

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 Konzentration 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 $\text{p}K_{\text{S}}$ -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:

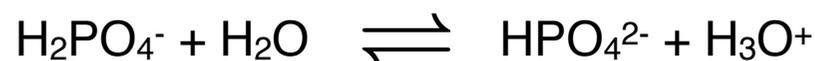
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_\text{S} * c(\text{HA})}$$

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:

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

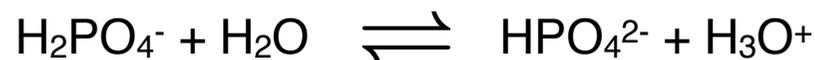
Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

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

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

© Ulrich Helmich 2024 (www.u-helmich.de)

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:

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

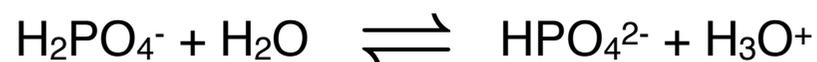
Jetzt setzen wir die gegebenen Werte ein:

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

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

© Ulrich Helmich 2024 (www.u-helmich.de)

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:

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

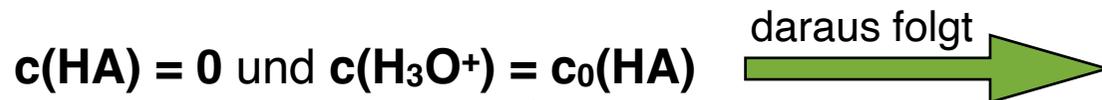
100% der Säure sind dissoziiert, also ist im Gleichgewicht keine Säure HA mehr vorhanden.

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

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.

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionen-Konzentration, die bei starken Säuren identisch ist mit der Konzentration 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.

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.

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})}$$

*sehr niedrige Konzentration
im Gleichgewicht*

*nahezu gleiche Konzentration
wie die Anfangskonzentration
 $c_0(\text{H}_2\text{S})$*

Die Gleichung für den K_S -Wert schwacher Säuren wie zum Beispiel H_2S aus dem Foliensatz "Der pK_S -Wert".

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.

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \longrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S * c_0(\text{HA})$$

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.

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \quad \Rightarrow \quad c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S * c_0(\text{HA})$$
$$\quad \Rightarrow \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

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.

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \quad \Rightarrow \quad c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 = K_S * c_0(\text{HA})$$

$$\Rightarrow \quad c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

$$\Rightarrow \quad \text{pH} = -\log \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Beispiel-Rechnung

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

Der $\text{p}K_S$ -Wert von Blausäure HCN beträgt 9,4.

Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,1-molaren Lösung.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Beispiel-Rechnung

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

Der $\text{p}K_S$ -Wert von Blausäure HCN beträgt 9,4.

Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,1-molaren Lösung.

Zunächst berechnen wir den Ausdruck unter dem Wurzelzeichen:

$$K_S * c_0(\text{HCN}) = 10^{-9,4} * 10^{-1} = 10^{-10,4}$$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Beispiel-Rechnung

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

Der $\text{p}K_S$ -Wert von Blausäure HCN beträgt 9,4.
Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,1-molaren Lösung.

Zunächst berechnen wir den Ausdruck unter dem Wurzelzeichen:

$$K_S * c_0(\text{HCN}) = 10^{-9,4} * 10^{-1} = 10^{-10,4}$$

Die Quadratwurzel ziehen wir "im Kopf": $10^{-5,2}$

pH-Wert starker und schwache Säuren

Schwache Säuren

Beispiel-Rechnung

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_S * c_0(\text{HA})}$$

Der $\text{p}K_S$ -Wert von Blausäure HCN beträgt 9,4.
Berechnen Sie den pH-Wert einer 0,1-molaren Lösung.

Zunächst berechnen wir den Ausdruck unter dem Wurzelzeichen:

$$K_S * c_0(\text{HCN}) = 10^{-9,4} * 10^{-1} = 10^{-10,4}$$

Die Quadratwurzel ziehen wir "im Kopf": $10^{-5,2}$

Der pH-Wert der 0,1-molaren Lösung ist dann 5,2.

pH-Wert starker und schwache Säuren

Mittelstarke Säuren

Bei mittelstarken Säuren (pK_S zwischen 1,5 und 4,75) wird in Klausuraufgaben oft genauso 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 genauso 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 genauso 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 genauso 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 genauso 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 genauso 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.

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

In der Aufgabe 1 sollten die Schüler(innen) einen für eine Säure-Base-Titration geeigneten Versuchsaufbau skizzieren und aus den Daten einer Tabelle die Titrationskurve für eine Säure-Base-Titration zeichnen: Eine Lösung von Ascorbinsäure wurde mit Natronlauge titriert.

In der Aufgabe 2 sollten die Schüler(innen) aus dieser Titrationskurve die Konzentration der Ascorbinsäure berechnen.

In der Aufgabe 3 sollten die Schüler(innen) diskutieren, ob man die Konzentration der Ascorbinsäure nicht auch ohne Titration über den pH-Wert der Ausgangslösung ermitteln kann.

Diese letzte Aufgabe wollen wir uns hier einmal näher betrachten.

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})}$$

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})}$$

Diese Gleichung wird nach $c_0(\text{HA})$ aufgelöst.

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \longrightarrow K_S * c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 \longrightarrow$$

Diese Gleichung wird nach $c_0(\text{HA})$ aufgelöst.

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \longrightarrow K_S * c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 \longrightarrow$$

Diese Gleichung wird nach $c_0(\text{HA})$ aufgelöst. $c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 * K_S$

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \longrightarrow K_S * c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 \longrightarrow$$

Diese Gleichung wird nach $c_0(\text{HA})$ aufgelöst. $c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 * K_S$

Nun setzen wir die gegebenen Werte ein: $c_0(\text{HA}) = 10^{-5,18} * 10^{-4,3} = 10^{-0,88} = 0,13$

Beispiel aus einer Abituraufgabe NRW

Abitur 2009, Leistungskurs

Der pH-Wert der Ascorbinsäure-Lösung vor der Titration betrug 2,59.

Der pK_S -Wert der Ascorbinsäure liegt bei 4,3

Wir gehen von der bekannten K_S -Gleichung für schwache Säuren aus:

$$K_S = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)^2}{c_0(\text{HA})} \longrightarrow K_S * c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 \longrightarrow$$

Diese Gleichung wird nach $c_0(\text{HA})$ aufgelöst. $c_0(\text{HA}) = c(\text{H}_3\text{O}^+)^2 * K_S$

Nun setzen wir die gegebenen Werte ein: $c_0(\text{HA}) = 10^{-5,18} * 10^{-4,3} = 10^{-0,88} = 0,13$

Die Ausgangskonzentration der Ascorbinsäure liegt also bei 0,13 mol/l.