

3.2. Fragen zu Säure-Base-Gleichgewichten

Säure-Base-Gleichgewicht (5)

- Formuliere die Reaktionsgleichungen und das Massenwirkungsgesetz für die Reaktion von Fluorwasserstoff HF und Kohlensäure H_2CO_3 mit Wasser. (2)
- Benenne alle Edukte und Produkte. (2)
- Die Gleichgewichtskonstanten sind $K = 7,25 \cdot 10^{-4}$ bzw. $K = 3,5 \cdot 10^{-7}$. Welche der beiden Säuren ist stärker? (1)

Säure-Base-Gleichgewicht (5)

- Formuliere die Reaktionsgleichungen und das Massenwirkungsgesetz für die Reaktion von Schwefelwasserstoff H_2S und salpetriger Säure HNO_2 mit Wasser. (2)
- Benenne alle Edukte und Produkte. (2)
- Die Gleichgewichtskonstanten sind $K = 8,8 \cdot 10^{-8}$ bzw. $K = 4,5 \cdot 10^{-4}$. Welche der beiden Säuren ist stärker? (1)

Carbonsäuren

Gib die beiden mesomeren Grenzformen des Ethanoat-Ions (Säurerest der Ethansäure) an und leite daraus die Struktur des Propanoat-Ions (Säurerest der Propansäure) ab. Die ersten drei Glieder der homologen Reihe der Alkane sind: Methan CH_4 , Ethan CH_3CH_3 und Propan $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

Carbonsäuren

Gib die beiden mesomeren Grenzformen des Ethanoat-Ions (Säurerest der Ethansäure) an und leite daraus die Struktur des Methanoat-Ions (Säurerest der Methansäure) ab. Die ersten drei Glieder der homologen Reihe der Alkane sind: Methan CH_4 , Ethan CH_3CH_3 und Propan $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

Amphoterie

Das Hydrogensulfat-Ion HSO_4^- kann mit Wasser sowohl als Base als auch als Säure reagieren. Formuliere die beiden entsprechenden Reaktionsgleichungen und gib mit Hilfe der passenden pK-Werte an, ob das Teilchen vorwiegend sauren oder vorwiegend basischen Charakter besitzt.

Lösung

Als Säure: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ mit $\text{pK}_{\text{S}_2} = 1,92$

Als Base: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$ mit $\text{pK}_{\text{B}_2} = 17$

Wegen $\text{pK}_{\text{S}_2} < \text{pK}_{\text{B}_2}$ ist die Säureeigenschaft viel stärker ausgeprägt.

pH-Wert schwacher Protolyte

- Wieviel g Na_3PO_4 müssen in 1000 ml Wasser gegeben werden, wenn man eine 0,1 molare Phosphatlösung herstellen möchte?
- Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

Lösung

a) $0,1 \text{ mol} = 0,1 \cdot 164 \text{ g} = 16,4 \text{ g } \text{Na}_3\text{PO}_4$ auf 1 Liter

b) $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{B}_3} - \log c_0) = \frac{1}{2}(1,68 + 1) = 1,34 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,66$

pH-Wert schwacher Protolyte

Welchen pH-Wert haben

- eine 0,01 molare Essigsäure
- eine 0,001 molare Ammoniaklösung?

Lösung

$\text{pH} = 0,5(\text{pK}_{\text{S}} - \log(c_0)) = 0,5(4,75 + 2) = 3,375$

$\text{pOH} = 0,5(\text{pK}_{\text{S}} - \log(c_0)) = 0,5(4,75 + 3) = 3,875 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10,125$.

pH-Wert schwacher Protolyte

- Wieviel g NH_4Cl müssen in 1000 ml Wasser gegeben werden, wenn man eine 0,1 molare Ammoniumlösung herstellen möchte?
- Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

Lösung

a) $0,1 \text{ mol} = 0,1 \cdot 53,5 \text{ g} = 5,3 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}$ auf 1 Liter

b) $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{S}} - \log c_0) = \frac{1}{2}(9,25 + 1) = 5,13$

pH-Wert schwacher Protolyte

Wieviel g Na_2CO_3 müssen in 1000 ml Wasser gegeben werden, wenn man eine 0,1 molare Carbonatlösung herstellen möchte?

a) Welchen pH-Wert hat diese Lösung?

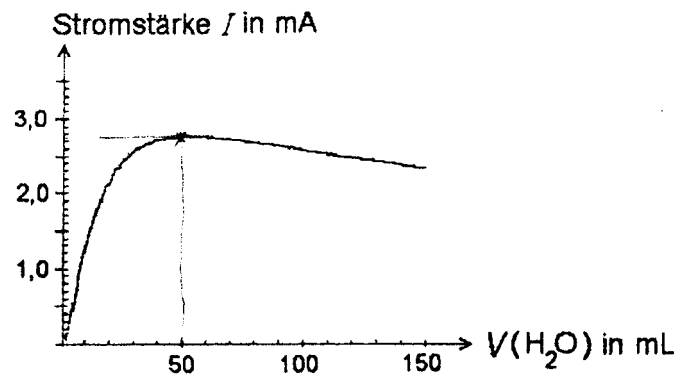
Lösung

a) $0,1 \text{ mol} = 0,1 \cdot 106 \text{ g} = 10,6 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$ auf 1 Liter

b) $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{B2}} - \log c_0) = \frac{1}{2}(3,60 + 1) = 2,30 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11,70$

Leitfähigkeitstitation (4)

In einem Experiment werden 10 ml reine Essigsäure nach und nach mit Wasser verdünnt, wobei die elektrische Leitfähigkeit der Lösung untersucht wird. Das Ergebnis der Untersuchung ist im folgenden Schaubild dargestellt:



- a) Fertigen Sie für die Durchführung dieses Experiments eine vollständig beschriftete Skizze an. (2)
b) Erläutern Sie den Kurvenverlauf. (2)

Lösung

Skizze mit Bürette, Reaktionsgefäß, Leitfähigkeitsfühler, Strommessgerät, Spannungsquelle (2)

Kurvenverlauf: Die Leitfähigkeit der reinen Essigsäure ist Null, da keine Ionen vorliegen. Steiler Anstieg der Leitfähigkeit bei Zugabe von Wasser durch Zunahme der Konzentration von Acetat- und Oxonium-Ionen bis zur maximalen Ionenkonzentration. (1)

Absinken der Leitfähigkeit durch Verdünnen der Lösung. (1)

Titration, pH-Werte schwacher Protolyte (4)

Der Massenanteil an Essig in einem Speiseessig wird vom Hersteller mit $w = 4,5\%$ angegeben. Um dies zu überprüfen, werden 20 ml des Speiseessigs mit einigen Tropfen Phenolphthalein-Lösung versetzt und daraufhin mit Natronlauge der Konzentration $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ titriert. Der Farbumschlag des Indikators erfolgt nach Zugabe von 15,3 ml der Natronlauge.

- a) Berechnen Sie die Konzentration der Essigsäure in Speiseessig und vergleichen Sie diese mit der Angabe des Herstellers. Hinweis: Die Dichte des Speiseessigs ist näherungsweise gleich der Dichte von Wasser. (2)
b) Berechnen Sie den pH-Wert des Speiseessigs und vergleichen Sie diesen mit dem pH-Wert einer gleichkonzentrierten Salzsäure. Begründen Sie Ihre Angaben. (2)

Lösung

a) $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,765 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 45,9 \text{ g} \Rightarrow w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,59\%$ (1)

Mögliche Begründung über ungenaue Herstellerangabe oder Fehler bei der Titration (1)

b) $\text{pH}(\text{Essig}) = 2,44$, $\text{pH}(\text{Salzsäure}) = 0,12$. Erklärung über die unterschiedlichen Säurestärken (2)

Acetatpuffer (4)

Zur Herstellung einer Pufferlösung werden 100 mL eines Speiseessigs der Konzentration $c(\text{Essigsäure}) = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ mit 6,15 g Natriumacetat (Natriumethanoat) versetzt.

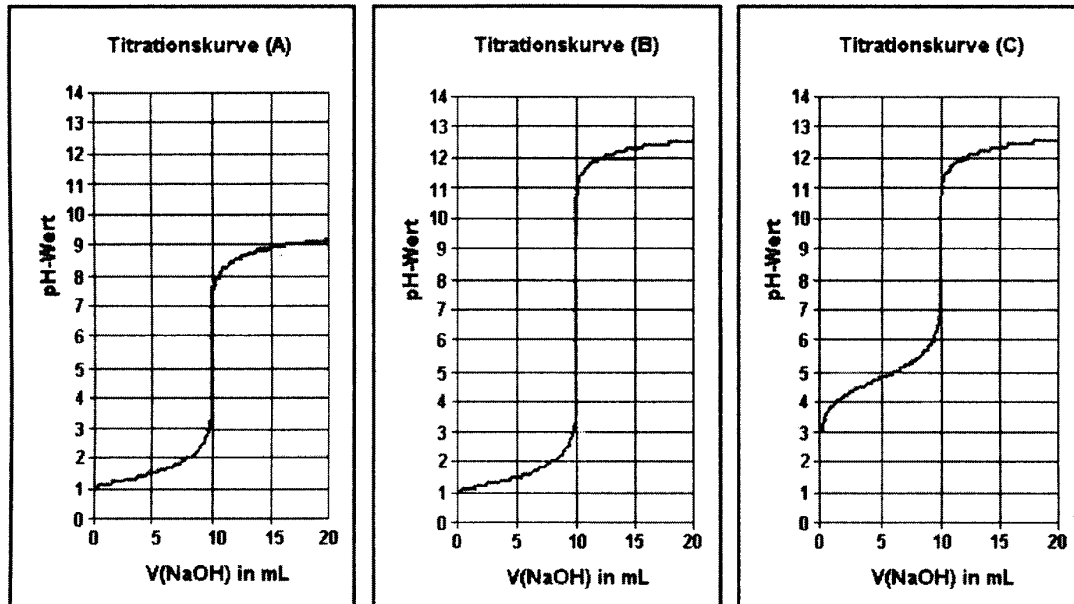
- a) Erläutern Sie unter Verwendung des Prinzips von LE CHATELIER an diesem Beispiel die Wirkungsweise eines Puffergleichgewichts. (2)
b) Begründen Sie die gewählte Portion an Natriumacetat und berechnen Sie ausgehend vom Massenwirkungsgesetz die Konzentration der Oxonium-Ionen in der hergestellten Pufferlösung. (2)

Lösung

- a) Erläuterung und Begründung der Vorgänge in einem Puffersystem bei Zugabe von sauren bzw. alkalischen Lösungen. (2)
- b) $n(\text{CH}_3\text{COONa}) = 0,075 \text{ mol} = n(\text{CH}_3\text{COOH})$; Begründung der optimalen Pufferwirkung bei äquimolaren Verhältnissen. Aus dem MWG $K_s = \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$ folgt wegen $c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = c(\text{CH}_3\text{COOH})$
- $$c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s = 10^{-4,74} \text{ mol/L} \quad (2)$$

Neutralisationskurven (3)

Zu 10 mL einer Salzsäure mit der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ und zu einer gleichkonzentrierten Essigsäure-Lösung (Ethansäure-Lösung) wird jeweils Natronlauge der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ zugetropft. Die pH-Werte der entstehenden Lösungen werden in Abhängigkeit vom Volumen der zugesetzten Natronlauge bestimmt und die Ergebnisse in Titrationskurven grafisch dargestellt. Ordnen Sie den beiden Versuchen die jeweils passende Titrationskurve aus der Abbildung 1 zu und begründen Sie Ihre Wahl.



Lösung

Titrationsskurve B bezieht sich auf die Titration der Salzsäure: Anfangswert $\text{pH} = 1$, die Kurve nähert sich wegen der Konzentration der Natronlauge dem pH -Wert 13. Titrationsskurve C bezieht sich auf die Ethansäure-Titration: Anfangswert $\text{pH} = 3$, die Kurve nähert sich ebenfalls wegen der Konzentration der Natronlauge dem pH -Wert 13.

Indikatoren (3)

In einer Wiederholung der Versuche aus Aufgabe 1 soll mit Hilfe von zugesetzten Indikatoren ermittelt werden, wann jeweils eine äquivalente Menge an Natronlauge zugefügt wurde. Wählen Sie aus den in der Abbildung 2 angegebenen Indikatoren für jeden der beiden Versuche einen geeigneten Indikator aus und begründen Sie Ihre Zuordnung.

	pH
Kresolrot	0,2 – 1,8
Methylorange	3,0 – 4,4
Bromthymolblau	6,0 – 7,5
Phenolphthalein	8,4 – 10,0

Lösung

Angewendet wird ein Indikator, dessen Umschlagsbereich im steilen Bereich der Titrationskurve (Äquivalenzpunkt) liegt, z. B. Bromthymolblau für die Titration der Salzsäure und z. B. Phenolphthalein für die Titration der Ethansäure.

Acetat-Puffer (8)

Zu 10 mL Essigsäure-Lösung der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ gibt man 5 mL Natronlauge gleicher Konzentration. Man erhält eine Lösung, die trotz Zugabe von Säuren und Basen ihren pH-Wert in engen Grenzen konstant hält.

- Geben Sie an, wie viel Prozent der Essigsäure-Moleküle umgesetzt wurden und wie man eine Lösung mit der angegebenen Eigenschaft nennt. (2)
- Stellen Sie mit Hilfe des Massenwirkungsgesetzes dar, warum der pH-Wert der Lösung dem pK_s -Wert der Essigsäure entspricht. (2)
- Erklären Sie, warum der pH-Wert dieser Lösung trotz Zugabe einiger Tropfen verdünnter Salzsäure oder verdünnter Natronlauge nahezu unverändert bleibt. (2)
- Zu 10 mL Salzsäure-Lösung mit der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ werden in einem vergleichenden Versuch 5 mL Natronlauge der gleichen Konzentration gegeben. Berechnen Sie den pH-Wert dieser Lösung. (2)

Lösung

- 50 % der Ethansäure-Moleküle sind neutralisiert worden. (1)
Es ist eine Pufferlösung entstanden. (1)
- $K_c = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$; $K_s = \frac{c(\text{Ac}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{HAc})}$ (1)
wegen $c(\text{Ac}^-) = c(\text{HAc})$ ist $c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_s$ (1)
- Erklärung der Pufferwirkung über Gleichgewichtsverschiebung nach LE CHATELIER. (2)
- Nach Zugabe der Natronlauge ist $V(\text{gesamt}) = 15 \text{ mL} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,033 \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 1,48$ (2)

Hydrogencarbonat-Puffer(6)

Menschliches Blut enthält Kohlensäure $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ und Natriumhydrogencarbonat $\text{NaHCO}_3(\text{aq})$ in den Konzentrationen $[\text{HCO}_3^-] = 24 \text{ mmol/L}$ und $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 1,2 \text{ mmol/L}$.

Die im Blut unter „physiologischen Bedingungen“ vorliegende Kohlensäure hat einen geringeren $\text{p}K_s = 6,1$ als die reine Kohlensäure mit $\text{p}K_s = 6,52$. Dies wird in medizinischen Lehrbüchern damit erklärt, dass in den Zellen ständig CO_2 nachproduziert wird

- Erläutere diese Erklärung mit Hilfe zwei Reaktionsgleichungen. (3)
- Berechne anschließend den pH-Wert dieses Puffers. (1)
- Gib zwei mesomere Grenzformen des Hydrogencarbonat-Ions an. (2)

Lösung

- Durch das in den Zellen gebildete CO_2 kann das bei der Protolyse verbrauchte H_2CO_3 nachproduziert werden, wodurch sich das Protolysegleichgewicht etwas auf die rechte Seite verschiebt, **ohne** dass sich die Konzentration der Kohlensäure $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 1,2 \text{ mmol/L}$ verändert. Bei gleicher Kohlensäurekonzentration herrscht also im Körper ein geringerer pH als im Reagenzglas. $\text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$. (3)

- Der pH-Wert dieses Puffers ist also $\text{pH} = \text{p}K_s + \log = 6,1 + \log \frac{24}{1,2} = 7,4$. (1)



Phosphat-Puffer (20)

- Skizziere den Verlauf der pH-Werte, wenn 1000 ml einer 0,1 m Phosphorsäure mit 1 m Natronlauge tropfenweise neutralisiert werden. Gib die pH-Werte des Anfangs- und Endwertes sowie aller Äquivalenz- und Pufferpunkte an. (5)
- Wie viel mol Hydrogenphosphat HPO_4^{2-} und wieviel mol Phosphat PO_4^{3-} müssen in 1000 ml eines Phosphat-Puffers mit $\text{pH} = 12$ und einer Gesamtkonzentration von 0,1 mol/L enthalten sein? (3)
- Wie viel g Na_2HPO_4 und wieviel g Na_3PO_4 müssen dazu abgewogen werden? (1)
- Wie viel ml 1 m Salzsäure müssen hinzu gegeben werden, wenn der Puffer aus einer 0,1 m Phosphatlösung hergestellt werden soll? (2)
- Beschreibe eine dritte Möglichkeit, diesen Puffer herzustellen. (2)
- Wie ändert sich der pH-Wert des Puffers, wenn 10 ml einer 1 m Schwefelsäure hinzugefügt werden? (4)
- Gib drei mesomere Grenzstrukturen des Hydrogenphosphat-Ions an. (3)

Lösung

- Skizze (1)

$$\text{Anfangspunkt pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{\text{S1}} - \log c_0) = 1,48 \quad (0,5)$$

$$1. \text{ Pufferpunkt pH} = \text{pK}_{\text{S1}} = 1,96 \quad (0,5)$$

$$1. \text{ Äquivalenzpunkt pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{\text{S1}} + \text{pK}_{\text{S2}}) = 4,58 \quad (0,5)$$

$$2. \text{ Pufferpunkt pH} = \text{pK}_{\text{S2}} = 7,21 \quad (0,5)$$

$$2. \text{ Äquivalenzpunkt pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{\text{S2}} + \text{pK}_{\text{S3}}) = 9,77 \quad (0,5)$$

$$3. \text{ Pufferpunkt pH} = \text{pK}_{\text{S3}} = 12,32 \quad (0,5)$$

$$3. \text{ Äquivalenzpunkt pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_{\text{B3}} - \log c_0) = 12,66 \quad (0,5)$$

$$\text{Endpunkt pH} = 13. \quad (0,5)$$

$$b) \quad 12 = 12,32 + \log \frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{PO}_4^{3-}]} \Leftrightarrow 10^{-0,32} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{PO}_4^{3-}]} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = \frac{100 \cdot 10^{-0,32}}{10^{-0,32} + 1} \text{ mmol/L} = \underline{32 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{HPO}_4^{2-}] = 100 \text{ mmol/L} - 32 \text{ mmol/L} = \underline{68 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$c) \quad 32 \text{ mmol} = \underline{5,23 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} \text{ und } 68 \text{ mmol} = \underline{9,66 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4} \text{ für 1 L} \quad (1)$$

$$d) \quad \text{von ursprünglich 100 mmol PO}_4^{3-} \text{ müssen 68 mmol zu HPO}_4^{2-} \text{ neutralisiert werden.} \quad (1)$$

$$\Rightarrow \text{Zugabe von 68 mmol H}_3\text{O}^+ = 68 \text{ ml 1 m HCl.} \quad (1)$$

$$e) \quad \text{Zugabe von 32 ml 1 m NaOH} = 32 \text{ mmol OH}^- \text{ zu 1 Liter einer 0,1 m HPO}_4^{2-} \text{ - Lösung} \quad (1)$$

oder

$$\text{Zugabe von 132 ml 1 m NaOH} = 132 \text{ mmol OH}^- \text{ zu 1 Liter einer 0,1 m H}_2\text{PO}_4^- \text{ - Lösung}$$

oder

$$\text{Zugabe von 232 ml 1 m NaOH} = 232 \text{ mmol OH}^- \text{ zu 1 Liter einer 0,1 m H}_3\text{PO}_4 \text{ - Lösung} \quad (2)$$

$$f) \quad \text{Zugabe von 10 ml } 2 \text{ mmol/ml} = 20 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{PO}_4^{3-}] = 32 \text{ mmol/L} - 20 \text{ mmol/L} = \underline{12 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{HPO}_4^{2-}] = 68 \text{ mmol/L} + 20 \text{ mmol/L} = \underline{88 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow \text{neuer pH} = 12,32 + \log \frac{12 \text{ mmol/L}}{88 \text{ mmol/L}} = \underline{11,45} \quad (1)$$

$$g) \quad \left[\begin{array}{c} \text{O} \\ | \\ \text{O}=\text{P}-\text{O}^- \\ || \\ \text{O} \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ | \\ \text{O}=\text{P}=\text{O} \\ | \\ \text{O}^- \end{array} \longleftrightarrow \begin{array}{c} \text{O} \\ | \\ \text{O}^- - \text{P}=\text{O} \\ || \\ \text{O} \end{array} \right] \quad (3)$$

Carbonat-Puffer (19)

- Skizziere den Verlauf der pH-Werte, wenn 1000 ml einer 0,1 m Kohlensäure mit 1 m Natronlauge tropfenweise neutralisiert werden. Gib die pH-Werte des Anfangs- und Endwertes sowie aller Äquivalenz- und Pufferpunkte an. (4)
- Wie viel mol Hydrogencarbonat HCO_3^- und wieviel mol Carbonat CO_3^{2-} müssen in 1000 ml eines Carbonat-Puffers mit $\text{pH} = 10$ und einer Gesamtkonzentration von 0,1 mol/L enthalten sein? (3)
- Wie viel g NaHCO_3 und wieviel g Na_2CO_3 müssen dazu abgewogen werden? (1)
- Wie viel ml 1 m Salzsäure müssen hinzu gegeben werden, wenn der Puffer aus einer 0,1 m Carbonatlösung hergestellt werden soll? (2)
- Beschreibe eine dritte Möglichkeit, diesen Puffer herzustellen. (2)
- Wie ändert sich der pH-Wert des Puffers, wenn 10 ml einer 1 m Schwefelsäure hinzugefügt werden? (4)
- Gib drei mesomere Grenzstrukturen des Carbonat-Ions an. (3)

Lösung

- Skizze (1)

$$\text{Anfangspunkt pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{S1}} - \log c_0) = 3,76 \quad (0,5)$$

$$1. \text{ Pufferpunkt pH} = \text{pK}_{\text{S1}} = 6,52 \quad (0,5)$$

$$1. \text{ Äquivalenzpunkt pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{S1}} + \text{pK}_{\text{S2}}) = 8,46 \quad (0,5)$$

$$2. \text{ Pufferpunkt pH} = \text{pK}_{\text{S2}} = 10,40 \quad (0,5)$$

$$2. \text{ Äquivalenzpunkt pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2}(\text{pK}_{\text{B3}} - \log c_0) = 11,70 \quad (0,5)$$

$$\text{Endpunkt pH} = 13. \quad (0,5)$$

$$b) \quad 10 = 10,40 + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{CO}_3^{2-}]} \Leftrightarrow 10^{-0,40} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{CO}_3^{2-}]} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = \frac{100 \cdot 10^{-0,40}}{10^{-0,40} + 1} \text{ mmol/L} = \underline{28 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{HCO}_3^-] = 100 \text{ mmol/L} - 28 \text{ mmol/L} = \underline{72 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$c) \quad 28 \text{ mmol} = \underline{2,97 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \text{ und } 72 \text{ mmol} = \underline{6,05 \text{ g NaHCO}_3} \text{ für 1 L} \quad (1)$$

$$d) \quad \text{von ursprünglich } 100 \text{ mmol CO}_3^{2-} \text{ müssen } 72 \text{ mmol zu HCO}_3^- \text{ neutralisiert werden.} \quad (1)$$

$$\Rightarrow \text{Zugabe von } 72 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ = 72 \text{ ml 1 m HCl.} \quad (1)$$

$$e) \quad \text{Zugabe von } 28 \text{ ml 1 m NaOH} = 28 \text{ mmol OH}^- \text{ zu 1 Liter einer 0,1 m HCO}_3^- \text{ - Lösung} \\ \text{oder} \quad (1)$$

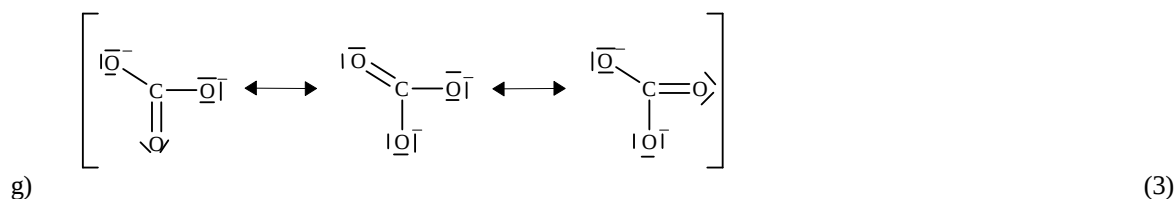
$$\text{Zugabe von } 128 \text{ ml 1 m NaOH} = 28 \text{ mmol OH}^- \text{ zu 1 Liter einer 0,1 m H}_2\text{CO}_3 \text{ - Lösung} \quad (2)$$

$$f) \quad \text{Zugabe von } 10 \text{ ml } 2 \text{ mmol/ml} = 20 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{CO}_3^{2-}] = 28 \text{ mmol/L} - 20 \text{ mmol/L} = \underline{8 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow [\text{HCO}_3^-] = 72 \text{ mmol/L} + 20 \text{ mmol/L} = \underline{92 \text{ mmol/L}} \quad (1)$$

$$\Rightarrow \text{neuer pH} = 10,40 + \log \frac{8 \text{ mmol/L}}{92 \text{ mmol/L}} = \underline{9,33} \quad (1)$$



Ammoniak-Puffer (17)

- Skizziere den Verlauf der pH-Werte, wenn 1000 ml einer 0,1 m Ammoniaklösung mit 1 m Salzsäure tropfenweise neutralisiert werden. Gib die pH-Werte des Anfangs- und Endwertes sowie aller Äquivalenz- und Pufferpunkte an. (4)
- Wie viel mol Ammonium NH_4^+ und wieviel mol Ammoniak NH_3 müssen in 1000 ml eines Ammonium-Puffers mit pH = 9 und einer Gesamtkonzentration von 0,1 mol/L enthalten sein? (3)
- Wie viel g Ammoniumchlorid NH_4Cl , wie viel ml 1 m Salmiakgeist NH_3 (aq) und wie viel Liter Wasser benötigt man für die Herstellung dieses Puffers? (2)
- Wie viel ml 1 m Salzsäure müssen hinzu gegeben werden, wenn der Puffer aus einer 0,1 m Ammoniaklösung hergestellt werden soll? (2)
- Beschreibe eine dritte Möglichkeit, diesen Puffer herzustellen. (2)
- Wie ändert sich der pH-Wert des Puffers, wenn 10 ml einer 1 m Schwefelsäure hinzugefügt werden? (4)

Lösung

- Skizze (2)
Anfangspunkt $\text{pH} = \text{pOH} - \frac{1}{2}(\text{pK}_\text{B} - \log c_0) = 11,12$ (0,5)
Pufferpunkt $\text{pH} = \text{pK}_{\text{S1}} = 9,24$ (0,5)
Äquivalenzpunkt $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_\text{S} - \log c_0) = 5,12$ (0,5)
Endpunkt $\text{pH} = 1$ (0,5)
- $9 = 9,24 + \log \frac{[\text{NH}_3]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{NH}_3]} \Leftrightarrow 10^{-0,24} = \frac{[\text{NH}_3]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{NH}_3]}$ (1)
 $\Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{100 \cdot 10^{-0,24}}{10^{-0,24} + 1} \text{ mmol/L} = \underline{36 \text{ mmol/L}}$ (1)
 $\Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 100 \text{ mmol/L} - 36 \text{ mmol/L} = \underline{64 \text{ mmol/L}}$ (1)
- $36 \text{ mmol} = \underline{1,89 \text{ g NH}_4\text{Cl}}$ und $64 \text{ mmol} = \underline{64 \text{ ml 1 m NH}_3}$ mit ca. 936 ml Wasser auf 1 Liter auffüllen. (2)
- von ursprünglich 100 mmol NH_3 müssen 36 mmol zu NH_4^+ neutralisiert werden. (1)
 $\Rightarrow$ Zugabe von 36 mmol $\text{H}_3\text{O}^+ = 36 \text{ ml 1 m HCl}$. (1)
- Zugabe von 64 ml 1 m $\text{NaOH} = 64 \text{ mmol OH}^-$ zu 1 Liter einer 0,1 m NH_4^+ - Lösung (2)
- Zugabe von 10 ml $\cdot 2 \text{ mmol/ml} = 20 \text{ mmol H}_3\text{O}^+$ (1)
 $\Rightarrow [\text{NH}_3] = 36 \text{ mmol/L} - 20 \text{ mmol/L} = \underline{16 \text{ mmol/L}}$ (1)
 $\Rightarrow [\text{NH}_4^+] = 64 \text{ mmol/L} + 20 \text{ mmol/L} = \underline{84 \text{ mmol/L}}$ (1)
 $\Rightarrow \text{neuer pH} = 9,24 + \log \frac{16 \text{ mmol/L}}{84 \text{ mmol/L}} = \underline{8,53}$ (1)

Cyanid-Puffer (17)

- Skizziere den Verlauf der pH-Werte, wenn 1000 ml einer 0,1 m Cyanidlösung CN^- (aq) mit 1 m Salzsäure tropfenweise neutralisiert werden. Gib die pH-Werte des Anfangs- und Endwertes sowie aller Äquivalenz- und Pufferpunkte an. (4)
- Wie viel mol Blausäure HCN und wieviel mol Cyanid CN^- müssen in 1000 ml eines Cyanid-Puffers mit pH = 9 und einer Gesamtkonzentration von 0,1 mol/L enthalten sein? (3)
- Wie viel g Kaliumcyanid (Zyankali) KCN , wie viel ml 1 m Blausäure HCN (aq) und wie viel Liter Wasser benötigt man für die Herstellung dieses Puffers? (2)
- Wie viel ml 1 m Natronlauge müssen hinzu gegeben werden, wenn der Puffer aus einer 0,1 m Blausäure hergestellt werden soll? (2)
- Beschreibe eine dritte Möglichkeit, diesen Puffer herzustellen. (2)
- Wie ändert sich der pH-Wert des Puffers, wenn 10 ml einer 1 m Salzsäure hinzugefügt werden? (4)

Lösung

- a) Skizze (2)
- Anfangspunkt $\text{pH} = \text{pOH} - \frac{1}{2}(\text{pK}_B - \log c_0) = 11,20$ (0,5)
- Pufferpunkt $\text{pH} = \text{pK}_{S1} = 9,40$ (0,5)
- Äquivalenzpunkt $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{pK}_S - \log c_0) = 5,20$ (0,5)
- Endpunkt $\text{pH} = 1$ (0,5)
- b) $9 = 9,40 + \log \frac{[\text{CN}^-]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{CN}^-]} \Leftrightarrow 10^{-0,40} = \frac{[\text{CN}^-]}{100 \text{ mmol/L} - [\text{CN}^-]}$ (1)
- $\Rightarrow [\text{CN}^-] = \frac{100 \cdot 10^{-0,40}}{10^{-0,40} + 1} \text{ mmol/L} = \underline{28 \text{ mmol/L}}$ (1)
- $\Rightarrow [\text{HCN}] = 100 \text{ mmol/L} - 71,5 \text{ mmol/L} = \underline{72 \text{ mmol/L}}$ (1)
- c) $28 \text{ mmol} = \underline{1,82 \text{ g KCN}}$ und $72 \text{ mmol} = \underline{72 \text{ ml } 1 \text{ m HCN}}$ mit ca. 928 ml Wasser auf 1 Liter auffüllen. (2)
- d) von ursprünglich 100 mmol HCN müssen 28 mmol zu CN^- neutralisiert werden. (1)
- $\Rightarrow$ Zugabe von 28 mmol $\text{OH}^- = 28 \text{ ml } 1 \text{ m NaOH}$. (1)
- e) Zugabe von 72 ml 1 m $\text{HCl} = 72 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+$ zu 1 Liter einer 0,1 m CN^- - Lösung (2)
- f) Zugabe von 10 ml $\cdot 2 \text{ mmol/ml} = 10 \text{ mmol } \text{H}_3\text{O}^+$ (1)
- $\Rightarrow [\text{CN}^-] = 28 \text{ mmol/L} - 10 \text{ mmol/L} = \underline{18 \text{ mmol/L}}$ (1)
- $\Rightarrow [\text{HCN}] = 72 \text{ mmol/L} + 10 \text{ mmol/L} = \underline{82 \text{ mmol/L}}$ (1)
- $\Rightarrow \text{neuer pH} = 9,40 + \log \frac{18 \text{ mmol/L}}{82 \text{ mmol/L}} = \underline{8,75}$ (1)

Phosphatpuffer im Blut (8)

Phosphate dienen im Körper nicht nur als Bestandteil energiereicher Cosubstrate, sondern auch als Puffer.

- a) Geben Sie mögliche Dissoziationsstufen mit Namen der Phosphorsäure an. (3)
- b) Geben Sie einen möglichen Pufferbereich an und erklären Sie die Pufferwirkung in diesem Bereich anhand zweier Reaktionsgleichungen. (3)
- c) Begründen Sie, welche der Dissoziationsstufen im Blut (pH 7,33) und im Harn (pH 4,0) hauptsächlich vorliegen. (pKs-Werte der Phosphorsäure: pK_{S1} : 1,9; pK_{S2} : 7,2; pK_{S3} : 12,4) (2)

Lösung

- a) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + 3 \text{H}_3\text{O}^+$
- b) Pufferbereich jeweils bei $\text{pH} \approx \text{pK}_S$, z.B. im Blut bei $\text{pH} = 7,33 \approx \text{pK}_{S2}$ liegen H_2PO_4^- und HPO_4^{2-} in ungefähr gleichen Mengen vor, so dass sowohl H_3O^+ als auch OH^- abgefangen werden können :
- $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ und $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- c) im Blut bei $\text{pH} = 7,33$ überwiegen H_2PO_4^- und HPO_4^{2-} (s.o.), im Harn bei $\text{pH} = 4$ überwiegt H_2PO_4^- .