Säure-Base-Gleichgewichte und pH-Berechnung

Chemie · Klasse 12 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

Nach Brønsted geben Säuren Protonen (H^+) ab, Basen nehmen sie auf. pH = -lg c(H_3O^+), in Wasser gilt bei 25 °C pH + pOH = 14.

1 Rechne mit pH-Werten starker Säuren und Basen.

pH = -lg c(H_3O^+) und pOH = -lg c(OH^-), dabei pH + pOH = 14. Umgekehrt: c(H_3O^+) = 10^{-pH} mol/l. Beispiel: c(H_3O^+) = 10^{-4} mol/l ergibt pH = 4.

a) Salzsäure hat die Konzentration c(HCl) = 0,01 mol/l. Berechne ihren pH-Wert.

HCl ist eine starke Säure: c(H_3O^+) = c(HCl) = 0,01 mol/l = 10^{-2} mol/l

pH = -lg c(H_3O^+) = -lg 10^{-2}

pH = 2

b) Salzsäure hat die Konzentration c(HCl) = 0,001 mol/l. Berechne ihren pH-Wert.

c(H_3O^+) = c(HCl) = 0,001 mol/l = 10^{-3} mol/l

pH = -lg 10^{-3}

pH = 3

c) Eine Salzsäure hat den pH-Wert 3. Wie groß ist die Konzentration der Oxonium-Ionen?

c(H_3O^+) = 10^{-pH} mol/l

c(H_3O^+) = 10^{-3} mol/l = 0,001 mol/l

d) Natronlauge hat die Konzentration c(NaOH) = 0,01 mol/l. Berechne ihren pH-Wert.

NaOH ist eine starke Base, alle OH^--Ionen liegen frei vor: c(OH^-) = 0,01 mol/l = 10^{-2} mol/l

pOH = -lg c(OH^-) = -lg 10^{-2} = 2

pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12

Säure-Base-Gleichgewichte und pH-Berechnung (Fortsetzung)

Chemie · Klasse 12 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

2 Bestimme die korrespondierenden Säure-Base-Paare.

Säure minus H^+ ergibt die korrespondierende Base, Base plus H^+ die korrespondierende Säure. Beispiel: H2SO4 und $HSO4^-$ sind ein Paar.

a) Nenne die korrespondierende Base zu HCl.

Cl^-, denn HCl gibt ein Proton ab: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$

b) Nenne die korrespondierende Säure zu NH3. *$NH4^+$*

c) Warum ist Wasser ein Ampholyt?

Ein Ampholyt kann je nach Partner Protonen abgeben oder aufnehmen. Wasser gibt an Ammoniak ein Proton ab und wird zu OH^-, es ist dann eine Säure. Von HCl nimmt es ein Proton auf und wird zu $H3O^+$, es ist dann eine Base.

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

Eine mehrprotonige Säure kann mehr als ein Proton abgeben, und zwar nacheinander in Stufen. Beispiele sind Schwefelsäure H2SO4 mit zwei und Phosphorsäure H3PO4 mit drei Protonen.

3 Vergleiche starke und schwache Säuren.

pKs = -lg Ks. Je kleiner der pKs-Wert, desto stärker die Säure. Starke Säuren geben alle Protonen an das Wasser ab, schwache nur einen kleinen Teil.

a) Warum hat Essigsäure (0,1 mol/l) einen höheren pH-Wert als Salzsäure (0,1 mol/l)?

Salzsäure ist eine starke Säure, alle HCl-Moleküle geben ihr Proton ab: $c(H3O^+) = 0{,}1$ mol/l, pH = 1. Essigsäure ist schwach, nur etwa 1 % ihrer Moleküle gibt ein Proton ab. Es entstehen viel weniger $H3O^+$-Ionen, ihr pH-Wert liegt deshalb bei etwa 2,9.

Säure-Base-Gleichgewichte und pH-Berechnung (Fortsetzung)

Chemie · Klasse 12 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

b) Was sagt der pKs-Wert über eine Säure aus?

Der pKs-Wert zeigt, wie stark eine Säure ist, also wie weit das Gleichgewicht HA + H2O <=> $H3O^+$ + A^- auf der rechten Seite liegt. Je kleiner der pKs-Wert, desto mehr Protonen gibt die Säure ab.

c) Welche Säure ist stärker, eine mit pKs = 3,8 oder eine mit pKs = 4,8? Um welchen Faktor unterscheiden sich ihre Ks-Werte?

Die Säure mit pKs = 3,8 ist stärker, denn kleinerer pKs bedeutet stärkere Säure.

Ihr pKs ist um 1 kleiner, also ist ihr Ks 10-mal so groß.