

Puffer verhindern pH-Schwankungen

In der Natur müssen die meisten chemischen Reaktionen in einem sehr engen pH-Bereich ablaufen. Ist dies nicht der Fall, so läuft die Reaktion anders oder nicht mehr ab. Der Organismus würde funktionsunfähig.

Puffer dienen dazu, starke pH-Schwankungen zu verhindern. Trotz Zugabe von Säuren oder Basen bleibt der pH-Wert also relativ konstant.

Sehr wichtig ist das zum Beispiel im Blut. Der pH-Wert von 7.4 darf dort um höchstens eine halbe pH-Einheit schwanken, die Folgen sind sonst fatal. Ohne Puffer wäre bereits das Verpeisen einer Essiggurke lebensbedrohlich!

Pufferlösungen enthalten eine Säure und ihre konjugierte Base. Gibt man eine Säure zu, so reagiert diese mit der Base der Pufferlösung. Fügt man eine Base zu, so reagiert diese mit der Säure der Pufferlösung.

Beispiel: Der Acetat-Puffer enthält Essigsäure (CH_3COOH) und ihre konjugierte Base, Natriumacetat (CH_3COONa).

Gibt man nun Salzsäure zu diesem Puffer, reagieren die H_3O^+ -Ionen der Salzsäure mit der Base, also den Acetat-Ionen der Pufferlösung:

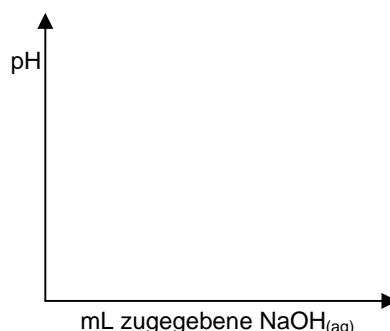
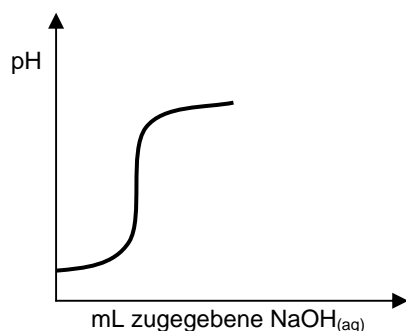


Das Gleichgewicht dieser Reaktion liegt auf der rechten Seite. Aus der starken Säure H_3O^+ ist damit die schwache Essigsäure entstanden.

Diese gibt nur zu einem sehr kleinen Teil H^+ -Ionen an das Wasser ab. Deshalb ändert sich der pH-Wert nur wenig.

Aufgabe

1. In der linken Graphik sehen Sie eine Titrationskurve von Essigsäure mit Natronlauge. Wie verändert sich diese, wenn statt Essigsäure ein Puffer aus Essigsäure (CH_3COOH) und Acetat (CH_3COO^-) titriert wird? Zeichnen Sie die veränderte Kurve. Markieren Sie nun darin den Bereich in dem gepuffert wird. Geben Sie auch noch mit einem Pfeil an, an welchem Punkt die Pufferkapazität erschöpft ist.



Um den pH-Wert eines Puffers mit gegebenen Konzentrationen zu berechnen, oder um einen Puffer mit einem bestimmten pH-Wert herzustellen, benötigt man die Puffergleichung:

Puffergleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \left[\frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} \right]$$

(Henderson-Hasselbalch-Gleichung)

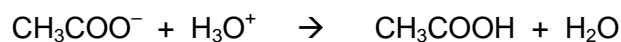
Aufgaben

- Suchen Sie in der Säure/Base-Reihe ein Säure/Base Paar, das im Bereich von pH = 10 puffert.
- Sie geben 24 g NaH_2PO_4 und 7.1 g Na_2HPO_4 zusammen und füllen bis zu einer Marke von 1L mit Wasser.
 - Welchen pH erwarten Sie in der Lösung?
 - Welchen pH erwarten Sie, wenn Sie vier Mal so viel Hydrogenphosphat nehmen?

Um einen Puffer mit einem bestimmtem pH herzustellen, wählt man ein Säure-Base-Paar mit einem pK_S im Bereich von höchstens +/- 1 Einheit des pH-Wertes.

Wie ändert der Puffer-pH bei Zugabe einer Säure oder einer Base?

Beispiel: Zu einem Acetatpuffer mit je 0,5 mol/l Essigsäure sowie 0,5 mol/l Natriumacetat werden 0,01 mol/l Salzsäurelösung gegeben.



Die zusätzlich entstehende Menge Puffersäure (CH_3COOH) entspricht genau der zugegebenen Menge an starker Säure. Gleichzeitig nimmt die Menge an Pufferbase (CH_3COO^-) um denselben Betrag ab. Wird diese Änderung in der Puffergleichung berücksichtigt, können der neue pH-Wert und die pH-Änderung berechnet werden (der pK_S von Essigsäure beträgt 4,76):

$$\text{pH} = 4,76 + \lg \left[\frac{(0,5 - 0,01)}{(0,5 + 0,01)} \right] = 4,74 \quad \text{und} \quad \Delta\text{pH} = -0,02$$

Der pH-Wert verändert sich also praktisch nicht!

Aufgaben

- In der Laboranleitung steht, dass Sie für die Herstellung einer Pufferlösung NH_3 und NH_4Cl in äquivalenten Mengen (d.h. gleich viele Mol) zugeben sollten. Aus Versehen wurde aber 25% zu viel NH_3 zugegeben. Welcher pH wird erwartet?
- Berechnen Sie die Zusammensetzung eines Essigsäure/Acetat-Puffers mit einer Gesamtkonzentration von 2,1 mol/l. Der pH-Wert soll 5,0 betragen.
- Sie sollen mit den Reagenzien H_2CO_3 und NaHCO_3 eine Pufferlösung bei pH=6 herstellen. In welchem Molverhältnis verwenden Sie die Reagenzien? Wie viel H_2CO_3 und NaHCO_3 (in Gramm) müssen eingesetzt werden, damit die Gesamtkonzentration 1 mol/L beträgt?