

Definitionen:

Säuren: Protonenlieferant Können H⁺-Ionen liefern (Bsp. HCl, HCOOH, H₃O⁺, H₂SO₄)
 Basen: Protonenempfänger Können H⁺-Ionen abgeben (Bsp. NH₃, OH⁻, SO₄²⁻)
 Säure-Base Reaktionen: Protonenübertragung von Säuren auf Basen

Indikatoren: Organische Verbindungen, deren Farbe in Lösung vom pH der Lösung abhängt

amphoter: Substanzen, welche sowohl als Säuren als auch als Basen auftreten können (Bsp. H₂O, NH₃, HCO₃⁻)

solvatisiert: Proton (H⁺), das durch die Lösungsmittelmoleküle stabilisiert ist; bei Wasser = aquatisiert

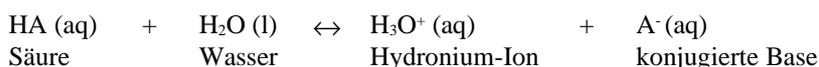
Verteilungskoeffizient: Relativer Anteil von [HA] und [A⁻] gemessen an der total zugegebenen Menge Säure HA

Pufferlösungen: Säure und ihre konjugierte Base in hoher Konzentration (1mol/l).

Pufferverhältnis von Säure und conj. Base sollte nicht höher als 1:10 (pK_a ± 1) sein.

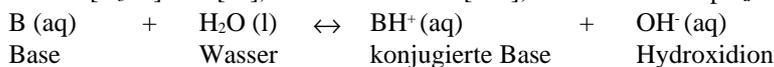
Maximalwirkung bei Verhältnis 1:1. ΔpH = (pK_s + lg(Ac⁻ / HAc)) - pH

Säuren allgemein:



Je stärker die Säure HA: umso grösser sind [H₃O⁺] und [A⁻], umso kleiner ist [HA], umso kleiner ist pK_a = -lg K_a

Basen allgemein:



Je stärker die Base B: umso grösser sind [HB⁺] und [OH⁻], umso kleiner ist [B], umso kleiner ist pK_b = -lg K_b

Die Autoprotolyse von Wasser:



Das Ionenprodukt von Wasser: K_w = [H₃O⁺] * [OH⁻] = 1 * 10⁻¹⁴ ⇐ [OH⁻] = [H₃O⁺] = 10⁻⁷ mol / Liter

Der nivellierende Effekt des Wasser: Säuren mit pK_a Werten unter 0 reagieren im Wasser vollständig zur

Bildung der schwächeren Säure H₃O⁺. Das H₃O⁺ ist die stärkste Säure im Wasser, OH⁻ die stärkste Base.

Der pH-Wert:

pH = -lg [H₃O⁺]

saure Lösung: pH < 7 [H₃O⁺] > 10⁻⁷ ⇐ [OH⁻] > 10⁻⁷

neutrale Lösung: pH = 7 (pH von reinem Wasser)

(pH von reinem Wasser)

basische Lösung: pH > 7 [H₃O⁺] < 10⁻⁷ ⇐ [OH⁻] > 10⁻⁷

Stärke von Säuren:

Extrem starke Säuren: pK_a < 0
 Starke Säuren: 0 < pK_a < 3
 Schwache Säuren: pK_a > 3

- Je grösser der Atomradius an welches das Proton gebunden ist, desto höher die Säurestärke (von oben nach unten im PS zunehmend)
- Je höher die Elektronegativität des Zentralatoms, desto höher die Säurestärke (von links nach rechts im Periodensystem zunehmend)

Oxosäuren: Grundstruktur H – O – Z (Bsp. HClO₄, HNO₃, H₂SO₄, CH₃COOH)

- Je elektronegativer das Atom Z, umso saurer ist die Verbindung.
- Je grösser die Anzahl der an Z gebundenen elektronegativen Atome (Sauerstoff, Halogene), umso saurer ist die Verbindung.

pK_a-Wert: prognostisches Mass für Säurestärke

pH = pK_a + lg ([A⁻] / [HA])

pK_a = -lg K_a

K_w = K_a * K_b = 1 * 10⁻¹⁴

pK_B = 14 - pK_a

pK_w = pK_a * pK_b = 14

Die 4 **Ausgangsgleichungen** bei einer 1-protonigen Lösung

I. K_a = ([H₃O⁺] * [A⁻]) / [HA]

II. K_w = [H₃O⁺] * [OH⁻]

III. c_a = [HA] + [A⁻]

IV. c_a = [HA] + [H₃O⁺] - [OH⁻]

Berechnung von Lösungen einer 1-protonigen Säure:

1. pH = -lg c_a pH = K_w + lg c_a
2. pH = 0.5 * (pK_a - lg c_a) pH = K_w - 0.5 * (K_w - pK_a - lg c_a)
3. [H₃O⁺] = K_a + √(K_a² + (4 * K_a * c_a)) / 2
4. [H₃O⁺] = c_a + √(c_a² + (4 * K_w)) / 2

Mehrprotonige Säuren sind: (bei ihnen grafische Methode)

- Wasser: H₃O⁺ / H₂O / OH⁻
- Ammonium: NH₄⁺ / NH₃ / NH₂⁻
- Carbonat: H₂CO₃ / HCO₃⁻ / CO₃²⁻
- Sulfat: H₂SO₄ / HSO₄⁻ / SO₄²⁻
- Phosphat: H₃PO₄ / H₂PO₄⁻ / HPO₄²⁻ / PO₄³⁻

