

Aufgabe II.1 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 125)

Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die folgenden Reaktionen:

- HNO₃ (Säure) reagiert mit H₂O (Base).
- HClO₄ (Säure) reagiert mit HCO₃⁻ (Base).



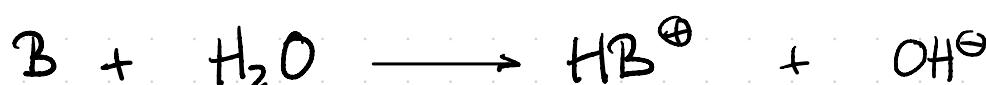
Aufgabe II.3 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 129)

Berechnen Sie die fehlenden Größen bei 25 °C:

c(H ₃ O ⁺)	c(OH ⁻)
10 ⁻¹⁰ mol · L ⁻¹	10 ⁻⁴ mol/L
10 ⁻⁵ mol/L	10 ⁻⁵ mol · L ⁻¹
5 · 10 ⁻⁹ mol · L ⁻¹	2 · 10 ⁻⁶ mol/L

Aufgabe II.4 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 130)

Ein Stoff, dessen Moleküle B gegenüber Wassermolekülen als Base reagieren, wird in Wasser gelöst. Geben Sie an, welche Aussagen Sie über c(H₃O⁺), c(OH⁻), pH und pOH machen können und welche Art von Lösung vorliegt.



$$c(H_3O^{\oplus}) < 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} ; \quad pH > 7$$

$$c(OH^{\ominus}) > 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} ; \quad pOH < 7$$

Es handelt sich um eine alkalische Lösung.

Aufgabe II.5 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 2 S. 156)

- a) Definieren Sie den pH-Wert.
 b) Berechnen Sie die fehlenden Größen (bei 25 °C):

$c(H_3O^+)$	$c(OH^-)$	pH	pOH
$10^{-6} \frac{mol}{L}$	$10^{-8} \frac{mol}{L}$	6	8
$10^{-9} \frac{mol}{L}$	$10^{-5} mol \cdot L^{-1}$	9	5
$10^{-2,3} \frac{mol}{L}$	$10^{-11,7} \frac{mol}{L}$	2,3	11,7
$5 \cdot 10^{-9} mol \cdot L^{-1}$	$10^{-5,7} \frac{mol}{L}$	8,3	5,7

a) Der pH-Wert einer Lösung ist der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration $c(H_3O^+)$ der Lösung mit der Einheit $\frac{mol}{L}$.

$$pH = -\log [c(H_3O^+)]$$

b) siehe Tabelle.

Aufgabe II.6

Berechnen Sie anhand des Ionenprodukts des Wassers den pH-Wert von reinem Wasser bei 10 °C und bei 50 °C. Benutzen Sie hierfür die Tabelle im Buch.

Ionenprodukt des Wassers: $K_w = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$

In einer neutralen Lösung gilt: $c(H_3O^+) = c(OH^-)$

Daher: $K_w = c^2(H_3O^+) \Leftrightarrow \sqrt{K_w} = c(H_3O^+)$

$$\Leftrightarrow -\log(\sqrt{K_w}) = -\log(c(H_3O^+))$$

$$\Leftrightarrow pH = -\log(\sqrt{K_w})$$

Bei 10 °C:

| Bei 50 °C:

$$K_w = 0,29 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{0,29 \cdot 10^{-14}})$$

$= 7,27$

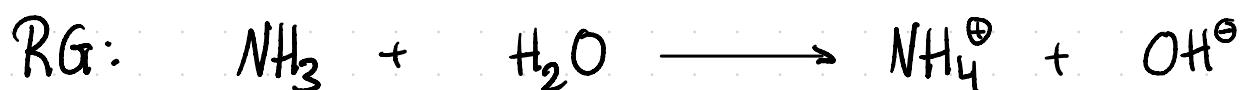
$$K_w = 5,47 \cdot 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$\text{pH} = -\log(\sqrt{5,47 \cdot 10^{-14}})$$

$= 6,63$

Aufgabe II.7 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 133)

Erstellen Sie die Reaktionsgleichung der Base NH_3 mit der Säure H_2O und kennzeichnen Sie die korrespondierenden Säure-Base-Paare.

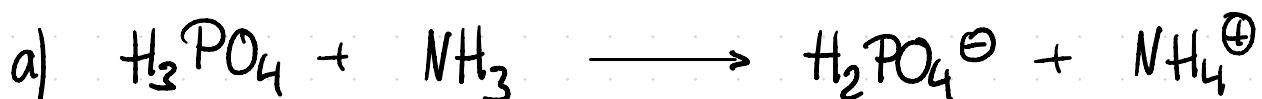


Korrespondierende Säure/Base-Paare: $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$; $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$

Aufgabe II.8

Formulieren Sie für die folgenden Säure-Base-Reaktionen in wässriger Lösung die Reaktionsgleichungen (das jeweils zuerst angegebene Teilchen reagiert als Säure) und benennen Sie alle vorkommenden Teilchen. Geben Sie die an den Reaktionen beteiligten, korrespondierenden Säure-Base-Paare an.

- | | |
|---|---|
| a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3$ | e) $\text{HS}^- + \text{OH}^-$ |
| b) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ | f) $\text{HSO}_4^- + \text{CO}_3^{2-}$ |
| c) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_3$ | g) $\text{H}_2\text{S} + \text{CH}_3\text{COO}^-$ |
| d) $\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-}$ | h) $\text{HCO}_3^- + \text{F}^-$ |



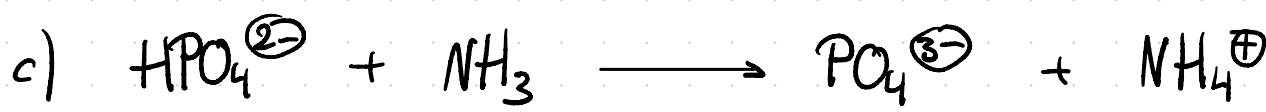
$\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$: Phosphorsäure / Dihydrogenphosphat-Ion

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: Ammonium-Ion / Ammoniak



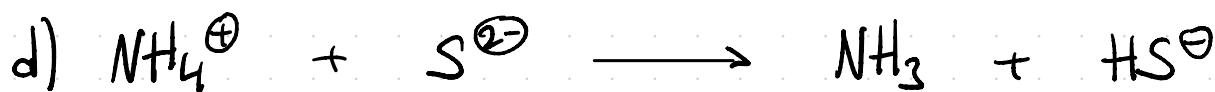
$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$: Essigsäure; Ethansäure / Acetat-Ion

$\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$: Phosphorsäure / Dihydrogenphosphat-Ion



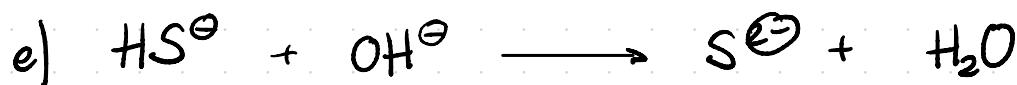
$\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$: Hydrogenphosphat - Ion / Phosphat - Ion

$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: Ammonium - Ion / Ammoniak



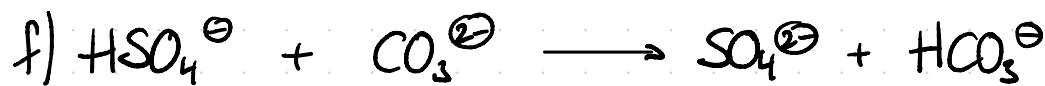
$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$: Ammonium - Ion / Ammoniak

$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$: Hydrogensulfid - Ion / Sulfid - Ion



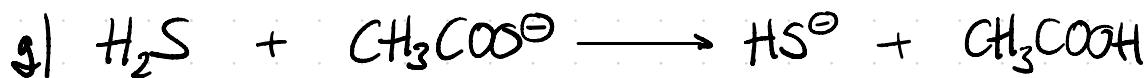
$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$: Hydrogensulfid - Ion / Sulfid - Ion

$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$: Wasser / Hydroxid - Ion



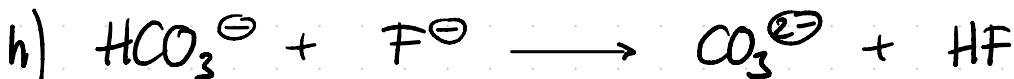
$\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$: Hydrogensulfat - Ion / Sulfat - Ion

$\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$: Hydrogencarbonat - Ion / Carbonat - Ion



$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$: Schwefelwasserstoffsäure / Hydrogensulfid - Ion

$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$: Essigsäure ; Ethansäure / Acetat - Ion



$\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$: Hydrogencarbonat - Ion / Carbonat - Ion

HF/F^- : Fluorwasserstoffsäure / Fluorid - Ion

Aufgabe II.9

Welche der folgenden Teilchen halten Sie für Ampholyte? Geben Sie für jeden Ampholyten die korrespondierende Säure und die korrespondierende Base an.
 H_2PO_4^- , CO_3^{2-} , NH_3 , PO_4^{3-} , HS^- , H_3O^+ , HNO_3 .

<u>korrespondierende Säure</u>	<u>Teilchen</u>	<u>korrespondierende Base</u>
H_3PO_4	H_2PO_4^- (Ampholyt)	HPO_4^{2-}
HCO_3^-	CO_3^{2-}	/
NH_4^+	NH_3	/
HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	/
H_2S	HS^- (Ampholyt)	S^{2-}
/	H_3O^+	H_2O
/	HNO_3	NO_3^-

Aufgabe II.10

Essigsäure der Konzentration $c_0(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ weist den pH-Wert $\text{pH} = 2,9$ auf. Wie groß ist der K_s -Wert der Essigsäure? Wie groß ist der $\text{p}K_s$ -Wert? (Geben Sie alle Näherungen an.)



Vorher: $c_0(\text{HAc})$

Im GGW: $c(\text{HAc})$ konstant $c(\text{Ac}^-)$ $c(\text{H}_3\text{O}^+)$

$$K_s = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})}$$

Näherungen:

- HAc ist eine schwache Säure und daher nur geringfügig protolysiert
 $c_0(\text{HAc}) \approx c(\text{HAc})$

- Die Autoprotolyse des Wassers wird vernachlässigt.

$$c(H_3O^+) \approx c(Ac^-)$$

Daher:

$$K_s = \frac{c^2(H_3O^+)}{c(HAc)} = \frac{(10^{-2,3} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2}{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,58 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

und

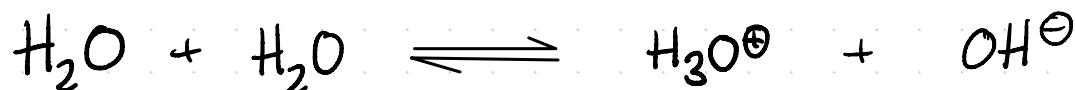
$$\text{pH} = -\log(K_s) = -\log(1,58 \cdot 10^{-5}) = 4,8$$

Aufgabe II.11

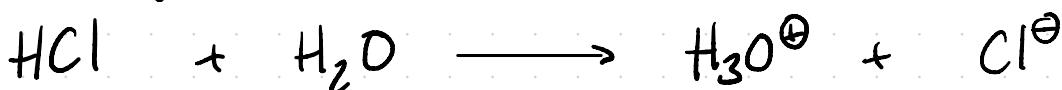
Geben Sie an, welche Teilchen in den folgenden Lösungen vorliegen und ordnen Sie diese für die jeweiligen Lösungen nach absteigender Konzentration.

- Salzsäure $c_0(HCl) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Essigsäure $c_0(HAc) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Natronlauge $c_0(NaOH) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- Ammoniaklösung $c_0(NH_3) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

a) Autoprotolyse von Wasser:



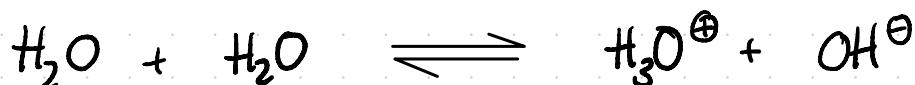
Protolysegleichung:



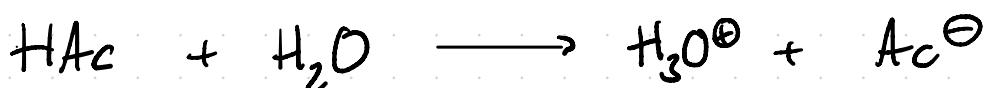
Konzentrationen:

$$c(H_2O) > c(H_3O^+) > c(Cl^-) \gg c(OH^-)$$

b) Autoprotolyse von Wasser:



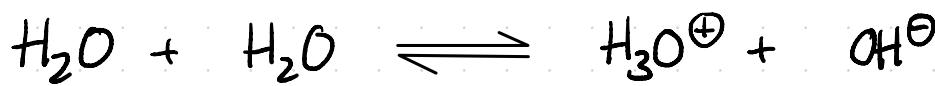
Protolysegleichung:



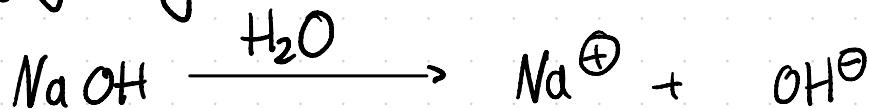
Konzentrationen:

$$c(H_2O) > c(H_3O^+) > c(Ac^-) \gg c(OH^-)$$

c) Autoprotolyse von Wasser:



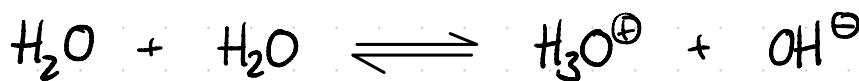
Protolysegleichung:



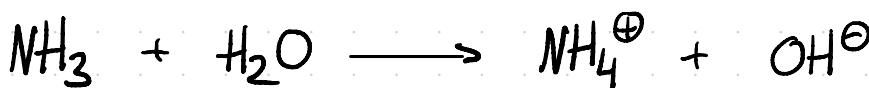
Konzentrationen:

$$c(\text{H}_2\text{O}) > c(\text{OH}^-) > c(\text{Na}^+) \gg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

d) Autoprotolyse von Wasser:



Protolysegleichung:



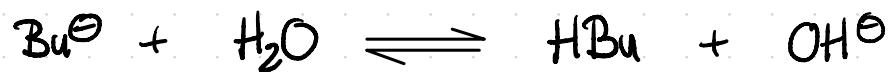
Konzentrationen:

$$c(\text{H}_2\text{O}) > c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{NH}_4^+) \gg c(\text{OH}^-)$$

Aufgabe II.12

Eine Lösung des Butanolat-Anions der Konzentration $c_0(\text{Bu}^-) = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ weist den pH-Wert $\text{pH} = 9,11$ auf. Wie groß ist der pK_s -Wert der korrespondierenden Butter-säure? (Geben Sie alle Näherungen an.)

Gegeben: $c_0(\text{Bu}^-) = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$; $\text{pH} = 9,11$
 $\Rightarrow \text{pOH} = 4,89$



Vor der Protolyse	$c_0(\text{Bu}^-)$			
Im Gleichgewicht	$c(\text{Bu}^-)$	konstant	$c(\text{HBu})$	$c(\text{OH}^-)$

$$K_B = \frac{c(\text{tBu}) \cdot c(\text{OH}^\ominus)}{c(\text{Bu}^\ominus)}$$

Näherungen:

* Bu^\ominus ist eine schwache Base daher nur geringfügig protoniert
 $c(\text{Bu}^\ominus) \approx c_0(\text{Bu}^\ominus)$

* Die Autoprotolyse von Wasser wird vernachlässigt:
 $c(\text{OH}^\ominus) \approx c(\text{tBu})$

Also:

$$K_B = \frac{c^2(\text{OH}^\ominus)}{c_0(\text{Bu}^\ominus)} = \frac{(10^{-\text{pOH}})^2}{c_0(\text{tBu})} = \frac{(10^{-4,85})^2}{0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 6,64 \cdot 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\begin{aligned} \text{p}K_B &= -\log(K_B) \\ &= -\log(6,64 \cdot 10^{-10}) \\ &= 9,18 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{p}K_S &= 14 - \log(K_B) \\ &= 14 - \log(6,64 \cdot 10^{-10}) \\ &= 4,82 \end{aligned}$$

Aufgabe II.13 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 2 S. 135)

Begründen Sie, ob bei den folgenden Teilchen die Säurestärke oder die Basenstärke überwiegt: HSO_4^\ominus , HCO_3^\ominus , $\text{H}_2\text{PO}_4^\ominus$, HPO_4^{2-} .

HSO_4^\ominus : $\text{p}K_S(1,92)$, keine Protonenaufnahme; saurer Charakter überwiegt

HCO_3^\ominus : $\text{p}K_B(7,48) < \text{p}K_S(10,40)$; basischer Charakter überwiegt.

$\text{H}_2\text{PO}_4^\ominus$: $\text{p}K_S(7,20) < \text{p}K_B(11,87)$; saurer Charakter überwiegt

HPO_4^{2-} : $\text{p}K_B(6,80) < \text{p}K_S(12,36)$; basischer Charakter überwiegt

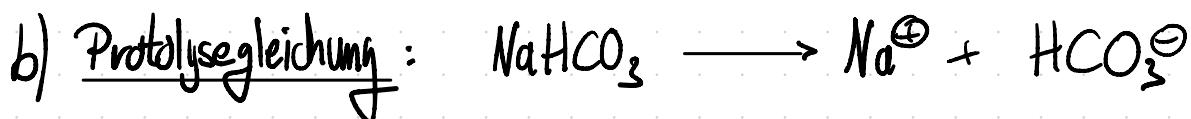
Aufgabe II.14 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 7 S. 156)

Ein Mitschüler sagt: „ HCO_3^- ist ein Ampholyt, d.h., es gilt: $\text{pK}_\text{s}(\text{HCO}_3^-) + \text{pK}_\text{B}(\text{HCO}_3^-) = 14$.“

- Erläutern Sie den Fehler in der Argumentation und korrigieren Sie ihn.
- Begründen Sie mithilfe von $\text{pK}_\text{s}(\text{HCO}_3^-)$ und $\text{pK}_\text{B}(\text{HCO}_3^-)$, ob eine Lösung von Natriumhydrogencarbonat (NaHCO_3) in Wasser sauer, neutral oder alkalisch reagiert.

a) Ein Ampholyt ist ein Teilchen das entweder als Brønsted-Säure oder als Brønsted-Base reagieren kann.

HCO_3^- ist ein Ampholyt: korrespondierende Base CO_3^{2-} ; Säure H_2CO_3
 $\text{pK}_\text{s} + \text{pK}_\text{B} = 14$, gilt für jede Säure-Base-Paare



Na^+ : reagiert nicht mit Wasser (Alkalimetall, geringe Ladungsdichte)

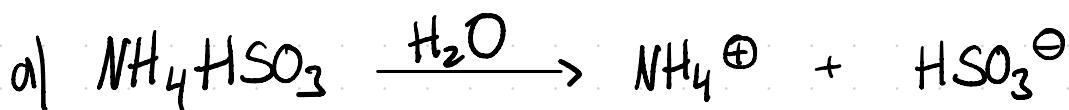
$$\text{pK}_\text{B}(\text{HCO}_3^-) < \text{pK}_\text{s}(\text{HCO}_3^-)$$

→ Die Lösung ist alkalisch.

Aufgabe II.15

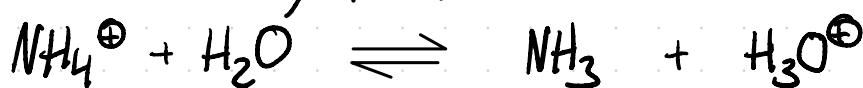
Formulieren Sie die Lösungsgleichungen der folgenden Salze in Wasser und bestimmen Sie anschließend den Charakter der entstandenen Lösungen anhand der darin enthaltenen Ionen. Begründen Sie:

- Ammoniumhydrogensulfat
- Calciumdihydrogenphosphat
- Aluminiumperchlorat
- Natriumacetat
- Ammoniumcyanid

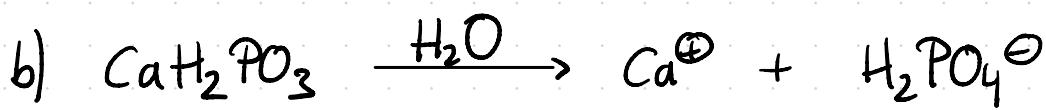


NH_4^+ : schwache Säure; $\text{pK}_\text{s}(\text{NH}_4^+) = 9,25$

HSO_3^- : schwache Säure; $\text{pK}_\text{s}(\text{HSO}_3^-) = 1,92$

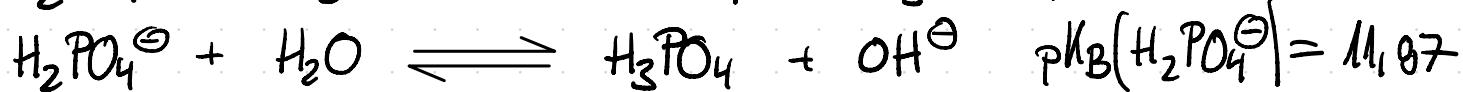
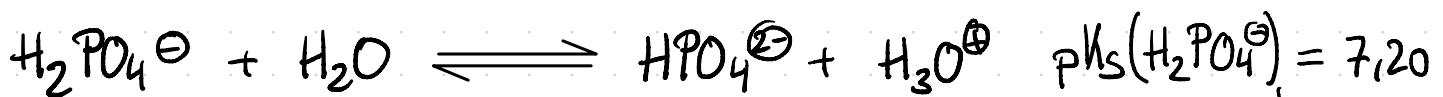


\Rightarrow Die Lösung ist sauer.



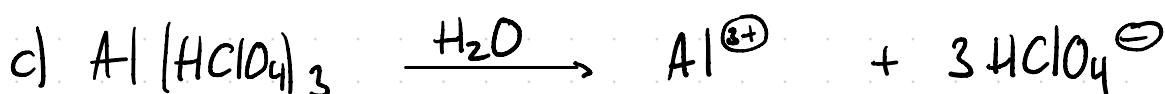
Ca^{\oplus} : kein Einfluss, ist ein Erdalkalimetallkation

$\text{H}_2\text{PO}_4^{\ominus}$: Ampholyt:

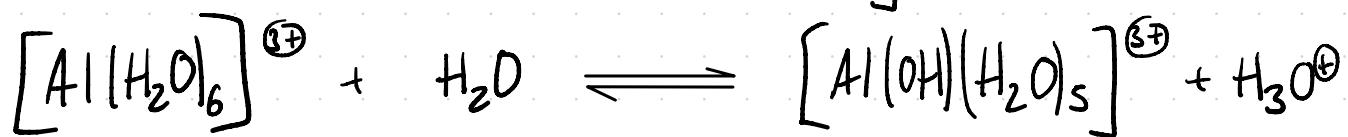


$$pK_s(\text{H}_2\text{PO}_4^{\ominus}) < pK_B(\text{H}_2\text{PO}_4^{\ominus})$$

\Rightarrow Die Lösung ist sauer.

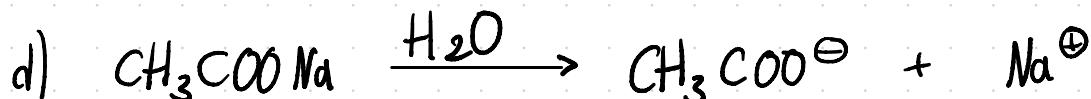


Al^{3+} : schwache Säure $pK_s([\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) = 4,85$



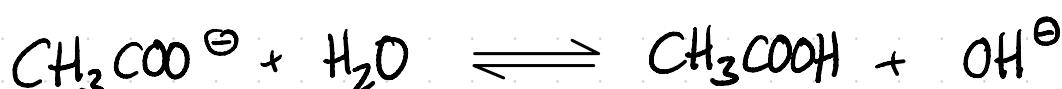
HClO_4^{\ominus} : keine Protonenaufnahme

\Rightarrow Die Lösung ist sauer.

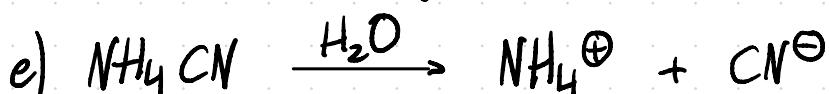


Na^{\oplus} : Alkalimetallkation, kein Einfluss

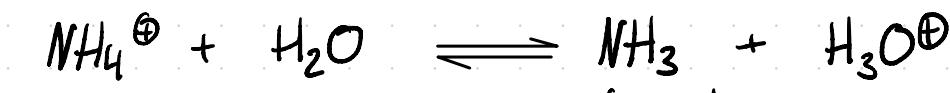
$\text{CH}_3\text{COO}^{\ominus}$: schwache Base ; $pK_B(\text{CH}_3\text{COO}^{\ominus}) = 9,25$



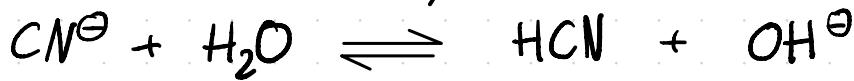
\Rightarrow Die Lösung ist basisch



NH_4^{\oplus} : schwache Säure ; $pK_s(\text{NH}_4^{\oplus}) = 9,25$



CN^- : schwache Base ; $pK_B(CN^-) = 4,60$



$$pK_s(NH_4^+) > pK_B(CN^-)$$

\Rightarrow Die Lösung ist basisch.

Aufgabe II.16 (Cornelsen Fokus Chemie S II – S. 156)

Bei Reinigungsarbeiten mit Salzsäure einer Konzentration von $c(HCl) = 2 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ ist ein Liter der Säure in ein Sammelbecken für Regenwasser gelaufen, in dem sich 5 m^3 Wasser befanden. Darf das Wasser in die Abwasserkanalisation gepumpt werden, wenn der pH-Wert für Abwasserleitungen nicht kleiner als 4 sein darf?

$$c_1 = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} ; V_1 = 1\text{L} ; c_2 = ? ; V_2 = 5000\text{L}$$

$$\begin{aligned} \underline{\text{Verdünnungsgesetz: }} \quad c_2 &= \frac{V_1}{V_2} \cdot c_1 \\ &= \frac{1}{5000} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ &= \underline{4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \end{aligned}$$

$$pH = -\log(c_2) = -\log(4 \cdot 10^{-4}) = \underline{3,40}$$

$pH = 3,4 < 4$, daher darf die Lösung nicht entsorgt werden.

Aufgabe II.17 (Cornelsen Fokus Chemie S II – S. 136)

Laugengebäck wird vor dem Backen mit Natronlauge bestrichen. Die Natronlauge fördert die Hydrolyse von Proteinen zu Aminosäuren, was die Bräunung an der Teigoberfläche begünstigt. Die verwendete Natronlauge enthält 31 g Natriumhydroxid in einem Liter. In der wässrigen Lösung liegt $NaOH$ vollständig in $Na^{+}_{(aq)}$ und $OH^{-}_{(aq)}$ vor. Berechnen Sie den pH-Wert der Natronlauge.



$$c(NaOH) = \frac{n(NaOH)}{V_{Lg}} = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH) \cdot V_{Lg}} = \frac{31 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1\text{L}} = 0,78 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\underline{\text{Da: }} c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-) = 0,78 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log(0,78) = 13,89$$

Aufgabe II.18 (Cornelsen Fokus Chemie S II – S. 137)

Zusätze von Essig wurden bereits vor über 2000 Jahren in Erfrischungsgetränken geschätzt, beispielsweise von römischen Soldaten während langer Märsche. Weil er sauer ist, können sich Bakterien in ihm kaum vermehren, sodass das Getränk länger frisch bleibt. Speiseessig enthält pro Liter 60 g Essigsäure, $\text{pK}_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$.

Berechnen Sie den pH-Wert von Speiseessig.

$$c(\text{HAc}) = \frac{n(\text{HAc})}{V_{\text{Lsg}}} = \frac{m(\text{HAc})}{M(\text{HAc}) \cdot V_{\text{Lsg}}} = \frac{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ L}} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{schwache Säure: } \text{pH} = \frac{1}{2} [\text{pK}_s - \log(c(\text{HAc}))]$$

$$= \frac{1}{2} [4,75 - \log(1)]$$

$$= 2,38$$

Aufgabe II.19 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 2 S. 137)

Die Lösung einer Base B mit $c_0(\text{B}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ hat einen pH-Wert von 8,07.

- Warum handelt es sich bei B nicht um eine starke Base? Begründen Sie.
- Identifizieren Sie die Base mit Hilfe der protochemischen Reihe.

a) Bei einer starken Base gilt: $c_0(\text{OH}^\ominus) = x \cdot c_0(\text{B}) ; x \in \mathbb{N}^*$

Bei einer starken Base wäre die Stoffmengenkonzentration der Hydroxidionen in der Lösung $c(\text{OH}^\ominus)$ mindestens so groß wie die Anfangskonzentration der Base $c_0(\text{B})$ und der pH der Lösung wäre größer oder gleich:

$$\text{pH} = 14 + \log(c_0(\text{B}))$$

$$= 14 + \log(0,1)$$

= 13

Da der pH-Wert der Lösung jedoch 8,07 beträgt, kann man ausschließen, dass es sich bei der Base B um eine starke Base handelt.

$$\begin{aligned}
 b) \text{ Formel: } \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log(c_0(B))] \\
 \Leftrightarrow 14 - \text{pH} &= \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log(c_0(B))] \\
 \Leftrightarrow 2 \cdot (14 - \text{pH}) &= \text{pK}_B - \log(c_0(B)) \\
 \Leftrightarrow \text{pK}_B &= 2 \cdot (14 - \text{pH}) + \log(c_0(B)) \\
 &= 2 \cdot (14 - 8,07) + \log(0,1) \\
 &= 10,86
 \end{aligned}$$

Dieser pK_B -Wert entspricht ungefähr dem des Fluorid-Ions; F^\ominus

Aufgabe II.20 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 2 S. 138)

Berechnen Sie das zur Herstellung von einem Liter Schwefelsäurelösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) benötigte Volumen an konzentrierter Schwefelsäure. Die handelsübliche konzentrierte Schwefelsäure hat einen Massenanteil von 98 % und eine Dichte von $1,84 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

Gegeben: $c = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$; $w = 0,98$; $\rho = 1,84 \frac{\text{kg}}{\text{L}}$

Gesucht: V

Gefunden:

$$\begin{aligned}
 \text{Für } 1\text{ L: } m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m_{\text{LS}} \cdot 0,98 \\
 &= 1840 \text{ g} \cdot 0,98 \\
 &= \underline{\underline{1803,2 \text{ g}}}
 \end{aligned}$$

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V}$$

$$= \frac{1803,2 \cancel{g}}{98 \cancel{\frac{g}{mol}}} \cdot 1L$$

$$= 18,4 \frac{mol}{L}$$

Verdünnungsgesetz: $c_1(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_1 = c_2(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_2$

$$\Leftrightarrow V_1 = \frac{c_2(\text{H}_2\text{SO}_4)}{c_1(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot V_2$$

$$= \frac{0,1}{18,4} \cdot 1L$$

$$= 54 \text{ mL}$$

Aufgabe II.21

Durch Zugabe von Natriumformiat in Wasser entstehen 129 mL einer Lösung der Massenkonzentration $\beta = 51 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

- Berechnen Sie den pH-Wert der Natriumformiat-Lösung.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der OH^- -Ionen in dieser Natriumformiat-Lösung.
- Auf welches Volumen müssen die 129 mL der Natriumformiat-Lösung verdünnt werden, um eine Lösung mit $\text{pH} = 8,4$ zu erhalten?

a)

$$c(\text{NaOOCCH}) = \frac{\beta(\text{NaOOCCH})}{M(\text{NaOOCCH})}$$

$$= \frac{51 \cancel{\frac{g}{L}}}{60 \cancel{\frac{g}{mol}}}$$

$$= 0,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log(c(\text{NaOOCCH}))]$$

$$= 14 - \frac{1}{2} [10,25 - \log(0,75)]$$

$$= 8,81$$

b) $pOH = 14 - pH$
 $= 14 - 8,81$
 $= 5,19$

$$c(OH^\ominus) = 10^{-pOH}$$
$$= 10^{-5,19}$$
$$= 6,46 \cdot 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

c) Es gilt: $pH = 14 - \frac{1}{2} [pK_B - \log(c_0(\text{NaOOC}))]$

$$\Leftrightarrow c_0(\text{NaOOC}) = 10^{2 \cdot (pH - 14) + pK_B}$$
$$= 10^{2 \cdot (8,4 - 14) + 10,25}$$
$$= 0,112 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Verdünnung: $c(\text{NaOOC}) \cdot V = c_0(\text{NaOOC}) \cdot V_0$

$$\Leftrightarrow V_0 = \frac{c(\text{NaOOC})}{c_0(\text{NaOOC})} \cdot V$$
$$= \frac{0,75}{0,112} \cdot 12 \text{ mL}$$
$$= 862,3 \text{ mL}$$

Aufgabe II.22

5 mL konzentrierte Salpetersäure (65%ig, $\rho = 1,40 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$) werden auf 200 mL verdünnt. Berechnen Sie den pH-Wert der verdünnten Lösung.

$$m_{LSg} = \rho(\text{HNO}_3) \cdot V_{LSg}$$

$$= 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 5 \text{mL}$$

$$= \underline{7 \text{g}}$$

$$m(\text{HNO}_3) = w(\text{HNO}_3) \cdot m_{\text{Lsg}}$$

$$= 0,65 \cdot 7 \text{g}$$

$$= \underline{4,55 \text{g}}$$

$$c(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3) \cdot V_{\text{Lsg}}}$$

$$= \frac{4,55 \cancel{\text{g}}}{63 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{mol}} \cdot 0,2 \text{L}}$$

$$= 0,36 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

starke Säure: $\text{pH} = -\log(c(\text{HNO}_3))$

$$= -\log(0,36)$$

$$= \underline{0,44}$$

Aufgabe II.23

- 57 mL einer Lösung enthalten 11,59 g Natriumchlorid. Berechnen Sie die Dichte dieser Lösung bei Raumtemperatur, wissend dass deren Massenanteil 18% beträgt.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Lösung, nachdem diese über Nacht stehen gelassen wurde und 7 mL Wasser verdampft sind.

$$\begin{aligned} a) \quad m_{\text{Lsg}} &= \frac{m(\text{NaCl})}{w(\text{NaCl})} \\ &= \frac{11,59 \text{g}}{0,18} \\ &= \underline{64,39 \text{g}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \rho_{\text{Lsg}} &= \frac{m_{\text{Lsg}}}{V_{\text{Lsg}}} \\ &= \frac{64,39 \text{g}}{57 \text{mL}} \\ &= \underline{1,13 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} \end{aligned}$$

b) Verdünnungsgesetz:

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2 \iff n_1 = c_2 \cdot V_2$$

$$\iff c_2 = \frac{n_1}{V_2}$$

$$= \frac{m_1}{M_1 \cdot V_2}$$

$$= \frac{11,5 \text{ g}}{58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot (57 - 7) \text{ mL}}$$

$$= 3,6 \text{ g} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Aufgabe II.24

Berechnen Sie die pH-Werte von:

- Salzsäure ($c_0(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol/L}$)
- Kalilauge ($c_0(\text{KOH}) = 0,01 \text{ mol/L}$)
- Kalkwasser ($c_0(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,0005 \text{ mol/L}$)
- Essigsäure ($c_0(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/L}$)
- Ammoniaklösung ($c_0(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol/L}$)
- Ammoniumchloridlösung, $c_0(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

a) Starke Säure:

$$\text{pH} = -\log(c_0(\text{HCl}))$$

$$= -\log(0,001)$$

$$= 3$$

b) Starke Base:

$$\text{pH} = 14 + \log(c_0(\text{KOH}))$$

$$= 14 + \log(0,01)$$
$$= 12$$

c) Starke Base:

$$\text{pH} = 14 + \log(c_0(\text{Ca}(\text{OH})_2))$$

$$= 14 + \log(0,0005)$$

$$= 10,70$$

d) schwache Säure:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} [\text{pK}_s - \log(c_0(\text{CH}_3\text{COOH}))] \\ &= \frac{1}{2} [4,75 - \log(0,1)] \\ &= 2,88 \end{aligned}$$

e) schwache Base:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log(c_0(\text{NH}_3))] \\ &= 14 - \frac{1}{2} [4,75 - \log(1)] \\ &= 11,63 \end{aligned}$$

f) schwache Säure:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} [\text{pK}_s - \log(c_0(\text{NH}_4\text{Cl}))] \\ &= \frac{1}{2} [9,25 - \log(1)] \\ &= 4,63 \end{aligned}$$

Aufgabe II.25

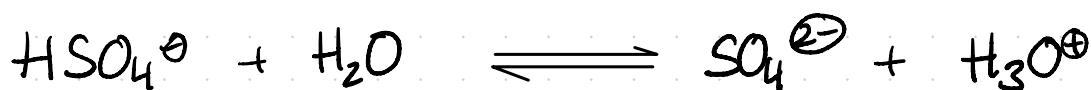
Vergleichen Sie den Charakter einer Natriumhydrogensulfat-Lösung mit dem einer Natriumhydrogencarbonat-Lösung anhand der in ihnen enthaltenen Ionen.

* Natriumhydrogensulfat



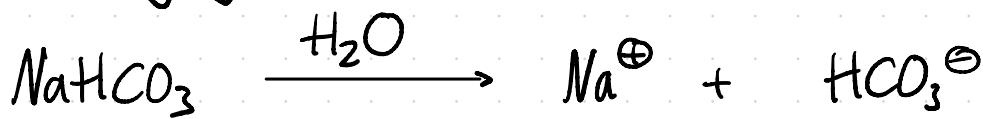
Na^+ : Alkalimetallkation, kein Einfluss

HSO_4^- : schwache Säure



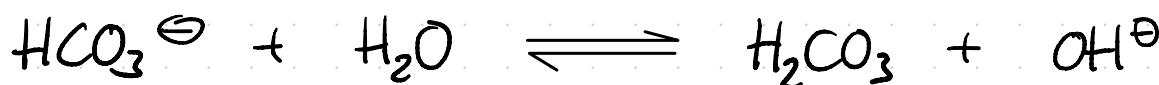
\Rightarrow Die Lösung ist sauer.

* Natriumhydrogencarbonat



Na^+ : Alkalimetallkation, kein Einfluss

HCO_3^- : Ampholyt; $pK_s > pK_B$
 \hookrightarrow basischer Charakter



\Rightarrow Die Lösung ist alkalisch.

Aufgabe II.26

Zu 100 mL dest. Wasser ($\text{pH}=7$) wird 1 mL Salzsäure der Konzentration $c_0(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ gegeben. Berechnen Sie die pH-Wert-Änderung!

Verdilution: $V_1 = 1 \text{ mL}$

$$V_2 = 101 \text{ mL}$$

$$c_1 = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_2 = ?$$

$$\begin{aligned} c_2 &= \frac{V_1}{V_2} \cdot c_1 \\ &= \frac{1}{101} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ &= 9,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \end{aligned}$$

Starke Säure: $\text{pH} = -\log(c_2)$

$$= -\log(9,9 \cdot 10^{-3})$$

$$= 2,100$$

$$\Delta \text{pH} = |2 - 7| = 5$$

Aufgabe II.27

Zu 100 mL einer Lösung aus Essigsäure und Natriumacetat mit $c_0(\text{HAc}) = c_0(\text{Ac}^-) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ wird 1 mL Salzsäure der Konzentration $c_0(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ gegeben. Berechnen Sie die pH-Wert-Änderung!

Pufferlösung: $\text{pH}_1 = \text{pK}_\text{s} + \log\left(\frac{c(\text{Ac}^\ominus)}{c(\text{HAc})}\right)$

$$= 4,75 + \log\left(\frac{0,1}{0,1}\right)$$

$$= 4,75$$

$$n(\text{HAc}) = n(\text{Ac}^\ominus) = c \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{L} = 0,01 \text{ mol}$$

		Ac^\ominus	$\text{H}_3\text{O}^\oplus$	\rightleftharpoons	HAc	H_2O
Vor der Zugabe der Säure	n/mol	0,01			0,01	
Zugegebene Säure	n/mol		0,001			
nach der Reaktion	n/mol	0,009			0,011	

$$n(\text{H}_3\text{O}^\oplus) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$$

$$= 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,001 \text{ L}$$

$$= 0,001 \text{ mol}$$

pH-Wert nach der Zugabe der Säure:

$$\text{pH}_2 = \text{pK}_\text{s} + \log\left(\frac{n(\text{Ac}^\ominus)}{n(\text{HAc})}\right)$$

$$= 4,75 + \log\left(\frac{0,009}{0,011}\right)$$

$$= 4,66$$

$$\Delta \text{pH} = |4,66 - 4,75|$$

$$= 0,09$$

Aufgabe II.28

100 mL eines Essigsäure-Aacetat-Puffers enthalten 0,075 mol CH₃COOH und 0,025 mol CH₃COO⁻.

- Wie viel beträgt der pH-Wert dieser Pufferlösung?
- Wie verändert sich der pH-Wert dieser Pufferlösung nach Zugabe von 1 Liter Wasser.

a) Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

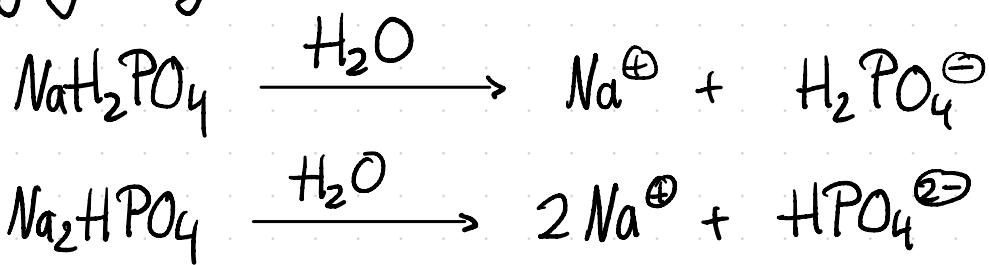
$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_S + \log\left(\frac{n(\text{Ac}^-)}{n(\text{HAc})}\right) \\ &= 4,75 + \log\left(\frac{0,025}{0,075}\right) \\ &= 4,27 \end{aligned}$$

b) Der pH-Wert einer Lösung verändert sich nicht durch Verdünnung

Aufgabe II.29

Einer Lösung, die 0,5 mol Natriumdihydrogenphosphat und 0,5 mol Natriumhydrogenphosphat enthält, werden 0,1 mol Oxonium-Ionen zugesetzt, pK_S(H₂PO₄⁻) = 7,20. Wie stark verändert sich der pH-Wert?

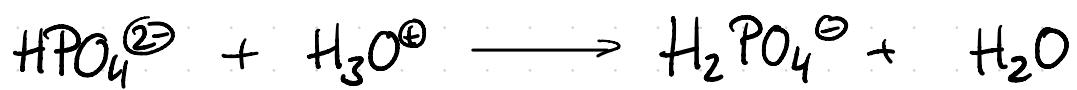
Protonierungsgleichungen:



Na⁺: Alkalimetallkation, kein Einfluss

Henderson-Hasselbalch-Gleichung:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_S + \log\left(\frac{n(\text{HPO}_4^{2-})}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}\right) \\ &= 7,20 + \log\left(\frac{0,5}{0,5}\right) \\ &= 7,20 \end{aligned}$$



Vor Säure:

n/mol

0,5

0,5

Säure

n/mol

0,1

nach Säure

n/mol

0,4

0,6

Henderson - Hasselbalch - Gleichung

$$\text{pH}_2 = \text{pK}_s + \log \left(\frac{n(\text{HPO}_4^{2-})}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)} \right)$$

$$= 7,20 + \log \left(\frac{0,4}{0,6} \right)$$

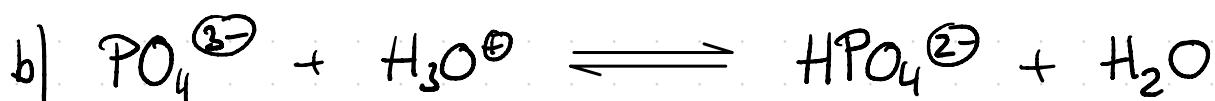
$$= 7,02$$

$$\Delta \text{pH} = | 7,02 - 7,20 | = 0,18$$

Aufgabe II.30 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 143)

Eine Pufferlösung enthält gelöstes Natriumhydrogenphosphat und Natriumphosphat.

- Geben Sie an, welche Teilchen im Puffer als Säure HA bzw. als Base A⁻ wirken.
- Formulieren Sie die Reaktion, die abläuft, wenn zur Pufferlösung Oxonium-Ionen zugesetzt werden.



Aufgabe II.31 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 1 S. 144)

Ein Liter einer Lösung mit $c(\text{NH}_3) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ und $c(\text{NH}_4^+) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ wird mit Wasser auf ein Gesamtvolumen von 2 Litern verdünnt. Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung vor und nach dem Verdünnen.

Der pH-Wert ist beim Verdünnen unverändert.

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{c(\text{NH}_3)}{c(\text{NH}_4^+)}\right)$$

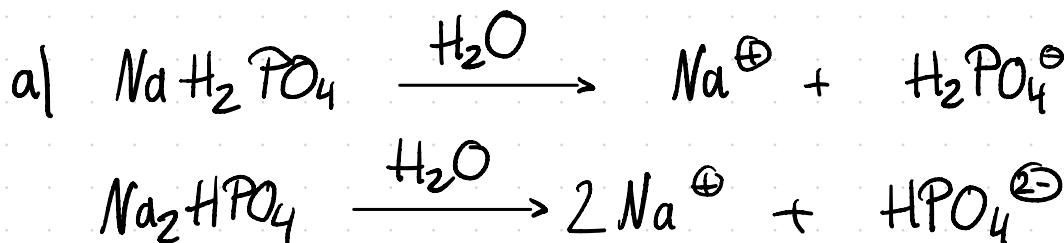
$$= 9,25 + \log\left(\frac{0,1}{0,05}\right)$$

$$= 9,55$$

Aufgabe II.32

Um ein pH-Messgerät zu kalibrieren braucht man eine Pufferlösung mit pH-Wert 7. Ein Liter Pufferlösung enthält 2,84 g Natriumhydrogenphosphat.

- Welche Masse an Natriumdihydrogenphosphat muss diese Pufferlösung enthalten, damit der pH-Wert 7 beträgt?
- Zu dieser Lösung gibt man 10 mL Natronlauge ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) hinzu. Schreiben Sie die entsprechende Gleichung an und berechnen Sie die Änderung des pH-Wertes.



$$n(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = n(\text{HPO}_4^{2-}) = \frac{n(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}{n(\text{NaH}_2\text{PO}_4)}$$
$$= \frac{2,84 \text{ g}}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$
$$= 0,02 \text{ mol}$$

Henderson-Hasselbalch-Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{n(\text{HPO}_4^{2-})}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}\right) \Leftrightarrow 7 = 7,20 + \log\left(\frac{0,02 \text{ mol}}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}\right)$$

$$\Leftrightarrow 7 - 7,2 = \log\left(\frac{0,02 \text{ mol}}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}\right)$$

$$\Leftrightarrow 10^{-0,2} = \frac{0,02 \text{ mol}}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}$$

$$\Leftrightarrow n(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = \frac{0,02 \text{ mol}}{10^{-0,2}}$$

$$= 0,0317 \text{ mol}$$

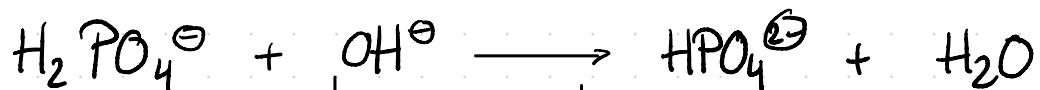
Daher:

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = n(\text{H}_2\text{PO}_4^-) \cdot M(\text{NaH}_2\text{PO}_4)$$

$$= 0,0317 \text{ mol} \cdot 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 3,80 \text{ g}$$

b)



vor Lauge
n/mol

$$0,0317$$

$$0,02$$

Lauge
n/mol

$$0,01$$

Nach Reaktion
n/mol

$$0,0217$$

$$0,03$$

Henderson - Hasselbalch - Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log\left(\frac{n(\text{HPO}_4^{2-})}{n(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}\right)$$

$$= 7,2 + \log\left(\frac{0,03}{0,0217}\right)$$

$$= 7,34$$

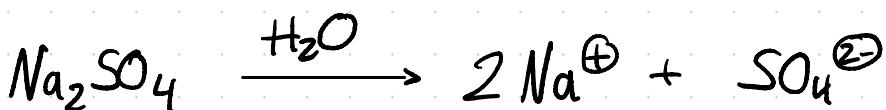
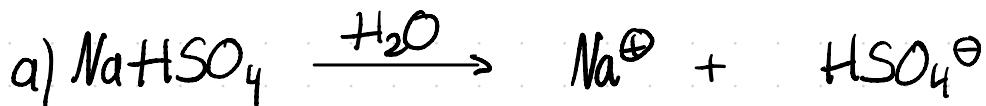
$$\Delta \text{pH} = |7,34 - 7,20|$$

$$= 0,14$$

Aufgabe II.33

500 mL Lösung enthalten 7,20 g gelöstes Natriumhydrogensulfat und 7,10 g gelöstes Natriumsulfat.

- Berechnen Sie den pH-Wert dieser Lösung.
- Erklären Sie anhand der entsprechenden Protolysegleichung, wieso die Zugabe von 5 mL Natriumhydroxid-Lösung ($c_0 = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) den pH-Wert nur geringfügig verändert. Berechnen Sie die pH-Wert-Änderung nach der Zugabe von Natriumhydroxid. Erklären Sie genau.



Na^{\oplus} : Alkalimetallkation, kein Einfluss

$$\begin{aligned} n(\text{NaHSO}_4) &= \frac{m(\text{NaHSO}_4)}{M(\text{NaHSO}_4)} \\ &= \frac{7,20 \text{ g}}{120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \\ &= 0,06 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$(-n(\text{HSO}_4^{\ominus}))$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{7,10 \text{ g}}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \\ &= 0,05 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$(-n(\text{SO}_4^{2-}))$$

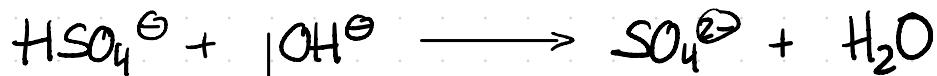
Henderson-Hasselbalch-Gleichung

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_s + \log \left(\frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{n(\text{HSO}_4^{\ominus})} \right) \\ &= 1,92 + \log \left(\frac{0,05}{0,06} \right) \end{aligned}$$

$$= 1,84$$

$$\text{b) } n(\text{NaOH}) = c \cdot V$$

$$= 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,005 \text{ L} \\ = 0,0025 \quad (= n(\text{OH}^\ominus))$$



Vor der Zugabe
n/mol

0,06

0,05

Stoffmenge
n/mol

0,0025

Nach Reaktion
n/mol

0,0575

0,0525

Henderson - Hasselbalch - Gleichung

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \log \left(\frac{n(\text{SO}_4^{\ominus\ominus})}{n(\text{HSO}_4^\ominus)} \right) \\ = 1,92 + \log \left(\frac{0,0525}{0,0575} \right) \\ = 1,88$$

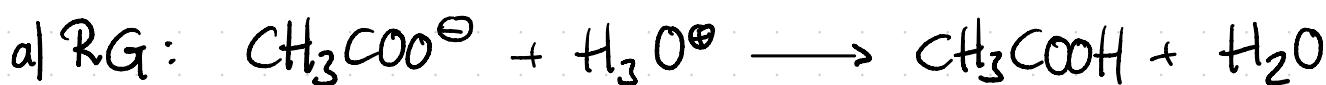
$$\Delta \text{pH} = |1,88 - 1,84|$$

$$= 0,04$$

Aufgabe II.34 (Cornelsen Fokus Chemie S II – Aufgabe 15 S. 157)

0,5 L eines Essigsäure-Aacetat-Puffers mit $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ werden mit 100 mL Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ versetzt.

- Erstellen Sie die Reaktionsgleichung, die bei Zugabe der Salzsäure abläuft.
- Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung vor und nach der Zugabe der Salzsäure.
- Berechnen Sie das Volumen an Salzsäure, das der ursprünglichen Pufferlösung zugegeben werden muss, um $\text{pH} = 4$ zu erreichen.

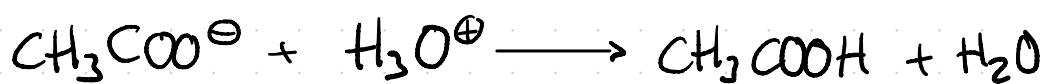


b) Vor der Zugabe

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{s} + \log \left(\frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^\ominus)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \right)$$
$$= 4,75 + \log \left(\frac{0,5}{0,5} \right)$$
$$= 4,75$$

Nach der Zugabe:

$$n(\text{H}_3\text{O}^\oplus) = n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol}$$



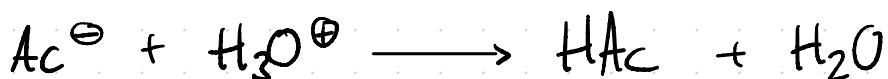
Vor Zugabe n/mol	0,25		0,25	
Zugabe n/mol			0,1	
Nach Zugabe n/mol	0,15			0,35

Daher:

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{s} + \log \left(\frac{n(\text{Ac}^\ominus)}{n(\text{HAc})} \right)$$
$$= 4,75 + \log \left(\frac{0,15}{0,35} \right)$$

$$= 4,38$$

c)



Vorher n/mol	0,25		0,25	
Reaktion n/mol		X		
Nachher n/mol	0,25-X		0,25+X	

Henderson - Hasselbalch - Gleichung:

$$pH = pK_S + \log \left(\frac{n(Ac^-)}{n(HAc)} \right)$$

$$\Leftrightarrow 4 = 4,75 + \log \left(\frac{0,25-x}{0,25+x} \right)$$

$$\Leftrightarrow 10^{-0,75} = \frac{0,25-x}{0,25+x}$$

$$\Leftrightarrow (0,25+x) \cdot 10^{-0,75} = 0,25-x$$

$$\Leftrightarrow 0,25 \cdot 10^{-0,75} + 10^{-0,75}x = 0,25-x$$

$$\Leftrightarrow -x - 10^{-0,75}x = 0,25 \cdot 10^{-0,75} - 0,25$$

$$\Leftrightarrow -x(1 + 10^{-0,75}) = 0,25 \cdot 10^{-0,75} - 0,25$$

$$\Leftrightarrow x = -\frac{0,25 \cdot 10^{-0,75} - 0,25}{1 + 10^{-0,75}}$$

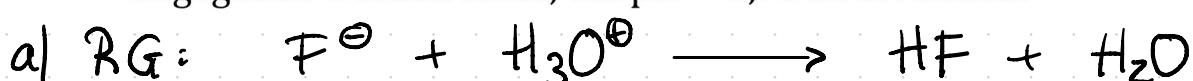
$$= 0,175 \text{ mol}$$

$$V(HCl) = \frac{n(HCl)}{c(HCl)} = \frac{0,175 \text{ mol}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 0,175 \text{ L}$$

Aufgabe II.35

250 mL einer Pufferlösung mit $c(HF) = c(F^-) = 1,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ werden mit 50 mL Natronlauge mit $c(NaOH) = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ versetzt.

- Erstellen Sie die Reaktionsgleichung, die bei Zugabe der Natronlauge abläuft.
- Berechnen Sie den pH-Wert der Lösung vor und nach der Zugabe der Natronlauge.
- Berechnen Sie das Volumen an Natronlauge, das der ursprünglichen Pufferlösung zugegeben werden muss, um $pH = 3,75$ zu erreichen.



b) Vor der Zugabe der Natronlauge:

$$\text{pH} = \text{pK}_S + \log \left(\frac{n(F^\ominus)}{n(HF)} \right)$$

$$= 3,14 + \log \left(\frac{1,25}{1,25} \right)$$

$$= 3,14$$

$$n(HF) = n(F^\ominus)$$

$$= c \cdot V$$

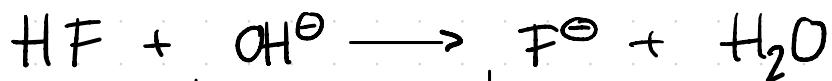
$$= 1,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25\text{L}$$

$$= 0,3125 \text{ mol}$$

$$n(OH^\ominus) = c \cdot V$$

$$= 0,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05\text{L}$$

$$= 0,0375 \text{ mol}$$

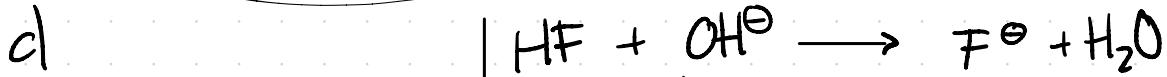


vor der Zugabe n/mol	0,3125		0,3125
Zugabe n/mol		0,0375	
nach der Zugabe n/mol	0,275		0,350

$$\text{pH}' = \text{pK}_S + \log \left(\frac{n(F^\ominus)}{n(HF)} \right)$$

$$= 3,14 + \log \left(\frac{0,350}{0,275} \right)$$

$$= 3,24$$



Zugabe der Lauge: n/mol	0,3125		0,3125
Zugabe an OH [⊖] n/mol		x	
nach Reaktion: n/mol	0,3125-x		0,3125+x

$$\begin{aligned}
 \text{pH} = \text{pK}_s + \log \left(\frac{0,3125+x}{0,3125-x} \right) &\Leftrightarrow 3,75 = 3,14 + \log \left(\frac{0,3125+x}{0,3125-x} \right) \\
 &\Leftrightarrow 0,61 = \log \left(\frac{0,3125+x}{0,3125-x} \right) \\
 &\Leftrightarrow 10^{-0,61} = \frac{0,3125+x}{0,3125-x} \\
 &\Leftrightarrow (0,3125-x) \cdot 10^{-0,61} = 0,3125+x \\
 &\Leftrightarrow 0,3125 \cdot 10^{-0,61} - 10^{-0,61}x = 0,3125+x \\
 &\Leftrightarrow -0,3125(10^{-0,61}-1) = x(1+10^{-0,61}) \\
 &\Leftrightarrow x = \frac{-0,3125(10^{-0,61}-1)}{1+10^{-0,61}} \\
 &= \underline{\underline{0,189}}
 \end{aligned}$$

Daher: $V(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{c(\text{NaOH})}$

$$= \frac{0,189 \text{ mol}}{0,75 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$\underline{\underline{= 0,252 \text{ L}}}$$

Aufgabe II.36

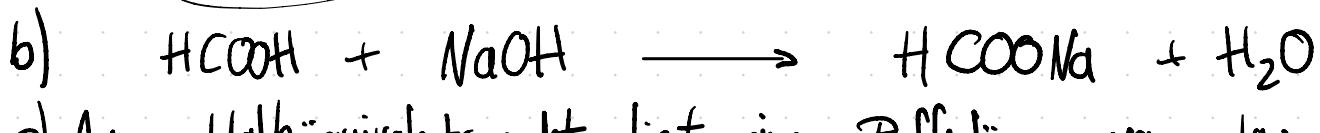
20 mL einer Ameisensäure-Lösung werden mit Natronlauge der Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ titriert. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 12 mL Natronlauge erreicht.

- Berechnen Sie den pH-Wert der Maßlösung.
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung der Titration.
- Bestimmen Sie den pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt. Erklären Sie warum die Probelösung am Halbäquivalenzpunkt eine Pufferlösung ist.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Ameisensäure-Lösung vor der Titration.
- Erklären sie warum die Probelösung am Äquivalenzpunkt basisch ist.

$$a) \text{ pH} = 14 - \log(c_0(\text{NaOH}))$$

$$= 14 - \log(1)$$

≈ 14



c) Am Halbäquivalenzpunkt liegt eine Pufferlösung vor, da:

$$n(\text{HCOOH}) = n(\text{HCOO}^-)$$

es folgt:

$$\text{pH} = 3,75 + \underbrace{\log\left(\frac{n(\text{HCOO}^-)}{n(\text{HCOOH})}\right)}_{=0}$$

$= 3,75$

d) Am Äquivalenzpunkt gilt:

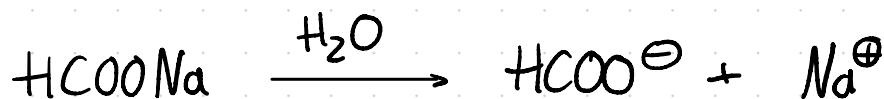
$$n(\text{HCOOH}) = n(\text{NaOH}) \Leftrightarrow c(\text{HCOOH}) \cdot V(\text{HCOOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$\Leftrightarrow c(\text{HCOOH}) = \frac{V(\text{NaOH})}{V(\text{HCOOH})} \cdot c(\text{NaOH})$$

$$= \frac{12 \text{ mL}}{20 \text{ mL}} \cdot 1 \frac{\text{ mol}}{\text{ L}}$$

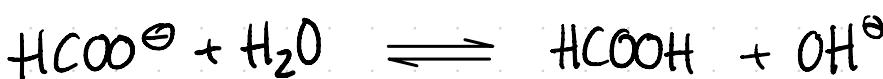
$= 0,6 \frac{\text{ mol}}{\text{ L}}$

e) Am Äquivalenzpunkt:



Na^+ : Alkalimetallkation, kein Einfluss

HCOO^- : schwache Base



\Rightarrow Die Lösung ist alkalisch

Aufgabe II.37

100 mL Ameisensäure werden mit Natronlauge titriert.

- Berechnen Sie den Massenanteil (in %) an HCOOH, wenn der Äquivalenzpunkt nach Zugabe von 8,7 mL Natronlauge $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ erreicht wird. Die Dichte der Ameisensäurelösung beträgt $1,02 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
- Warum entspricht der Äquivalenzpunkt nicht dem Neutralpunkt? Formulieren Sie hierfür die Gleichung der Säure-Base-Reaktion und untersuchen Sie die Eigenschaften der vorliegenden Teilchen am Äquivalenzpunkt.

a) Am Äquivalenzpunkt:

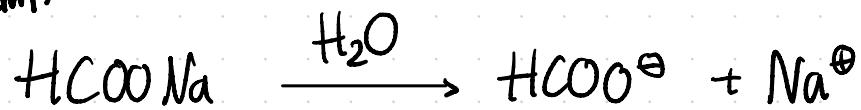
$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCOOH}) \Leftrightarrow c(\text{HCOOH}) = \frac{V(\text{NaOH})}{V(\text{HCOOH})} \cdot c(\text{NaOH})$$
$$= \frac{8,7}{100} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$
$$= 0,087 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Formel: $w(\text{HCOOH}) = \frac{c(\text{HCOOH}) \cdot M(\text{HCOOH})}{\rho_{\text{Lsg}}}$

$$= \frac{0,087 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1020 \frac{\text{g}}{\text{L}}}$$
$$= 0,0039$$

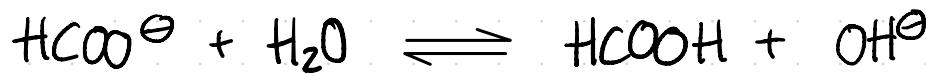
b) Für den Neutralpunkt gilt, $\text{pH} = 7$.

Der Äquivalenzpunkt ist der Punkt bei dem die Säure vollständig von der Base neutralisiert wurde. Es liegt hier eine Salzlösung vorhanden.



Na^\oplus : Alkalimetallkation, kein Einfluss

HCOO^\ominus : schwache Base



\Rightarrow Die Lösung ist alkalisch.

Aufgabe II.38

100 mL einer Lösung einer schwachen Base unbekannter Konzentration wurden mit Perchlorsäure der Stoffmengenkonzentration 0,8 mol·L⁻¹ titriert. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 12,5 mL Perchlorsäure erreicht. Der pH-Wert beim Halbäquivalenzpunkt beträgt 9,24.

- Identifizieren Sie die unbekannte Lösung (um welche Base handelt es sich?).
- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung der Titration.
- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der unbekannten Lösung vor der Titration.
- Berechnen Sie den pH-Wert der unbekannten Lösung vor der Titration.
- Bestimmen Sie den Charakter der Lösung am Äquivalenzpunkt. Begründen Sie mit einer Protolysegleichung.

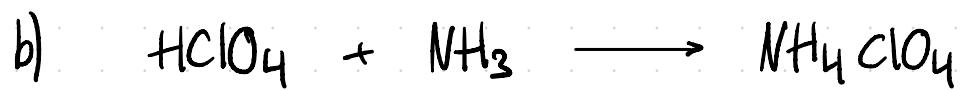
a) Am Halbäquivalenzpunkt liegt eine Pufferlösung vor:

$$n(B) = n(B^\ominus)$$

$$\text{pH}_{\text{HAFP}} = \text{pK}_s + \underbrace{\log\left(\frac{n(B)}{n(\text{HB}^\ominus)}\right)}_{=0} = \text{pK}_s$$

$$= 9,24$$

Es könnte sich um Ammonium handeln; die Base wäre also Ammoniak.



c) Am Äquivalenzpunkt:

$$n(\text{HClO}_4) = n(\text{NH}_3) \Leftrightarrow c(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{HClO}_4)}{V(\text{NH}_3)} \cdot c(\text{HClO}_4)$$

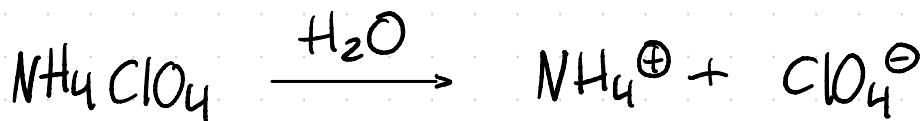
$$= \frac{12,5}{100} \cdot 0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

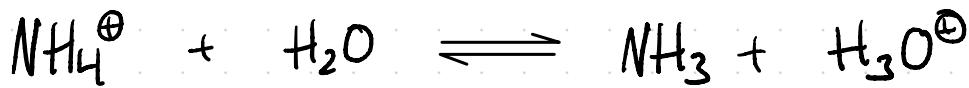
d) schwache Base:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_\text{B} - \log(c_0(\text{NH}_3))] \\ &= 14 - \frac{1}{2} [4,75 - \log(0,1)] \\ &= 11,13 \end{aligned}$$

e) Am Äquivalenzpunkt:



NH_4^+ : schwache Säure



ClO_4^- : keine reaktion mit Wasser

\Rightarrow Die Lösung ist sauer.

Aufgabe II.39

Zur Bestimmung des Essigsäuregehalts in Speiseessig werden 10 mL Speiseessig mit 240 mL Wasser verdünnt. Anschließend werden 25 mL dieser verdünnten Lösung mit Natronlauge ($c_0=0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) titriert, in Anwesenheit eines Indikators. Der Farbumschlag wird bei Zugabe von 8 mL Maßlösung erreicht.

- Der pH-Wert am Äquivalenzpunkt beträgt 9,8. Nennen Sie einen geeigneten Indikator zur Anzeige des Äquivalenzpunkts und begründen Sie.
- Wieviel beträgt die Stoffmengenkonzentration an Essigsäure in der untersuchten Probe?
- Berechnen Sie daraus die Stoffmengenkonzentration der Essigsäure in Speiseessig.
- Berechnen Sie den Massenanteil ω an Essigsäure in Speiseessig ($\rho(\text{Speiseessig}) = 1,03 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$).

a) Thymolphthalein, Phenolphthalein

b) Am Äquivalenzpunkt: $n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})$

$$\Leftrightarrow c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{V(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})} \cdot c(\text{NaOH})$$

$$= \frac{8 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= 0,032 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

c) $c(\text{Speiseessig}) = \frac{V(\text{CH}_3\text{COOH})}{V(\text{Speiseessig})} \cdot c(\text{CH}_3\text{COOH})$

$$= \frac{25 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} \cdot 0,032 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

d) Formel:

$$w = \frac{M \cdot c}{\rho_{\text{Essig}}}$$

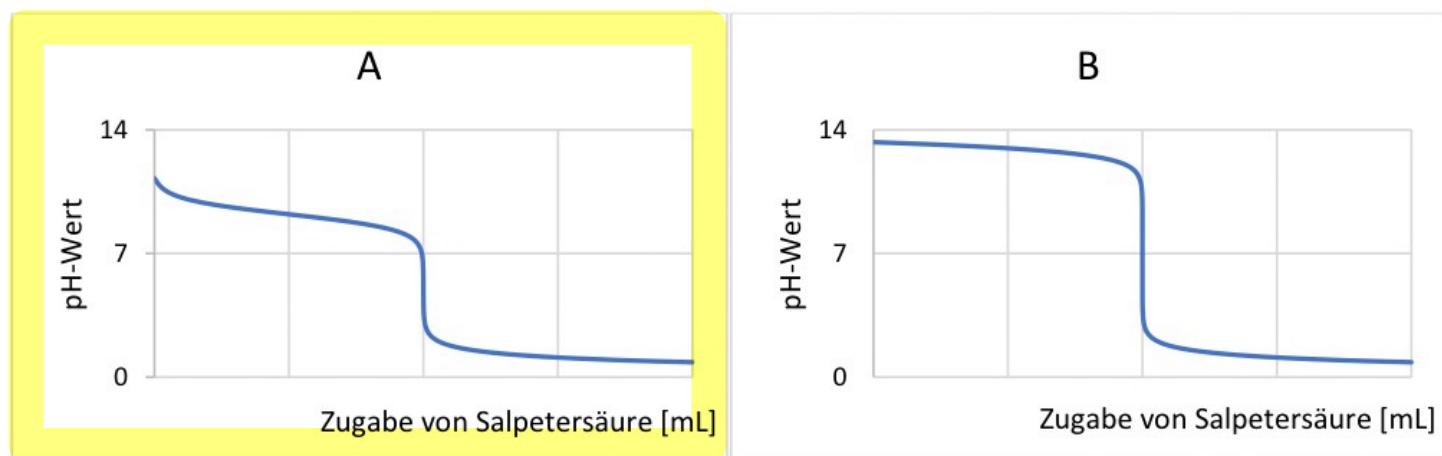
$$= \frac{60 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1030 \frac{\text{g}}{\text{L}}}$$

$$= 0,0467$$

Aufgabe II.40

50 mL einer wässrigen Ammoniaklösung unbekannter Konzentration wurden mit Salpetersäure der Stoffmengenkonzentration 6 mol·L⁻¹ titriert. Der Äquivalenzpunkt wird nach Zugabe von 14,5 mL Salpetersäure erreicht.

- Formulieren Sie die Reaktionsgleichung dieser Titration.
- Betrachten Sie die beiden folgenden Titrationskurven A und B. Welche dieser Kurven entspricht der hier durchgeführten Titration? Begründen Sie Ihre Antwort anhand des Kurvenverlaufs (ohne Berechnungen), indem Sie zwei Argumente angeben.



- Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Ammoniaklösung vor der Titration.
- Die Ammoniaklösung hat eine Dichte von 0,985 g·cm⁻³. Berechnen Sie den Massenanteil (in %) an Ammoniak.
- Berechnen Sie den pH-Wert der Ammoniaklösung vor der Titration.
- Bestimmen Sie den Charakter der Lösung am Äquivalenzpunkt anhand der vorhandenen Ionen und begründen Sie mit der entsprechenden Protolysegleichung.



b) Die Kurve A entspricht der hier durchgeführten Titration, denn es ist die Titrationskurve einer schwachen Base - Man erkennt dies, darum der Äquivalenzpunkt nicht bei $\text{pH} = 7$ liegt, der pH-Sprung ist kleiner als bei der Kurve B und bei $V(\text{HNO}_3) = 0,5 V_{\text{EP}}$ gibt es einen zweiten Kurvenwendepunkt.

c) Am Äquivalenzpunkt:

$$n(\text{HNO}_3) = n(\text{NH}_3) \Leftrightarrow c(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{HNO}_3)}{V(\text{NH}_3)} \cdot c(\text{HNO}_3)$$

$$= \frac{141 \text{ SmL}}{50 \text{ mL}} \cdot 6 \frac{\text{ mol}}{\text{ L}}$$

$$= 1,74 \frac{\text{ mol}}{\text{ L}}$$

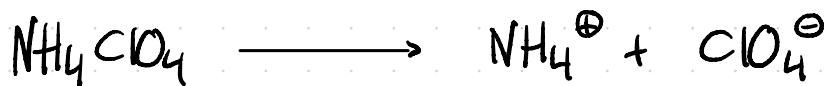
d) Formel

$$\begin{aligned} w(\text{NH}_3) &= \frac{c(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3)}{P_{\text{Lsg}}} \\ &= \frac{1,74 \frac{\text{ mol}}{\text{ L}} \cdot 17 \frac{\text{ g}}{\text{ mol}}}{985 \frac{\text{ g}}{\text{ mol}}} \\ &= 0,03 \end{aligned}$$

e) schwache Base

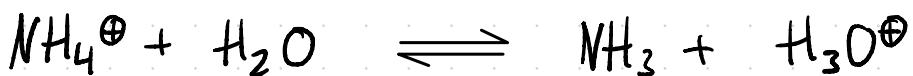
$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log(c_0(\text{NH}_3))] \\ &= 14 - \frac{1}{2} [4,75 - \log(1,74)] \\ &= 11,75 \end{aligned}$$

f) Am Äquivalenzpunkt liegt eine Salzlösung vor:



NH_4^+ : schwache Säure ; $\text{pK}_s = 9,25$

ClO_4^- : keine Reaktion mit Wasser.

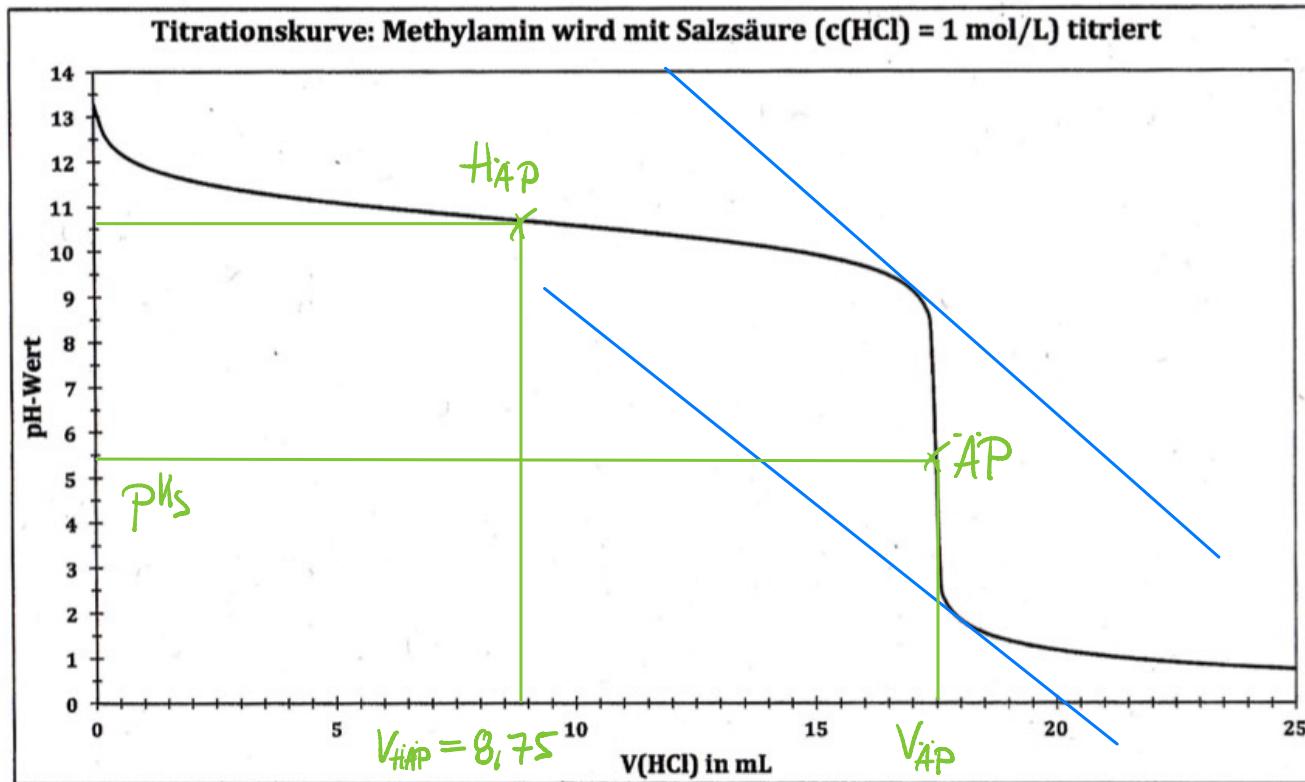


\Rightarrow Die Lösung ist sauer.

Aufgabe II.41

Methylamin (CH_3NH_2), eine schwache, einwertige Base, ist unter Normalbedingungen ein farbloses und intensiv nach Fisch riechendes Gas, welches Verwendung in der Synthese von mehreren Stoffen findet. 50 mL einer wässrigen Methylamin-Lösung unbekannter Konzentration werden mit Salzsäure ($c(\text{HCl})=1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) titriert. Dabei wurde die unten abgebildete Titrationskurve erstellt.

- Bestimmen Sie graphisch den Äquivalenzpunkt und das Volumen der zugegebenen Salzsäure am Äquivalenzpunkt und berechnen Sie damit die Anfangskonzentration der Methylamin-Lösung.
- Ermitteln Sie mithilfe der Titrationskurve den pK_s -Wert des Säure-Base-Paares $\text{CH}_3\text{NH}_3^+/\text{CH}_3\text{NH}_2$ und erklären Sie kurz Ihre Vorgehensweise.
- Berechnen Sie den pH-Wert der Methylamin-Lösung vor der Titration, da den Laboranten beim Messen des pH-Wertes am Anfang ein Fehler unterlaufen ist und der eingezeichnete Anfangswert nicht stimmen kann.



a) Am Äquivalenzpunkt gilt:

$$n(\text{CH}_3\text{NH}_2) = n(\text{HCl}) \Leftrightarrow c(\text{CH}_3\text{NH}_2) = \frac{V(\text{HCl})}{V(\text{CH}_3\text{NH}_2)} \cdot c(\text{HCl})$$

$$= \frac{17,5 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= 0,35 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

b) Am Halbequivalenzpunkt ist genau die Hälfte der Base in ihre korrespondierende Säure umgewandelt worden:

$$n(\text{CH}_3\text{NH}_2) = n(\text{CH}_3\text{NH}_3^+)$$

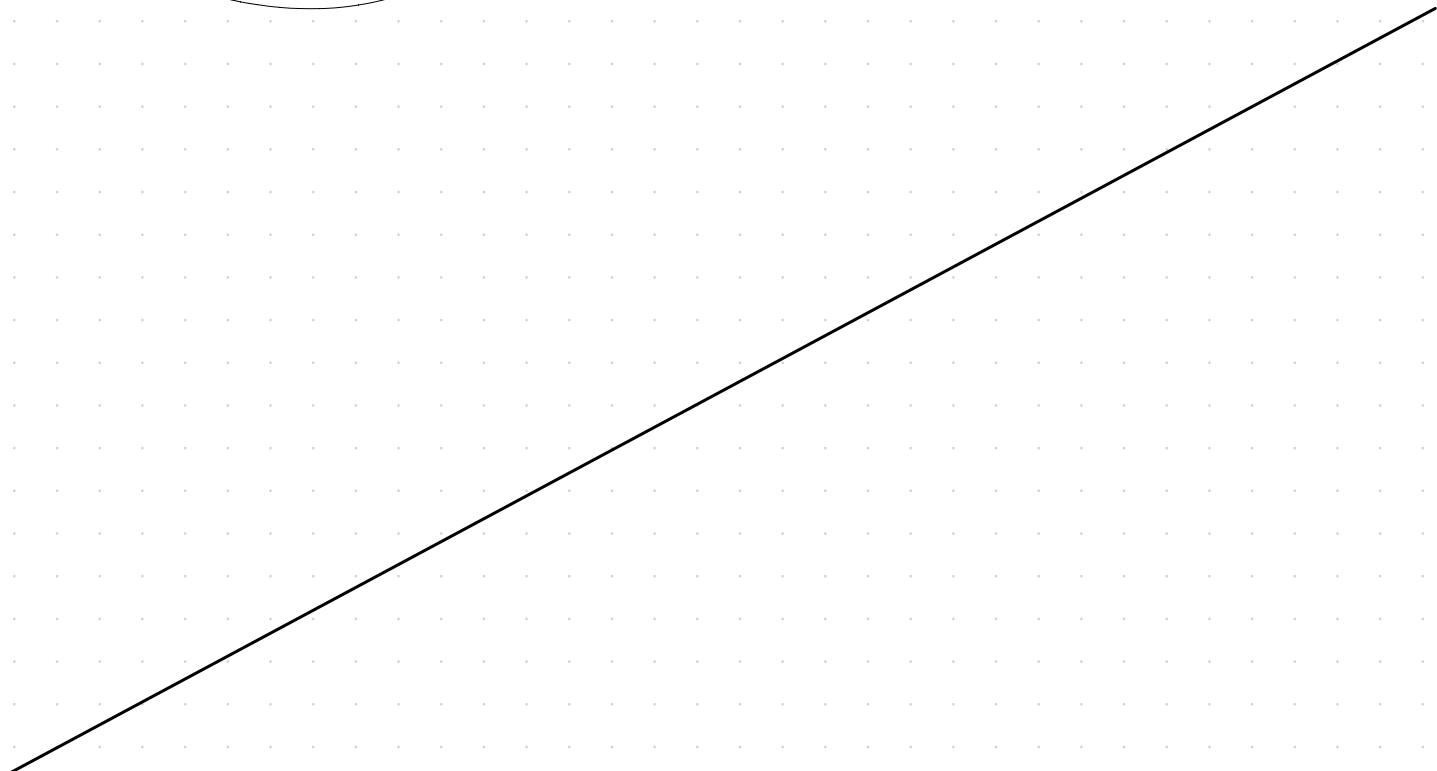
Es liegt eine Pufferlösung vor bestehend aus einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pK}_S + \underbrace{\log \left(\frac{n(\text{CH}_3\text{NH}_2)}{n(\text{CH}_3\text{NH}_3^+)} \right)}_{= 1} \\ &= \text{pK}_S \end{aligned}$$

Aus der Kurve liest man ab, dass der $\text{pK}_S (\text{CH}_3\text{NH}_3^+) = 10,6$ beträgt.

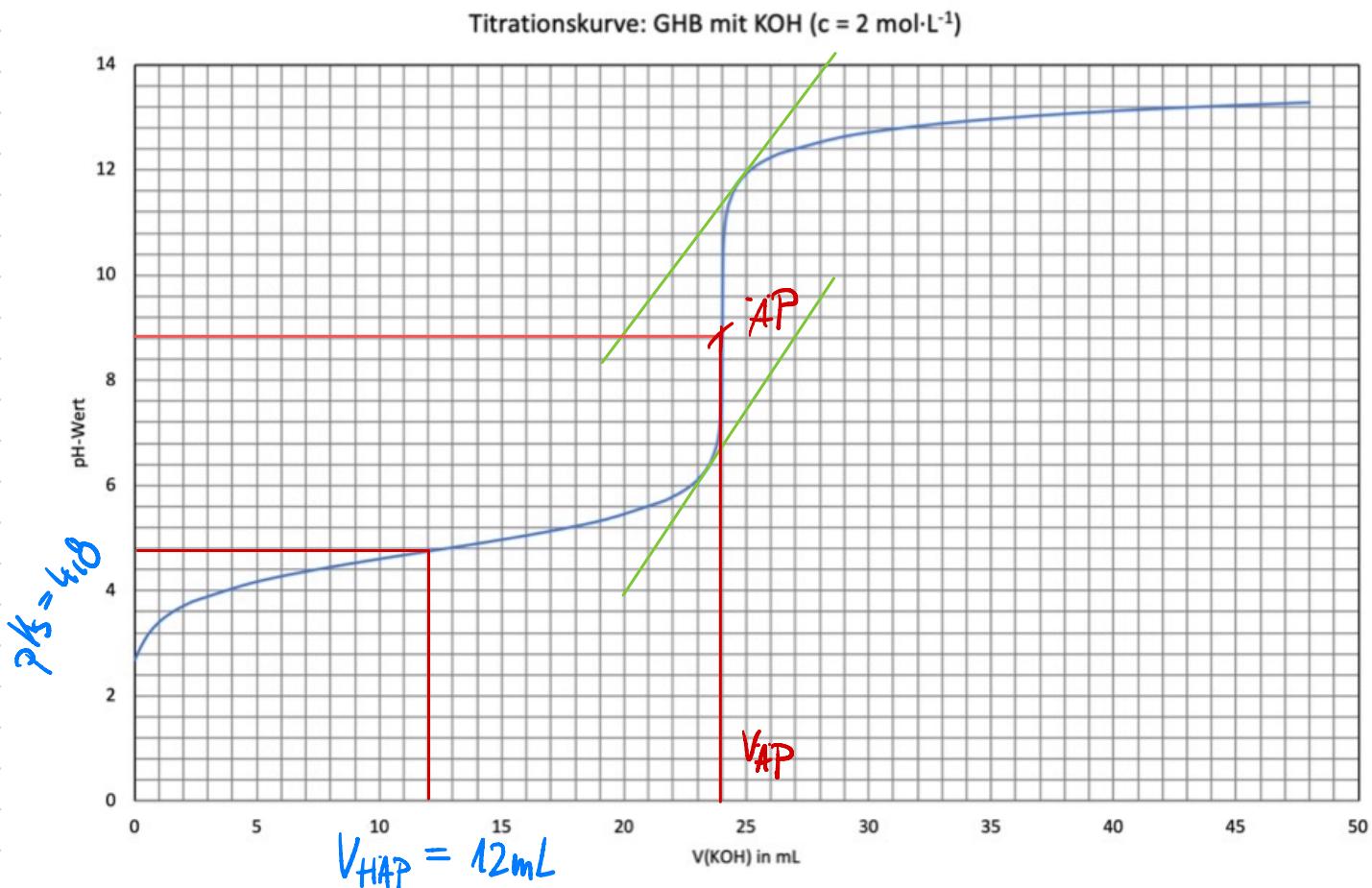
c) CH_3NH_2 ist eine schwache Base:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - \frac{1}{2} [\text{pK}_B - \log (c(\text{CH}_3\text{NH}_2))] \\ &= 14 - \frac{1}{2} [10,6 - \log (0,35)] \\ &= 8,47 \end{aligned}$$



Aufgabe II.42

GHB (auch: 4-Hydroxybutansäure, $C_4H_8O_3$) ist seit einigen Jahren als Party-Droge im Umlauf. Wegen seiner narkotisierenden Wirkung bei der Einnahme von erhöhten Mengen, hat GHB traurige Berühmtheit als sogenannte Date-Rape-Drug oder KO-Tropfen erlangt.



- 200 mL einer wässrigen Lösung von GHB wurden mit einer Kaliumhydroxidlösung der Stoffmengenkonzentration $c = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ titriert. Bestimmen Sie den pK_s -Wert von GHB graphisch anhand der Titrationskurve und erklären Sie Ihre Vorgehensweise.
- Berechnen Sie die Ausgangskonzentration und den pH-Wert der Lösung vor der Titration.
- Welcher Indikator würde sich für diese Titration eignen? Begründen Sie Ihre Antwort.

a) Am Halbäquivalenzpunkt ist genau die Hälfte der Säure in ihre korrespondierende Base umgewandelt worden:

$$n(\text{GHB}) = n(\text{korrespondierende Base})$$

Es liegt eine Pufferlösung vor:

$$\text{pH} = pK_s + \log \underbrace{\frac{n(\text{korrespondierende Base})}{n(\text{GHB})}}_{= 1}$$

$$= pK_s$$

Aus der Kurve liest man ab, dass: $pK_s = 4,8$

b) Am Äquivalenzpunkt gilt:

$$n(\text{GHB}) = n(\text{KOH}) \Rightarrow c(\text{GHB}) = \frac{V(\text{KOH})}{V(\text{GHB})} \cdot c(\text{KOH})$$

$$= \frac{24\text{mL}}{200\text{mL}} \cdot 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$= 0,24 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Schwache Säure:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} [pK_s - \log(c(\text{GHB}))]$$

$$= \frac{1}{2} [4,8 - \log(0,24)]$$

$$= 2,71$$

c) Auf der Titrationskurve liest man den pH-Wert am Äquivalenzpunkt ab.

$$\text{ÄP} = (24\text{mL}; 8,8)$$

Als Indikator wäre also jeder Indikator geeignet, dessen Umschlagbereich um 8,8 liegt.

→ Thymolblau, Phenolphthalein