

Der pH-Wert von Zitronensäure



Einige pK_S -Werte aus der Fachliteratur:

- **Oxalsäure:** $pK_{S1/2} = 1,23 / 4,19$
- **Glutaminsäure:** $pK_{S1} = 2,16$
- **Ascorbinsäure:** $pK_S = 4,25$
- **Malonsäure:** $pK_S = 2,83$
- **Weinsäure:** $pK_{S1/2} = 2,98 / 4,34$
- **Zitronensäure:** $pK_{S1/2/3} = 3,13 / 4,76 / 6,4$
- **Bernsteinsäure:** $pK_{S1/2} = 4,16 / 5,61$

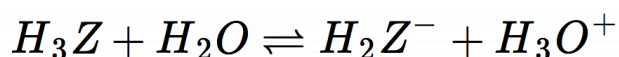
Aufgabe mit Musterlösung

Berechnen Sie, welchen pH-Wert eine 0,1-molare Lösung von Zitronensäure haben wird.

Wichtig ist bei mehrprotonigen Säuren in der Regel nur die erste Protolyse, bei der Zitronensäure also der pK_S -Wert 3,13. Wenn der zweite (dritte) pK_S -Wert sich sehr stark vom ersten unterscheidet, kann man ihn vernachlässigen, weil diese Protolyse dann so gut wie keine Rolle mehr spielt. Der zweite pK_S -Wert der Zitronensäure unterscheidet sich allerdings nicht so stark vom ersten pK_S -Wert, daher wollen wir auf der zweiten Seite einmal nachrechnen, ob es sich lohnt, auch die zweite Protolyse zu berücksichtigen. Kommen wir nun aber zur eigentlichen **Lösung**.

1. Protolysestufe

Zunächst formulieren wir die 1. Protolyse der Zitronensäure, wobei wir Zitronensäure als H_3Z abkürzen:



Durch Anwendung des Massenwirkungsgesetzes erhalten wir:

$$K_{S1} = \frac{c(H_3O^+) * c(H_2Z^-)}{c_0(H_3Z)} = \frac{c(H_3O^+)^2}{c_0(H_3Z)}$$

Da Zitronensäure eine schwache Säure ist, können wir den Anteil der dissoziierten Moleküle vernachlässigen. Also können wir für die Gleichgewichtskonzentration $c(H_3Z)$ einfach die Ausgangskonzentration $c_0(H_3Z)$ einsetzen.

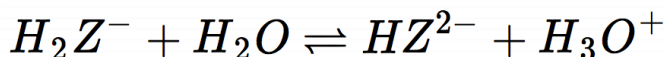
Umstellen nach $c(H_3O^+)$ ergibt dann

$$c(H_3O^+)_1 = \sqrt{K_{S1} * c_0(H_3Z)} = \sqrt{10^{-3,13} * 10^{-1}} = \sqrt{10^{-4,13}} = 10^{-2,065}$$

Berücksichtigt man nur die erste Protolysestufe, ergibt sich ein pH-Wert von 2,065 für die 0,1-molare Lösung der Zitronensäure. Mit $c(H_3O^+)_1$ ist die Konzentration der Oxonium-Ionen nach der ersten Protolyse gemeint.

2. Protolysestufe

Formulierung der 2. Protolysestufe:



Durch Anwendung des Massenwirkungsgesetzes erhalten wir:

$$K_{S2} = \frac{c(H_3O^+)_2 * c(HZ^{2-})}{c(H_2Z^-)} = \frac{c(H_3O^+)_2^2}{c(H_2Z^-)}$$

Die Konzentration der Oxonium-Ionen, die hier angegeben ist, ist allerdings nicht die Gesamtkonzentration, sondern nur der Anteil, der durch die zweite Protolysestufe *dazukommt*. Daher wurde in der obigen Gleichung $c(H_3O^+)_2$ geschrieben.

Die Konzentration $c(H_2Z^-)$ ist nun identisch mit $c(H_3O^+)_1$, der Konzentration der Oxonium-Ionen nach der ersten Protolyse. Wir können also einsetzen:

$$K_{S2} = \frac{c(H_3O^+)_2^2}{c(H_3O^+)_1}$$

Nun lösen wir auf nach $c(H_3O^+)_2$:

$$c(H_3O^+)_2 = \sqrt{K_{S2} * c(H_3O^+)_1} = \sqrt{10^{-4,76} * 10^{-2,065}} = \sqrt{10^{-6,825}} = 10^{-3,415}$$

In den Taschenrechner eingetippt, erhalten wir 0,000387 mol/l für den zweiten "Schub" von Oxonium-Ionen. Für den ersten "Schub" erhalten wir entsprechend 0,00861 mol/l.

Addieren wir nun die beiden "Schübe" von Oxonium-Ionen, so kommen wir auf eine Summe von 0,008997 mol/l. Von diesem Wert ermitteln wir den dekadischen Logarithmus mit -2,046 und erhalten dann einen pH-Wert von 2,046 (Bitte nachrechnen!).

Der pH-Wert, der sich aus der 1. Protolysestufe ergibt, ist 2,065. Berücksichtigt man die 2. Protolysestufe, verändert sich der pH-Wert auf 2,046. Den Beitrag der 2. Protolysestufe kann man also im Prinzip vernachlässigen.

Generell gilt: Wenn der zweite pK_S -Wert stark vom ersten pK_S -Wert abweicht, kann man den zweiten (und dritten) pK_S -Wert vernachlässigen, wenn man den pH-Wert einer sauren Lösung berechnen will. Wie wir hier gesehen haben, ist das bereits der Fall, wenn sich der zweite pK_S -Wert um mehr als 1,5 vom ersten pK_S -Wert unterscheidet.

Aufgabe: Berechnen Sie selbst einen pH-Wert für eine 0,01-molare Lösung einer Säure. Suchen Sie sich einfach eine Säure aus der Liste aus, die auf der Seite 1 steht.

Experten führen die Rechnung für eine zweiprotonige Säure durch. Formulieren Sie Ihren Rechenweg auf Folie oder auf <https://edupad.ch/u-helmich-che-q1> (QR Code oben rechts).