

Übungsaufgaben: Säuren, Basen, pH-Wert und Puffer

A. Eine Stoffübersicht

Name	Formel	Struktur	pH-Wert 1 M Lsg.	Erläuterung
Salpeter-säure				
Phosphor-säure				
Kohlen-säure				
Natrium-dihydrogen-phosphat				
Dikalium-hydrogen-phosphat				
Natrium-phosphat				
Natrium-hydrogen-carbonat				
Kalium-hydrogen-sulfat				
Ammoniak				

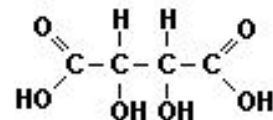
B. pH-Wert-Berechnungen

1. Salzsäure

- a) Rauchende Salzsäure ist eine 37%ige Lösung von HCl in Wasser; dies entspricht einer Stoffmengenkonzentration von 12 mol/l. Was ist der pH-Wert von rauchender Salzsäure?
- b) Wie müssten Sie rauchende Salzsäure mit Wasser verdünnen, um 250 ml einer Lösung mit pH = 0 zu erhalten?
- c) Um 100 ml rauchende Salzsäure zu neutralisieren und dadurch unschädlich zu machen, möchten Sie die Lösung mit Kaliumphosphat (K_3PO_4) versetzen. Wieviel Kaliumphosphat müssen Sie zusetzen, um einen pH-Wert von 7,5 (Leitungswasser) zu erreichen? *Hinweis: Achten Sie darauf, in welcher Form das Phosphat bei pH 7,5 vorliegt.*

2. Essig und Wein

- a) Essig hat einen pH-Wert von 2,8. Wie hoch ist die Konzentration an Essigsäure ($K_S = 1,8 \cdot 10^{-5}$)?
- b) Bei einem Weisswein misst man ebenfalls einen pH-Wert von 2,8. Die saure Eigenschaft von Wein geht auf die Weinsäure zurück (siehe neben stehende Struktur). Ihre Salze nennt man Hydrogentartrate bzw. Tartrate, und ihre Säurekonstanten liegen bei $pK_{S1} = 3,0$ und $pK_{S2} = 4,2$. Es ist weiterhin bekannt, dass die Weinprobe eine Gesamtkonzentration von 0,1 mol/l an Weinsäure und allen ihren Restionen enthält.



Welche Konzentrationsverhältnisse herrschen bei pH 2,8?

C. Titrationskurven

Eine Carbonat-Titration

Zeichnen Sie die Titrationskurve für die Titration von 50 ml einer wässrigen 0,15 M Natriumcarbonat-Lösung mit 0 ... 20 ml 1 M Salzsäure. Tragen Sie den pH-Wert am Anfang und Ende ein, außerdem die Äquivalenz- und Halbäquivalenzpunkte, und achten Sie auf die richtige Skalierung.

Übungsaufgaben: Säuren, Basen, pH-Wert und Puffer

B. pH-Werte und Konzentrationen von Säuren und Basen

1. Salzsäure

a) Rauchende Salzsäure ist eine 37%ige Lösung von HCl in Wasser; dies entspricht einer Stoffmengenkonzentration von 12 mol/l. Was ist der pH-Wert von rauchender Salzsäure?

$$\text{pH} = -\lg(12) = -1,08$$

b) Wie müssten Sie rauchende Salzsäure mit Wasser verdünnen, um 250 ml einer Lösung mit pH = 0 zu erhalten?

$$\text{pH} = 0 \Rightarrow c(\text{H}^+) = 1 \text{ mol/l} \Rightarrow n(\text{H}^+) = 0,25 \text{ mol in } 250 \text{ ml} \Rightarrow V(\text{HCl}) = 0,25 \text{ mol} : 12 \text{ mol/l} = 20,83 \text{ ml}$$

Man muss 20,8 ml rauchende HCl mit 229,2 ml Wasser auf 250 ml auffüllen.

c) Um 100 ml rauchende Salzsäure zu neutralisieren und dadurch unschädlich zu machen, möchten Sie die Lösung mit Kaliumphosphat (K_3PO_4) versetzen. Wieviel Kaliumphosphat müssen Sie zusetzen, um einen pH-Wert von 7,5 (Leitungswasser) zu erreichen? *Hinweis: Achten Sie darauf, in welcher Form das Phosphat bei pH 7,5 vorliegt.*

Bei pH 7,5 liegen Phosphate in einer Mischung aus Dihydrogenphosphat (H_2PO_4^-) und Hydrogenphosphat (HPO_4^{2-}) vor. Dies erkennt man an den pK_S -Werten: $\text{pK}_\text{S}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2,1$; $\text{pK}_\text{S}(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 7,2$ und $\text{pK}_\text{S}(\text{HPO}_4^{2-}) = 12,36$. Aus der Henderson-Hasselbalch-Gleichung folgt damit:

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{S} + \lg(c(\text{Base})/c(\text{Säure})) = 7,2 + \lg(c(\text{HPO}_4^{2-})/c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)) = 7,5$$

$$\Rightarrow \lg(c(\text{HPO}_4^{2-})/c(\text{H}_2\text{PO}_4^-)) = 0,3 \Rightarrow c(\text{HPO}_4^{2-})/c(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,00$$

Für pH 7,5 muss also doppelt so viel Hydrogenphosphat wie Dihydrogenphosphat in der Lösung sein.

Um dies bei der Neutralisation der Salzsäure mit Phosphat (PO_4^{3-}) zu erreichen, muss gerade so viel Phosphat zugesetzt werden, dass 100 ml Salzsäure das Phosphat in die richtige Mischung aus Dihydrogenphosphat und Hydrogenphosphat umwandelt.

100 ml rauchende Salzsäure enthalten $0,1 \text{ l} \cdot 12 \text{ mol/l} = 1,2 \text{ mol H}^+$ -Ionen. Setzt man 0,4 mol Phosphat zu, entstehen 0,4 mol Phosphorsäure (H_3PO_4); setzt man 0,6 mol Phosphat zu, entstehen 0,6 mol Dihydrogenphosphat (H_2PO_4^-); setzt man 1,2 mol Phosphat zu, entstehen 1,2 mol Hydrogenphosphat (HPO_4^{2-}).

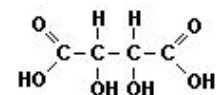
Setzt man genau 0,9 mol Phosphat zu, so entstehen 0,6 mol HPO_4^{2-} und 0,3 mol H_2PO_4^- .

2. Essig und Wein

a) Essig hat einen pH-Wert von 2,8. Wie hoch ist die Konzentration an Essigsäure ($K_\text{S} = 1,8 \cdot 10^{-5}$)?

$$\text{Für schwache Säuren gilt in guter Näherung: } c^2(\text{H}^+) = K_\text{S} \cdot c_0(\text{Säure}) \Rightarrow c_0(\text{Säure}) = 0,14 \text{ mol/l}$$

b) Bei einem Weisswein misst man ebenfalls einen pH-Wert von 2,8. Die saure Eigenschaft von Wein geht auf die Weinsäure zurück (siehe neben stehende Struktur). Ihre Salze nennt man Hydrogentartrate bzw. Tartrate, und ihre Säurekonstanten liegen bei $\text{pK}_{\text{S}1} = 3,0$ und $\text{pK}_{\text{S}2} = 4,2$. Es ist weiterhin bekannt, dass die Weinprobe eine Gesamtkonzentration von 0,1 mol/l an Weinsäure und allen ihren Restionen enthält.



Welche Konzentrationsverhältnisse herrschen bei pH 2,8?

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{S} + \lg(c(\text{Base})/c(\text{Säure})) = 3,0 + \lg(c(\text{Hydrogentartrat})/c(\text{Weinsäure})) = 2,8$$

$$\Rightarrow \lg(c(\text{Hydrogentartrat})/c(\text{Weinsäure})) = -0,2 \Rightarrow c(\text{Hydrogentartrat})/c(\text{Weinsäure}) = 0,63$$

$$\Rightarrow c(\text{Hydrogentartrat}) = 0,04 \text{ mol/l und } c(\text{Weinsäure}) = 0,06 \text{ mol/l (also in der Summe } 0,1 \text{ mol/l).}$$

Hinweis: Streng genommen kann man zwei Protolysestufen einer Säure nur dann völlig getrennt voneinander behandeln, wenn sich die pK_S -Werte im Betrag um mindestens 3 unterscheiden. Dies ist bei Weinsäure nicht der Fall, so dass man hier das Tartrat als zweite Protolysestufe neben dem Hydrogentartrat nicht vollständig vernachlässigen dürfte. Man macht aber meist trotzdem die Vereinfachung, weil die Rechnung sonst zu kompliziert wird.

Übungsaufgaben: Säuren, Basen, pH-Wert und Puffer

C. Titrationskurven

Eine Carbonat-Titration

Zeichnen Sie die Titrationskurve für die Titration von 50 ml einer wässrigen 0,15 M Natriumcarbonat-Lösung mit 0 ... 20 ml 1 M Salzsäure. Tragen Sie den pH-Wert am Anfang und Ende ein, außerdem die Äquivalenz- und Halbäquivalenzpunkte, und achten Sie auf die richtige Skalierung.

- anfänglicher pH-Wert: 11,8 (berechnet über pOH-Wert aus $K_B = 2,5 \cdot 10^{-4}$ und $c(\text{Carbonat}) = 0,15 \text{ mol/l}$)
- erster Äquivalenzpunkt (vollst. Umwandlung des Carbonats in Hydrogencarbonat): $V(\text{HCl}) = 7,5 \text{ ml}$
- zweiter Äquivalenzpunkt (vollst. Umwandlung des Hydrogencarbonats in Kohlensäure): $V(\text{HCl}) = 15 \text{ ml}$
- erster Halbäquivalenzpunkt mit $c(\text{Carbonat}) = c(\text{Hydrogencarbonat})$:
 $V(\text{HCl}) = 3,75 \text{ ml}$, wobei $\text{pH} = \text{pK}_S(\text{Hydrogencarbonat}) = 14 - \text{pK}_B(\text{Carbonat}) = 10,4$
- zweiter Halbäquivalenzpunkt mit $c(\text{Hydrogencarbonat}) = c(\text{Kohlensäure})$:
 $V(\text{HCl}) = 11,25 \text{ ml}$, wobei $\text{pH} = \text{pK}_S(\text{Kohlensäure}) = 14 - \text{pK}_B(\text{Hydrogencarbonat}) = 6,5$
- abschließender pH-Wert entspricht dem pH-Wert der überschüssigen Salzsäure, also 5 ml 1 M Salzsäure in 70 ml Gesamtvolumen.
 $\Rightarrow c(\text{H}^+) = 0,005 \text{ mol} / 0,070 \text{ l} = 0,71 \text{ mol/l}$
 $\Rightarrow \text{pH} = 1,1$.
- Die pH-Werte der Äquivalenzpunkte liegen zwischen den benachbarten Halbäquivalenzpunkten bzw. zwischen 2. Halbäquivalenzpunkt und End-pH:
 \Rightarrow 1. Äquivalenzpunkt: pH einer Hydrogencarbonat-Lösung. **Da Hydrogencarbonat sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann, muss zunächst geklärt werden, welche Eigenschaft stärker ist: $\text{pK}_B(\text{Hydrogencarbonat}) = 7,5 < \text{pK}_S(\text{Hydrogencarbonat}) = 10,1$. Hydrogencarbonat ist also mehr Base als Säure. Die pH-Berechnung erfolgt daher über den pK_B -Wert.** Man erhält $\text{pH} = 9,8$. Dieser Wert gibt aufgrund der Vernachlässigung der Säure-Eigenschaft den tatsächlichen Verlauf der simulierten pH-Kurve (siehe unten) nicht gut wieder.
 \Rightarrow 2. Äquivalenzpunkt: pH einer Kohlensäure-Lösung mit $c(\text{Kohlensäure}) = 0,15 \text{ mol/l}$, also $\text{pH} = 3,8$.

