

Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewicht mit Hilfe des Lernprogramms pHWert

1. Fähigkeit: *Berechnung des pH-Werts einer starken einprotonigen Säure bei gegebener Säurekonzentration.*
 Achtung: Sinnvolle Mindestkonzentration von 10^{-6} mol/l, da sonst der Anteil der Oxoniumionen aus der Autoprotolyse des Wassers 10^{-7} mol/l dazu addiert werden müsste!

Aufgabe a) Ermittle zunächst mit Hilfe des Programms den pH-Wert einer verdünnten Salzsäure, die durch Einleiten von 0,25 Mol Chlorwasserstoffgas ($pK_s = -7$) in einen Liter Wasser hergestellt wurde.

Ergänze anschließend die Lücken in der folgenden Berechnung:

Lösung: Alle Säuren mit einem $pK_s < ca.$ _____ (Grenzwert s. Schulbuch) sind starke Säuren, die vollständig dissoziieren. Es gilt also:

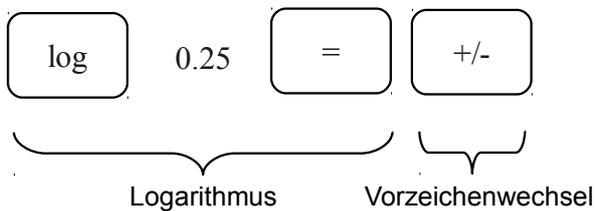
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{_____}) = \text{_____ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg(\text{_____}) \quad (\text{s. Formelsammlung})$$

$$\text{pH} = \frac{\text{_____}}{\text{(mit dem Programm ermittelt)}} \quad \frac{\text{_____}}{\text{(errechneter Wert)}}$$

Auf **meinem** Taschenrechner muss ich zur Berechnung des pH-Werts nacheinander die folgenden Tasten drücken:

z.B.:



Aufgabe b) Versuche zunächst mit Hilfe des Programms den pH-Wert einer verdünnten Salzsäure, mit einer Ausgangs Chlorwasserstoff-Konzentration von 10^{-8} mol/l zu ermitteln.
 Welcher pH-Wert wird als Lösung angezeigt: $\text{pH} = \text{_____}$ und welche Konzentration wird als Minimalkonzentration dafür automatisch eingesetzt: $c = 1$ mal 10 hoch _____ mol/l
 Ergänze anschließend die Lücken in der folgenden Berechnung:

Lösung: In reinem Wasser liegt auch ohne Säurezugabe bereits aufgrund der Autoprotolyse eine Oxoniumionenkonzentration von 10^{-7} mol/l vor. Dies entspräche einem pH-Wert von: _____
 Es gilt also:

[Hilfsformeln: $a \cdot 10^b + c \cdot 10^b = (a+c) \cdot 10^b$

$$10^n = 0.1 \cdot 10^{n+1} = 10 \cdot 10^{n-1}$$

Hilfsrechnung: $10^{-8} + 10^{-7} = 0,1 \cdot 10^{-7} + 1 \cdot 10^{-7}$]

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) + \text{_____} = \text{_____ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg(\text{_____})$$

$$\text{pH} = \frac{\text{_____}}{\text{(nur errechneter Wert, im Programm nicht vorgesehen)}}$$

Der pH-Wert wird also nur ganz schwach _____ also _____
 Warum ist ein pH-Wert von 8 hier als Lösung unsinnig? _____

Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewicht mit Hilfe des Lernprogramms pHWert

Auf **meinem** Taschenrechner muss ich zur Berechnung des pH-Werts nacheinander die folgenden Tasten drücken:



z.B.:



Logarithmus

Vorzeichenwechsel

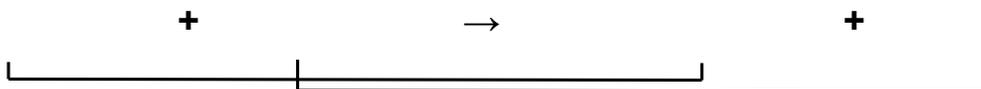
2. **Fähigkeit:** Berechnung des pH-Werts einer starken mehrprotonigen Säure (bei der auch die beim ersten Deprotonierungsschritt entstandene einprotonige Säure immer noch stark ist, sonst läge eine Pufferlösung vor!).

Aufgabe: Ermittle zunächst mit Hilfe des Programms den pH-Wert einer verdünnten Schwefelsäure-Lösung mit einer Konzentration von 0.25 mol/l. Die Schwefelsäure besitzt einen pK_S -Wert von -3, das Hydrogensulfation einen pK_S -Wert von 1,92.
Ergänze anschließend die Lücken in der folgenden Berechnung:

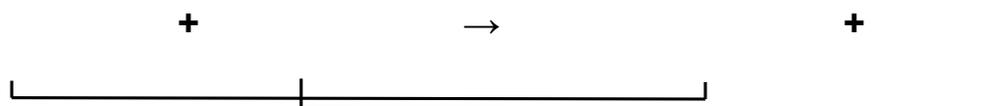
Lösung: Alle Säuren mit einem $pK_S < \text{ca. } \underline{\hspace{2cm}}$ (Grenzwert s. Schulbuch) sind starke Säuren, die vollständig dissoziieren. Es gilt also:

Reaktionsgleichungen in der Summenformelschreibweise:

- erster Protolyseschritt:



- zweiter Protolyseschritt:



$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot c(\underline{\hspace{2cm}}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg(\underline{\hspace{2cm}})$$

$$\text{pH} = \frac{\underline{\hspace{2cm}}}{\text{(mit dem Programm ermittelt)}} \quad \frac{\underline{\hspace{2cm}}}{\text{(errechneter Wert)}}$$

Bei Schwefelsäure-Konzentrationen von nahe 1 mol/l, also an der Grenze zwischen verdünnten Lösungen und konzentrierten Lösungen, verhält sich Schwefelsäure eher wie eine einprotonige Säure, der zweite Protolyseschritt findet dann nicht mehr statt. Statt des für eine Schwefelsäurekonzentration von 1 mol/l bei vollständiger zweistufiger Protolyse

eigentlich zu erwartenden pH-Werts von $\underline{\hspace{2cm}}$ (s. Programm) liegt er also eher bei

$\underline{\hspace{2cm}}$ (s. Programm) wie dies bei einer einprotonigen Säure bei einer Konzentration von 1 mol/l zu erwarten ist.

Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewicht mit Hilfe des Lernprogramms pHWert

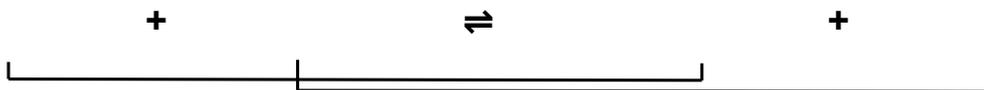
3. Fähigkeit: *Berechnung des pH-Werts einer schwachen einprotonigen Säure bei gegebener Säurekonzentration.*
 - Bei einer schwachen mehrprotonigen Säure findet ebenfalls nur ein Protolyseschritt statt.
 - Mittelstarke Säuren werden hier vereinfachend genau wie schwache Säuren behandelt.

Aufgabe: Ermittle zunächst mit Hilfe des Programms den pH-Wert einer verdünnten Essigsäure mit einer Konzentration von 0,25 mol/l.
 Ergänze anschließend die Lücken in der folgenden Berechnung:

Lösung: Alle Säuren mit einem $pK_s > \text{ca. } \underline{\hspace{2cm}}$ (Grenzwert s. Schulbuch) sind schwache (oder mittelstarke) Säuren, die weitgehend undissoziiert vorliegen, die Oxoniumionenkonzentration und der pH-Wert hängen also von der Säurekonstante K_s und der Konzentration (es ist ja ein Gleichgewicht!) ab nach der Näherungsformel:

$$pH = \frac{1}{2} [pK_s - \lg c(HA)_0] \quad (\text{vgl. Formelsammlung})$$

Reaktionsgleichungen in der Summenformelschreibweise:



$$pH = \frac{1}{2} [\underline{\hspace{2cm}} - \lg \underline{\hspace{2cm}}]$$

$$pH = \frac{\underline{\hspace{2cm}}}{\text{(mit dem Programm ermittelt)}} \quad \frac{\underline{\hspace{2cm}}}{\text{(errechneter Wert)}}$$

4. Fähigkeit: *Berechnung der Oxoniumionenkonzentration bei bekanntem pH-Wert.*
 - Die Säurestärke und der pK_s -Wert ist hierfür zunächst egal!
 - Nur im Falle einer starken Säure kann die Oxoniumionenkonzentration dann aber auch der Anfangs-Säurekonzentration gleichgesetzt werden.

Aufgabe a) Der pH-Wert einer verdünnten Salpetersäure ($pK_s = -1,32$) beträgt 1,4.
 Berechne die Oxoniumionenkonzentration.

Lösung: $c(H_3O^+) = 10^{-pH}$

$$c(H_3O^+) = 10^{\underline{\hspace{2cm}}}$$

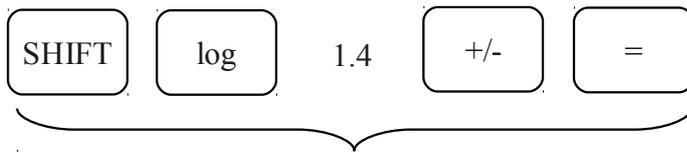
$$c(H_3O^+) = \underline{\hspace{2cm}}$$

Die Oxoniumionenkonzentration beträgt $\underline{\hspace{2cm}}$ mol/l.

Auf **meinem** Taschenrechner muss ich zur Berechnung der Oxoniumionenkonzentration nacheinander die folgenden Tasten drücken:

Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewicht mit Hilfe des Lernprogramms pHWert

z.B.:



Logarithmus mit Vorzeichenwechsel

Überprüfen des Ergebnisses mit Hilfe des Programms:

Starke und sehr starke Säure; Konzentration: 0.04 mal 10 hoch 0 Mol pro Liter

pH-Wert: _____

Aufgabe b) Der pH-Wert einer verdünnten Salpetersäure ($pK_s = -1,32$) beträgt 1,4. Berechne die Konzentration der eingesetzten Salpetersäure.

Lösung: Bei starken Säuren gilt [vgl. erster Lösungsschritt von Aufgabe 1a):

$$c(HA) = c(H_3O^+)$$

Berechnung von $c(H_3O^+)$ wie in 4a):

$$c(HA) = \text{_____} \text{ mol/l}$$

5. Fähigkeit: Berechnung der Oxoniumionenkonzentration einer schwachen Säure.

Aufgabe: Berechne die Oxoniumionenkonzentration in einer verdünnten Kohlensäure mit einer Konzentration von 0,02 mol/l. Der pK_s von Kohlensäure beträgt 6,52.

Lösung: $c(H_3O^+) = \sqrt{K_s \cdot c(HA)_0}$

$$c(H_3O^+) = \sqrt{\text{_____} \cdot \text{_____}} = \text{_____} \text{ mol/l}$$

Überprüfen des Ergebnisses mit Hilfe des Programms:

mittelstarke und schwache Säure; Kohlensäure;

Konzentration: 0.02 mal 10 hoch 0 Mol pro Liter

pH-Wert: _____

6. Fähigkeit: Berechnung der Anfangs-Konzentration einer schwachen Säure aus dem pH-Wert.

Aufgabe: Berechne die Konzentration von verdünnten Kohlensäure mit einem pH-Wert von 4,1. Der pK_s von Kohlensäure beträgt 6,52. [Hinweis: Mehrprotonige schwache Säuren verhalten sich wie einprotonige schwache Säuren, es findet nur ein Protolyseschritt statt]

Lösung: (1) $c(H_3O^+) = \sqrt{K_s \cdot c(HA)_0}$ aus $pH = \frac{1}{2} [pK_s - \lg c(HA)_0]$ (s. Formelsammlung)

$$(2) c(H_3O^+)^2 = K_s \cdot c(HA)_0$$

$$(3) c(HA)_0 = \frac{c(H_3O^+)^2}{K_s}$$

$$(4) c(H_3O^+) = 10^{-pH} \quad (5) pK_s = -\lg K_s \quad (6) K_s = 10^{-pK_s}$$

$$(4) \text{ und } (6) \text{ in } (3) \quad c(HA)_0 = \frac{(10^{-pH})^2}{10^{-pK_s}}$$

Übungsaufgaben zum Kapitel Protolysegleichgewicht mit Hilfe des Lernprogramms pHWert

$$c(HA)_0 = \frac{(10\text{---})^2}{10\text{---}} = \text{---} \text{ mol/l}$$

Ab hier weitgehend analog für die Basen

7. Fähigkeit: *Berechnung des pH-Werts (von Lösungen) starker Basen.*
 - Prinzip: Berechnung des pOH-Werts wie bei starken Säuren, anschließend
 Berechnung des pH-Werts nach: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Aufgabe: Berechne den pH-Wert einer Lösung einer verdünnten Natronlauge mit einer Konzentration von 0,25 mol/l.

Alle Alkalimetallhydroxide lösen sich vollständig in Wasser.
 Es gilt also:

$$c(\text{OH}^-) = c(\text{---}) = \text{---} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\lg(\text{---})$$

$$\text{pOH} = \text{---}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = \text{---}$$

8. Fähigkeit: *Berechnung des pH-Werts (von Lösungen) schwacher Basen.*
 - Prinzip: Berechnung des pOH-Werts wie bei schwachen Säuren, anschließend
 Berechnung des pH-Werts nach $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

Aufgabe: Berechne den pH-Wert einer Ammoniak-Lösung mit einer Konzentration von 0,25 mol/l. Der pK_s -Wert des Ammoniumions beträgt 9,25.

$\text{pK}_s + \text{pK}_B = 14$
 daraus folgt der pK_B -Wert der korrespondierenden Base Ammoniak beträgt 4,75.

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{p}k_B - \lg c(A^-)_0]$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} [\text{---} - \lg \text{---}] = \text{---}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = \text{---}$$