

Formeln:

$pH = -\log(c(H_3O^+))$ analog $pOH = -\log(c(OH^-))$ < pH Berechnung starker Säuren/Basen ✓

$\Rightarrow c(H_3O^+) = 10^{-pH}$ ✓

$pH = \frac{1}{2}(pK_s - \log(c_o(HA)))$ analog $pOH = \frac{1}{2}(pK_b - \log(c_o(B)))$ < schwache Säuren/Basen ✓ pK_b

$pH + pOH = 14$ ✓

$pK_s + pK_b = 14$ ✓

$pK_s = -\log(K_s)$ ✓

$K_s = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ ✓

Konstanten:
 $K_w = 10^{-14} \frac{mol}{L^2}$ ← Ionenprodukt des Wassers ✓

Aufgaben:

1. Berechne die Konzentrationen der Oxonium-, Hydroxid-Ionen in folgenden Lösungen:

- a) Essigsäure-Lösung, pH = 2,9
- b) Ammoniak-Lösung, pH = 9,5
- c) Salzsäure-Lösung, pH = 2,0
- d) Natriumhydroxid-Lösung, pH = 12,5

2. 2,5g Kaliumhydroxid wurden in 50 ml Wasser gelöst.

$n(KOH) = 56,11 \frac{g}{mol}$ $pK_b(OH^-) = -1,74$

- a) Berechne den pH-, pOH-Wert, die Konzentrationen der Oxonium-, Hydroxid-Ionen.
- b) Wie ändert sich der pH Wert bei einer 100ml, 250ml, 1l Verdünnung.

3. Für eine Säure gilt $pK_s = 2,4$. Berechne K_s .

4. Berechne den pH-Wert für folgende Lösungen: (Nicht für jede Rechnung ist der pK_s -Wert nötig, denken!) ✓

a) Ameisensäure (0,01 mol/L; $pK_s = 3,65$)

b) Essigsäure (0,5 mol/L; $pK_s = 4,65$)

c) Ammoniak-Lösung (0,075 mol/l; $pK_s = 9,2$)
 (NH₄⁺)

d) Salzsäure (0,29 $\frac{mol}{L}$; $pK_s = -7$) $-1,74$

e) Salpetersäure (0,73 $\frac{mol}{L}$; $pK_s = -1,32$)

5. 40 ml Essigsäure wurde mit Wasser auf einen Liter aufgefüllt. Berechne den pH, pOH Wert.

keine

$\rho(CH_3COOH)_{25^\circ C} = 1,044 \frac{g}{cm^3}$
 $pK_s(-) = 4,65$

* Alle Werte aufgerundet auf die 2. Dezimalstelle.

Lösungsblatt:

Aufgabe 1:

a) Essigsäure $pH = 2,9$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = ?$$

$$c(\text{OH}^-) = ?$$

$$\begin{aligned} 1. c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 10^{-pH} \\ &= 10^{-2,9} \approx \underline{1,26 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \end{aligned}$$

$$2.1. pH + pOH = 14 \quad \curvearrowright \quad pOH = 14 - pH$$

$$pOH = 14 - 2,9 = 11,1$$

$$\begin{aligned} c(\text{OH}^-) &= 10^{-pOH} \\ &= 10^{-11,1} \approx \underline{7,94 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \end{aligned}$$

$$\text{oder} \quad 2.2. c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w \quad | : c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\begin{aligned} c(\text{OH}^-) &= \frac{K_w}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} \\ &= \frac{10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{1,26 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \\ &\approx \underline{7,94 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \end{aligned}$$

Test:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w$$

$$K_{\text{wist}} = 1,26 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 7,94 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1,00064 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \approx 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$K_{\text{wself}} = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

=> Die Werte stimmen überein. Die Stoffmengenkonzentrationen der Oxonium-Ionen, Hydroxid-Ionen wurden richtig berechnet.

b) $pH = 9,5$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{3,16 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$c(\text{OH}^-) = \underline{3,16 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

c) $pH = 2,0$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$c(\text{OH}^-) = \underline{10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

d) $pH = 12,5$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{3,16 \cdot 10^{-13} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$c(\text{OH}^-) = \underline{3,16 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

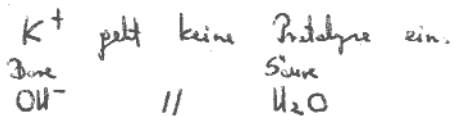
Aufgabe 2:

geg.: $m(\text{KOH}) = 2,5 \text{ g}$
 $M(\text{KOH}) = 56,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 0,05 \text{ L}$

ges.: 1. $n = ?$
 $c = ?$
2. $\text{pH} = ?$
 $\text{pOH} = ?$
3. $\text{pH}_{100 \text{ mL}} = ?$
 $\text{pH}_{250 \text{ mL}} = ?$
 $\text{pH}_{1000 \text{ mL}} = ?$

1. $n = \frac{m}{M}$
 $c = \frac{n}{V}$
 $c = \frac{m}{M \cdot V}$
 $= \frac{2,5 \text{ g}}{56,11 \text{ g} \cdot 0,05 \text{ L}}$
 $\approx 0,89 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

2. Korrespondierende Säure/Base - Paare:



$\text{p}K_{\text{B}} = -1,74 \leftarrow$ starke Base

$\text{pOH} = -\log(c(\text{KOH}))$, besser $\text{pOH} = -\log(c(\text{OH}^-))$
 $= -\log(0,89 \frac{\text{mol}}{\text{L}})$

$\approx 0,051 \approx \underline{0,05}$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14$

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$= 14 - 0,05$

$= \underline{13,95} \leftarrow$ pH Wert werden normalerweise aufgerundet $\Rightarrow \underline{\underline{\text{pH} = 14}}$

3. 1. $c_{100 \text{ mL}} = \frac{2,5 \text{ g}}{56,11 \text{ g} \cdot 0,1 \text{ L}} = 0,45 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ | 2. $c_{250 \text{ mL}} = 0,18 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ | 3. $c_{1000 \text{ mL}} = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$\text{pOH} = -\log(0,45 \frac{\text{mol}}{\text{L}}) = 0,35$

$\text{pOH} = 0,74$

$\text{pOH} = 1,40$

$\text{pH}_{100 \text{ mL}} = 14 - 0,35 = \underline{13,65}$

$\text{pH}_{250 \text{ mL}} = \underline{13,26}$

$\text{pH}_{1000 \text{ mL}} = \underline{12,6}$

\Rightarrow Je größer die Verdünnung, desto kleiner der pH Wert.

Aufgabe 3:

$$pK_s = 2,4$$

$$K_s = ?$$

$$pK_s = -\log(K_s) \quad \leadsto \quad K_s = 10^{-pK_s}$$

Wie umformen?

$$\begin{aligned} pK_s &= -\log K_s \\ -pK_s &= \log K_s \\ 10^{-pK_s} &= K_s \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 1. & (-1) \\ 1. & \text{ Umkehrfunktion:} \\ & \left(\begin{aligned} \log x &= 10^x \\ \ln x &= e^x \end{aligned} \right) \end{aligned}$$

$$K_s = 10^{-2,4}$$

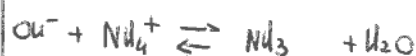
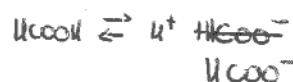
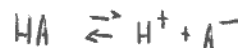
$$= \underline{\underline{3,98 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}}$$

Aufgabe 4:

1. HCOOH $pK_s = 3,65 \Rightarrow$ Ameisensäure ist eine schwache Säure

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} \cdot (pK_s - \log(c_0(\text{HA}))) \\ &= \frac{1}{2} \cdot (3,65 - \log(0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}})) \\ &= 2,825 \approx \underline{\underline{2,83}} \end{aligned}$$

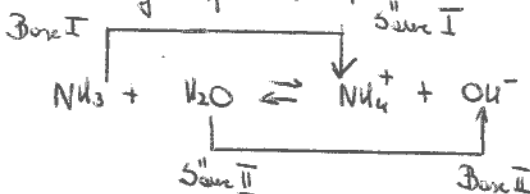
Legende:



2. CH_3COOH $pK_s = 4,65 \Rightarrow$ schwache Säure

$$\text{pH} = \underline{\underline{2,48}}$$

3. NH_3 -Lsg. $pK_s = 9,21, 9,30$



Die Protonendonatoren sind: NH_4^+ und H_2O

Der pK_s -Wert bezieht sich also nicht auf das NH_3 , sondern auf NH_4^+ .

$$pK_s + pK_B = 14 \quad \leadsto \quad pK_B = 14 - pK_s$$

$$\begin{aligned} pK_B &= 14 - 9,30 \\ &= \underline{\underline{4,7}} \end{aligned}$$



Protolyse-Werte: $\underline{\underline{4,7}} \quad 9,30 \Rightarrow$ Die Protolyse von NH_3 findet verstärkt statt

(je kleiner der pK_x -Wert, desto stärker die Protolyse)

$$\begin{aligned} \text{pH}_1 &= \frac{1}{2} \cdot (9,30 - \log(c_0(\text{NH}_3\text{-Lsg.}))) \\ &= \frac{1}{2} \cdot (9,30 - \log(0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}})) = \underline{\underline{5,21}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= \frac{1}{2} \cdot (4,7 - \log(0,075 \frac{\text{mol}}{\text{L}})) \\ &= 2,91 \end{aligned}$$

$\text{pH}_1 \neq \text{pH}_2$ (problematisches Beispiel)

$$\text{pH}_2 = \underline{\underline{11,09}}$$

4. HCl $pK_s = -1,74 \Rightarrow$ starke Säure

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log\left(0,23 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \\ &= 0,54 \approx \underline{\underline{1}} \end{aligned}$$

5. HNO_3 $pK_s = -1,32 \Rightarrow$ starke Säure

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log\left(0,73 \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) \\ &= 0,14 \approx \underline{\underline{1}} \end{aligned}$$

Aufgabe 5

$$\begin{aligned} \rho(\text{CH}_3\text{COOH}) &= 1,044 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \\ M(\text{---}) &= 60,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ V(\text{---}) &= 40 \text{ mL} \\ V(\text{H}_2\text{O}) &= 1 \text{ L} \end{aligned}$$

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \sim \quad m = \rho \cdot V$$

$$m = 1,044 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 40 \text{ mL} = \underline{\underline{41,76 \text{ g}}}$$

$$\begin{aligned} c &= \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \\ &= \frac{41,76 \text{ g/mol}}{60,1 \text{ g} \cdot 1 \text{ L}} = \underline{\underline{0,69 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}} \end{aligned}$$

$$m = ?$$

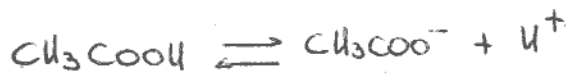
$$n = ?$$

$$c = ?$$

$$c(\text{H}_2\text{O}^+) = ?$$

$$c(\text{OH}^-) = ?$$

$pK_s = 4,65 \Rightarrow$ keine komplette Protolyse



bemer: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $pK_s = 4,65 \rightarrow$ Gleichgewicht ^{verschoben} auf die Produktseite

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} (pK_s - \log(c_0(\text{HA}))) \\ &= \frac{1}{2} (4,65 - \log(0,69 \frac{\text{mol}}{\text{L}})) \\ &= 2,41 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= 14 - \text{pH} \\ &= 11,59 \end{aligned}$$