

PROTONENÜBERGÄNGE – SÄURE-BASE-REAKTIONEN

- ⇒ *Grundwissen Biologie: für die Themenbereiche Stoffwechselphysiologie der Zelle (13) und Ökologie und Biodiversität*
- ⇒ *Grundwissen Chemie: für die Themenbereiche Säure-Base-Gleichgewichte (12),*

Allgemein

Jeder weiß, dass der Magensaft sauer ist und manche wissen sogar, dass dieser saure pH-Wert durch Salzsäure hervorgerufen wird. Doch was bedeutet das Wort „Säure“ überhaupt und was ist mit dem Begriff „pH-Wert“ gemeint?

Säure-Base-Theorie nach Brønsted zum Einstieg

Was sind Säuren und Basen denn überhaupt? Dazu die passenden Definitionen entweder im Video oder in Textform.

SCHAU DIR DAZU ENTWEDER Die FOLGENDEN VIDEOS AN!



Säuren und Basen | musstewissen Chemie



Die Säure-Theorie nach Brønsted | musstewissen Chemie



Was sind eigentlich Basen? | mustewissen Chemie

ODER hier AUCH in TEXTFORM zum Durchlesen!

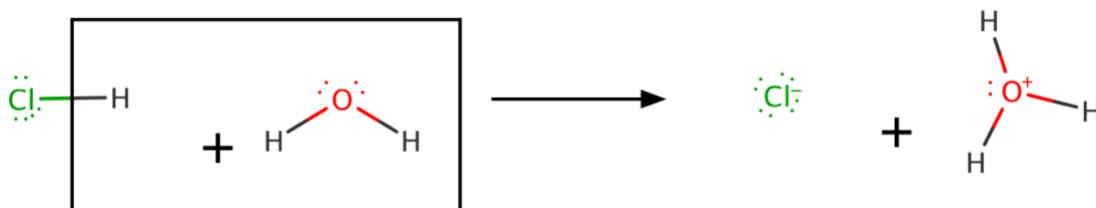


Damit der Magen überhaupt einen sauren pH-Wert aufweisen kann, muss eine Säure-Base-Reaktion ablaufen. Es muss also eine **Säure**, ein **Protonendonator**, mit einer **Base**, einem **Protonenakzeptor** reagieren.

Dabei gibt jeweils der Protonendonator mindestens ein Proton (vereinfacht: H^+) an einen Protonenakzeptor ab, der dieses Proton an sich bindet.

Manche Stoffe, z.B. Wasser, können als Säure und als Base reagieren. Man nennt sie **Ampholyte**.

Im Magen läuft folgende Reaktion ab:



Es reagiert ein Wasserstoffchloridmolekül mit einem Wassermolekül unter Abspaltung eines Protons. Das **Wasserstoffchloridmolekül** reagiert somit als Säure (**Protonendonator**) und das **Wassermolekül** als Base (**Protonenakzeptor**). Es entstehen ein Chloridion und ein Oxoniumion (H_3O^+). Alle Moleküle und Ionen liegen aquatisiert, also in einer Hydrathülle, vor. **Eine saure Lösung enthält immer Oxoniumionen und eine basische Lösung (eine Lauge) enthält dagegen Hydroxidionen (OH^-).**

Löst man beispielsweise das Salz Natriumhydroxid in Wasser werden die Ionen hydratisiert, also in eine Wasserhülle gehüllt und es liegen Hydroxidionen vor. Dies kann man mit der Ionenschreibweise (rechts) verdeutlichen:

$NaOH_{(s)}$ wird in Wasser zu $Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$.

pH-Wert und pH-Skala

Nachdem du jetzt beantworten kann, was eine Säure bzw. Base ist, kommen wir jetzt zum Thema „pH-Wert“. Die Begriffe etwas ist „sauer“ oder „neutral“ kennt man aus dem Alltag. Doch was bedeuten sie eigentlich?

Wenn du Bock hast, mach den nebenstehenden LearningSnack zum Ionenprodukt des Wassers und dem pH-Wert an!



ODER SCHAU DIR DAZU FOLGENDES VIDEO AN!



Was ist denn überhaupt ein pH-Wert?!

Du kannst dir das Ganze aber auch nochmal in Textform durchlesen!



pH-Wert

Der **pH-Wert** ist eine Zahl, die angibt, wie hoch die **Konzentration der Oxoniumionen in einer Lösung** ist. In einer mathematischen Gleichung ausgedrückt, sieht das so aus:

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

Der pH-Wert ist demnach der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration.

In reinem Wasser liegen beispielsweise immer 10^{-7} mol/l Oxoniumionen vor. (Auch die Konzentration der Hydroxidionen ist so hoch. Sie wird aber für die pH-Berechnung in diesem Fall nicht benötigt.)

$$\text{pH (reines Wasser)} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log (10^{-7} \text{ mol/l}) = -(-7) = 7$$

Der pH-Wert von reinem Wasser beträgt demnach 7.

Der pOH-Wert gibt die Konzentration der Hydroxidionen und beträgt in diesem Fall ebenfalls 7. Die Summe von pH- und pOH-Wert ergibt immer 14.

pH-Skala

Die **pH-Skala** geht von **0 bis 14**. Im Bereich von 0 bis 7 spricht man von einem **sauren pH-Wert**. Je niedriger die pH-Werte sind, desto stärker sauer ist eine Lösung. Liegt ein **pH-Wert von 7** vor, spricht man von einer **neutralen Lösung**. Im oberen **pH-Bereich von 7 bis 14** liegen **alkalische Lösungen** vor. Je höher die pH-Werte sind, desto stärker alkalisch ist eine Lösung.

pH-Wert	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
	sauer							neutral	alkalisch						
Beispiele			Magensäure	Coca Cola		Hautoberfläche (5,5)	Mineralwasser	Reines Wasser	Dünndarm-Saft		Waschmittel-Lösung				

Säure-Base-Indikatoren

Jetzt weißt du schon was eine Säure bzw. eine Base ausmacht. Du kannst etwas mit den Begriffen „sauer“ oder „alkalisch“, aber auch mit der pH-Skala anfangen. Nun fehlt nur noch ein kleiner Aspekt: die Indikatoren. Wie soll man denn sonst im Labor wissen, ob man eine Säure oder eine Base vor sich stehen hat?

SCHAU DIR DAZU Z.B. FOLGENDES VIDEO AN!



Du kannst dir das Ganze aber auch nochmal in Textform durchlesen!



Säure-Base-Indikatoren

Mit Hilfe eines **Indikators** kann man **feststellen**, ob eine unbekannte Lösung **sauer oder alkalisch** ist.

Indikatoren sind selbst **schwache Säure-Base-Systeme**, bei denen die **Base eine andere Farbe** besitzt wie die **Säure**.

Es gibt viele verschiedene Indikatoren, deren typische Farben in den jeweiligen pH-Bereichen muss man wissen, damit man eine Säure oder Base identifizieren kann.

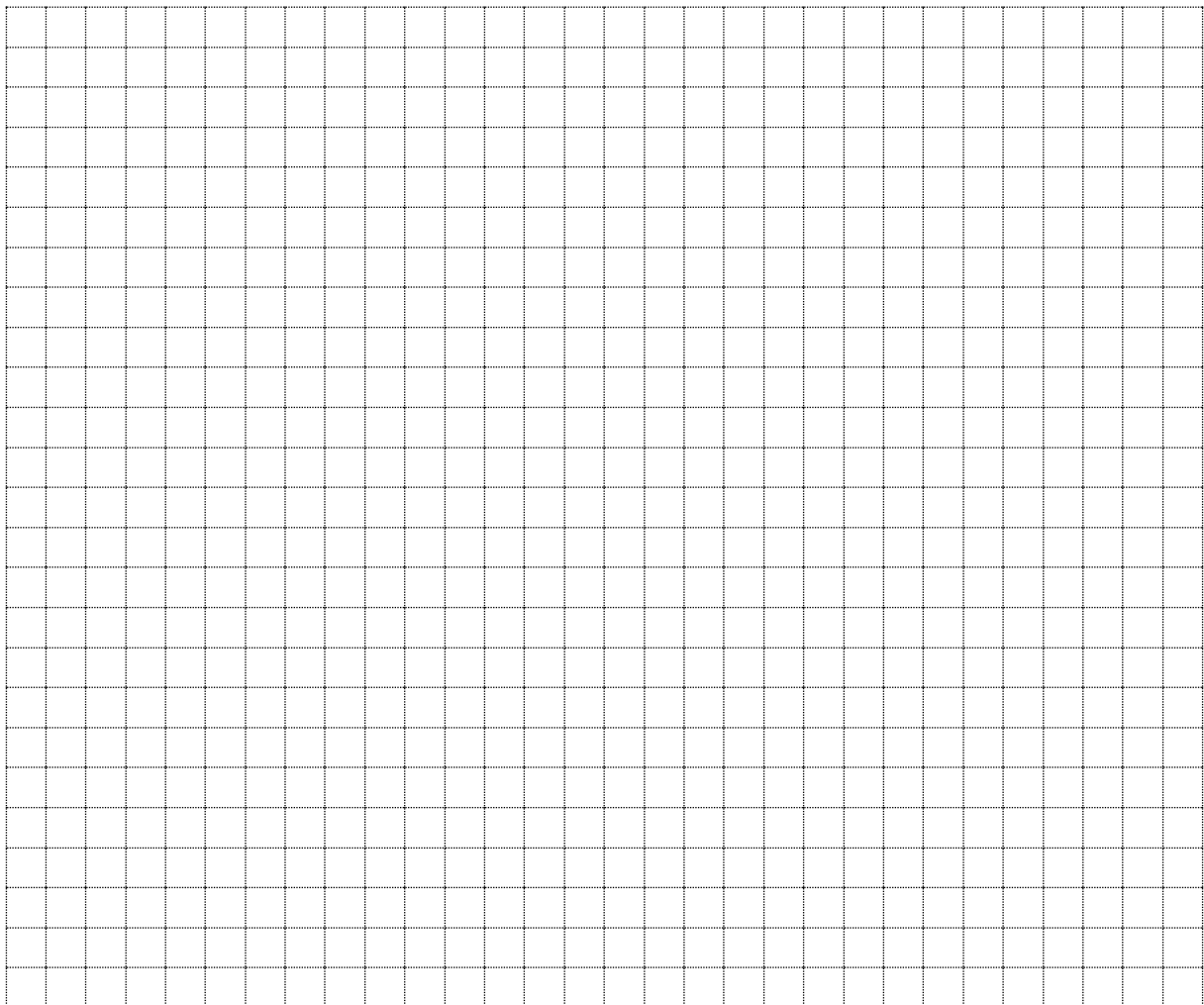
Bromthymolblau ist beispielsweise im sauren pH-Bereich gelb, im neutralen grün und im alkalischen blau. Phenolphthalein ist im sauren und neutralen farblos und schlägt im Alkalischen pH-Bereich nach pink um. Meist werden die Farben der Indikatoren angegeben.

Hier noch ein paar Übungen, wenn du Lust drauf hast!

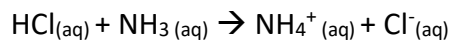


AUFGABE:

WASSERSTOFFCHLORID (IM AQUATISIERTEN ZUSTAND SALZSÄURE, HCL) UND AMMONIAK (NH₃) REAGIEREN MITEINANDER IN EINER SÄURE-BASE-REAKTION. STELLE DIE KORREKTE REAKTIONSGLEICHUNG AUF UND ERKLÄRE DARAN DIE BEGRIFFE „SÄURE“ UND „BASE“. ORDNE DIE BEIDEN EDUKTE AUF EINER PH-SKALA EIN.



LÖSUNG:



Salzsäure reagiert als Protonendonator und ist damit die Säure. Das Wasserstoffatom wird als Proton (H^+) abgegeben und vom Basenmolekül, in dem Fall Ammoniak, aufgenommen. Ammoniak fungiert somit als Protonenakzeptor.

Reine Salzsäure würde man auf der pH-Skala im sehr sauren Bereich (pH 1) einordnen, reinen Ammoniak im sehr basischen Bereich (pH 13).