

11) pH-Werte in Salzlösungen

Welche pH-Werte von Lösungen folgender Salze erwartest du:

- a) NaCl b) NaAc c) NH₄Cl

a) NaCl:

Dieser Stoff dissoziiert im Wasser zu Na⁺ und Cl⁻. Hier ist die Information wichtig, dass die korrespondierende Base einer starken Säure sehr schwach ist (bei einer starken Basen und der korrespondierenden Säure ist das natürlich analog).



HCl ist eine starke Säure, die korrespondierende Base (Cl⁻) ist daher sehr schwach.

(Starke Säure = nahezu vollständige Deprotonierung, sehr schwache Säuren haben nahezu keine Protonenaufnahme)

Daher ist von Cl⁻ keine Reaktion im Wasser zu erwarten.



Dieses gilt auch bei Natronlauge. Dies ist eine starke Base, die korrespondierende Säure Na⁺ ist sehr schwach, d.h. diese wird in wässrigen Lösungen auch nicht reagieren.

Diese Salzlösung hat also einen neutralen pH-Wert.

b) NaAc

Hier hat man eine sehr schwache Säure (Na⁺) und eine schwache Base (Ac⁻), daher ist der pH-Wert basisch:

Als Beispiel einer 0,1 molaren NaAc-Lösung wäre der pH-Wert bei 8,9

$$\text{pOH} = 0,5 * (\text{pKb} - \lg(c_0))$$

$$\text{pOH} = 0,5 * (10,25)$$

$$\text{pOH} = 5,125$$

$$\text{pH} = 8,9$$

c) NH₄Cl

Hier hat man eine sehr schwache Base (Cl⁻) und einer schwache Säure (NH₄⁺), daher ist der pH-Wert im sauren.

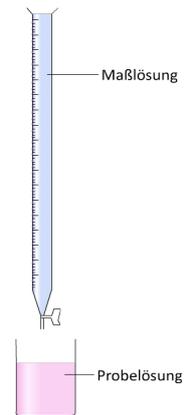
12) Puffersysteme

a) Was ist ein chemischer Puffer?

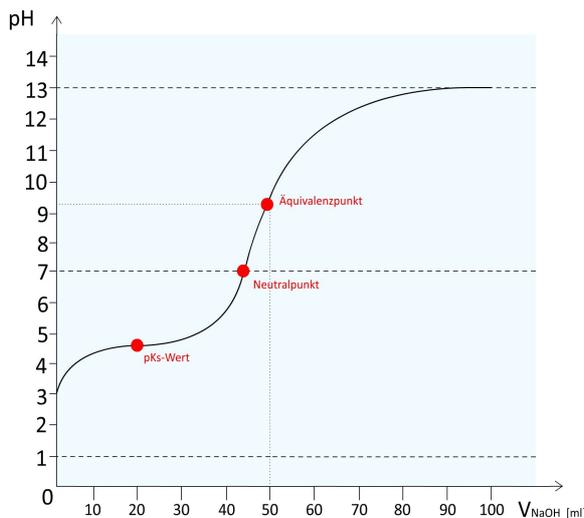
Ein chemischer Puffer ist ein Stoffgemisch, welches den pH-Wert stabilisiert. Es besteht immer aus einer Säure mit ihrer korrespondierenden Base.

b) Erkläre in diesem Zusammenhang die Begriffe: Titration, pKs, Pufferbereich und Kapazität

Eine Säure-Base-Titration (Aufbau im Bild rechts) ist eine Methode zur quantitativen Analyse von Säuren bzw. Basen. So wird eine Maßlösung, z.B. eine starke Base, in eine Probelösung einer starken Säure getropft. Der pH-Wert der Säure ist sehr niedrig und steigt mit zunehmenden reingetropten Volumen der Base. In der Probelösung befindet sich ein Indikator, der seine Farbe ändert, wenn die Probelösung basisch ist.



Titriert man eine schwache Säure mit einer starken Säure, so bekommt man eine Kurve mit zwei Wendepunkten:



Der erste Wendepunkt ist beim sogenannten pKs-Wert. Dies ist der pH-Wert, wo die Konzentrationen von schwacher Säure und korrespondierender schwachen Base gleich sind. In dem Bereich +/- 1 vom pKs-Wert sieht man, dass sich, trotz Zugabe der starken Base, der pH-Wert kaum ändert. Dieser Bereich wird auch Pufferbereich genannt. Die Pufferkapazität ist die absolute Menge an Basenteilchen (hier im Beispiel, für Säureteilchen gilt dies natürlich auch), die der Puffer abpuffern kann. Im Beispiel reicht die Kapazität des Puffers für

ungefähr 45ml der Natriumlösung.

c) Was ist die Henderson-Hasselbalch-Gleichung?

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg \left(\frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \right)$$

Diese Gleichung beschreibt den pH-Wert von Puffersystemen. Mit ihr kann man z.B. pH-Werte von definierten Puffern errechnen.

d) Gegeben ist 1 L eines Puffers, der 1,53g NH₃ und 5,83g Ammoniumsulfat enthält (K_s = 5,62 * 10⁻¹⁰ mol / L). Berechne den pH-Wert

Erstmal die Stoffmengen von den Pufferkomponenten (NH₄⁺ und NH₃) bestimmen

Stoffmenge von **Ammonium**:

Die molare Masse von Ammoniumsulfat ((NH₄)₂SO₄) ist 132 g/mol

$$n_{\text{AmSulf}} = m / M$$

$$n_{\text{AmSulf}} = 5,83 \text{ g} / 132 \text{ (g/mol)}$$

$$n_{\text{AmSulf}} = 0,044 \text{ mol}$$

Da sich in einem Teilchen Ammoniumsulfat zwei Ammoniumteilchen befinden ist die Menge an Ammonium, wenn man 5,83g Ammoniumsulfat löst, wie folgt:

$$n_{\text{Ammonium}} = 2 * n_{\text{AmSulf}}$$

$$n_{\text{Ammonium}} = \mathbf{0,088 \text{ mol}}$$

Stoffmenge von **Ammoniak**:

$$n_{\text{Ammoniak}} = m / M$$

$$n_{\text{Ammoniak}} = 1,53 \text{ g} / 17 \text{ (g/mol)}$$

$$n_{\text{Ammoniak}} = \mathbf{0,09 \text{ mol}}$$

Der pH-Wert des Puffers:

nach Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg (c(\text{A}^-) / c(\text{HA}))$$

$$\text{pH} = 9,25 + \lg (c(\mathbf{0,09}) / c(\mathbf{0,088}))$$

$$\text{pH} = 9,26$$

e) Wie verändert sich der pH-Wert der Pufferlösung nach Zugabe von 1,2 ml 4 M Schwefelsäure unter Vernachlässigung der Volumenänderung?

Man gibt dem System mit der Schwefelsäure Protonen hinzu. Erstmal muss berechnet werden wieviele es sind:

(Beachte! Da ein Teilchen Schwefelsäure zwei Protonen abgibt, muss man diesen Faktor berücksichtigen)

$$n_{\text{Schwefelsäure}} = c * V$$

$$n_{\text{Schwefelsäure}} = 4 \text{ (mol/L)} * 0,0012 \text{ L}$$

$$n_{\text{Schwefelsäure}} = 0,0048 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Protonen}} = n_{\text{Schwefelsäure}} * 2$$

$$n_{\text{Protonen}} = \mathbf{0,0096 \text{ mol}}$$

Diese Protonen stören das Gleichgewicht des Puffers. Das heißt durch Zugabe von H⁺-Ionen reagieren manche NH₃-Teilchen zu NH₄⁺:

$$n_{\text{Ammoniak}} = \mathbf{0,09 \text{ mol}} - \mathbf{0,0096} = \mathbf{0,0804}$$

$$n_{\text{Ammonium}} = \mathbf{0,088 \text{ mol}} + \mathbf{0,0096} = \mathbf{0,0978}$$

Wir haben für den Puffer nun neue Stoffmengen erhalten, welche wir in die Henderson-Hasselbalch-gleichung einfügen können:

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg (c(\text{A}^-) / c(\text{HA}))$$

$$\text{pH} = \text{pK}_s + \lg (c(\mathbf{0,0804}) / c(\mathbf{0,0978}))$$

$$\text{pH} = 9,165$$

f) Welchen pH-Wert hätte 1 L Wasser nach Zugabe von 1,2 ml 4 M Schwefelsäure unter Vernachlässigung der Volumenänderung?

In „e)“ haben wir errechnet, dass diese Menge Schwefelsäure 0,0096 mol Protonen abgibt, daher muss man hier nur noch den negativen dekadischen Logarithmus ziehen:

$$\text{pH} = 2,01$$