Chemie · Abi auf 2 Seiten · 4 / 8

Säuren und Basen

Brønsted, pH, pK_S, pH-Berechnung, Titration, Puffer

Brønsted-Konzept

- **Säure** = Protonendonator (gibt H^+ ab), **Base** = Protonenakzeptor (nimmt H^+ auf).
- Jede Säure-Base-Reaktion ist eine **Protonenübertragung** zwischen zwei korrespondierenden Paaren: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$.
- **Ampholyte** können beides: H_2O, HCO_3^-, HSO_4^-.
- **Neutralisation:** $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$, exotherm.

Im Abitur
Fast immer dabei: pH-Werte berechnen, Titrationskurven deuten, Puffer erklären.

Paar
CH_3COOH / CH_3COO^-: Gibt die Säure ihr Proton ab, wird sie zur korrespondierenden Base.

pH-Wert

$pH = -\lg c(H_3O^+)$ $\quad pH + pOH = 14$ (25 °C)

- Autoprotolyse: $2\ H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$, $K_W = 10^{-14}\ mol^2/L^2$.
- pH < 7 sauer, 7 neutral, > 7 basisch. Ein pH-Schritt = Faktor 10 in der Konzentration.

Verdünnen
10-fach verdünnt: Eine starke Säure steigt um 1 pH-Einheit.

Stärke: K_S und pK_S

$K_S = c(H_3O^+) \cdot c(A^-) / c(HA)$ und $pK_S = -\lg K_S$

- **Je kleiner der pK_S, desto stärker die Säure.** Salzsäure: stark. Essigsäure: $pK_S = 4{,}75$, schwach.
- $pK_S + pK_B = 14$: Eine starke Säure hat eine sehr schwache korrespondierende Base.

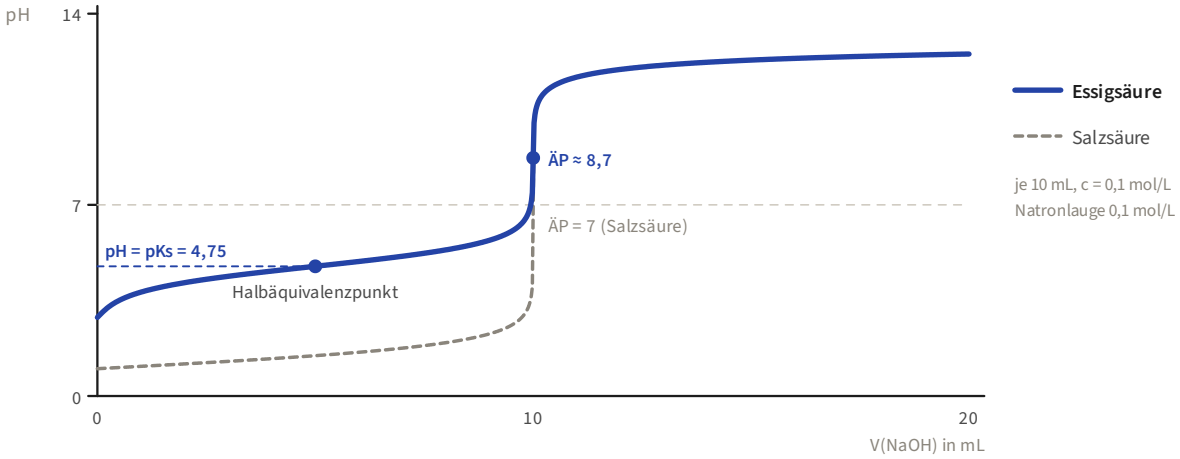
Schwach ≠ verdünnt
Stärke = wie vollständig protolysiert. Konzentration = wie viel gelöst ist.

pH berechnen

Fall	Formel	Beispiel
starke Säure	$pH = -\lg c_0$	HCl 0,01 mol/L → pH 2
starke Base	$pOH = -\lg c_0$, $pH = 14 - pOH$	NaOH 0,01 mol/L → pH 12
schwache Säure	$pH = ½\ (pK_S - \lg c_0)$	Essigsäure 0,1 mol/L → pH ≈ 2,88

Näherung
Die Formel für schwache Säuren gilt, solange nur wenig protolysiert ist.

Titration



Kurve deuten

- **Äquivalenzpunkt (ÄP):** n(Säure) = n(Base). Konzentration: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$. Beispiel: 20 mL Salzsäure brauchen 12,5 mL NaOH (0,1 mol/L) → c = 0,0625 mol/L.
- Stark mit stark: ÄP bei pH 7. Schwache Säure: ÄP **im Basischen**, weil das Acetat-Ion als Base reagiert.
- **Halbäquivalenzpunkt:** c(HA) = c(A^-), dort gilt $pH = pK_S$.

Indikator

Umschlag im Sprungbereich. Essigsäure mit NaOH: Phenolphthalein (≈ 8,2–10), nicht Methylorange.

Puffer

Mischung aus schwacher Säure und ihrer korrespondierenden Base, z. B. Essigsäure + Acetat. Er hält den pH fast konstant.

$pH = pK_S + \lg (c(A^-) / c(HA))$ (Henderson-Hasselbalch)

- 1 : 1 → pH = pK_S = 4,75. Verhältnis A^- : HA = 1 : 10 → pH = 3,75.
- Zugegebene H_3O^+ fängt A^- ab, zugegebene OH^- fängt HA ab.

Im Körper

Blut bei pH ≈ 7,4, vor allem durch das Paar CO_2/H_2CO_3 und HCO_3^-.

Typische Fehler

- ÄP und Neutralpunkt gleichgesetzt. pH 7 am ÄP gilt nur für stark mit stark.
- Starke-Säure-Formel bei Essigsäure benutzt.
- lg mit ln verwechselt oder Vorzeichen vergessen: pH = −lg c.

Kurve lesen

Startwert, Halbäquivalenzpunkt, Sprung, ÄP, Endbereich.

Weiter lernen

mehr Zettel folgen

- Mehr Überblicke gibt es kostenlos.

Alle Zettel kostenlos:

Link im TikTok-Profil

von randnotiz