

Säure-Base-Gleichgewichte und pH-Berechnung

Chemie · Klasse 12 · mittel

Name: _____ Datum: _____

Nach Brønsted geben Säuren Protonen ab, Basen nehmen sie auf. $pH = -\log c(H_3O^+)$, in Wasser gilt $pH + pOH = 14$.

1 A pH starker Säuren und Basen

$pH = -\log c(H_3O^+)$; $pOH = -\log c(OH^-)$; $pH + pOH = 14$

- a) $c(HCl) = 0,01 \text{ mol/l}$. _____
- b) $c(HCl) = 0,001 \text{ mol/l}$. _____
- c) $pH = 3$. $c(H_3O^+) =$ _____
- d) $c(NaOH) = 0,01 \text{ mol/l}$. $pH =$ _____

2 Korrespondierende Paare

Säure minus H^+ ergibt die korrespondierende Base

- a) Nenne die korrespondierende Base zu HCl . _____
- b) Nenne die korrespondierende Säure zu NH_3 . _____
- c) Warum ist Wasser ein Ampholyt? _____

- d) Was ist eine mehrprotonige Säure? Nenne ein Beispiel. _____

3 Schwache Säuren

$pK_s = -\log K_s$ — je kleiner, desto stärker die Säure

- a) Warum hat Essigsäure ($0,1 \text{ mol/l}$) einen höheren pH als Salzsäure ($0,1 \text{ mol/l}$)? _____

- b) Was sagt der pK_s -Wert aus? _____

- c) Welche Säure ist stärker: $pK_s = 3,8$ oder $pK_s = 4,8$? _____
