

2. Kapitel:

Ist Pepsi saurer als Coca Cola?

pH-Wert und pH-Messung

Thema

Der pH-Wert ist ein Mass für die Konzentration der H_3O^+ -Ionen in einer wässrigen Lösung. Den Zusammenhang zwischen der Konzentration der H_3O^+ -Ionen und dem pH-Wert werden Sie In einem Experiment selbst herausfinden.

Reines Wasser besteht aus mehr als einer Teilchensorte. Wasser reagiert mit sich selbst. Dabei entstehen H_3O^+ - und OH^- -Ionen. Zwischen allen Teilchen im Wasser besteht ein Gleichgewicht, dessen Konstante Sie in diesem Kapitel kennenlernen werden. Sie heisst Ionenprodukt des Wassers.

Lektionsablauf

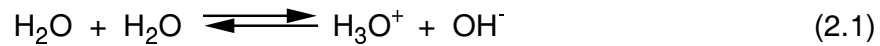
Sie finden auf der nächsten Seite eine kurze Theorie des Stoffes. Wenn Sie diese durchgearbeitet und die Experimente gemacht haben, lösen Sie die Kontrollaufgaben. Danach sind Sie bereit für den Kapiteltest. Die meisten von Ihnen haben die pH-Messungen von Experiment 2.1 schon gemacht. Sie können Ihre Ergebnisse verwenden

Lernziele

1. Sie wissen, dass Wasser nicht nur aus H_2O -Molekülen besteht, sondern immer auch H_3O^+ - und OH^- -Ionen enthält.
2. Sie kennen die "Säuregrad"-Skala, die pH-Skala. Sie können diese Skala in Beziehung zum sauren, beziehungsweise basischen Charakter einer Lösung setzen.
3. Sie wissen, dass der pH-Wert ein Mass für die Konzentration der H_3O^+ -Ionen einer wässrigen Lösung ist. Man spricht auch vom Säuregrad der Lösung. Sie kennen die Definition des pH. Sie verstehen, dass zwischen dem pH-Wert und der Konzentration der H_3O^+ -Ionen eine logarithmische Abhängigkeit besteht.
4. Sie können für eine bestimmte H_3O^+ - oder OH^- -Ionenkonzentration den pH-Wert berechnen oder bei einem bekannten pH die Konzentrationen dieser Ionen in einer Lösung angeben.

Theorie

Wassermoleküle reagieren miteinander. Dabei entstehen H_3O^+ - und OH^- -Ionen:



Diese Reaktion läuft nicht vollständig ab, alle Partner sind in einem Gleichgewichtsgemisch vorhanden. Den Beweis dafür liefert die Messung der elektrischen Leitfähigkeit von reinem Wasser. Dieses leitet auch nach vielfacher Destillation in Platinfässen den Strom immer noch, wenn auch sehr, sehr schwach.

Es können keine Verunreinigungen für die verbleibende Leitfähigkeit verantwortlich gemacht werden. Daher müssen geladene Teilchen vorhanden sein.

Wir können für die Reaktion (2.1) folgende Gleichgewichtskonstante K formulieren:

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} \quad (2.2)$$

Zur Erinnerung: Das Massenwirkungsgesetz

$$\text{Gleichgewichtskonstante} = K = \frac{\text{Multiplikation der Konz. aller Produkte}}{\text{Multiplikation der Konz. aller Edukte}}$$



Aufgabe 2.1: Berechnen Sie die Konzentration der Wassermoleküle $c(\text{H}_2\text{O})$ in reinem Wasser (d.h. Mol Wassermoleküle in einem Liter).

Tipp: Wie viele Gramm hat es in 1 Liter Wasser?

Im Wasser gibt es nur verhältnismässig wenige H_3O^+ und OH^- -Ionen.

Achtung: Bei Säure-Base-Reaktionen ist Wasser sowohl Lösungsmittel als auch reagierender Stoff. Da aber von dem vielen Wasser nur ein verschwindend kleiner Teil reagiert, darf die Konzentration von Wasser als konstant betrachtet werden.

Wir multiplizieren die Gleichung (2.2) auf beiden Seiten mit $c^2(\text{H}_2\text{O})$ und führen eine neue Konstante ein :

$$K \cdot c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_w \quad (2.3)$$

Diese neuen Konstanten K_w beinhaltet also sowohl K und $c(\text{H}_2\text{O})$.

K_w kann man experimentell bestimmen. Bei 22°C erhält man:

$$K_w = 10^{-14} (\text{mol/L})^2. \quad (2.4)$$

Man nennt K_w das **Ionenprodukt** des Wassers. Es gilt in jeder wässrigen Lösung, nicht nur in reinem Wasser.



$$K_w = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} (\text{mol/L})^2$$

Dies ist das Ionenprodukt des Wassers. Es gilt in allen wässrigen Lösungen.



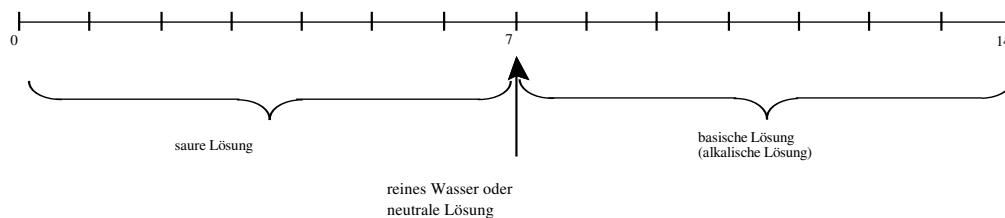
Aufgabe 2.2: Berechnen Sie $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ in reinem Wasser. Tipp: Bestimmen Sie zuerst das Verhältnis $c(\text{H}_3\text{O}^+) : c(\text{OH}^-)$ in der Gleichung (2.1).



Aufgabe 2.3: Berechnen Sie $c(\text{H}_3\text{O}^+)$, wenn $c(\text{OH}^-)$ 10^{-4} mol/L beträgt.

Der pH-Wert ist ein Mass für die Konzentration der H_3O^+ -Ionen in einer wässrigen Lösung. Man spricht auch vom Säuregrad einer Lösung.

Dies ist die pH-Skala:



Eigentlich interessiert uns in einer Lösung von Säuren und Basen nur die Konzentration an H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentrationen sind aber sehr klein. Für reines Wasser gilt $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7}$ mol/L. Um einfachere Werte zu erhalten, nimmt man den Logarithmus, im Beispiel von Wasser $\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = -7$. Da dann die Werte alle negativ sind, macht man noch einen Vorzeichenwechsel.



Der pH-Wert ist also wie folgt definiert:

$$\text{pH} = -\lg[c(\text{H}_3\text{O}^+)] \quad (2.5)$$

Umgekehrt gilt dann auch:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \quad (2.6)$$

p steht für den negativen Zehnerlogarithmus ($-\lg$), **H** für $c(\text{H}_3\text{O}^+)$.



Aufgabe 2.4: Welchen Konzentrationen von H_3O^+ entspricht die pH-Skala, die von 0 - 14 geht? Berechnen Sie diese für alle ganzen Zahlen. Sie können die Werte in obige Skala eintragen.

Wir können nun in wässrigen Lösungen bei bekanntem pH auch die Konzentration der OH^- -Ionen berechnen und umgekehrt. Dazu verwenden wir das Ionenprodukt des Wassers.

Beispiel:

$$\text{pH} = 2,0:$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \text{ mol/L.}$$



Aufgabe 2.5: Berechnen Sie den pH-Wert von Natronlauge [$c(\text{NaOH}_{\text{aq}}) = 0,01 \text{ mol/L}$].

Experimentelle pH-Messung

Die einfachste Messung erfolgt mit pH-Indikatorpapier oder pH-Indikatorstäbchen. Indikator bedeutet "Anzeiger". pH-Indikatoren sind Farbstoffe, die je nach pH-Wert eine andere Farbe haben. Durch Vergleich mit der Farbskala auf der Packung kann man den pH-Wert bestimmen.

Verwendet man pH-Indikatorpapier, so trägt man mit einem Glasstab einige Tropfen der Flüssigkeit auf das Papier auf.

Experiment 2.1 - pH-Werte im Haushalt



Dies ist ein Versuch, den Sie nicht in der Schule, sondern zu Hause durchführen müssen.

Durchführung: Sie kriegen einen Streifen pH-Papier. Machen Sie daraus ca. 1.5 cm lange Stücke und messen Sie damit die pH-Werte von diversen Haushaltschemikalien. Dazu wird das Stückchen ganz kurz in die Chemikalie gehalten. Nach 10 Sekunden kann man mit der Farbtabelle vergleichen.



untersuchter Stoff:	gemessener pH-Wert:

Etwas aufwändiger ist die Messung mit dem elektrischen pH-Messgerät.

Die wichtigsten Punkte im Umgang mit dem pH-Messgerät:

- Die Elektrode des pH-Meters darf nie austrocknen! Die Kappe darüber enthält deshalb eine Salz-Lösung.
- Vor Gebrauch diese Kappe abschrauben und auf die Ablage stellen. → Deckel bleibt an der Elektrode!
- Vor dem Gebrauch des pH-Meters muss jeweils sichergestellt werden, dass er noch stimmt. Deshalb mit den bereitgestellten Pufferlösungen den pH prüfen. Ist die Abweichung grösser als 0.1, so bringen Sie mir dieses pH-Meter und nehmen Sie ein anderes.
- **Wichtig:** am Schluss die Elektrode mit dest. Wasser abspülen und die Kappe mit der Salzlösung wieder aufschrauben. Ist die Lösung ausgelaufen, bringen Sie das pH-Meter zu mir.
- Die pH-Meter schalten sich von selbst aus.

Experiment 2.2 - pH-Werte einiger Lösungen



Sicherheit: Salzsäure und Essigsäure wirken auf der Haut ätzend. Spritzer sofort mit Wasser und Seife, verschüttete Säure am Arbeitsplatz mit viel Wasser abwaschen.

Vorsicht beim Umgang mit Natronlauge. Sie wirkt ätzend. Besonders empfindlich sind die Augenschleimhäute!

Schutzbrille und Labormantel tragen!

Spritzer von Natronlauge sofort mit viel Wasser abwaschen.

Geräte: pH-Meter mit Elektrode, 12 kleine Bechergläser (25 ml), 1 grosses Becherglas (400 ml), Glasstab, Spritzflasche mit destilliertem Wasser.

Stoffe/Chemikalien: Eichpufferlösungen (pH = 4,00 und 7,00), verschiedene saure und basische (alkalische) Lösungen.

Vorgehen:

- Füllen Sie von den bereitstehenden Lösungen je etwa 15 ml in ein 25 ml Becherglas.
- Messen Sie die pH-Werte der verschiedenen Lösungen mit dem pH-Meter. Notieren Sie die Werte in die Tabelle.

Lösung	pH-Wert (mit pH-Meter)	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	Art der Lösung (sauer, neutral, alkalisch)

Experiment 2.3 - Verdünnung und pH-Wert



Sicherheit: Salzsäure und Essigsäure wirken auf der Haut ätzend. Spritzer sofort mit Wasser und Seife, verschüttete Säure am Arbeitsplatz mit viel Wasser abwaschen.

Vorsicht beim Umgang mit Natronlauge. Sie wirkt ätzend. Besonders empfindlich sind die Augenschleimhäute!

Schutzbrille tragen!

Spritzer von Natronlauge sofort mit viel Wasser abwaschen.

Geräte: pH-Meter mit Elektrode, 6 kleine Bechergläser (25 ml), 2 grosse Bechergläser (400 ml), 4 Masskolben (100 ml → Schublade beim Fenster), Spritzflasche mit entmineralisiertem Wasser, 2 Vollpipetten (10 ml), Pipetierhilfe, wasserunlöslicher Filzschreiber.

Stoffe/Chemikalien: Eichpufferlösungen (pH = 4,00 und 7,00), Salzsäure [$c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/L}$], Natronlauge [$c(\text{NaOH}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/L}$].

Durchführung:

Messen Sie die pH-Werte folgender Lösungen (Herstellung siehe nächste Seite):

$c(\text{HCl}_{\text{aq}})$ (mol/L)	pH-Wert (-)	$c(\text{NaOH}_{\text{aq}})$ (mol/L)	pH-Wert (-)
0,1		0,1	
0,01		0,01	
0,001		0,001	

Vorgehen: Pipettieren Sie 10,0 ml Salzsäure [$c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/L}$] in einen 100 ml Masskolben. Füllen Sie diesen mit entmineralisiertem Wasser bis zur Marke auf. Schütteln Sie den Kolben. Schreiben Sie die neue Konzentration der Lösung auf den Kolben. Von dieser Lösung pipettieren Sie 10,0 ml in einen zweiten Masskolben und füllen wiederum bis zur Marke auf.

Mit der Natronlauge gehen Sie genau gleich vor (neue Vollpipette verwenden).

Wenn Sie alle Lösungen hergestellt haben, messen Sie die pH-Werte. Dazu füllen Sie ein 25 ml Becherglas etwa zu 2/3 mit der Lösung und messen den pH-Wert.

Spülen Sie die Elektrode zwischen den einzelnen Messungen immer sorgfältig mit entmineralisiertem Wasser (Spritzflasche) und tupfen Sie sie mit Hauhaltpapier sorgfältig ab.

Entsorgung: Giessen Sie alle Lösungen in den Ausguss (dieser führt bei uns in eine Neutralisationsanlage).

Bringen Sie ihre Resultate zum Kapiteltest mit.

Lernkontrolle



Testen Sie sich selbst!

- Aufgabe 2.6:** Der Umgang mit Säuren und Basen ist gefährlich. Nennen Sie zwei Vorsichtsmassnahmen, die Sie unbedingt beachten müssen.
- Aufgabe 2.7:** Skizzieren Sie die pH-Skala. Zeichnen Sie den sauren, neutralen und basischen Bereich ein.
- Aufgabe 2.8:** Welchen pH-Wert hat eine Salzsäure, wenn $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/L}$ beträgt?
Chlorwasserstoff reagiert vollständig mit Wasser.
- Aufgabe 2.9:** Welchen pH-Wert hat eine Natronlauge, wenn $c(\text{NaOH}_{\text{aq}}) = 0,05 \text{ mol/L}$ ist?
- Aufgabe 2.10:** Berechnen Sie $c(\text{HCl})$, wenn der pH einer Salzsäure 2.7 beträgt.
- Aufgabe 2.11:** Berechnen Sie die theoretischen pH-Werte aller Lösungen von Experiment 2.2.

$c(\text{HCl}_{\text{aq}})$ (mol/L)	berechneter pH-Wert	$c(\text{NaOH}_{\text{aq}})$ (mol/L)	berechneter pH-Wert
0,1		0,1	
0,01		0,01	
0,001		0,001	

Wichtige Begriffe: sauer, neutral, basisch (=alkalisch), Ionenprodukt des Wassers, Indikator, pH-Skala

Meine Lösungen des 2. Kapitels: