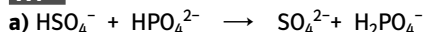


3 Säure-Base-Gleichgewichte

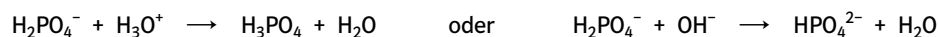
3.21 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1

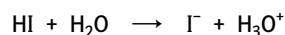


- b) Das Sulfat-Ion kann kein Proton abgeben; es ist kein amphoter Teilchen. Das Dihydrogenphosphat-Ion kann ein Proton aufnehmen oder abgeben; es ist ein amphoter Teilchen:



A2

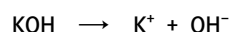
- a) Iodwasserstoffsäure ist eine sehr starke Säure. Die Oxonium-Ionen-Konzentration entspricht der Ausgangskonzentration der Säure.



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

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

- b) Kaliumhydroxid dissoziiert in Wasser vollständig in Kalium-Ionen und Hydroxid-Ionen. Die Hydroxid-Ionen-Konzentration entspricht der Ausgangskonzentration des Kaliumhydroxids.



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

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

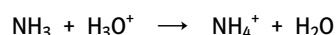
- c) Schwefelwasserstoff ist eine schwache Säure.

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

A3

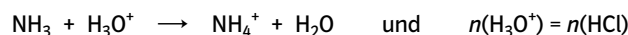
- a) C ist der Neutralpunkt ($\text{pH} = 7$); D ist der Äquivalenzpunkt.

Am Punkt B liegen etwa gleiche Stoffmengen von Ammoniak-Molekülen und Ammonium-Ionen 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 Oxonium-Ionen mit Ammoniak-Molekülen reagieren:



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

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

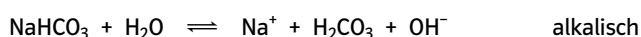
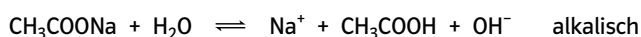
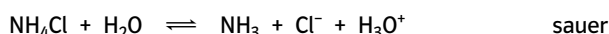
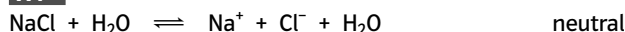


$$\Rightarrow \frac{n_0(\text{NH}_3)}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{1}{1} = \frac{c_0(\text{NH}_3) \cdot V(\text{Ammoniak-Lösung})}{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}$$

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

- 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 Oxonium-Ionen ist besonders groß.

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

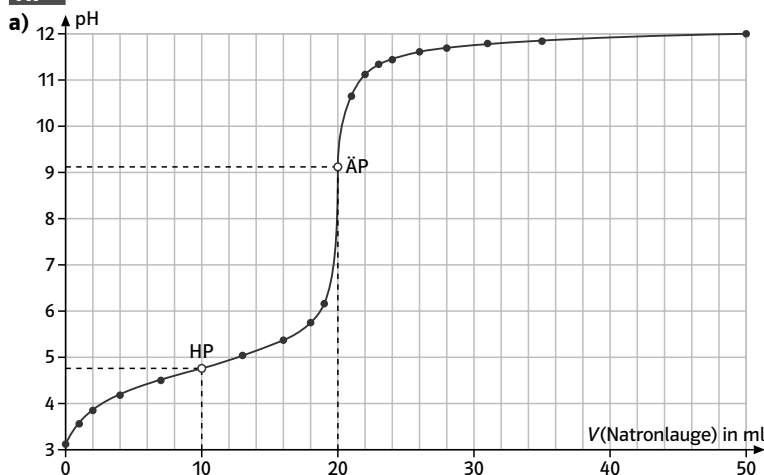
Essigsäure ist eine schwache Säure. Die Konzentration der Oxonium-Ionen und Acetat-Ionen ist im Vergleich zur Konzentration der Essigsäure-Moleküle, die den elektrischen Strom nicht leiten, klein.

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

$$\text{p}K_B = 14,00 - 4,75 = 9,25$$

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

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

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

d) Ethansäure ist eine schwache Säure.

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

A8

a) Die beiden Reaktionsgleichungen in der Aufgabenstellung können zur folgenden Gesamt-Reaktionsgleichung addiert werden: $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$

Die Natronlauge reagiert folglich mit Kohlenstoffdioxid im Stoffmengenverhältnis

$$n(\text{NaOH}) : n(\text{CO}_2) = 1 : 1.$$

Die Stoffmenge des Natriumhydroxids in 1 m^3 Abwasser beträgt:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{Natriumhydroxid})}{M(\text{NaOH})} = \frac{10\,000 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} \approx 250,0 \text{ mol}$$

Die Masse des benötigten Kohlenstoffdioxids beträgt dann:

$$m(\text{Kohlenstoffdioxid}) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 250,0 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 11\,003 \text{ g} = 11 \text{ kg}$$

b) Reaktionsgleichung: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Die Natronlauge reagiert folglich mit der Salzsäure im Stoffmengenverhältnis $n(\text{NaOH}):n(\text{HCl}) = 1:1$.

Die Stoffmenge n des Natriumhydroxids in 1 m^3 Abwasser beträgt:

$$n(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{Natriumhydroxid})}{M(\text{NaOH})} = \frac{10\,000\text{ g}}{40,00\text{ g/mol}} \approx 250,0\text{ mol}$$

Die Masse des benötigten Chlorwasserstoffs beträgt dann:

$$m(\text{Chlorwasserstoff}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 250,0\text{ mol} \cdot 36,46\text{ g/mol} = 9\,115\text{ g}$$

Der Massenanteil des Chlorwasserstoffs in der Salzsäure beträgt $w(\text{HCl}) = 30\%$.

Die Masse der benötigten Salzsäure kann man folgendermaßen ermitteln:

$$w(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{Chlorwasserstoff})}{m(\text{Salzsäure})}$$
$$\Leftrightarrow m(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{Chlorwasserstoff})}{w(\text{Salzsäure})} = \frac{9\,115\text{ g}}{0,30} \approx 3,04 \cdot 10^4\text{ g} = 30,4\text{ kg}$$

c) Das Hydrogencarbonat-Ion kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren. Mit einer Säure bildet es eine $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ -Pufferlösung und mit einer starken Base eine $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ -Pufferlösung. Natriumchlorid bildet weder mit einer Säure noch mit einer Base eine Pufferlösung.

A9 Es handelt sich um eine Pufferlösung mit der Säure H_2PO_4^- und der konjugierten (korrespondierenden) Base HPO_4^{2-} .

Henderson-Hasselbalch-Gleichung für dieses Puffersystem: $\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{HPO}_4^{2-})}{c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)}$

Stoffmengenkonzentrationen: $c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 1\text{ mol/l}$ und $c(\text{HPO}_4^{2-}) = 0,5\text{ mol/l}$

$\text{p}K_s$ -Wert der Säure: $\text{p}K_s(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,20$

$$\Rightarrow \text{pH} = 7,20 + \lg \frac{0,5\text{ mol/l}}{1\text{ mol/l}} = 7,20 + \lg 0,5 = 7,20 - 0,30 = 6,90$$

© Ernst Klett Verlag GmbH, Stuttgart 2022. Alle Rechte vorbehalten. www.klett.de
Von dieser Druckvorlage ist die Vervielfältigung für den eigenen Unterrichtsgebrauch gestattet. Die Kopiergebühren sind abgegolten.

Autorinnen und Autoren: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Paul Gietz, Prof. Heike Maier, Prof. Karsten Wiese
Bei der Erstellung dieses Unterrichtswerkes wurde auch auf andere Titel des Ernst Klett Verlags zurückgegriffen.
Deren Autorinnen und Autoren sind: Prof. Ulrich Bee, Oliver Blauth, Edgar Brückl, Prof. Werner Eisner, Paul Gietz, Heike Große, Dr. Erhard Irmer, Axel Justus, Prof. Dr. Klaus Laitenberger, Prof. Heike Maier, Dr. Martina Mihlan, Peter Nelle, Hildegard Nickolay, Dr. Carsten Penz, Horst Schaschke, Prof. Dr. Werner Schierle (†), Bärbel Schmidt, Andrea Schuck, Michael Sternberg, Dr. Jutta Töhl-Borsdorf, Prof. Karsten Wiese, Peter Zehentmeier, Dr. Thorsten Zippel.

Illustrationen: Marzell, Alfred, Schwäbisch Gmünd: 2.1