

pH-Wert schwacher Säuren und Basen

Herleitung neuer Formeln und Übungsaufgaben

LNCU.de
ID 4048
CC-BY-SA 4.0
[Online abrufen](#)

Man müsste doch bei bekannter Säurekonzentration und Säurestärke einen zu erwartenden pH-Wert der sauren Lösung berechnen bzw. voraussagen können, oder?



Aufgaben

- Vollziehen** Sie die Herleitungen der Formeln zur Berechnung von pH-Werten in **M1**, **M2** und **M3** nach.
- Bei einer sauren Lösung wird ein pH-Wert von 4 gemessen. **Erläutern** Sie, dass es anhand dieses Messwertes nicht möglich ist, zu entscheiden, ob eine starke oder schwache Säure vorliegt.

M1 pH-Werte berechnen bei Lösungen von starken Säuren und Basen



Die Säure hat die Stärke, die Lösung den pH-Wert!

Starke Säuren und Basen haben sehr kleine pK_S - bzw. pK_B -Werte. Die Moleküle oder Ionen liegen in wässriger Lösung nahezu vollständig dissoziiert vor. Es stellt sich in wässriger Lösung jeweils ein Protolysegleichgewicht ein, welches nahezu vollständig auf der Produktseite liegt. Daher kann vereinfachend die Oxoniumionen-Konzentration im dynamischen Gleichgewicht mit der Anfangskonzentration c_0 der Säure gleichgesetzt werden. Der pH-Wert bzw. pOH-Wert lässt sich dann wie folgt berechnen:

1 Protolysegleichgewicht einer Säure HA



2 Annahme bei starken Säuren

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA})$$

3 pH-Wert starker Säuren

$$\text{pH} = -\log(c_0(\text{HA}))$$

4 Protolysegleichgewicht einer Base B



5 Annahme bei starken Basen

$$c(\text{OH}^-) = c_0(\text{B})$$

6 pOH-Wert und pH-Wert starker Basen

$$\text{pOH} = -\log(c_0(\text{B}))$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

M2 pH-Werte berechnen bei Lösungen von weniger starken Säuren und Basen

Die Moleküle oder Ionen weniger starker Säuren und Basen dissoziieren hingegen nicht vollständig, sondern nur in geringeren Anteilen. Es stellt sich in wässriger Lösung ein Protolysegleichgewicht ein, welches, ungleich bei starken Säuren oder Basen, nicht nahezu vollständig auf der Produktseite liegt! Der pH-Wert lässt sich dennoch berechnen, wenn die Säure- bzw. Basenkonstante K_S / K_B und die jeweilige Ausgangskonzentration c_0 der Säure bzw. Base bekannt sind:

Für weniger starke Säuren

7 Protolysegleichgewicht einer Säure HA



Für weniger starke Basen

14 Protolysegleichgewicht einer Base B



8 Anwendung des Massenwirkungsgesetzes

$$K = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA) \cdot c(H_2O)} \rightleftharpoons K_S = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA)}$$

9 Aus dem Protolysegleichgewicht ergibt sich, dass mit jedem gebildeten Oxonium-Ion ein Säurerest-Anion gebildet wird. Die Konzentrationen lassen sich also zusammenfassen:

$$K_S = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA)} = \frac{c^2(H_3O^+)}{c(HA)}$$

10 Für die Konzentration der Säure im dynamischen Gleichgewicht gilt:

$$c(HA) = c_0(HA) - c(H_3O^+)$$

11 Eingesetzt ergibt

$$K_S = \frac{c^2(H_3O^+)}{c(HA)} = \frac{c^2(H_3O^+)}{c_0(HA) - c(H_3O^+)}$$

12 Nun lässt sich zur Oxonium-Ionen-Konzentration umformen. Dabei wird die p-q-Formel benötigt:

$$K_S = \frac{c^2(H_3O^+)}{c_0(HA) - c(H_3O^+)} \quad | \cdot (c_0(HA) - c(H_3O^+))$$

$$K_S \cdot (c_0(HA) - c(H_3O^+)) = c^2(H_3O^+) \quad | -K_S \cdot (c_0(HA) - c(H_3O^+))$$

$$0 = c^2(H_3O^+) - K_S \cdot (c_0(HA) - c(H_3O^+))$$

$$0 = c^2(H_3O^+) + K_S \cdot c(H_3O^+) - K_S \cdot c_0(HA)$$

$$c(H_3O^+) = -\frac{K_S}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{K_S}{2}\right)^2 + K_S \cdot c_0(HA)}$$

$$c(H_3O^+) = -\frac{K_S}{2} \pm \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S \cdot c_0(HA)}$$

13 im Anschluss lässt sich der pH-Wert wie gewohnt berechnen:

$$pH = -\log c(H_3O^+)$$

15 Anwendung des Massenwirkungsgesetzes

$$K = \frac{c(HB^+) \cdot c(OH^-)}{c(B) \cdot c(H_2O)} \rightleftharpoons K_B = \frac{c(HB^+) \cdot c(OH^-)}{c(B)}$$

16 Aus dem Protolysegleichgewicht ergibt sich, dass mit jedem gebildeten Hydroxid-Ion ein protoniertes Base-Teilchen gebildet wird. Die Konzentrationen lassen sich also zusammenfassen:

$$K_B = \frac{c(OH^-) \cdot c(OH^-)}{c(B)} = \frac{c^2(OH^-)}{c(B)}$$

17 Für die Konzentration der Base im dynamischen Gleichgewicht gilt:

$$c(B) = c_0(B) - c(OH^-)$$

18 Eingesetzt ergibt

$$K_B = \frac{c^2(OH^-)}{c(B)} = \frac{c^2(OH^-)}{c_0(B) - c(OH^-)}$$

19 Nun lässt sich zur Hydroxid-Ionen-Konzentration umformen. Dabei wird die p-q-Formel benötigt:

$$K_B = \frac{c^2(OH^-)}{c_0(B) - c(OH^-)} \quad | \cdot (c_0(B) - c(OH^-))$$

$$K_B \cdot (c_0(B) - c(OH^-)) = c^2(OH^-) \quad | -K_B \cdot (c_0(B) - c(OH^-))$$

$$0 = c^2(OH^-) - K_B \cdot (c_0(B) - c(OH^-))$$

$$0 = c^2(OH^-) + K_B \cdot c(OH^-) - K_B \cdot c_0(B)$$

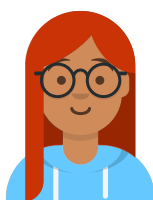
$$c(OH^-) = -\frac{K_B}{2} \pm \sqrt{\left(\frac{K_B}{2}\right)^2 + K_B \cdot c_0(B)}$$

$$c(OH^-) = -\frac{K_B}{2} \pm \sqrt{\frac{K_B^2}{4} + K_B \cdot c_0(B)}$$

20 im Anschluss lässt sich der pOH- und pH-Wert wie gewohnt berechnen:

$$pOH = -\log c(OH^-)$$

$$pH = 14 - pOH$$



Die hier hergeleiteten Formeln kann man immer verwenden, wenn es darum geht, den pH-Wert von Lösungen mit Säuren und Basen zu berechnen. Es ist gut, wenn Du ihre Herleitung kennst, sie auswendig lernen musst Du aber nicht!

M3 pH-Werte berechnen bei Lösungen von schwachen Säuren und Basen

Die Moleküle oder Ionen schwacher Säuren und Basen dissoziieren hingegen kaum. Es stellt sich in wässriger Lösung ein Protolysegleichgewicht ein, welches, nahezu vollständig auf der Eduktseite liegt! Für schwache Säuren und Basen kann man daher die folgende Annahme treffen:

$$c(HA) = c_0(HA)$$

$$c(B) = c_0(B)$$

Mit dieser Annahme lässt sich die Berechnung des pH-Wertes wie folgt vereinfachen. Eine p-q-Formel ist dann nicht mehr von Nöten:

Für weniger starke Säuren

21 Protolysegleichgewichtsreaktion



22 Anwendung Massenwirkungsgesetz

$$K_S = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c(HA)} = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c_0(HA)}$$

Für weniger starke Basen

26 Protolysegleichgewichtsreaktion



27 Massenwirkungsgesetz

$$K_B = \frac{c(HB^+) \cdot c(OH^-)}{c(B)} = \frac{c(HB^+) \cdot c(OH^-)}{c_0(B)}$$

23 Aus dem Protolysegleichgewicht ergibt sich, dass mit jedem gebildeten Oxonium-Ion ein Säurerest-Anion entsteht. Die Konzentrationen lassen sich also zusammenfassen:

$$K_S = \frac{c(A^-) \cdot c(H_3O^+)}{c_0(HA)} = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(H_3O^+)}{c_0(HA)} = \frac{c^2(H_3O^+)}{c_0(HA)}$$

24 Umformen ergibt

$$c^2(H_3O^+) = K_S \cdot c_0(HA) \quad | \quad \sqrt{}$$

$$c(H_3O^+) = \sqrt{K_S \cdot c_0(HA)}$$

25 Den negativen dekadischen Logarithmus anwenden

$$-\log c(H_3O^+) = -\log \sqrt{K_S \cdot c_0(HA)}$$

$$pH = -\log \sqrt{K_S \cdot c_0(HA)}$$

$$pH = -\log(K_S \cdot c_0(HA))^{\frac{1}{2}}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_S - \log c_0(HA))$$

28 Aus dem Protolysegleichgewicht ergibt sich, dass mit jedem gebildeten Hydroxid-Ion ein protoniertes Basen-Teilchen entsteht. Die Konzentrationen lassen sich also zusammenfassen:

$$K_B = \frac{c(HB^+) \cdot c(OH^-)}{c_0(B)} = \frac{c(OH^-) \cdot c(OH^-)}{c_0(B)} = \frac{c^2(OH^-)}{c_0(B)}$$

29 Umformen ergibt

$$c^2(OH^-) = K_B \cdot c_0(B) \quad | \quad \sqrt{}$$

$$c(OH^-) = \sqrt{K_B \cdot c_0(B)}$$

30 Den negativen dekadischen Logarithmus anwenden

$$-\log c(OH^-) = -\log \sqrt{K_B \cdot c_0(B)}$$

$$pOH = -\log \sqrt{K_B \cdot c_0(B)}$$

$$pOH = -\log(K_B \cdot c_0(B))^{\frac{1}{2}}$$

$$pOH = \frac{1}{2}(pK_B - \log c_0(B))$$

$$pH = 14 - pOH$$



Bei den **Formel 13** und **Formel 18** wird das dritte und vierte **Logarithmusgesetz** kombiniert angewandt:

$$-\log(a \cdot b)^n = n \cdot (-\log(a) - \log(b))$$

Mehr Informationen zu den vier Logarithmusgesetzen findest du [hier](#) .



Übung

3 **Stellen** Sie die Protolysegleichgewichtsreaktionen der folgenden Stoffe mit Wasser **auf**. **Geben** Sie an, ob jeweils die Säure- bzw. Basenstärke überwiegt. **Berechnen** Sie den pK_S - bzw. pK_B -Wert der korrespondierenden Säure bzw. Base.

a HCO_3^- ($pK_S = 10,4$ / $pK_B = 7,48$)

b $H_2PO_4^-$ ($pK_S = 7,12$ / $pK_B = 12,04$)

c HPO_4^{2-} ($pK_S = 12,32$ / $pK_B = 6,88$)

5 **Benennen** Sie eine Auffälligkeit in den berechneten pH-Werten je Stoff in Aufgabe 4 unter der Verwendung unterschiedlicher Formeln und **ziehen** Sie ein begründetes Fazit.

4 **Geben** Sie die Protolysegleichgewichtsreaktion mit Wasser **an** und **berechnen** Sie den pH-Wert der Lösungen mit Hilfe der finalen Formeln aus **M1**, **M2** und **M3**. Nutzen Sie hierfür auch **Material M2**  aus der vorherigen Seite!

a Blausäure, $c_0(HCN) = 0,5$ mol/L

b Natriumacetat, $c_0(CH_3COONa) = 1,2$ mol/L

c Ammoniumchlorid, $c_0(NH_4Cl) = 0,3$ mol/L

d Natriumchlorid, $c_0(NaCl) = 1$ mol/L

e Natriumsulfid, $c_0(Na_2S) = 1,5$ mol/L

Einzelnachweise