

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.

Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.

Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Lösungsidee:

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ -Ionen-Konzentration.

Diese müssen wir ermitteln, dann haben wir auch den pH-Wert!

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.

Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.

Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.
Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.
Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.
Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-6,92} * 10^{-2}} = \sqrt{10^{-8,92}} = 10^{-4,46}$$

Berechnung des pH-Wertes einer schwachen Säure

Schwefelwasserstoff H_2S hat einen pK_S -Wert von 6,92.
Wie groß ist der pH-Wert einer 0,01-molaren H_2S -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-6,92} * 10^{-2}} = \sqrt{10^{-8,92}} = 10^{-4,46}$$

Der pH-Wert der H_2S -Lösung müsste bei 4,5 liegen.

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-2,13} * 10^{-0}} = \sqrt{10^{-2,13}} = 10^{-1,065}$$

Der pH-Wert der H_3PO_4 -Lösung müsste bei 1 liegen.

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

Der pK_S -Wert der zweiten Protolyse

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

Wir formulieren um:

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

und ziehen dann die Wurzel:

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

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-2,13} * 10^{-0}} = \sqrt{10^{-2,13}} = 10^{-1,065}$$

Der pH-Wert der H_3PO_4 -Lösung müsste bei 1 liegen.

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

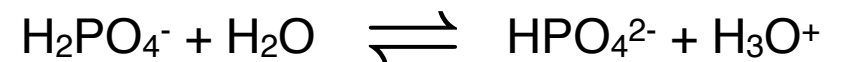
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-2,13} * 10^{-0}} = \sqrt{10^{-2,13}} = 10^{-1,065}$$

Der pH-Wert der H_3PO_4 -Lösung müsste bei 1 liegen.

Der pK_S -Wert der zweiten Protolyse



beträgt 7,2.

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

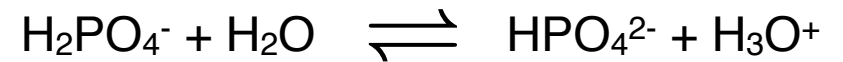
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-2,13} * 10^{-0}} = \sqrt{10^{-2,13}} = 10^{-1,065}$$

Der pH-Wert der H_3PO_4 -Lösung müsste bei 1 liegen.

Der pK_S -Wert der zweiten Protolyse



beträgt 7,2. Nur ein ganz winziger Teil der H_2PO_4^- -Ionen gibt ein Proton ab.

Berechnung des pH-Wertes einer dreiprotonigen Säure

Phosphorsäure H_3PO_4 hat einen pK_S -Wert von 2,13.

Wie groß ist der pH-Wert einer 1-molaren H_3PO_4 -Lösung?

Grundlage der Berechnung ist die Gleichung

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

Wir formulieren um:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_\text{S} * c(\text{HA})$$

und ziehen dann die Wurzel:

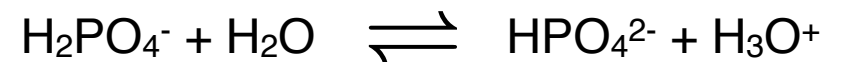
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{10^{-2,13} * 10^{-0}} = \sqrt{10^{-2,13}} = 10^{-1,065}$$

Der pH-Wert der H_3PO_4 -Lösung müsste bei 1 liegen.

Der pK_S -Wert der zweiten Protolyse



beträgt 7,2. Nur ein ganz winziger Teil der H_2PO_4^- -Ionen gibt ein Proton ab.

Die zweite und die dritte Protolyse ($\text{pK}_\text{S} = 12,32$) spielen also überhaupt keine Rolle bei der Ermittlung des pH-Wertes und können somit vernachlässigt werden.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

$$c(\text{HA}) = \underline{\quad} \quad \text{und} \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{\quad}$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

$$c(\text{HA}) = \underline{0} \text{ und } c(\text{H}_3\text{O}^+) = \underline{c_0(\text{HA})}$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

$$c(\text{HA}) = 0 \text{ und } c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA})$$



100% der Säure sind dissoziiert, also ist im Gleichgewicht keine Säure HA mehr vorhanden.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

$$c(\text{HA}) = 0 \text{ und } c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HA})$$

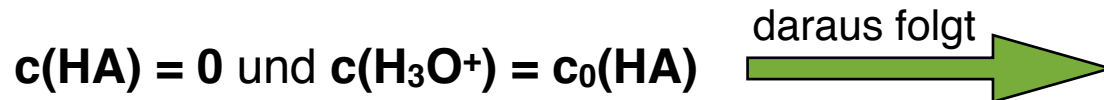
100% der Säure sind dissoziiert, also ist im Gleichgewicht keine Säure HA mehr vorhanden.

Jedes Säure-Molekül hat ein Proton an H_2O abgegeben, also ist im Gleichgewicht die Konzentration der H_3O^+ -Ionen genau so groß wie die Anfangskonzentration der Säure.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:



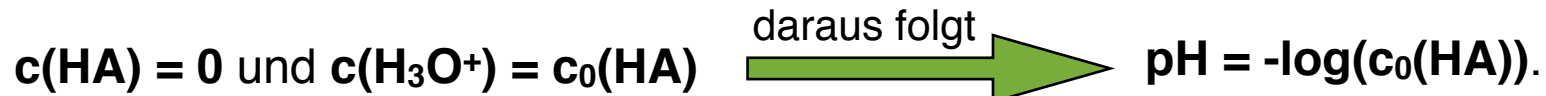
100% der Säure sind dissoziiert, also ist im Gleichgewicht keine Säure HA mehr vorhanden.

Jedes Säure-Molekül hat ein Proton an H_2O abgegeben, also ist im Gleichgewicht die Konzentration der H_3O^+ -Ionen genau so groß wie die Anfangskonzentration der Säure.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Starke Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:



100% der Säure sind dissoziiert, also ist im Gleichgewicht keine Säure HA mehr vorhanden.

Jedes Säure-Molekül hat ein Proton an H_2O abgegeben, also ist im Gleichgewicht die Konzentration der H_3O^+ -Ionen genau so groß wie die Anfangskonzentration der Säure.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

$$c(\text{HA}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

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

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

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



Nur ein kleiner der Säure ist dissoziiert, also ist im Gleichgewicht nahezu genau so viel Säure vorhanden wie am Anfang der Reaktion.

daraus folgt



pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

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



Nur ein kleiner der Säure ist dissoziiert, also ist im Gleichgewicht nahezu genau so viel Säure vorhanden wie am Anfang der Reaktion.

daraus folgt



$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)).$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

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



Nur ein kleiner der Säure ist dissoziiert, also ist im Gleichgewicht nahezu genau so viel Säure vorhanden wie am Anfang der Reaktion.

daraus folgt



$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)).$$

$$= -\log(\sqrt{K_s * c(\text{HA})}).$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Hier gilt im Gleichgewicht:

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

Nur ein kleiner der Säure ist dissoziiert, also ist im Gleichgewicht nahezu genau so viel Säure vorhanden wie am Anfang der Reaktion.

daraus folgt



$$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+)).$$

$$= -\log(\sqrt{K_s * c(\text{HA})}).$$

Diese Gleichung für $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ haben wir schon kennen gelernt.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pKS zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pKS zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

An sich ist dies nicht richtig.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pKS zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

An sich ist dies nicht richtig.

Die Vereinfachung $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$ ist nicht korrekt, wenn ein gewisser Teil der Säure dissoziiert.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pKS zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

An sich ist dies nicht richtig.

Die Vereinfachung $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$ ist nicht korrekt, wenn ein gewisser Teil der Säure dissoziiert.

Eigentlich müsste $c(\text{HA})$ aus $c_0(\text{HA})$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ berechnet werden:

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pKS zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

An sich ist dies nicht richtig.

Die Vereinfachung $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$ ist nicht korrekt, wenn ein gewisser Teil der Säure dissoziiert.

Eigentlich müsste $c(\text{HA})$ aus $c_0(\text{HA})$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ berechnet werden:

$$c(\text{HA}) = c_0(\text{HA}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pK_S zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft so verfahren wie bei schwachen Säuren.

An sich ist dies nicht richtig.

Die Vereinfachung $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$ ist nicht korrekt, wenn ein gewisser Teil der Säure dissoziiert.

Eigentlich müsste $c(\text{HA})$ aus $c_0(\text{HA})$ und $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ berechnet werden:

$$c(\text{HA}) = c_0(\text{HA}) - c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Im Abitur wird es aber wahrscheinlich reichen, wenn Sie bei mittelstarken Säuren einfach $c(\text{HA}) = c_0(\text{HA})$ setzen, also wie bei schwachen Säuren verfahren.