

V16 Pufferlösungen herstellen und untersuchen

Zielsetzung:

In dem Versuch 13 haben Sie Natronlauge mit Salzsäure titriert und dabei festgestellt, dass kurz vor Erreichen des Äquivalenzpunkt bereits wenige Tropfen HCl ausreichen, um den pH-Wert sprunghaft abfallen zu lassen.

Dasselbe passiert, wenn man destilliertes Wasser mit wenigen Tropfen Säure oder Lauge versetzt: Der pH-Wert sinkt schlagartig ab bzw. steigt schlagartig an (siehe dazu Rechnung auf der Rückseite).

Bei vielen chemischen und biologischen Vorgängen darf sich aber der pH-Wert einer Lösung während einer Reaktion nicht oder so gut wie nicht verändern (siehe Abschnitt "Mord durch eine Zitrone ?") auf der Rückseite.

Bei solchen chemischen Reaktionen oder biologischen Vorgängen kommen dann **Pufferlösungen** zum Einsatz.

In den beiden folgenden Versuchen sollen Sie zwei dieser Pufferlösungen herstellen und ihre Pufferwirkung untersuchen.

Durchführung

Acetatpuffer: Lösen Sie in 200 ml Wasser gleiche Stoffmengen Essigsäure und Natriumacetat (zum Beispiel je 0,1 mol).

Phosphatpuffer: Lösen Sie in 200 ml Wasser gleiche Stoffmengen NaH_2PO_4 und Na_2HPO_4 (Natrium-Dihydrogenphosphat und Dinatrium-Hydrogenphosphat. Statt dessen können Sie auch die entsprechenden Kaliumsalze verwenden).

Untersuchung der Puffer:

Verteilen Sie jede Pufferlösung auf zwei kleine Bechergläser. Füllen Sie zur Kontrolle zwei andere kleine Bechergläser mit je 100 ml dest. Wasser. Insgesamt müssen Sie also sechs Bechergläser vorbereiten.

Geben Sie dann portionsweise (entsprechend der Tabelle) Salzsäure bzw. Natronlauge der Konzentration 1 mol/l in die sechs Bechergläser, notieren Sie die gemessenen pH-Werte (oder die Farbe des Universalindikators) und vervollständigen Sie die Tabelle auf dieser Seite.

Stellen Sie Ihre Ergebnisse graphisch in Form von vier Kurven in einem Koordinatensystem dar. Waagerechte Achse: zugegebenes Volumen an HCl bzw. NaOH, senkrechte Achse: pH-Wert.

Lösung im Becherglas	Zugabe von	0 ml	1 ml	2 ml	5 ml	10 ml	20 ml
dest. Wasser	Salzsäure						
Acetatpuffer	Salzsäure						
Phosphatpuffer	Salzsäure						
dest. Wasser	Natronlauge						
Acetatpuffer	Natronlauge						
Phosphatpuffer	Natronlauge						

Eine kleine Rechnung

Zielsetzung:

Wenn man destilliertes Wasser mit wenigen Tropfen Säure oder Lauge versetzt, sinkt pH-Wert schlagartig ab bzw. steigt schlagartig an. Wie kann man das erklären?

Vorüberlegungen:

Der pH-Wert ist definiert als negativer dekadischer Logarithmus der Hydroniumionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$. Die Hydroniumionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in reinem Wasser hat den Wert 10^{-7} mol/l, daher hat Wasser den pH-Wert von 7.

Wir wollen nun einen Tropfen Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 1$ mol/l zu einem Liter dest. Wasser geben und berechnen, wie sich der pH-Wert verändert.

Dazu muss man wissen, welches Volumen ein Tropfen wässriger Lösung hat. Das Tropfenvolumen hängt natürlich auch von dem Durchmesser der Pipettenöffnung ab, aber ein guter Erfahrungswert ist 1/20 ml. Mit einer Bürette kann man das leicht überprüfen: Lassen Sie genau 1 ml HCl aus der Bürette tropfen und zählen Sie die Tropfen, meistens kommt man auf Werte zwischen 15 und 25.

Berechnung:

Wir können nun die Stoffmenge $n(\text{HCl})$ in diesem Tropfen berechnen. Mit $V(\text{HCl}) = 1/20$ ml = 0,00005 Liter und $c(\text{HCl}) = 1$ mol/l erhalten wir $n(\text{HCl}) = 0,00005$ mol. Das hört sich nicht nach allzu viel an, aber warten Sie ab...

Diese 0,00005 mol werden nun in 1 l Wasser gelöst. Die HCl-Konzentration beträgt dann also 0,00005 mol/l. Da HCl eine starke Säure ist, dissoziiert sie in wässriger Lösung vollständig, also zu 100%. Die Konzentration der Hydroniumionen beträgt also ebenfalls 0,00005 mol/l.

Geben wir diese Zahl nun in unseren Taschenrechner ein und ziehen den dekadischen Logarithmus: -4,301.

Fazit: Nach Zugabe von 1 Tropfen 1-molarer Salzsäure müsste der pH-Wert von 1 Liter Wasser von 7,00 auf 4,30 gesunken sein, also fast um drei Einheiten. Das ist extrem!!!

Mord durch eine Zitrone ?

Der menschliche Körper enthält ca. 6 Liter Blut. Blut hat einen pH-Wert von ca. 7,4 und ist somit leicht alkalisch. Stellen Sie sich vor, dass Sie jetzt eine Zitrone essen. Wie würde sich der pH-Wert des Blutes verändern, wenn die gesamte Säure der Zitrone in das Blut übergehen würde? Könnte man damit einen Menschen umbringen?

Zitronensaft enthält ca. 6% Zitronensäure. Eine Zitrone enthält im Schnitt 60 ml Saft mit 3,6 g bzw. 0,017 mol Zitronensäure.

Der pK_S -Wert liegt bei 3,13, grob gerechnet dissoziieren also nur 0,1% der Säure-Moleküle, das wären 0,000017 mol H_3O^+ -Ionen, die ins Blut gelangen. Vorher befanden sich $6 \cdot 10^{-7,4}$ bzw. 0,0000002388643 mol H_3O^+ -Ionen im Blut, nach vollständiger Aufnahme der Säure wären es $0,0000002388643 + 0,000017 = 0,0000172388643$ mol. Die H_3O^+ -Konzentration im Blut wäre dann $0,00000287314405$ mol/l, das sind $10^{-5,54}$ mol/l.

Fazit: Nach Essen von einer Zitrone müsste sich der pH-Wert des Blutes von 7,4 auf 5,5 verringern, also um mehr als zwei Einheiten. Das wäre für einen Menschen absolut tödlich. Zum Glück ist das Blut aber ein Puffer-System, reagiert also so gut wie nicht auf saure oder alkalische Einflüsse.