

Lösungen zu den Übungsaufgaben zur Thematik Säure/Base

(Zwei allgemeine Hinweise: aus Zeitgründen habe ich auf das Kursivsetzen bestimmter Zeichen verzichtet; Reaktionsgleichungen sollten den üblichen Doppelpfeil für das Gleichgewicht enthalten, bitte beachten!)

zu 1.

a) HCl (starke Säure, pK_S ca. -7)

$pH = -\lg [H_3O^+]$, bei $0.01 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ ergibt sich $pH = 2$.

b) NaOH (starke Base)

$c = 0.1 \text{ mol/L}$; $pOH = -\lg [OH^-]$; $pOH = 1$; $pH + pOH = 14$;

$pH = 14 - pOH = 13$.

c) HNO_3 (starke Säure, $pK_S = -1.37$)

$pH = -\lg(0.56) = 0.25$.

d) KOH (starke Base)

$pOH = -\lg(3 \cdot 10^{-4}) = 3,52$; $pH = 14 - 3.52 = 10.48$.

zu 2.

Volumenvernachlässigung bedeutet: $1 \text{ mL} + 1000 \text{ mL} = 1001 \text{ mL}$, genau das vernachlässigen wir hier und gehen von 1 L gebildeter Lösung aus.

Bsp.: 1 mL (1 M HCl) + 1 L Wasser ergibt in tausendfacher Verdünnung (annähernd!) eine Konz. von 10^{-3} mol/L . (Exakt müßten Sie über die besprochenen Gleichungen des Mischungskreuzes rechnen.)

2 mL (2 M HCl) + 1 L Wasser ergibt annähernd $c = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

$pH = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = 2.39$.

zu 3.

Konzentration unter Vernachlässigung: $3 \cdot 0.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 2.55 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

$pOH = -\lg(2.55 \cdot 10^{-3}) = 2.59$; $pH = 14 - 2.59 = 11.41$

zu 4.

Konzentrationen berechnen: (Mischungskreuz auch verwendbar)

Wieviel mol HCl enthalten die 50 mL 2 M HCl ?

$2 \text{ mol}/1000 \text{ mL} = x \text{ mol}/50 \text{ mL}$ $x = 0,1 \text{ mol}$.

Volumenzunahme: $50 \text{ mL} + 70 \text{ mL} = 120 \text{ mL}$.

D.h., nach Mischen befinden sich jetzt $0,1 \text{ mol HCl}$ in 0.12 L Lösung.

$c = n/V$, also $0.1 \text{ mol}/0.12 \text{ L}$, bedeutet Lösung ist 0.833 „molar“.

$pH = -\lg(0.833) = 0.079$.

zu 5.

Überlegung: wieviel mol NaOH befinden sich in den 50 mL Laugenlösung?

$$0.5 \text{ mol} / 1000 \text{ mL} = x \text{ mol} / 10 \text{ mL}; \quad x = 0.005 \text{ mol}$$

a) *Volumenzunahme vernachlässigt:*

$$[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\lg(0.05) = 1.30; \text{pH} = 14 - 1.30 = \mathbf{12.70}.$$

b) *Volumenzunahme berücksichtigen:*

$$V_{\text{ges}} = 100 \text{ mL} + 10 \text{ mL} = 110 \text{ mL}$$

Nach Mischen befinden sich 0.005 mol NaOH in 110 mL, wie groß ist die Stoffmengenkonzentration (in mol/L)?

$$0.005 / 110 \text{ mL} = x \text{ mol} / 1000 \text{ mL}; \quad x = 0.0454 \text{ mol},$$

d.h., Lösung ist 0.0454 "molar"

$$\text{pOH} = -\lg(0.0454) = 1.34$$

$$\text{pH} = 14 - 1.34 = \mathbf{12.66}.$$

Anmerkung: Sie sehen an diesem Beispiel, dass doch schon ein beträchtlicher Unterschied in beiden Ergebnissen besteht. Es macht also bei Zugabe von größeren Mengen keinen Sinn mehr, unter Volumenvernachlässigung zu rechnen.

Zu 6.

a) x mL 0.1 M NaOH + 1 L Wasser soll pH = 9 ergeben.

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5.$$

Endkonzentration ist also 10^{-5} mol/L an OH^-

Anfangskonzentration an $[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ mol/L}$

Lösung: $10^{-1} \cdot x = 10^{-5}$ $x = 10^{-4}$ [L], d.h. 0.1 mL muss zugegeben werden.

b) x mL 0.01 M HCl + 1 L Wasser soll pH = 4 ergeben.

$\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = 4$, d.h. Endkonzentration ist 10^{-4} mol/L an H_3O^+

Anfangskonz.: $10^{-2} \text{ mol/L} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

Lösung: $10^{-2} \cdot x = 10^{-4}$, $x = 10^{-2}$ [L], also 10 mL ist die Antwort.

c) x mL 2 M KOH + 1 L Wasser soll pH = 10.5 ergeben.

$$\text{pOH} = 14 - 10.5 = 3.5$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3.5}$$

$$[\text{OH}^-] = 3.162 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L};$$

Lösung: $2 \cdot x = 3.162 \cdot 10^{-4}$; $x = 0.1581$ [mL].

Zu 7.

a) 0.05 M Essigsäure; $pK_S = 4.75$ (wird gegeben)

$$pH = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = 3.03.$$

b) 0.6 M Blausäure; $pK_S = 9.21$ (wird gegeben)

$$pH = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = 4.72.$$

c) 0.3 M NH_3 ; $pK_B = 4.75$ (wird gegeben)

$$pH = 14 - \frac{1}{2} (pK_B - \lg c_0) = 11.37.$$

d) 0.005 mol/L HF; $pK_S = 3,14$ (wird gegeben)

$$pH = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = 2.72.$$

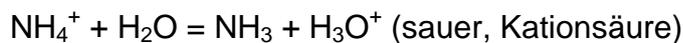
zu 8.



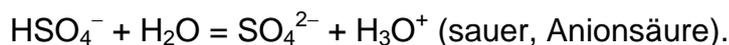
KCl: neutrale Reaktion



$NaNO_3$: neutrale Reaktion



Hier noch ein Hinweis: wir hatten in der Vorlesung nicht den Fall von **Anionsäuren** besprochen, hierzu zwei Beispiele:



zu 9.

Für die Lösung dieser Aufgabe müssen Sie die Grundlagen der Aufgabe 8 verstanden haben. Es geht um Protolysevorgänge in Wasser.

a) NH_4Cl ($c_0 = 0.3$ mol/L); Reaktionsgleichung s. Aufg. 8;

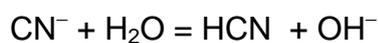
Grundüberlegung: Lösung muss sauer reagieren ($pH < 7$).

Geg.: $pK_S (NH_4^+) = 9.25$

$$pH = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = 4.89.$$

b) KCN ($c_0 = 0.5$ mol/L), beachten: Anionbase liegt vor, da sich das Salz aus einer schwachen Säure (HCN : $pK_S = 9,40$) und einer starken Base (KOH) zusammensetzt;

Lösung reagiert basisch:



Geg.: $pK_B (CN^-) = 4.60$

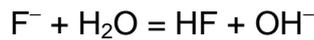
$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \lg c_0) = 11.55.$$

c) CH_3COONa ($c_0 = 0.08 \text{ mol/L}$), Anionbase, s.o.

$$\text{Geg.: } \text{pK}_B (\text{CH}_3\text{COO}^-) = 9.25.$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \lg c_0) = 8.82.$$

d) NaF ($c_0 = 0.25 \text{ mol/L}$), beachten: Anionbase liegt vor, da sich das Salz aus einer schwachen Säure (HF , $\text{pK}_S = 3,14$) und einer starken Base (NaOH) zusammensetzt; Lösung reagiert basisch:



$$\text{Geg.: } \text{pK}_B (\text{F}^-) = 10.86$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (\text{pK}_B - \lg c_0) = 8.27.$$

Allgemeiner Hinweis: es könnte sein, dass Ihnen zu solchen Aufgaben wahlweise pK_S - oder pK_B -Werte gegeben werden; was Sie schließlich zum Berechnen benötigen, entnehmen Sie der Beziehung $\text{pK}_S + \text{pK}_B = 14$.

zu 10.

Zur Berechnung sollten Sie die Puffergleichung (*Hasselbalch-Henderson*) im Kopf haben.

$$\text{Geg.: } \text{NH}_4^+ (\text{pK}_S = 9.25)$$

$$\text{a) } \text{pH} = 9.25 + \lg [0.1/0.01] = 9.25 + \lg 10 = 10.25.$$

$$\text{b) } \text{pH} = 9.25 + \lg [0.1/0.1] = 9.25 + \lg 1 = 9.25.$$

zu 11.

Zur Berechnung sollten Sie die Puffergleichung (*Hasselbalch-Henderson*) im Kopf haben. (Geg.: CH_3COOH , $\text{pK}_S = 4.75$)

Überlegung: in 0.5 L Essigsäure ($c_0 = 0.5 \text{ mol/L}$) befinden sich 0.25 mol Essigsäure.

Umformen der Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{pK}_S + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COONa}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$x \text{ [mol]} \qquad \qquad 0.25 \text{ mol}$

$$\lg x = \text{pH} - \text{pK}_S + \lg (0.25) = 5.00 - 4.75 - 0.60 = -0.35;$$

$$x = 0.447 \text{ [mol]}$$

Lösung: Molare Masse von $\text{CH}_3\text{COONa} = 82.04 \text{ g/mol}$ (müssen Sie selbst berechnen aus gegebenen relativen Atommassen).

$$m = n \cdot M = 0.447 \text{ mol} \cdot 82.04 \text{ g/mol} = 36.67 \text{ g}.$$

Es werden 36.67 g Natriumacetat benötigt, um die Pufferlösung vom $\text{pH} = 5.00$ mit der gegebenen Menge Essigsäurelösung zu bereiten.

Zu 12.

Diese Aufgabenstellung haben wir im Prinzip in der Vorlesung besprochen.

Vergleichen Sie dazu die Titrationskurve der Titration einer schwachen Säure mit einer schwachen Base. Um den Kurvenverlauf in Ihrer Skizze möglichst exakt darzustellen, müssen Sie vorher die pH-Werte des Startpunktes (a) und den Punkt beim Titrationsgrad $\tau = 2$ (b) berechnen: Geg.: pK_S (CH_3COOH) = 4.75 und pK_B (NH_3) = 4.80.

$$(a) \text{ pH} = \frac{1}{2} (pK_S - \lg c_0) = \frac{1}{2} (4.75 - \lg 0.1) = 2.88.$$

$$(b) \text{ pH} = 14 - \frac{1}{2} (pK_B - \lg c_0) = 14 - \frac{1}{2} (4.80 - \lg 0.1) = 11.1.$$