aufgabe 1a), ist der pH-Wert nur etwas größer (1a: 9,03, 1b: 9,18).

### 3.1 c+ d)

$$\Rightarrow pK_B(NH_3) \approx 4,75 \Rightarrow pK_S(NH_4^+) = 9,25$$

Da  $pK_S > 4$ , kann die entsprechende Näherungsformel benutzt werden.

$$c) c(NH_4Cl) = 0,3 \text{ mol/L} \quad \bullet \quad c(NH_4^+) = 0,3 \text{ mol/L}$$

$$pH \approx \frac{pK_S - \lg c_0(\text{Säure})}{2} \Rightarrow pH \approx \frac{9,25 - \lg 0,3}{2} \approx 4,89$$

$$d) c((NH_4)_2SO_4) = 0,3 \text{ mol/L} \quad \bullet \quad c(NH_4^+) = 0,6 \text{ mol/L} \quad \text{Eine Formeleinheit des Salzes enthält 2 } NH_4^+ \text{-Ionen}$$

$$pH \approx \frac{9,25 - \lg 0,6}{2} \approx 4,74$$

### 3.1e)

$$pK_S = 3,45 \Rightarrow pK_B(F^-) = 14 - 3,45 \approx 10,55$$

Da  $pK_B > 4$ , lässt sich die Näherungsformel für schwache Basen benutzen.

$$pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2} \approx \frac{10,55 - \lg 0,5}{2} \approx 5,42$$

$$pH = 14 - pOH \approx 8,58$$

### 3.1f)

$$pK_S(\text{Ethanol}) = 18 \quad \bullet \quad pK_B(\text{Ethanolat}) = 14 - 18 = -4$$

Da  $pK_B < 0$ , kann man von einer starken Base ausgehen und die entsprechende Näherungsformel benutzen.

$$c(OH^-) \approx c(\text{Ethanolat}) \approx 1 \text{ mol/L} \quad \bullet \quad pOH \approx -\lg(c(OH^-)) \approx 0, \quad pH = 14 - pOH \approx 14.$$

### Nr. 3.2

$$pK_S(\text{Benzoessäure}) = 4,2 \text{ (Tabellenwert)}$$

$$\Rightarrow pK_B(\text{Benzoat}) = 14 - 4,2 \approx 9,8; \quad \text{Merke: } pK_S(\text{Säure}) + pK_B(\text{korrespondierende Base}) = 14$$

Da  $pK_B > 4$ , lässt sich die Näherungsformel für schwache Basen benutzen.

$$pH = 9,0 \quad \bullet \quad pOH = 5,0$$

$$5,0 \approx \frac{9,8 - \lg c_0(\text{Base})}{2} \Rightarrow -0,2 \approx \lg c_0(\text{Base}) \Rightarrow 10^{-0,2} \approx c_0(\text{Base}) \Rightarrow c_0(\text{Base}) \approx 0,631 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

### Nr. 3.3

$$pK_S(\text{Trichlorethanol}) = 12,24 \quad \bullet \quad pK_B(\text{Trichlorethanolat}) = 14 - 12,24 = 1,76$$

Es handelt sich um eine mittelstarke Base ( $pK_B = 0 - 4$ ), so dass die entsprechende Formel für die Berechnung genutzt werden kann.

$$K_B = 10^{-1,76} = 0,01737801 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pOH = 14 - 11,0 = 3,0 \Rightarrow c(OH^-) = 10^{-3,0} = 0,001 \text{ mol/L}$$

Zur vereinfachten Schreibweise werden die Einheiten in den Zwischenschritten der Rechnung weggelassen.

$$c(OH^-) = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\frac{K_B^2}{4} + K_B \cdot c_0(B)} \Rightarrow 0,001 = -\frac{0,01737801}{2} + \sqrt{\frac{0,301995172 \cdot 10^{-3}}{4} + 0,01737801 \cdot c_0(B)}$$

$$\Rightarrow 0,009689 = \sqrt{\frac{0,301995172 \cdot 10^{-3}}{4} + 0,01737801 \cdot c_0(B)} \Rightarrow \text{Quadrierung} \Rightarrow$$

$$93,876818 \cdot 10^{-6} = \frac{0,301995 \cdot 10^{-3}}{4} + 0,01737801 \cdot c_0(B) \Rightarrow c_0(B) \approx 0,001058 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{Trichlorethanolat}) = c(\text{Kaliumtrichlorethanolat}) = 0,001058 \text{ mol/L}$$

$$\beta = c \cdot M = 0,001058 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 187,50 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,198 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Nr. 3.4

$$pK_s(\text{Propansäure}) = 4,9 \Rightarrow pK_b(\text{Propanoat}) = 14 - 4,9 \approx 9,1$$

Da  $pK_b > 4$ , lässt sich die Näherungsformel für schwache Basen benutzen.

$$pH = 8,6 \Rightarrow pOH = 5,4$$

$$5,4 \approx \frac{9,1 - \lg c_0(\text{Base})}{2} \Rightarrow -1,7 \approx \lg c_0(\text{Base}) \Rightarrow 10^{-1,7} \approx c_0(\text{Base}) \Rightarrow c_0(\text{Base}) = 0,01995 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{Propionat}) = c(\text{Kaliumpropionat}) = 0,01995 \text{ mol/L}$$

$$c(\text{KProp}) = \frac{n(\text{KProp})}{V(\text{Lsg})} = \frac{m(\text{KProp})}{M(\text{KProp}) \cdot V(\text{Lsg})} \Rightarrow m(\text{KProp}) = c(\text{KProp}) \cdot M(\text{KProp}) \cdot V(\text{Lsg}) \approx 3,7 \text{ g}$$

Nr. 3.5

$$4,8 \approx \frac{pK_s - \lg 0,25}{2} \Rightarrow pK_s = 8,998$$

$$pK_b = 14 - pK_s \approx 14 - 8,998 \approx 5,002$$

$$K_b = 10^{-5,002} \approx 9,954 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

4.1

$$c(HPO_4^{2-}) = c(Na_2HPO_4) = \frac{\beta(Na_2HPO_4)}{M(Na_2HPO_4)} = \frac{1,44 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{141,959 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,010144 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Base})$$

$$c(H_2PO_4^-) = c(KH_2PO_4) = \frac{\beta(KH_2PO_4)}{M(KH_2PO_4)} = \frac{0,24 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{136,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0017636 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Säure})$$

$pK_s(\text{korr. Säure}) = 7,21$  (aus Tabellenbuch, 2. Protolysestufe der Phosphorsäure)

$$pH = pK_s(H_2PO_4^-) + \lg \frac{c(HPO_4^{2-})}{c(H_2PO_4^-)} = 7,21 + \lg \frac{0,010144}{0,0017636} \approx 7,97$$

Die englische Wikipedia (Stand: 30.06.2010) schreibt unter dem Stichwort „buffer solutions“ dazu: The *calculated* pH may be different from *measured* pH. [Glass electrodes](#) found in common pH meters respond not to the concentration of hydrogen ions ( $[H^+]$ ), but to their [activity](#), which depends on several factors, primarily on the [ionic strength](#) of the media. For example, calculation of pH of [phosphate-buffered saline](#) would give the value of 7.96, whereas the actual pH is 7.4.

4.2.

$$pH = pK_s(HAc) + \lg \frac{c(Ac^-)}{c(HAc)}$$

$$pK_s(HAc) = 4,75 \quad (\text{Tabellenwert})$$

$$pH = 4,75 + \lg \frac{0,1 \text{ mol/L}}{0,1 \text{ mol/L}} = 4,75 + \lg 1 = 4,75 + 0 = 4,75$$

Bemerkung: Sind die Stoffmengenkonzentration an Säure und korrespondierendem Salz gleich groß, kürzt sich der lg-Term heraus. Der pH-Wert des Puffers entspricht dem  $pK_s$ -Wert des Puffers.

b) siehe Unterlagen

4.3.

$$pH = pK_s(NH_4^+) + \lg \frac{c(NH_3)}{c(NH_4^+)}$$

$$pK_s(NH_4^+) = 14 - pK_B(NH_3) = 14 - 4,75 = 9,25$$

$$c(NH_4Cl) = \frac{m(NH_4Cl)}{M(NH_4Cl) \cdot V(NH_4Cl)}$$

$$a) c(NH_4Cl) = \frac{10 \text{ g}}{53,491 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,25 \text{ L}} = 0,7478 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$b) c(NH_4Cl) = \frac{30 \text{ g}}{53,491 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,25 \text{ L}} = 2,2434 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$a) pH = 9,25 + \lg \frac{1 \text{ mol/L}}{0,7478 \text{ mol/L}} \approx 9,38$$

$$b) pH = 9,25 + \lg \frac{1 \text{ mol/L}}{2,2434 \text{ mol/L}} \approx 8,90$$



4.4.

$$pH = pK_s(\text{HCOOH}) + \lg \frac{c(\text{HCOO}^-)}{c(\text{HCOOH})}$$

$$c(\text{NaOOCH}) = \frac{m(\text{NaOOCH})}{M(\text{NaOOCH}) \cdot V(\text{NaOOCH})} = \frac{3,50 \text{ g}}{68,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,25 \text{ L}} = 0,2059 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pK_s(\text{HCOOH}) = 3,75$$

$$pH = 3,75 + \lg \frac{0,2059 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 3,67$$

4.5.

$$pH = pK_s(\text{NH}_4^+) + \lg \frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)} \Rightarrow pK_s(\text{NH}_4^+) = 14 - pK_B(\text{NH}_3) \approx 9,25$$

$$8,5 = 9,25 + \lg \frac{0,01}{c(\text{NH}_4^+)} \Rightarrow -0,75 = \lg \frac{0,01}{c(\text{NH}_4^+)} \Rightarrow 10^{-0,75} = \frac{0,01}{c(\text{NH}_4^+)} \Rightarrow c(\text{NH}_4^+) \approx 0,056 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

4.6.

$$pH = pK_s(\text{HAc}) + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})}$$

$$pK_s(\text{HAc}) = 4,75$$

$$5,0 = 4,75 + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 0,25 = \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 10^{0,25} = \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 1,7783 = \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow c(\text{Ac}^-) = 1,7783 \cdot c(\text{HAc})$$

$$c(\text{Ac}^-) = 1,7783 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,0889 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{Ac}^-) = c(\text{NaAc}) = 0,0889 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n(\text{NaAc}) = c(\text{NaAc}) \cdot V_{\text{Puffer}} = 0,0889 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,0444 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaAc}) = 0,0444 \text{ mol} \cdot 82,034 \approx 3,65 \text{ g}$$

5.1

Magensaft

Trimethylamin  $\Rightarrow pK_B \approx 4,240$

Benzolsulfonsäure  $pK_S \approx 0,699$

$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx -$   
 $\lg c(\text{HCl}) \approx 0,85$

$$pOH \approx \frac{4,240 - \lg 0,2}{2} \approx 2,47$$

$$pH \approx 14 - 2,47 \approx 11,53$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{0,2}{2} + \sqrt{\frac{0,2^2}{4} + 0,2 \cdot 0,15 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,1$$

mol/L  $\Rightarrow pH \approx 1,00$

5.2

**sauer:**  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – Ammoniumchlorid

**alkalisch:** z.B.  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  Natriumacetat,  $\text{KCH}_3\text{CHCOO}$  Natriumpropanoat,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  Natriumphosphat

**eher neutral:** z.B.  $\text{NaCl}$  – Natriumchlorid,  $\text{NaBr}$  Natriumbromid,  $\text{KNO}_3$ : Kaliumnitrat

starke Säuren, wie z.B.  $\text{HCl}$ , haben eine große Tendenz Protonen abzugeben. Umgekehrt haben die entstehenden Säurerestionen starker Säuren (hier z.B.  $\text{Cl}^-$ ) nur eine sehr geringe Tendenz von  $\text{H}_2\text{O}$  ein Proton abzuspalten um wieder in die Säure überzugehen. Die Salze starker Säuren reagieren neutral. Schwache Säuren (z.B.  $\text{HAc}$ ) haben hingegen nur eine geringe Tendenz Protonen ( $\text{H}^+$ ) abzuspalten. Löst man die Salze schwacher Säuren in Wasser (hier z.B.  $\text{NaAc}$ ), so hat das Säurerestion (hier:  $\text{Ac}^-$ ) eine hohe Tendenz von  $\text{H}_2\text{O}$  wieder ein Proton abzuspalten um in  $\text{HAc}$  überzugehen:  $\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HAc} + \text{OH}^-$ , so dass eine alkalische Lösung entsteht.

## 5.3

a)

$$a) c(\text{HClO}_3) = \frac{\beta(\text{HClO}_3)}{M(\text{HClO}_3)} = \frac{0,1 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{84,4588 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,001184 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

da starke Säure  $\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 0,001184 \text{ mol/L}$

$$\text{pH} \approx 2,93 \Rightarrow \text{pOH} \approx 11,07 \Rightarrow c(\text{OH}^-) \approx 10^{-11,07} \approx 8,45 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$$

b)  $K_s = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{p}K_s \approx 2,85 \Rightarrow$  mittelstarke Säure

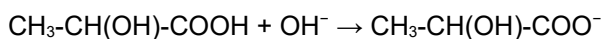
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,8} \approx 1,5849 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{K_s}{2} + \sqrt{\frac{K_s^2}{4} + K_s \cdot c_0(\text{HA})} \Rightarrow \frac{\left(c(\text{H}_3\text{O}^+) + \frac{K_s}{2}\right)^2 - \frac{K_s^2}{4}}{K_s} = c_0(\text{HA}) \approx 3,386 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow$$

$$\frac{\left(1,5849 \cdot 10^{-3} + \frac{1,4 \cdot 10^{-3}}{2}\right)^2 - \frac{(1,4 \cdot 10^{-3})^2}{4}}{1,4 \cdot 10^{-3}} \approx c_0(\text{HA}) \approx 3,38 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

## 5.4

a) Eine Pufferlösung entsteht, wenn in einer wässrigen Lösung einer schwachen oder mittelstarken Säure und die korrespondierende Base dazu in ähnlichen Konzentrationen vorliegen.



Durch Zugabe von etwas NaOH, wird ein Teil der Milchsäuremoleküle in Lactat-Ionen umgewandelt, so dass beide benötigten Bestandteile für eine Pufferlösung (Säure + korrespondierende Base) nebeneinander vorliegen.

$$b) \text{pH} = \text{p}K_s(\text{Milchsäure}) + \lg \frac{c(\text{Lactat})}{c(\text{Milchsäure})} \approx 3,85 + \lg \frac{x}{4 \cdot x} \approx 3,85 + \lg \frac{1}{4} \approx 3,25$$

## 5.5

$$a) c_1(\text{HCl}) \approx 10^{-\text{pH}} \approx 10^{-1,5} \approx 0,0316 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ und } c_2(\text{HCl}) \approx 10^{-\text{pH}} \approx 10^{-2,0} \approx 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_1 V_1 = c_2 V_2 \Rightarrow 0,0316 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot V_1 \approx 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 500 \text{ mL} \Rightarrow V_1 \approx 158 \text{ mL}$$

158 mL mit Vollpipette in 500 mL-Messkolben überführen und mit Wasser bis zur Marke auffüllen.

b) In 500 mL der Ausgangslsg. sind enthalten:

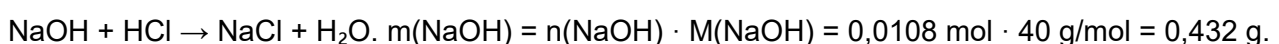
$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \approx 0,0316 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} \approx 0,0158 \text{ mol HCl}$$

In der Wunschlösung müssen enthalten sein:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \approx 0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} \approx 0,0050 \text{ mol HCl}$$

Es muss also folgende Stoffmenge  $n(\text{HCl})$  neutralisiert werden:  $n(\text{HCl}) = 0,0108 \text{ mol HCl}$

Hierfür wird dieselbe Stoffmenge NaOH benötigt, weil die beiden Verbindungen im Koeffizientenverhältnis 1:1 reagieren.



In 500 der Ausgangslösung werden 0,432 g NaOH gelöst.