

Sofern nicht anderweitig angegeben gelten die pK_S -Werte aus dem Tabellenblatt. 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>$pK_S < 0$: starke Säuren $c(H_3O^+) \approx c_0(HA)$ c_0: Anfangskonzentration/Gesamtkonzentration der Säure/Base, $c(X)$: Gleichgewichtskonzentration der Molekülsorte X in Lösung</p>	<p>$pK_B < 0$: starke Basen $c(OH^-) \approx c_0(B)$ (gilt für protolysierende Basen: $B + H_2O \rightarrow BH^+ + OH^-$)</p>
<p>$pK_S = 0 - 4$: mittelstarke Säuren</p> $c(H_3O^+) = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0(HA)}$ <p>b) $pK_S > 4$: schwache Säuren</p> $c(H_3O^+) \approx \sqrt{K_S \cdot c_0(Säure)}$ <p>oder</p> $pH \approx \frac{pK_S - \lg c_0(Säure)}{2}$	<p>a) $pK_B = 0 - 4$: mittelstarke Basen</p> $c(OH^-) = -\frac{K_B}{2} + \sqrt{\frac{K_B^2}{4} + K_B \cdot c_0(B)}$ <p>b) $pK_B > 4$: schwache Basen</p> $c(OH^-) \approx \sqrt{K_B \cdot c_0(Base)}$ <p>oder</p> $pOH \approx \frac{pK_B - \lg c_0(Base)}{2}$

1. pH-Wert starker Säuren und Basen

1.1 Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösungen

- a) 1 M HCl
 b) 0,1 M HNO₃
 c) 0,003 M H₂SO₄ (2. Protolysstufe wird vernachlässigt)
 d) 0,5 M HNO₃

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 HClO₃ wenn $c(OH^-) = 1,3 \cdot 10^{-13}$ millimol/L beträgt?
 $pK_S = -2,7$

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 $\beta(KOH) = 0,540$ 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 $w\%(NaOH) = 1,49$ %. Berechnen Sie dem pH-Wert der Lösung, wenn die Dichte der Lösung $1,015$ g/cm³ beträgt.

1.8 Mit wie viel Wasser müssen 10 mL einer Chlorsäurelösung ($pK_S = -2,7$) 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, $c(CH_3COOH) = 0,015$ mol/L
 b) Ameisensäure, $c(HCOOH) = 0,035$ mol/L
 c) Ammoniaklösung, $c(NH_3) = 0,50$ mol/L
 d) Trichloressigsäure, $c(CCl_3COOH) = 0,55$ mol/L

2.2 8,25 g Propansäure ($pK_S = 4,9$) 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 $\beta(HCOOH)$ der Lösung.

3. pH-Wert-Berechnung von Salzen

3.1 Berechnen Sie folgende pH-Werte

- a) Natriumacetatlösung mit $c(NaAc) = 0,2$ mol/L
 b) Calciumacetatlösung mit $c(CaAc_2) = 0,2$ mol/L
 c) Ammoniumchloridlösung mit $c(NH_4Cl) = 0,3$ mol/L
 d) Ammoniumsulfatlösung mit $c(NH_4)_2SO_4 = 0,3$ mol/L
 e) Natriumfluorid mit $c(NaF) = 0,5$ mol/L
 f) Natriumethanolat $c(NaEt) = 1,0$ mol/L, Ethanolate: Salze des Ethanols, $pK_S(Ethanol) = 18,0$

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 (C₆H₅-COOH)

3.3 Wie hoch ist die Massenkonzentration an Kaliumtrichlorethanolat, wenn der pH-Wert der Lösung $pH = 11,0$ beträgt? Trichlorethanolate sind Salze des Trichlorethanol. pK_S (Trichlorethanol) = 12,24. M (Kaliumtrichlorethanolat) = 187,50 g/mol.

3.4 Welchen Masse an Kaliumpropionat müssen in 1500 mL Wasser gelöst werden, um pH = 8,6 zu erreichen? $M(\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOK}) = 122,178 \text{ g/mol}$. Propionate (Propanoate) sind Salze der Propansäure ($\text{p}K_s = 4,9$).

3.5 Eine 0,25-molare Lösung eines Salzes einer Base besitzt pH = 1,3. Berechnen Sie den K_B -Wert der 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 CH_3COONa gegeben und mit H_2O 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 NH_4Cl ODER b) 30,0 g Ammoniumchlorid NH_4Cl 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 (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 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 angegebenen Größen.

a) Chlorsäure (HClO_3) mit $\beta(\text{HClO}_3) = 100 \text{ mg/L}$, [pH und $c(\text{OH}^-)$]

b) Monochloressigsäure mit $\text{pH} = 2,8$. [$c_0(\text{Monochloressigsäure})$], $K_s = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

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 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 In Wasser wird Essigsäure gelöst, so dass die Konzentration $c_0(\text{HAc}) = 0,02 \text{ mmol/L}$ beträgt.

a) Berechnen Sie die genaue H_3O^+ -Konzentration, den genauen pH-Wert (auf 2 Nachkommastellen) und den genauen Protolysegrad α (beides ohne Verwendung von Näherungsformeln)

b) Warum liefert die Näherungsformel für die pH-Wert-Berechnung in diesem Fall einen stärker abweichenden Wert?

c) Wie verändert sich der Protolysegrad α , wenn man die eingetragene Konzentration $c_0(\text{HAc})$ erhöht? Begründen Sie!

5.6 Begründen Sie ausführlich, warum der pH-Wert einer 0,05-molaren Schwefelsäure, einer 0,05-molaren Perchlorsäure und einer 0,05-molaren Salzsäure sehr ähnlich sind, obwohl die drei Säuren deutliche Unterschiede in den $\text{p}K_s$ -Werten und/oder der Anzahl der abspaltbaren Protonen besitzen.

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 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 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: $c(\text{HClO}_3) \approx 10^{-\text{pH}}$

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

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

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

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.

2.1

a)

$\text{pK}_s = 4,76 \Rightarrow$ Es kann die Formel für schwache Säuren angewendet werden

$$\text{pH} \approx \frac{4,76 - \lg 0,015}{2} \approx 3,29$$

b) $\text{pK}_s(\text{Ameisensäure}) = 3,75$

$\Rightarrow \text{pK}_s 0 - 4 \Rightarrow$ 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) $\text{pK}_s(\text{Trichloressigsäure}) = 0,65$

Es muss die Formel für mittelstarke Säuren benutzt werden., $\text{K}_s \approx 0,224 \text{ mol/L}$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{0,224 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} + \sqrt{\frac{(0,224 \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,55 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,238 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,238 \approx 0,62$$

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

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

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

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

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

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

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

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.

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

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

$$\text{b) } c(\text{CaAc}_2) = 0,2 \text{ mol/L} \quad \text{p}K_B(\text{Ac}^-) = 9,25 \quad c(\text{Ac}^-) = 2 \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,4 \text{ mol/L}$$

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

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)

$$\Rightarrow \text{p}K_B(\text{NH}_3) \approx 4,75 \Rightarrow \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,25$$

Da $\text{p}K_s > 4$, kann die entsprechende Näherungsformel benutzt werden.

$$\text{c) } c(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,3 \text{ mol/L} \quad \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,25 \quad c(\text{NH}_4^+) = 0,3 \text{ mol/L}$$

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

$$\text{d) } c((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 0,3 \text{ mol/L} \quad \text{p}K_s(\text{NH}_4^+) = 9,25 \quad c(\text{NH}_4^+) = 0,6 \text{ mol/L} \quad \text{Eine Formeleinheit des Salzes enthält 2 NH}_4^+\text{-Ionen}$$

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

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.

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

Nr. 3.2

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

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

$$5,0 \approx \frac{9,80 - \lg c_0(\text{Base})}{2} \Rightarrow -0,2 \approx \lg c_0(\text{Base}) \Rightarrow 10^{-0,2} \approx c_0(\text{Base}) \Rightarrow c_0(\text{Base}) \approx 0,631 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

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.

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

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

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

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

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

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

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

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

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.

$$pH = 8,6 \quad \text{U} \quad pOH = 5,4$$

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

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

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

Nr. 3.5

	HB ⁺	+ H ₂ O	→	B	+ H ₃ O ⁺
vor Protolyse	0,25				
nach Protolyse	0,25 - 0,05 = 0,2			0,05	0,05

$$K_S(\text{HB}^+) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HB}^+)} = \frac{0,05^2}{0,2} = 0,0125$$

$$K_B(\text{B}) = \frac{10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{0,0125 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 8 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

4.1

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

$$c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = c(\text{KH}_2\text{PO}_4) = \frac{\beta(\text{KH}_2\text{PO}_4)}{M(\text{KH}_2\text{PO}_4)} = \frac{0,24 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{136,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0017636 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = c(\text{korr. Säure})$$

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

$$pH = pK_S(\text{H}_2\text{PO}_4^-) + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} = 7,21 + \lg \frac{0,010144}{0,0017636} \approx 7,97$$

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 ($[\text{H}^+]$), 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 pKs-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.

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

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

$$pK_s(HCOOH) = 3,75$$

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

4.5.

$$pH = pK_s(NH_4^+) + \lg \frac{c(NH_3)}{c(NH_4^+)} \Rightarrow pK_s(NH_4^+) = 14 - pK_B(NH_3) \approx 9,25$$

$$8,5 = 9,25 + \lg \frac{0,01}{c(NH_4^+)} \Rightarrow -0,75 = \lg \frac{0,01}{c(NH_4^+)} \Rightarrow 10^{-0,75} = \frac{0,01}{c(NH_4^+)} \Rightarrow c(NH_4^+) \approx 0,056 \frac{mol}{L}$$

4.6.

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

$$pK_s(HAc) = 4,75$$

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

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

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

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

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

5.1

Magensaft

Trimethylamin $\Rightarrow pK_B \approx 4,240$

Benzolsulfonsäure $pK_s \approx 0,699$

$pH = -\lg c(H_3O^+) \approx -$
 $\lg c(HCl) \approx 0,85$

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

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

$$c(H_3O^+) = -\frac{0,2}{2} + \sqrt{\frac{0,2^2}{4} + 0,2 \cdot 0,15 \frac{mol}{L}} \approx 0,1$$

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

5.2

sauer: NH_4Cl – Ammoniumchlorid

alkalisch: z.B. $NaCH_3COO$ Natriumacetat, KCH_3CHCOO Natriumpropanoat, Na_3PO_4 Natriumphosphat

eher neutral: z.B. $NaCl$ – Natriumchlorid, $NaBr$ Natriumbromid, KNO_3 : Kaliumnitrat

starke Säuren, wie z.B. HCl , haben eine große Tendenz Protonen abzugeben. Umgekehrt haben die entstehenden Säurerestionen starker Säuren (hier z.B. Cl^-) nur eine sehr geringe Tendenz von H_2O 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^+) abzuspalten. Löst man die Salze schwacher Säuren in Wasser (hier z.B. $NaAc$), so hat das Säurerestion (hier: Ac^-) eine hohe Tendenz von H_2O wieder ein Proton abzuspalten um in HAc überzugehen: $Ac^- + H_2O \rightarrow HAc + OH^-$, so dass eine alkalische Lösung entsteht.

5.3

a)

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

da starke Säure $\Rightarrow c(H_3O^+) \approx 0,001184 mol/L$

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

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

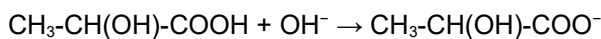
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,8} \approx 1,5849 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

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

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.

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

5.5.

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\frac{K_S}{2} + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0(\text{HA})} = -\frac{1,753 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2} + \sqrt{\frac{(1,753 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{4} + 1,753 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 11,91 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pH = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\lg 11,91 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 4,92.$$

$$\alpha = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c_0(\text{HAc})} = \frac{11,91 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{0,02 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \approx 0,596$$

b) Bei sehr geringen Säurekonzentrationen liefert die Näherungsformel für schwache Säuren schlechtere Werte, weil sie davon ausgeht, dass schwache Säuren kaum protolysieren, so dass $c(\text{HA}) \approx c_0(\text{HA})$ gilt. Nach dem Ostwaldschen Verdünnungsgesetz nimmt jedoch der Protolysegrad mit dünner werdender Säure zu.

c) Der Protolysegrad nimmt ab. Dies ergibt sich aus dem Ostwaldschen Verdünnungsgesetz:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_S}{c}}$$

5.6

b) nivellierender Effekt des Wassers: Die stärkste existierende Säure in Wasser ist H_3O^+ ($pK_S = -1,74$). Alle Säuren die stärker sind, d.h. einen kleinen pK_S -Wert besitzen, protolysieren vollständig in H_3O^+ . Wie stark die Säure dabei genau ist, spielt keine Rolle, weil sie in jedem Fall vollständig protolysiert. Bei gleicher Säurekonzentration $c_0(\text{HA})$ entsteht in jedem Fall dieselbe H_3O^+ -Konzentration bzw. derselbe pH-Wert.

Zwar kann Schwefelsäure 2 Protonen abgeben, aber HSO_4^- ($pK_S = 1,94$) ist eine viel schwächere Säure als H_2SO_4 ($pK_S = 3$) und protolysiert aus diesem Grund schon in geringerem Ausmaß. Hinzu kommt, dass die 1. Protolysestufe zu einer hohen H_3O^+ -Konzentration führt, die das Gleichgewicht der 2. Protolysestufe noch weiter nach links verschiebt. Die 2. Protolysestufe findet also kaum statt.