

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Ein erster Ansatz wäre es, den **Protolysegrad** der Säure anzugeben.

Salzsäure:

Essigsäure:

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Ein erster Ansatz wäre es, den **Protolysegrad** der Säure anzugeben.

Salzsäure: Protolysegrad 1,00 bzw. 100%

Essigsäure: Protolysegrad 0,01 bzw. 1%

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei starken Säuren wie HCl liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite:



Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei starken Säuren wie HCl liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei starken Säuren wie HCl liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{Cl}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HCl})}$$

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei starken Säuren wie HCl liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{Cl}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HCl})}$$

hohe Konzentration ←

im Gleichgewicht

← *sehr niedrige Konzentration*

↑ *Konzentration nahezu konstant*

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei starken Säuren wie HCl liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der rechten Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{Cl}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HCl})}$$

im Gleichgewicht

← *hohe Konzentration*

← *sehr niedrige Konzentration, eventuell sogar 0!*

↑ *Konzentration nahezu konstant*

Im Gleichgewichtszustand liegen kaum noch HCl-Moleküle vor, aber eine recht hohe Konzentration von H_3O^+ - und Cl^- -Ionen. Der Wert der Gleichgewichts-Konstante **K** ist also sehr groß.

Bei HCl (und anderen starken Säuren) ist K nicht definiert, wenn $c(\text{HCl}) = 0$ ist.

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei schwachen Säuren liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der linken Seite:



Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei schwachen Säuren liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der linken Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei schwachen Säuren liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der linken Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei schwachen Säuren liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der linken Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

geringe Konzentration ←
im Gleichgewicht
↑
hohe Konzentration, fast c_0
↑
Konzentration nahezu konstant

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Bei schwachen Säuren liegt das Gleichgewicht der Protolyse weit auf der linken Seite:



Anwendung des Massenwirkungsgesetzes auf die Protolyse:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

geringe Konzentration ←
im Gleichgewicht
↑
hohe Konzentration, fast c_0
↑
Konzentration nahezu konstant

Im Gleichgewichtszustand liegen noch sehr viele HA-Moleküle vor, aber kaum H_3O^+ - und A^- -Ionen. Der Wert der Gleichgewichts-Konstante **K** ist also sehr klein.

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Indem man die Gleichgewichtskonstante **K** der Protolyse mit Wasser angibt.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

Je größer der Wert von **K**, desto stärker die Säure.

Das Protolysegleichgewicht

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Indem man die Gleichgewichtskonstante **K** der Protolyse mit Wasser angibt.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{A}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] * [\text{HA}]}$$

Alternative
Schreibweise

Je größer der Wert von **K**, desto stärker die Säure.

Die Säurekonstante K_s

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Indem man die Gleichgewichtskonstante K der Protolyse mit Wasser angibt.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

Je größer der Wert von K , desto stärker die Säure.

Bei der Dissoziation einer Säure ändert sich die Konzentration des Wassers vernachlässigbar wenig, $c(\text{H}_2\text{O})$ kann als **konstant** angesehen werden. Daher formuliert man obige Gleichung um

Die Säurekonstante K_S

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Indem man die Gleichgewichtskonstante K der Protolyse mit Wasser angibt.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

Je größer der Wert von K , desto stärker die Säure.

Bei der Dissoziation einer Säure ändert sich die Konzentration des Wassers vernachlässigbar wenig, $c(\text{H}_2\text{O})$ kann als **konstant** angesehen werden. Daher formuliert man obige Gleichung um

$$K * c(\text{H}_2\text{O}) = K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Die Säurekonstante K_s

Wie könnte man die Stärke einer Säure quantitativ definieren?

Indem man die Gleichgewichtskonstante K der Protolyse mit Wasser angibt.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})}$$

Je größer der Wert von K , desto stärker die Säure.

Bei der Dissoziation einer Säure ändert sich die Konzentration des Wassers vernachlässigbar wenig, $c(\text{H}_2\text{O})$ kann als **konstant** angesehen werden. Daher formuliert man obige Gleichung um

$$K * c(\text{H}_2\text{O}) = K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Die beiden Konstanten K und $c(\text{H}_2\text{O})$ werden zur neuen Konstante K_s zusammengefasst. K_s wird als **Säurekonstante** bezeichnet, welche ein **Maß für die Stärke einer Säure** ist.

Der pK_s -Wert

Der pK_s -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_s -Wertes.

Der pK_s -Wert

Der pK_s -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_s -Wertes.

Je stärker eine Säure, desto ist ihr pK_s -Wert.

Der pK_s -Wert

Der pK_s -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_s -Wertes.

Je stärker eine Säure, desto kleiner ist ihr pK_s -Wert.

Der pK_s -Wert

Der pK_s -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_s -wertes.

Je stärker eine Säure, desto kleiner ist ihr pK_s -Wert.

Grundlage für die Berechnung des pK_s -wertes einer Säure ist die Gleichung:

Der pK_S -Wert

Der pK_S -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_S -Wertes.

Je stärker eine Säure, desto kleiner ist ihr pK_S -Wert.

Grundlage für die Berechnung des pK_S -Wertes einer Säure ist die Gleichung:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Der pK_S -Wert

Der pK_S -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_S -Wertes.

Je stärker eine Säure, desto kleiner ist ihr pK_S -Wert.

Grundlage für die Berechnung des pK_S -Wertes einer Säure ist die Gleichung:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Da jedoch $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^-)$ ist, kann man die Gleichung noch etwas vereinfachen:

Der pK_S -Wert

Der pK_S -Wert ist der negative dekadische Logarithmus des K_S -Wertes.

Je stärker eine Säure, desto kleiner ist ihr pK_S -Wert.

Grundlage für die Berechnung des pK_S -Wertes einer Säure ist die Gleichung:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})}$$

Da jedoch $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{A}^-)$ ist, kann man die Gleichung noch etwas vereinfachen:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Das heißt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = 10^{-5,8} (\text{mol/l})^2$.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Das heißt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = 10^{-5,8} (\text{mol/l})^2$.

Wir müssen jetzt $c(\text{HA})$ für den Gleichgewichtszustand berechnen, dann können wir den K_S -Wert der Essigsäure ermitteln.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Das heißt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = 10^{-5,8} (\text{mol/l})^2$.

Wir müssen jetzt $c(\text{HA})$ für den Gleichgewichtszustand berechnen, dann können wir den K_S -Wert der Essigsäure ermitteln.

Da die Essigsäure kaum dissoziiert, wenn man sie in Wasser löst, könnte man vereinfachen:

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Das heißt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = 10^{-5,8} (\text{mol/l})^2$.

Wir müssen jetzt $c(\text{HA})$ für den Gleichgewichtszustand berechnen, dann können wir den K_S -Wert der Essigsäure ermitteln.

Da die Essigsäure kaum dissoziiert, wenn man sie in Wasser löst, könnte man vereinfachen:

$$c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$$

Dabei ist $c_0(\text{HA})$ die Ausgangskonzentration von Essigsäure, nämlich $0,1 \text{ mol/l}$.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

Dies ist die Gleichung für den K_S -Wert:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c(\text{HA})}$$

Essigsäure der Konzentration $c(\text{HAc}) = 0,1 \text{ mol/l}$ hat einen pH-Wert von 2,9.

Das heißt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2,9} \text{ mol/l}$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = 10^{-5,8} (\text{mol/l})^2$.

Wir müssen jetzt $c(\text{HA})$ für den Gleichgewichtszustand berechnen, dann können wir den K_S -Wert der Essigsäure ermitteln.

Da die Essigsäure kaum dissoziiert, wenn man sie in Wasser löst, könnte man vereinfachen:

$$c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$$

Dabei ist $c_0(\text{HA})$ die Ausgangskonzentration von Essigsäure, nämlich $0,1 \text{ mol/l}$.

Wir setzen jetzt die ermittelten Werte in die obige Gleichung ein.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

$$K_S = \frac{10^{-5,8} \text{ (mol/l)}^2}{0,1 \text{ mol/l}} =$$

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

$$K_S = \frac{10^{-5,8} \text{ (mol/l)}^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 10^{-4,8} \text{ mol/l}$$

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

$$K_S = \frac{10^{-5,8} (\text{mol/l})^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 10^{-4,8} \text{ mol/l}$$

Der pK_S -Wert von Essigsäure beträgt daher $pK_S = 4,8$.

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

$$K_S = \frac{10^{-5,8} \text{ (mol/l)}^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 10^{-4,8} \text{ mol/l}$$

Der pK_S -Wert von Essigsäure beträgt daher $pK_S = 4,8$.

In der Tabelle rechts stehen die pK_S -Werte einiger anderer Säuren.

Für die ersten drei Säuren kann kein pK_S -Wert angegeben werden, weil sie die Protonen vollständig abgeben.

Säure	pK_S -Wert
HI	---
HCl	---
H ₂ SO ₄	---
HNO ₃	-1,32
H ₃ PO ₄	2,13
HF	3,14
HCOOH	3,75
CH ₃ COOH	4,75
H ₂ CO ₃	6,52
NH ₄ ⁺	9,25
HCN	9,4
CH ₃ CH ₂ OH	15,9
CH ₄	34

Berechnung des K_S -Wertes von Essigsäure

$$K_S = \frac{10^{-5,8} \text{ (mol/l)}^2}{0,1 \text{ mol/l}} = 10^{-4,8} \text{ mol/l}$$

Der pK_S -Wert von Essigsäure beträgt daher $pK_S = 4,8$.

In der Tabelle rechts stehen die pK_S -Werte einiger anderer Säuren.

Für die ersten drei Säuren kann kein pK_S -Wert angegeben werden, weil sie die Protonen vollständig abgeben; $c(\text{HA})$ wäre dann 0, und durch 0 darf nicht dividiert werden.

Säure	pK_S -Wert
HI	---
HCl	---
H ₂ SO ₄	---
HNO ₃	-1,32
H ₃ PO ₄	2,13
HF	3,14
HCOOH	3,75
CH ₃ COOH	4,75
H ₂ CO ₃	6,52
NH ₄ ⁺	9,25
HCN	9,4
CH ₃ CH ₂ OH	15,9
CH ₄	34

**starke
Säuren
 $pK_S < 4$**

**schwache
Säuren
 $pK_S < 10$**

**sehr schwache
Säuren**

