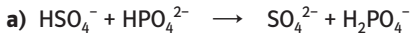


6 Säure-Base-Reaktionen und analytische Verfahren

6.20 Durchblick Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1

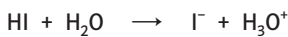


b) Das Sulfation kann kein Proton abgeben; es ist *kein* amphoterer Teilchen. Das Dihydrogenphosphation kann ein Proton aufnehmen oder abgeben; es ist ein amphoterer Teilchen:



A2

a) Iodwasserstoffsäure ist eine sehr starke Säure. Die Oxoniumionenkonzentration entspricht der Ausgangskonzentration der Säure.



$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HI})$$

$$\text{pH} = -\lg\{c_0(\text{HI})\} = -\lg 0,25 = 0,6$$

b) Kaliumhydroxid dissoziiert in Wasser vollständig in Kaliumionen und Hydroxidionen. Die Hydroxidionenkonzentration entspricht der Ausgangskonzentration des Kaliumhydroxids.



$$c(\text{OH}^-) = c_0(\text{KOH})$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg\{c(\text{OH}^-)\} = 14 + \lg 0,1 = 13$$

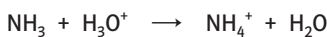
c) Schwefelwasserstoff ist eine schwache Säure.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot [\text{p}K_s - \lg\{c_0(\text{H}_2\text{S})\}] = \frac{1}{2} \cdot [6,92 - \lg 0,4] = 3,66$$

A3

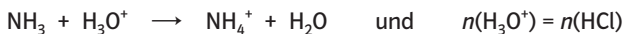
a) C ist der Neutralpunkt ($\text{pH} = 7$); D ist der Äquivalenzpunkt.

Am Punkt B liegen etwa gleiche Stoffmengen von Ammoniakmolekülen und Ammoniumionen vor. Durch die Pufferwirkung des Systems $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ ändert sich der pH-Wert bei Zugabe von Salzsäure nur wenig, da die zusätzlichen Oxoniumionen mit Ammoniakmolekülen reagieren:



Die Steigung der Titrationskurve hat folglich am Punkt B einen kleinen Betrag.

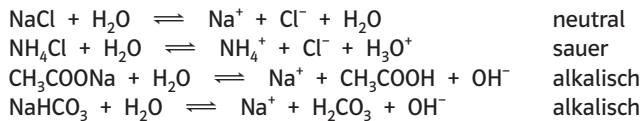
b) Der Äquivalenzpunkt liegt bei $V(\text{Salzsäure}) = 25 \text{ ml}$.



$$\Rightarrow \frac{n_0(\text{NH}_3)}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{1}{1} = \frac{c_0(\text{NH}_3) \cdot V(\text{Ammoniaklösung})}{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}$$

$$\Leftrightarrow c_0(\text{NH}_3) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}{V(\text{Ammoniaklösung})} = \frac{1 \text{ mol/l} \cdot 25 \text{ ml}}{25 \text{ ml}} = 1 \text{ mol/l}$$

c) Am Äquivalenzpunkt ist $\text{pH} \approx 5$. Folglich ist Methylrot ($\text{p}K_s = 5,0$) ein geeigneter Indikator.

A4**A5**

Essigsäure – Natronlauge – Salzsäure

Elektrische Leitfähigkeit nimmt zu →

In der Salzsäure liegen H_3O^+ - und Cl^- -Ionen der Säure vor, die elektrische Leitfähigkeit (Ionen-äquivalentleitfähigkeit) der Oxoniumionen ist besonders groß.

In der Natronlauge liegen aus der Dissoziation Na^+ - und OH^- -Ionen vor. Die elektrische Leitfähigkeit (Ionenäquivalentleitfähigkeit) der Hydroxidionen ist etwa halb so groß wie die der Oxoniumionen und damit ebenfalls sehr groß.

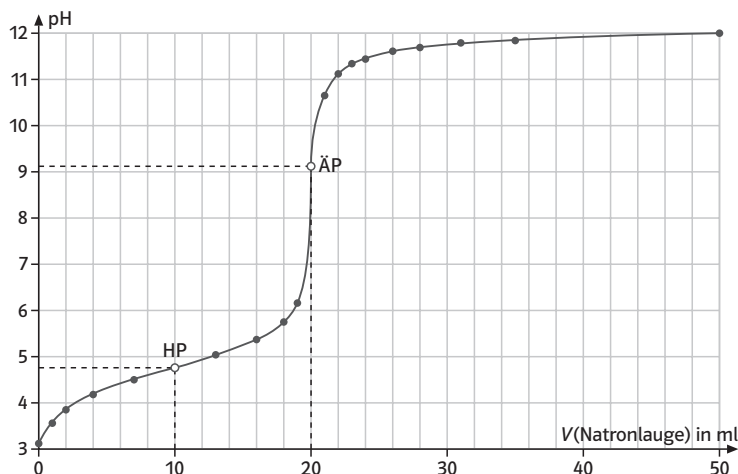
Essigsäure ist eine schwache Säure. Die Konzentration der Oxoniumionen und Acetationen ist im Vergleich zur Konzentration der Essigsäuremoleküle, die den elektrischen Strom nicht leiten, klein.

A6 Essigsäure hat einen $\text{p}K_s$ -Wert von 4,75, damit ist der $\text{p}K_B$ -Wert des Acetations:

$$\text{p}K_B = 14 - 4,75 = 9,25$$

Am Äquivalenzpunkt (Lösung von Natriumacetat) ist die Lösung folglich alkalisch.

Schüler A ist richtig vorgegangen, da der $\text{p}K_s$ -Wert von Phenolphthalein und damit dessen Umschlagspunkt im alkalischen Bereich liegt. Das Messergebnis von Schüler B ist unbrauchbar, da der Umschlagspunkt von Methylrot im sauren Bereich liegt. Er beobachtet lange vor dem eigentlichen Äquivalenzpunkt einen Farbumschlag.

A7**7.1**

$$7.2 \quad c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Ethansäure})} \approx \frac{0,100 \text{ mol/l} \cdot 20,0 \text{ ml}}{40,0 \text{ ml}} = 0,050 \text{ mol/l}$$

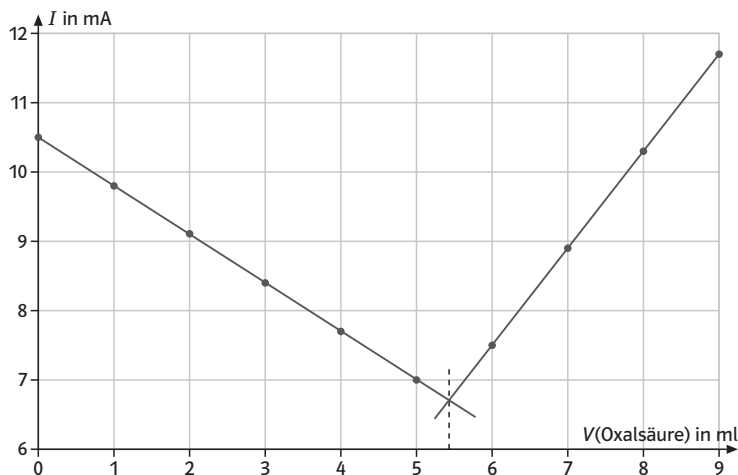
$$7.3 \quad \text{p}K_s \approx 4,76 \quad (\text{pH am Halbäquivalenzpunkt})$$

7.4 Ethansäure ist eine schwache Säure.

Begründung: $\text{p}K_s > 4$; Äquivalenzpunkt liegt im alkalischen Bereich; relativ kleiner pH-Sprung am Äquivalenzpunkt.

A8

8.1, 8.2 Titrationskurve:



$$\begin{aligned} n(\text{Oxalsäure}) &= c(\text{Oxalsäure}) \cdot V(\text{Oxalsäure}) \\ &= 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,0054 \text{ l} \\ &= 0,00054 \text{ mol} \\ &= 0,54 \text{ mmol} \end{aligned}$$



Stoffmenge und Konzentration der in der Trinkwasserprobe enthaltenen Calciumionen:

$$n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{HOOC-COOH}) = 0,54 \text{ mmol}$$

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{0,54 \text{ mmol}}{0,200 \text{ l}} = 2,7 \text{ mmol/l} = 0,0027 \text{ mol/l}$$

8.3 Die Härtebereiche (Stand 2015) können dem Schülerbuch entnommen werden (Kap. 4.5 oder Kap. 14.4). Im Internet sind sie z.B. zu finden unter (Stand Juli 2015):

<http://www.dvgw.de/wasser/wasserwerk-aufbereitung/wasserhaerte/>

- Härtebereich weich: < 1,5 mmol/l (< 8,4 °dH)
- Härtebereich mittel: 1,5 – 2,5 mmol/l (8,4 – 14 °dH)
- Härtebereich hart: > 2,5 mmol/l (> 14 °dH)

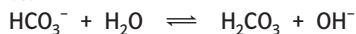
Mit der Annahme in der Aufgabenstellung ($n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = n(\text{Ca}^{2+})$) liegt die Trinkwasserprobe im Härtebereich hart: mehr als 2,5 mmol pro Liter Trinkwasser.

8.4

$$\begin{aligned} n_0(\text{HCO}_3^-) &= 2 \cdot n(\text{Ca}^{2+}) \\ &= 2 \cdot 0,54 \text{ mmol} = 1,08 \text{ mmol} \end{aligned}$$

$$c_0(\text{HCO}_3^-) = \frac{1,08 \text{ mmol}}{0,200 \text{ l}} = 5,4 \text{ mmol/l} = 0,0054 \text{ mol/l}$$

8.5



$$K_B = \frac{c(\text{H}_2\text{CO}_3) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{HCO}_3^-)}$$

Einsetzen von $c(\text{H}_2\text{CO}_3) = c(\text{OH}^-)$ und $c(\text{HCO}_3^-) = c_0(\text{HCO}_3^-)$ ergibt:

$$K_B = \frac{c^2(\text{OH}^-)}{c_0(\text{HCO}_3^-)}$$

$$\Leftrightarrow c^2(\text{OH}^-) = K_B \cdot c_0(\text{HCO}_3^-) \quad \Leftrightarrow c(\text{OH}^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(\text{HCO}_3^-)}$$

Einsetzen von $c_0(\text{HCO}_3^-) = 0,0054 \text{ mol/l} = 10^{-2,27} \text{ mol/l}$ ergibt:

$$c(\text{OH}^-) = \sqrt{10^{-7,48} \text{ mol/l} \cdot 10^{-2,27} \text{ mol/l}} = \sqrt{10^{-9,75} \text{ mol}^2/\text{l}^2} = 10^{-4,88} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow \text{p}(\text{OH}) = 4,88$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 14 - 4,88 = 9,12$$

Der mit dieser vereinfachten Berechnung ermittelte Wert liegt zu hoch. Das Wasser würde schon leicht alkalisch schmecken.

Hydrogencarbonat ist ein Ampholyt. Zwar ist die Basenstärke ($K_B = 10^{-7,48}$) wesentlich größer als die Säurestärke ($K_S = 10^{-10,40}$), aber die Reaktion des Hydrogencarbonats als Base mit Wasser läuft schwächer ab, als es sich aus der alleinigen Berücksichtigung der Basenkonstante ableiten lässt.

Hinweis: Aus der in den Zusatzinformationen zu Kap. 6.8 beschriebenen Näherungsformel für Ampholytlösungen ergibt sich: $\text{pH} = 0,5 \cdot (10,40 - 14,00 + 7,48) = 8,46$