

## Aufgaben zu Säuren, Basen, pH-Werte und Pufferlösungen - Vorbemerkungen

### Was muss ein Biolaborant über Säuren, Basen, pH-Werte und Puffer wissen?

- Mithilfe der Autoprotolyse erklären können, weshalb neutrales Wasser  $\text{pH} = 7$  besitzt (bei  $22\text{ °C}$ ).
- Die Unterscheidung zwischen starken und schwachen Säuren und Basen kennen.
- pH-Wert-Berechnungen mit den gegebenen Näherungsformeln für schwache und starke Säuren und Basen durchführen. Die Herleitung der Näherungsformeln ist nicht relevant.
- Biolaboranten sind sich der Ungenauigkeit der pH-Wert-Berechnungen bewusst und runden deshalb ihre Endergebnisse auf eine vernünftige Anzahl von Nachkommastellen.
- Biolaboranten können anhand der  $\text{pK}_\text{S}$ - und  $\text{pK}_\text{B}$ -Werte erkennen ob die Salze einer Säure oder Base eher sauer, neutral oder alkalisch reagiert. So erkennen Sie, dass beispielsweise Natriumchlorid im Wasser neutral, Natriumacetat im Wasser aber alkalisch reagiert.
- Wohl kaum eine andere Berufsgruppe hat mehr mit Puffern zu tun, als die Biolaborberufe (Biolaboranten, BTA etc.). Biolaboranten kennen deshalb die Grundlagen der Pufferchemie und sind sich auch der begrenzten Gültigkeit der Puffergleichung (HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung) in der Realität bewusst. Sie kennen mehrere alltagstaugliche Methoden um aus Reinstoffen Puffer herzustellen und beherrschen auch das Verdünnen von Pufferstammlösungen auf gewünschte Konzentrationen. Ihr Wissen beschränkt sich dabei nicht nur auf einfache Puffer wie Essigsäure/Acetat-Puffer oder PBS-Puffer, sondern erstreckt sich auch auf Eigenschaften wichtiger gängiger biochemische Puffersubstanzen wie HEPES, TRIS, MOPS etc (GOOD-Puffer).
- Biologielaoranten wissen grundlegende Sachverhalte zur Praxis der pH-Wert-Messung: Messstab wird in konz. Kaliumchloridlösung aufbewahrt; rund um den Neutralpunkt ist die pH-Wert-Einstellung mit Laugen oder Säuren besonders schwierig; Kalibrierung des pH-Gerätes mithilfe von 2 Pufferlösungen.

Vereinbarung: Die Berechnungen fußen auf dem im Unterricht eingeführten Tabellenbuch. Sind mehrere Tabellenwerte zu finden, so wird der Wert bevorzugt, der der Bezugstemperatur  $\vartheta = 22^\circ\text{C}$  am nächsten kommt. Alle pH-Werte beziehen sich auf diese Temperatur. Für die Berechnungen gelten folgende Formeln:

<b><math>pK_s &lt; 0</math>: starke Säuren</b> $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c_0(\text{HA})$ $c_0$ : Anfangskonzentration/Gesamtkonzentration, $c(X)$ : Gleichgewichtskonzentration der Molekülsorte X in Lösung	<b><math>pK_B &lt; 0</math>: starke Basen</b> $c(\text{OH}^-) \approx c_0(\text{B})$
<b><math>pK_s = 0 - 4</math>: mittelstarke Säuren</b> Berechnung mit komplizierter Formel (nicht behandelt) <b>b) <math>pK_s &gt; 4</math>: schwache Säuren</b> $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx \sqrt{K_s \cdot c_0(\text{Säure})} \text{ oder } pH \approx \frac{pK_s - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$	<b>a) <math>pK_B = 0 - 4</math>: mittelstarke Basen</b> Berechnung mit komplizierter Formel (nicht behandelt) <b>b) <math>pK_B &gt; 4</math>: schwache Basen</b> $c(\text{OH}^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})} \text{ oder } pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}$

## 1. pH-Wert starker Säuren und Basen und allgemeine Fragen zu Protolysen und zur pH-Wert-Messung

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. Protolysestufe wird vernachlässigt) | d) 0,5 M HNO <sub>3</sub> |

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

1.3 Welchen pH-Wert hat eine Chlorsäurelösung (HClO<sub>3</sub>,  $pK_s = -2,7$ ), wenn  $c(\text{OH}^-) = 1,3 \cdot 10^{-10}$  millimol/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  $\beta(\text{KOH}) = 0,540$  g/L.

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

1.7 Eine Natronlauge besitzt den Massenanteil  $w_0(\text{NaOH}) = 1,49$  %. 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 ( $pK_s = -2,7$ ) mit  $\text{pH} = 2,4$  rechnerisch verdünnt werden, um  $\text{pH} = 5,0$  zu erreichen? Annahme: Volumeneffekte können vernachlässigt werden.

1.9 Geben Sie 3 Beispiele für Teilchen an, die sowohl korrespondierende Säuren als auch korrespondierende Basen sein können. (ähnlich einer Prüfungsaufgabe CBL Abschlussprüfung Teil 1, Sommer 2017)

1.10 Geben Sie 3 Beispiele (Formel + Name) für mehrwertige Säuren an. (ähnlich einer Prüfungsaufgabe CBL Abschlussprüfung Teil 1, Sommer 2017)

1.11 Beschreiben Sie die Aufbewahrung und die Kalibrierung eines pH-Messgerätes (praktische Durchführung) (ähnlich einer Prüfungsaufgabe CBL Abschlussprüfung Teil 1, Sommer 2018)

## 2. pH-Wert schwacher Säuren und Basen

2.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender wässriger Lösungen

- |  |  |
|--|--|
| a) Essigsäure, $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,015$ mol/L | b) Ammoniaklösung, $c(\text{NH}_3) = 0,50$ 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 Wie groß muss die Massenkonzentration einer Benzoesäure (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>-COOH) sein, damit der pH-Wert 5,0 beträgt?

## 3. pH-Werte von Salzen

3.1 a) Welchen qualitativen Zusammenhang gibt es zwischen der Säurestärke einer Säure (z.B. Chlorwasserstoff) und der Basestärke der dazugehörigen Base (z.B. Chloridion)? Formulieren Sie die passenden Reaktionsgleichungen.

b) Welchen quantitativen Zusammenhang gibt es zwischen dem Säureexponenten einer Säure,  $pK_s(\text{HA})$ , und dem Basenexponenten der dazugehörigen Base,  $pK_B(\text{A}^-)$ ?

3.2 Folgende Salze werden in H<sub>2</sub>O gelöst. Bei welchem der Salzlösungen erwarten Sie eher neutrale, alkalische oder sauren pH-Wert? Begründen Sie!

- |   |                              |                    |
|---|------------------------------|--------------------|
| a) Natriumchlorid                                   | b) Natriumacetat             | c) Ammoniumchlorid |
| d) Kaliumphosphat (K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ) | f) Calciumdihydrogenphosphat | g) Ammoniumacetat  |

#### 4. pH-Werte und Herstellung 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 rechnerischen 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.
- Welchen pH-Wert hat die entstehende Pufferlösung?
  - 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:
- 10,0 g Ammoniumchlorid  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ODER
  - 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 Wie ändert sich der pH-Wert, wenn in 250 mL Ameisensäure-Lösung der Konzentration  $c(\text{HCOOH}) = 0,25 \text{ mol/L}$  3,50 g Natriumformiat  $\text{HCOONa}$  gelöst werden, wenn man Volumeneffekte vernachlässigt?
- 4.5 Es sollen ca. 500 mL eines 0,2-molaren Essigsäure-Natriumacetat-Puffer mit  $\text{pH} = 4,5$  mithilfe eines pH-Meters hergestellt werden.
- Geben Sie an, wie der Puffer aus reinem Natriumacetat und reiner Essigsäure als Ausgangsstoffe in der Laborpraxis hergestellt wird (wichtigste Herstellungsschritte und falls nötig, die Rechnungen zu den einzusetzenden Stoffportionen).
  - Geben Sie eine weitere Herstellungsmethode aus reiner Essigsäure und einer weiteren Chemikalie Ihrer Wahl an (wichtigste Herstellungsschritte und falls nötig, die Rechnungen zu den einzusetzenden Stoffportionen).
  - In welchem pH-Bereich kann ein Essigsäure-Acetat-Puffer eingesetzt werden?
- 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?
- 4.7 Nennen Sie mehrere Möglichkeiten um 500 mL eines 250-millimolaren Citronensäure-Natriumcitrat-Puffers mit  $\text{pH} = 4,0$  herzustellen. Zur Verfügung stehen alle erforderlichen Chemikalien.
- 4.8. Citronensäure ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ ) ist eine organische Säure, die  $K_s$ -Werte sind im Tabellenbuch zu finden.
- Puffer der Citronensäure wirken in einem relativ weiten pH-Bereich (im Vgl. zu Essigsäurepuffer). Begründen Sie kurz und geben die ungefähre Ober- und Untergrenze des pH-Bereichs an.
  - Aus Citronensäure-Monohydrat und Natronlauge sollen 2 Liter eines 250-millimolaren Puffers hergestellt werden, der bei  $\text{pH} = 6,0$  puffert. Welche Masse Citronensäure-Monohydrat ist erforderlich? Wie wird der Puffer weiter hergestellt?

#### 5. Gemischte Aufgaben und Klassenarbeitsfragen vergangener Jahre (weitere Bonus-Aufgaben gibt es online!)

- 5.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen
- Magensaft,  $c(\text{HCl}) \approx 0,14 \text{ mol/L}$
  - Trimethylamin (dies ist eine Base) mit  $c = 200 \text{ mmol/L}$  ( $K_B = 5,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$ )
- 5.2 Geben Sie die Namen und die Summenformeln an, von...
- 3 Salzen, deren wässrige Lösungen ungefähr neutral sind
  - 1 Salz, dessen wässrige Lösung sauer ist.
  - 3 Salze, deren wässrige Lösungen alkalisch sind.
- d) Begründen Sie, warum sich die Salze schwacher/starker Säuren/Basen in dieser Eigenschaft unterscheiden!
- 5.3 Eine Chlorsäure-Lösung besitzt  $\beta(\text{HClO}_3) = 100 \text{ mg/L}$ . Berechnen Sie den pH-Wert und  $c(\text{OH}^-)$  der Lösung. Hinweis:  $\text{HClO}_3$  als starke Säure behandeln!
- 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 NaOH auf, so entsteht eine Pufferlösung.
- Geben Sie allgemein die Bestandteile einer Pufferlösung an und begründen Sie mit einer passenden Reaktionsgleichung und dazugehörigem Text, dass hier eine solche Lösung entsteht.
  - 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?

## 6. Weitere Bonusaufgaben zu pH-Wert-Berechnungen und Pufferlösungen

6.1 Geben Sie den Zusammenhang zwischen folgenden Größen graphisch wieder.

- a) x-Achse:  $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ , y-Achse: pH
- b) x-Achse: pH, y-Achse:  $c(\text{OH}^-)$

6.2 Wie groß ist der absolute Unterschied in der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Stoffmengenkonzentration (d.h. die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentrationsdifferenz) zwischen folgenden pH-Werten?

- a)  $\text{pH}_1 = 0$ ,  $\text{pH}_2 = 1$
- b)  $\text{pH}_1 = 1$ ,  $\text{pH}_2 = 2$
- c)  $\text{pH}_1 = 2$ ,  $\text{pH}_2 = 3$
- d)  $\text{pH}_1 = 6$ ,  $\text{pH}_2 = 7$

6.3 Weshalb ist die pH-Wert-Anzeige eines pH-Meters im saureren Bereich (z.B.  $\text{pH} = 2$ ) relativ stabil, schwankt aber (bzw. liefert „zittrige Werte“ im neutraleren Bereich (z.B.  $\text{pH} = 6$  oder  $\text{pH} = 7$ )? Tipp: Vgl. auch Aufgabe 6.2

6.4 Aus einer Salzsäure-Stammlösung mit  $\text{pH} = 1$  sollen jeweils 1000 mL folgender Verdünnungen hergestellt werden.

- I)  $\text{pH} = 2$
- II)  $\text{pH} = 3$
- III)  $\text{pH} = 4$

- a) Welche Volumina der Stammlösungen müssen jeweils pipettiert werden.
- b) Wie würden Sie das erforderliche Gesamtvolumen an Stammlösung (auf eine gängige übliche Größe aufrunden!) aus verdünnter Salzsäure mit  $w(\text{HCl}) = 5\%$  herstellen?

6.5 Aus einer Essigsäure-Stammlösung mit  $\text{pH} = 1$  sollen jeweils 1000 mL folgender Verdünnungen hergestellt werden.

- I)  $\text{pH} = 2$
- II)  $\text{pH} = 3$
- III)  $\text{pH} = 4$

- a) Welche Volumina der Stammlösungen müssen jeweils pipettiert werden.
- b) Wie würden Sie das erforderliche Gesamtvolumen an Stammlösung (auf eine gängige übliche Größe aufrunden!) aus reiner Essigsäure ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ) herstellen?

6.6 Aus einer Salzsäure-Stammlösung sollen jeweils 50 mL folgender Verdünnungen hergestellt werden: 25 mmol/L, 50 mmol/L, 75 mmol/L und 100 mmol/L. Das kleinste zu pipettierende Volumen soll 5 mL betragen.

- a) Welche Konzentration muss die Stammlösung haben?
- b) Wie würden Sie die erforderliche Stammlösung aus einer Salzsäure mit  $w(\text{HCl}) = 30,0\%$  herstellen?

## Lösungen ohne Gewähr

**Bitte mailen Sie mir, wenn Sie über Fehler stolpern. Ich korrigiere diese dann umgehend und stelle die korrigierte Lösung online. Auch Ihre Mitschüler werden Ihnen dankbar sein.**

Vereinbarung: Sind mehr Tabellenwerte zu finden, so wird der Wert bevorzugt, der der Bezugstemperatur  $\vartheta = 22^\circ\text{C}$  am nächsten kommt. Die Berechnungen fußen auf folgenden Formeln:

<p><b><math>pK_S &lt; 0</math>: starke Säuren</b></p> <p><math>c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c_0(\text{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><math>pK_B &lt; 0</math>: starke Basen</b></p> <p><math>c(\text{OH}^-) \approx c_0(\text{B})</math></p> <p>(gilt für protolysierende Basen: <math>\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BH}^+ + \text{OH}^-</math>)</p>
<p><b><math>pK_S = 0 - 4</math>: mittelstarke Säuren</b></p> <p>pH-Wert-Berechnung mit komplizierten Formeln (hier nicht behandelt)</p> <p><b>b) <math>pK_S &gt; 4</math>: schwache Säuren</b></p> $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})} \text{ oder}$ $pH \approx \frac{pK_S - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$	<p><b>a) <math>pK_B = 0 - 4</math>: mittelstarke Basen</b></p> <p>pH-Wert-Berechnung mit komplizierten Formeln (hier nicht behandelt)</p> <p><b>b) <math>pK_B &gt; 4</math>: schwache Basen</b></p> $c(\text{OH}^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})} \text{ oder}$ $pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}$
<p><b><math>pK_S &lt; 0</math>: starke Säuren</b></p> <p><math>c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx c_0(\text{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><math>pK_B &lt; 0</math>: starke Basen</b></p> <p><math>c(\text{OH}^-) \approx c_0(\text{B})</math></p>
<p><b>b) <math>pK_S &gt; 4</math>: schwache Säuren</b></p> $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})} \text{ oder}$ $pH \approx \frac{pK_S - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$	<p><b>b) <math>pK_B &gt; 4</math>: schwache Basen</b></p> $c(\text{OH}^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{Base})} \text{ oder}$ $pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(\text{Base})}{2}$

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

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

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

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 OH<sup>-</sup> 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  $\text{pOH}$  und  $\text{pH}$ -Wert berechnet werden.

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 Ca(OH)<sub>2</sub>-Formeleinheit genau 2 OH<sup>-</sup> enthalten ist:  $c(\text{Ca(OH)}_2) : 2 = c(\text{OH}^-) \approx 0,019905 \text{ mol/L}$

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

1.7

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

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

1.8

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

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

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

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

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.

1.9

Alle Teilchen die sowohl Protonen aufnehmen als auch abgeben können (also amphotere Eigenschaften besitzen)

neutral:  $\text{H}_2\text{O}$ , Teilchen die sowohl saure als auch alkalische Reste tragen, z.B. Aminosäuren:  $\text{H}_2\text{N-R-COOH}$

geladen:  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$

1.10

2-wertige Säuren: Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , Kohlensäure  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , Schweflige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_3$

3-wertige Säuren:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , Citronensäure

4-wertige Säure: Kieselsäure  $\text{H}_4\text{SiO}_4$

1.11

Die Aufbewahrung des Messstabs erfolgt auf keinen Fall an freier Luft (Austrocknung) oder in Wasser (Auslaugung, Ionenverarmung) der empfindlichen Glasschicht, sondern in relativ konzentrierter KCl-Lösung (z.B. 3 molar).

Zur Kalibrierung wird die Elektrode in eine Pufferlösung mit bekanntem pH-Wert (z.B. pH = 4) gehalten. Ist dieser Punkt eingestellt (d.h. Anzeigewert an Sollwert angepasst, erfolgt i.d.R. mittlerweile automatisch), so wird sie in eine weitere Pufferlösung mit anderem pH-Wert (z.B. pH = 9) eingetaucht und auch hier der Wert angepasst. Nun ist das Gerät kalibriert und zwar streng genommen nur im Bereich pH = 4 – 9 (Kalibrierbereich) ! Man spricht deshalb auch von einer **2-Punktkalibrierung**.

Eine **1-Punktkalibrierung** (z.B. nur mit einer Pufferlösung mit pH = 4), würde nur Probemessungen rund um diesen einen Kalibrierpunkt erlauben.

2.1

a)  $K_s(\text{HAc}) = 1,753 \cdot 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \Rightarrow$

$\text{p}K_s(\text{HAc}) = -\lg K_s(\text{HAc}) = -\lg 1,753 \cdot 10^{-5} \approx 4,756$

$\Rightarrow \text{p}K_s > 4 \Rightarrow$  Es kann die Formel für schwache Säuren angewendet werden

$$\text{pH} \approx \frac{4,756 - \lg 0,015}{2} \approx 3,29$$

b)  $K_B(\text{NH}_3) = 1,71 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{p}K_B(\text{NH}_3) = 4,767$

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

$$\text{pOH} \approx \frac{4,767 - \lg 0,5}{2} \approx 2,53 \Rightarrow \text{pH} \approx 14 - 2,53 \approx 11,47$$

2.2

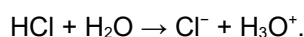
$$c(\text{Propansäure}) = \frac{n(\text{Propansäure})}{M(\text{Propansäure}) \cdot V(\text{Lsg})} = \frac{8,25 \text{ g}}{74,079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ L}} = 0,0556838 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$K_s(\text{Propansäure}) = 1,338 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{p}K_s \approx 4,874 \Rightarrow$  Es kann die Formel für schwache Säuren eingesetzt werden.

$$\text{pH} \approx \frac{4,874 - \lg 0,0556838}{2} \approx 3,06$$

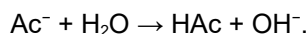
3.1 a + b)

3.1. Ist eine Säure sehr stark ( $\text{p}K_s \ll 0$ ,  $K_s$  sehr groß), dann hat sie eine hohe Tendenz ein Proton abzugeben.



Es ist unmittelbar einleuchtend, dass die entstehenden Chlorid-Ionen selbst so gut wie keine Tendenz haben, beim Eintrag in Wasser (z.B. in Form von Natriumchlorid) wiederum ein Proton aufzunehmen. Sie sind also nur sehr schwache Base. Die Reaktion  $\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-$  findet so gut wie nicht statt! => Löst man Chlorid-Ionen in Wasser auf, ändert sich deshalb der pH-Wert nicht. Allgemein kann man sagen: **Je stärker eine Säure (HA), desto schwächer ist die dazugehörige Base (A<sup>-</sup>)**. Man sagt auch „**Salze starker Säuren lösen sich im Wasser neutral auf.**“ Umgekehrt gilt auch, dass Salze schwacher Säuren ziemlich starke Basen sein können.

*Beispiel:* Essigsäure (HAc) hat als schwache Säure nur eine geringe Tendenz H<sup>+</sup> an H<sub>2</sub>O abzugeben. Trägt man HAc in Wasser ein, dann findet die Reaktion  $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$  nur in geringem Ausmaß statt. Löst man hingegen Acetat-Ionen in Wasser (z.B. in Form des Salzes NaAc), so neigen sie stark zur Protonenaufnahme:



Löst man Acetate in Wasser auf, so entsteht also eine alkalische Lösung! Allgemein kann man sagen: **Je schwächer die Säure (HA), desto stärker ist die dazugehörige Base (A<sup>-</sup>)**. Man sagt auch „**Salze schwacher Säuren reagieren im Wasser alkalisch.**“

Im Umkehrschlusse gelten auch: **So reagieren die Salze schwacher Basen (z.B. NH<sub>3</sub>) im Wasser sauer (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>-Salze, z.B. NH<sub>4</sub>Cl)**

b) Allgemein gilt für das korrespondierende Säure-Base-Paar HA/A<sup>-</sup>:

$$\boxed{\text{pK}_s(\text{HA}) + \text{pK}_B(\text{A}^-) = 14}$$

Beispiel 1: Salzsäure, HCl:  $\text{pK}_s(\text{HCl}) = -7$  => Chlorid-Ionen, Cl<sup>-</sup>:  $\text{pK}_B = 21$  (also sehr schwache Base!)

Beispiel 2: Essigsäure, HAc:  $\text{pK}_s(\text{HAc}) = 4,75$  => Acetat-Ionen, Ac<sup>-</sup>:  $\text{pK}_B = 9,25$  (schon etwas saurer, wenn auch immer noch schwache Säure)

Beispiel 3: Ethanol,  $\text{pK}_s(\text{EtOH}) = 18$  (steht nicht im Tabellenbuch) => Ethanolat-Ionen, EtO<sup>-</sup>:  $\text{pK}_B = -4$  (sehr starke Base). Löst man z.B. Natriumethanolat (NaOEt) in Wasser entstehen stark alkalische Lösungen.

**3.2 Folgende Salze werden in H<sub>2</sub>O gelöst. Bei welchem der Salzlösung erwarten Sie eher neutrale, alkalische**

Die Begründung finden Sie größtenteils bei der Antwort zu Aufgabe 3.1

a) neutral

b) alkalisch

c) sauer

d) alkalisch. Phosphate (PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>-Salze) sind die Salze der Dihydrogenphosphate. korrespondierendes Säure-Base-Paar: HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>/PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>. Da  $\text{pK}_s(\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}) = 11,74$  gilt:  $\text{pK}_B(\text{PO}_4^{3-}) = 2,25$ . => relativ starke Basen.

f) leicht alkalisch bis neutral. Es handelt sich um Salze der Säure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ( $\text{pK}_s = 2,12$ ) =>  $\text{pK}_B(\text{HPO}_4^-) = 11,9$  (also schwache Base). ABER H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> kann auch als Säure wirken (II. Protolysestufe):  $\text{pK}_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,02$ . Es überwiegen trotzdem leicht die alkalischen Eigenschaften, aber die Lösung wird nahe pH = 7 bleiben.

g) nahezu neutral (Ammonium-Ion mit  $\text{pK}_s = 9,25$  und Acetat-Ion mit  $\text{pK}_B = 9,25$  gleichen sich gerade aus!)

4.1

$$c(\text{HPO}_4^{2-}) = c(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = \frac{\beta(\text{Na}_2\text{HPO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{HPO}_4)} = \frac{1,44 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{141,959 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx 0,010144 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Base})$$



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

$pK_s(\text{korr. Säure}) = 7,21$  (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.

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

$$pK_s(HAc) = -\lg K_s(HAc) = -\lg(1,753 \cdot 10^{-3} \frac{mol^2}{L^2}) = 4,756$$

$$pH = 4,756 + \lg \frac{0,1 \frac{mol}{L}}{0,1 \frac{mol}{L}} = 4,756 + \lg 1 = 4,756 + 0 = 4,756$$

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.

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

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

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

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

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

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

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

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.

a) Zuerst stellt man eine 0,2-molare Essigsäurelösung und eine 0,2-molare Natriumacetat-Lösung her. Dann mischt man die beiden Lösungen so miteinander, dass der pH-Wert 4,5 und das benötigte Gesamtvolumen hergestellt wurde. Ist der pH-Wert z.B. noch zu sauer gibt man einfach weitere 0,2-molare Natriumacetatlösung hinzu, ist der pH-Wert zu alkalisch mischt man unter pH-Wert-Kontrolle weitere 0,2-M-Essigsäure dazu. Die Gesamtkonzentration an Acetat (in Form von  $\text{Ac}^-$  und  $\text{HAc}$ ) wird stets 0,2-mol/L sein. Da 500 mL Gesamtvolumen hergestellt werden sollen, können z.B. 300 mL von jeder der beiden Ausgangslösungen (Essigsäurelösung, Natriumacetatlösung) hergestellt werden. Die hierfür benötigten Massen müssen Sie ausrechnen!

Hinweis: Eine Berechnung der benötigten Volumina über die Puffergleichung ist zwar mathematisch möglich, wird aber in der Praxis höchstens als Überschlagsrechnung durchgeführt, da die so berechneten Volumina von den tatsächlich benötigten Volumina abweichen können.

b) Der Puffer lässt sich auch herstellen, indem zu einer Essigsäurelösung NaOH getropft wird. Das zugegebene NaOH überführt ein Teil der  $\text{HAc}$ -Stoffmenge in  $\text{NaAc}$ :  $\text{HAc} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAc} + \text{H}_2\text{O}$ .

Es wird so viel NaOH zugetropft bis der gewünschte pH-Wert eingestellt ist. Da 0,5 L eines 0,2-molaren Essigsäure-NaAc-Puffer hergestellt werden soll, werden also 0,1 mol  $\text{HAc}$  (! die gesamte enthaltene  $\text{Ac}^-$ -Stoffmenge wird also als  $\text{HAc}$  vorgelegt!) in z.B. 300 mL Wasser gelöst. Nun gibt man NaOH oder NaOH-Lösung dazu bis der gewünschte pH-Wert erreicht ist. Am Schluss füllt man nun noch auf das Endvolumen, also 500 mL auf. Der so hergestellte Puffer ist damit genau 0,2-molar. Das Auffüllen mit Wasser auf 500 mL beeinflusst den pH-Wert des Puffers nicht. Welche Masse reiner Essigsäure vorgelegt werden muss, sollten Sie selbst berechnen.

c) Eine Pufferwirkung ist nur +/- 1 pH-Einheit um den  $pK_s$ -Wert von Essigsäure gegeben.

4.6.

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

$$pK_s(\text{HAc}) = 4,76$$

$$5,0 = 4,76 + \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 0,24 = \lg \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 10^{0,24} = \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow 1,738 = \frac{c(\text{Ac}^-)}{c(\text{HAc})} \Rightarrow c(\text{Ac}^-) = 1,738 \cdot c(\text{HAc})$$

$$c(\text{Ac}^-) = 1,738 \cdot 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,0867 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c(\text{Ac}^-) = c(\text{NaAc}) = 0,0867 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n(\text{NaAc}) = c(\text{NaAc}) \cdot V_{\text{Puffer}} = 0,0867 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,0434 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaAc}) = 0,0434 \text{ mol} \cdot 82,034 \approx 3,6 \text{ g}$$

4.7

fehlt noch!

4.8

a) 3-protonige Säure => 3 Puffersysteme: CitH<sub>3</sub>/CitH<sub>2</sub><sup>-</sup> : pK<sub>s</sub> = 3,14: puffert bei 2,1 – 4,1  
 Die pH-Bereiche (pK<sub>s</sub> ± 1) greifen ineinander => CitH<sub>2</sub><sup>-</sup>/CitH<sup>-</sup> : pK<sub>s</sub> = 4,77: puffert bei 3,8 – 5,8  
 großes Pufferband von 2,1 bis 6,4 CitH<sup>-</sup>/Cit<sup>3-</sup>: pK<sub>s</sub> = 5,38: puffert bei 4,4 – 6,4

b) M(C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>7</sub>·H<sub>2</sub>O) ≈ 210,14 g/mol. In 2 L sind 500 mmol Citronensäuremonohydrat enthalten. Die wiegen ca. m ≈ 105 g. Diese Masse wird abgewogen und in z.B. ca. 1500 mL gelöst. Nun gibt man NaOH oder NaOH-Lsg. hinzu, bis pH= 6. Anschließend füllt man mit H<sub>2</sub>O bis 2000 mL auf (z.B. im Erlenmeyerkolben).

5.1

Magensaft	Trimethylamin => pK <sub>B</sub> ≈ 4,240	Benzolsulfonsäure pK <sub>s</sub> ≈ 0,699
pH = - lg c(H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ) ≈ -	$pOH \approx \frac{4,240 - \lg 0,2}{2} \approx 2,47$ $pH \approx 14 - 2,47 \approx 11,53$	$c(H_3O^+) = -\frac{0,2}{2} + \sqrt{\frac{0,2^2}{4} + 0,2 \cdot 0,15 \frac{mol}{L}} \approx 0,1$
lg c(HCl) ≈ 0,85		

5.2

**sauer:** NH<sub>4</sub>Cl – Ammoniumchlorid

**alkalisch:** z.B. NaCH<sub>3</sub>COO Natriumacetat, KCH<sub>3</sub>CHCOO Natriumpropanoat, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> Natriumphosphat

**eher neutral:** z.B. NaCl – Natriumchlorid, NaBr Natriumbromid, KNO<sub>3</sub>: Kaliumnitrat

starke Säuren, wie z.B. HCl, haben eine große Tendenz Protonen abzugeben. Umgekehrt haben die entstehenden Säurerestionen starker Säuren (hier z.B. Cl<sup>-</sup>) nur eine sehr geringe Tendenz von H<sub>2</sub>O ein Proton abzuspalten um wieder in die Säure überzugehen. Die Salze starker Säuren reagieren neutral. Schwache Säuren (z.B. HAc) haben hingegen nur eine geringe Tendenz Protonen (H<sup>+</sup>) abzuspalten. Löst man die Salze schwacher Säuren in Wasser (hier z.B. NaAc), so hat das Säurerestion (hier: Ac<sup>-</sup>) eine hohe Tendenz von H<sub>2</sub>O wieder ein Proton abzuspalten um in HAc überzugehen: Ac<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O → HAc + OH<sup>-</sup>, so dass eine alkalische Lösung entsteht.

5.3

$$c(HClO_3) = \frac{\beta(HClO_3)}{M(HClO_3)} = \frac{0,1 \frac{g}{L}}{84,4588 \frac{g}{mol}} \approx 0,001184 \frac{mol}{L}$$

da starke Säure => c(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) ≈ 0,001184 mol/L

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

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.

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