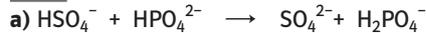


# 6 Säure-Base-Reaktionen

## 6.17 Durchblick: Zusammenfassung und Übung

### Zu den Aufgaben

#### A1

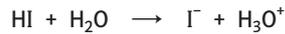


b) Das Sulfat-Ion kann kein Proton abgeben; es ist kein amphoterer Teilchen. Das Dihydrogenphosphat-Ion kann ein Proton aufnehmen oder abgeben; es ist ein amphoterer Teilchen:



#### A2

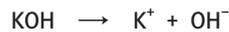
a) Iodwasserstoffsäure ist eine sehr starke Säure. Die Oxonium-Ionen-Konzentration entspricht der Ausgangskonzentration der Säure.



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

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

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

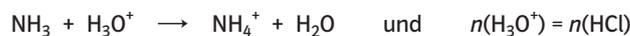
a) C ist der Neutralpunkt (pH = 7); D ist der Äquivalenzpunkt.

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  $V(\text{Salzsäure}) = 25 \text{ ml}$ .

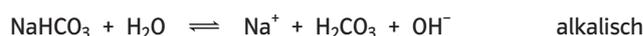
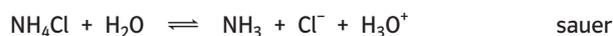
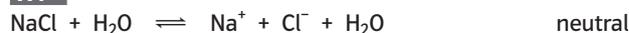


$$\Rightarrow \frac{n_0(\text{NH}_3)}{n(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{1}{1} = \frac{c_0(\text{NH}_3) \cdot V(\text{Ammoniak-Lösung})}{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}$$

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

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  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen der Säure vor, die elektrische Leitfähigkeit (Ionenäquivalentleitfähigkeit) der Oxonium-Ionen ist besonders groß.

In der Natronlauge liegen aus der Dissoziation  $\text{Na}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -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.

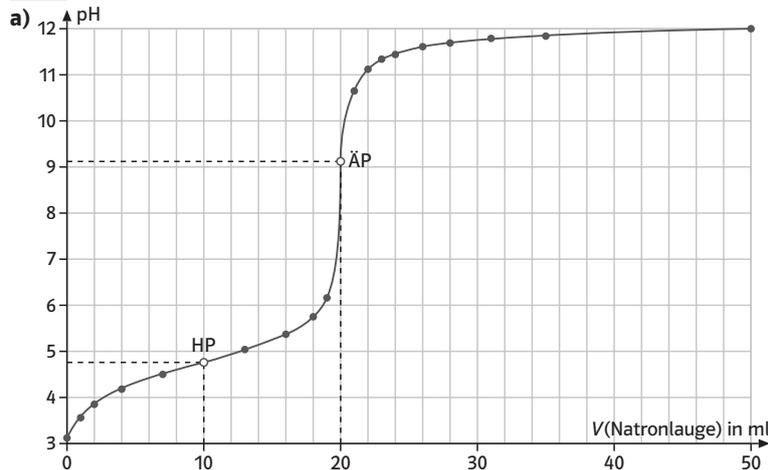
**A6**

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  $1 \text{ m}^3$  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:

$$m(\text{Kohlenstoffdioxid}) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 250,0 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g/mol} = 11003 \text{ g} = 11 \text{ kg}$$

- 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  $1 \text{ m}^3$  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:

$$m(\text{Chlorwasserstoff}) = n(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 250,0 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 9115 \text{ g}$$

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

Die Masse der benötigten Salzsäure kann man folgendermaßen ermitteln:

$$w(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{Chlorwasserstoff})}{m(\text{Salzsäure})}$$

$$\Leftrightarrow m(\text{Salzsäure}) = \frac{m(\text{Chlorwasserstoff})}{w(\text{Salzsäure})} = \frac{9115 \text{ g}}{0,30} \approx 3,04 \cdot 10^4 \text{ g} = 30,4 \text{ kg}$$

- 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  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  und der korrespondierenden Base  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

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:  $\text{p}K_S(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,20$

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