

Inhalt:

- [7.1 - Säuren und Basen nach Brönsted](#)
- [7.2 - Die pH-Skala, Indikatoren](#)
- [7.3 - Die Säurestärke und die Berechnung von pH-Werten](#)
- [7.4 - Pufferlösungen](#)
- [7.5 - Neutralisationen](#)
- [7.6 - Übungsaufgaben](#)
- [7.7 - Lernkontrolle](#)
- [7.8 - Literatur](#)
- [7.9 - Web-Links](#)
- [7.10 - Tabelle Säuren und Basen](#)
- [7.11 - Zusatzaufgaben](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Begriffe "Säure" und "Base" kennen und definieren können
- die Autoprotolyse von Wasser beschreiben können
- die pH-Skala kennen
- die Funktionsweise eines Indikators beschreiben können
- Bromthymolblau und Phenolphthalein als Indikatoren mit ihren Farbbereichen kennen
- starke von schwachen Säuren und Basen unterscheiden können
- pH - Berechnungen durchführen können
- wissen, was eine Pufferlösung ist
- pH - Berechnungen mit Pufferlösungen durchführen können
- den Vorgang der Neutralisation kennen und Berechnungen durchführen können

7.1 Säuren und Basen nach Brönsted

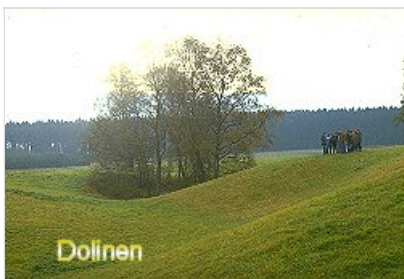


Bild 7.1: Dolinen

Beim Lösen von Kohlendioxidgas (CO_2) oder Schwefeldioxidgas (SO_2) in Wasser entstehen [saure Lösungen](#). Diese beiden chemischen Reaktionen werden nicht nur in chemischen Betrieben durchgeführt, sondern sie spielen sich auch in der Natur ab. Die entstehende Kohlensäure (H_2CO_3) löst Kalk langsam auf und erzeugt dabei Karstlandschaften und Dolinen. Die entstehende schweflige Säure (H_2SO_3) macht den Hauptanteil am [sauren Regen](#) aus.


Beim Lösen von Magnesiumoxid (MgO) oder Calciumoxid (CaO) in Wasser entstehen [basische Lösungen](#). Sie sind im Alltag weit weniger bekannt.

Saure Lösungen können von basischen Lösungen unterschieden werden, indem man der Lösung bestimmte Farbstoffe, **Indikatoren** zugibt und aufgrund der Farbe einen eindeutigen Hinweis erhält. Die Farbstoffreaktionen sind seit langer Zeit bekannt. Ursprünglich wurden natürliche Farbstoffe eingesetzt, wie z. B. [Lackmus](#), ein aus Flechten gewonnener Farbstoff, heute werden oft synthetisch hergestellte Indikatoren verwendet.

Wir halten fest:

Nichtmetalloxide erzeugen saure Lösungen, Metalloxide erzeugen basische Lösungen.

Seit langer Zeit ist die ätzende Wirkung von Säuren auf Metalle bekannt und wurde auch genutzt. Auch die reinigende Wirkung verdünnter [Laugen](#) ist schon lange bekannt und wird noch heute in Duschmitteln oder Seifen genutzt. Diese einfachen Eigenschaften reichen allerdings nicht aus, um eine Klassierung vornehmen zu können, die ätzende wie auch die reinigende Wirkung ist konzentrationsabhängig.

Zusätzliche [Information](#)  ergibt eine Leitfähigkeitsmessung: Sowohl saure wie auch basische Lösungen leiten den elektrischen Strom. Es müssen folglich in beiden Lösungen gelöste Ionen vorhanden sein, welche den Stromfluss ermöglichen.

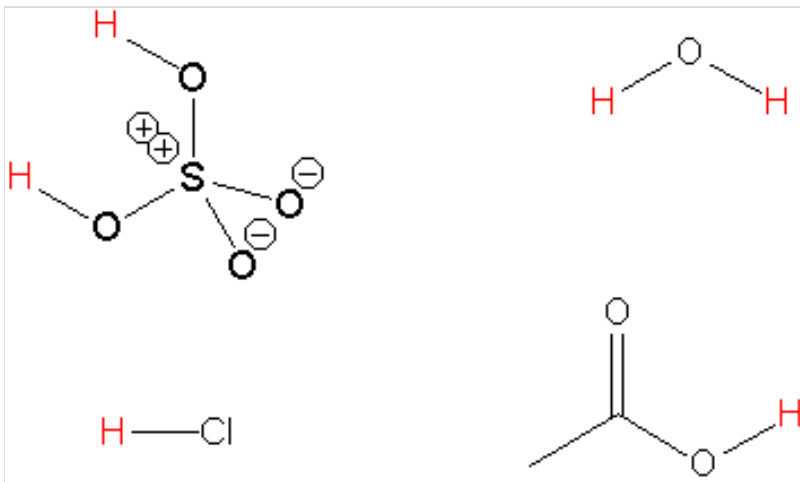


Bild 7.2: Strukturen von Säuren

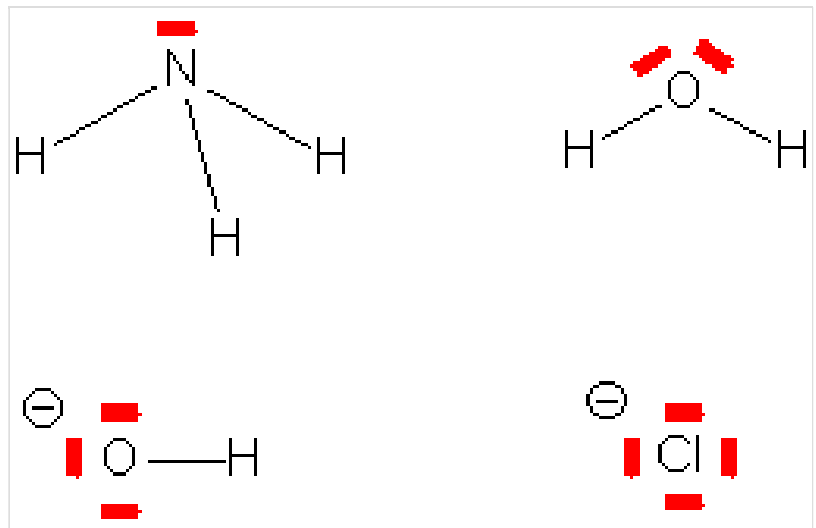



Bild 7.3: Strukturen von Basen

Erst das Studium von Strukturformeln von Säuren zeigt wissenschaftlich brauchbare Zusammenhänge. Alle Säuren enthalten Wasserstoffatome, die an stark elektronegative Partner gebunden sind. Diese strukturellen Gemeinsamkeiten sind die Ursache der chemischen Verwandtschaft. Die Strukturen von [Basen](#) besitzen ebenfalls Ähnlichkeiten, wenn sie auch nicht sofort augenfällig sind. Basen enthalten stark elektronegative Atome mit nichtbindenden Elektronenpaaren. Dies ist in den Strukturformeln von NH_3 , H_2O , OH^- und Cl^-

zu erkennen.



Bild 7.4: Johannes Nicolaus Brønsted

Johannes Nicolaus Brønsted, ein dänischer Wissenschaftler  war der Erste, der sich ein brauchbares, wissenschaftliches Bild von Säuren und Basen machen konnte: Einerseits sind Ionen in Lösung andererseits verfügen Säuren über positiv polarisierte Wasserstoffatome. Die Ionen in Lösung sind Wasserstoffionen und eine Säure ist grundsätzlich eine Verbindung, die Wasserstoffionen abgibt. Da ein Wasserstoffion eigentlich nur mehr ein Proton, ein Wasserstoffatom ohne Elektron ist, verwendet man bei Säure-Base-Reaktionen den Begriff "Protolyse".

Säuren sind Protonenspender.

Im Gegensatz dazu können Basen Wasserstoffionen aufnehmen. Sie stellen ein nichtbindendes Elektronenpaar zur Verfügung.

Säuren sind Protonenspender, Basen sind Protonenakzeptoren.

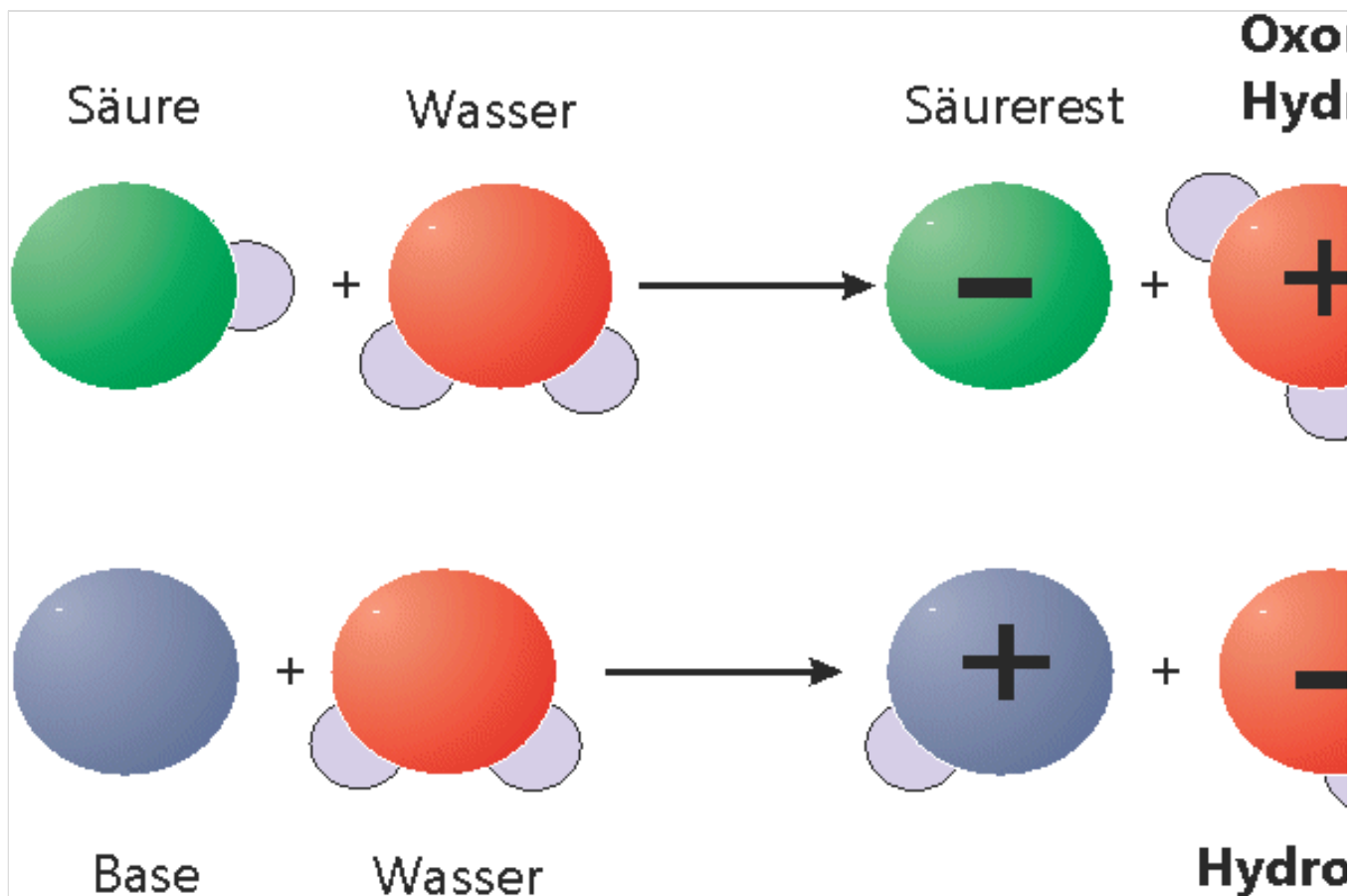
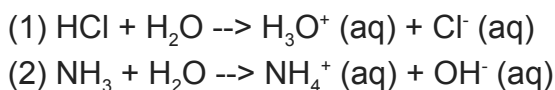


Bild 7.5: Säuren und Basen

Die Aussagen lassen sich durch Reaktionsgleichungen ausdrücken:



Die Gleichung (1) beschreibt das Verhalten von HCl (Salzsäure) in Wasser. HCl ist eine Säure, die ein H^+ -Ion abgibt. Der daraus resultierende Stoff ist Cl^- . Was aus einer Säure nach der Abgabe eines H^+ -Ions entsteht, ist der Säurerest - Cl^- ist der Säurerest von HCl.

Die Gleichung (2) beschreibt das Verhalten von NH_3 (Ammoniak) in Wasser. NH_3 ist eine Base, die ein H^+ -Ion aufnimmt und zu NH_4^+ wird. Die beiden Stoffe NH_3 und NH_4^+ stehen genau so miteinander in Beziehung wie HCl und Cl^- .

Wendet man sich noch einmal der Gleichung (1) zu, erkennt man, dass das von HCl abgegebene H^+ -Ion von einem Wassermolekül aufgenommen wird. Es entsteht ein H_3O^+ -Ion. Da Wasser ein H^+ -Ion aufgenommen hat muss es nach Brönsted eine Base sein.

Wo eine Säure ist, muss auch eine Base sein: Die Protonen, die von Säuren abgegeben werden, müssen von anderen Stoffen, den Basen aufgenommen werden.

Grundsätzlich ist ein Säurerest immer ein Stoff, der Protonen aufnehmen kann, d. h. es ist möglich aus Cl^- wieder HCl herzustellen. **Der Säurerest ist eine potenzielle Base.** Bei Säure-Base-Reaktionen sind folglich immer **zwei Säure-Base-Paare** für die Reaktion notwendig. Aus einer Säure entsteht immer eine Base aus einer Base immer eine Säure. Es sind Gleichgewichtsreaktionen und damit grundsätzlich umkehrbar. Es lässt sich eine allgemeine Formulierung aufschreiben:

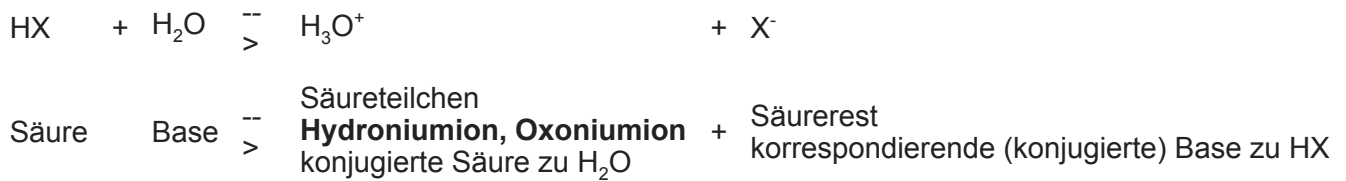


Tabelle 7.1: Die allgemeine Reaktion einer Säure

Das Ion H_3O^+ ist das **Säureteilchen**, das Hydroniumion, oder neuerdings auch **Oxoniumion**. Es entsteht immer, wenn eine Säure in Wasser gelöst wird.

Eine allgemeine Formulierung für das Auflösen einer Base in Wasser lautet:

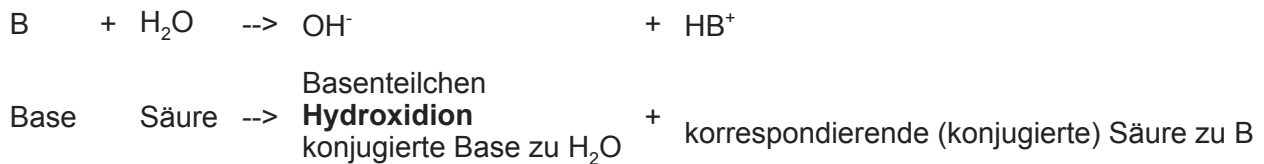


Tabelle 7.2: Die allgemeine Reaktion einer Base

Das Ion OH^- ist das **Baseteilchen**, das Hydroxidion. Es entsteht immer, wenn eine Base in Wasser gelöst wird.

Wasser nimmt in der Gleichung (1) die **Funktion einer Base** ein, hingegen verhält es sich in Gleichung (2) **als Säure**. Wassermoleküle können sich je nachdem womit sie zur Reaktion gebracht werden, als Säuren oder als Basen verhalten. Dies ist natürlich nur darum möglich, weil Wassermoleküle die Voraussetzungen für beides besitzen. Stoffe, die diese Eigenschaften besitzen, heissen Ampholyten.

7.2 Die pH-Skala, Indikatoren

Protolysen sind definiert als Reaktionen in wässrigen Lösungen. Dabei spielt das Lösungsmittel selbst eine zentrale Rolle. Als **Ampholyt** reagiert es verschieden auf eingetragene Säuren oder Basen. Es bilden sich gar in reinem Wasser Gleichgewichte aus, die für die weitere Betrachtung wichtig sind: Es lässt sich das Autoprotolysegleichgewicht formulieren:



Zu diesem Gleichgewicht kann das Massenwirkungsgesetz formuliert werden:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})}$$

Bild 7.6: Das Massenwirkungsgesetz der Autoprotolysereaktion

Die Konzentrationen von H_3O^+ und OH^- sind klein im Vergleich zur Konzentration von H_2O . Mit einer gewissen Ungenauigkeit lässt sich $c(\text{H}_2\text{O})$ als konstant annehmen und

kann in die Gleichgewichtskonstante K_c einmultipliziert werden. Es ergibt sich:

$$K_w = K_c \times c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \times c(\text{OH}^-)$$

Dieser Ausdruck ist das **Ionenprodukt**. Es ist ein Gleichgewicht, welches sich von selbst im Wasser einstellt. Konkret bedeutet es, dass auch destilliertes Wasser eine geringe Menge an Ionen (H_3O^+ und OH^-) enthält und somit den elektrischen Strom, wenn auch sehr schlecht, leitet.

Der Zahlenwert für das Ionenprodukt bei 25°C beträgt 10^{-14} M^2 .

$$K_w = K_c \times c^2(\text{H}_2\text{O}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \times c(\text{OH}^-) = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Das Ionenprodukt ist das Produkt der Konzentrationen der Ionen H_3O^+ - des Säureteilchens und OH^- - des Baseteilchens. Diese Beziehung kann genutzt werden, um den Charakter einer Lösung zu beschreiben: Sind die Konzentrationen beider Teilchen gleich gross, ist die Lösung weder sauer noch basisch, sie ist neutral. Ist die Konzentration der Säureteilchen jedoch grösser als die der Baseteilchen, ist die Lösung sauer, andernfalls basisch:

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ M}$	Die Lösung enthält gleich viele Säure- wie Baseteilchen	die Lösung ist neutral
$c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$ bzw. $c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ M}$	Die Lösung enthält mehr Säure- als Baseteilchen	die Lösung ist sauer
$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$ bzw. $c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ M}$	Die Lösung enthält weniger Säure- als Baseteilchen	die Lösung ist basisch

Tabelle 7.3: Saure und basische Lösungen

Die Ionen H_3O^+ und OH^- spielen bei Protolysen eine zentrale Rolle. Der dänische Chemiker Søren Peter Laurits Sørensen verwendete das Ionenprodukt als Grundlage für eine neue mathematische Formulierung. An Stelle der lästigen Potenzen führte er als erster eine logarithmische Schreibweise ein. Er definierte den pH-Wert einer Lösung als den **negativen**

Logarithmus der Konzentration der Hydroniumionen. (pH = potentia hydrogenii)

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

Analog lässt sich ein **pOH-Wert**, der allerdings weniger gebräuchlich ist, definieren:

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$$

So wird auch das Ionenprodukt neu definiert:

$$\text{pK}_w = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) + (-\log c(\text{OH}^-)) = \text{pH} + \text{pOH}$$

Aus diesen Überlegungen lässt sich eine Grösse ableiten, die den Säuregrad einer Lösung beschreibt, die **pH-Skala**. Es ist eine **Zahlengerade, die von 0 bis 14 reicht**. Eine Lösung, deren pH-Wert unter 7 liegt, ist sauer, eine Lösung deren pH-Wert über 7 liegt, ist basisch. Beträgt der pH-Wert einer Lösung genau 7, so ist sie neutral.

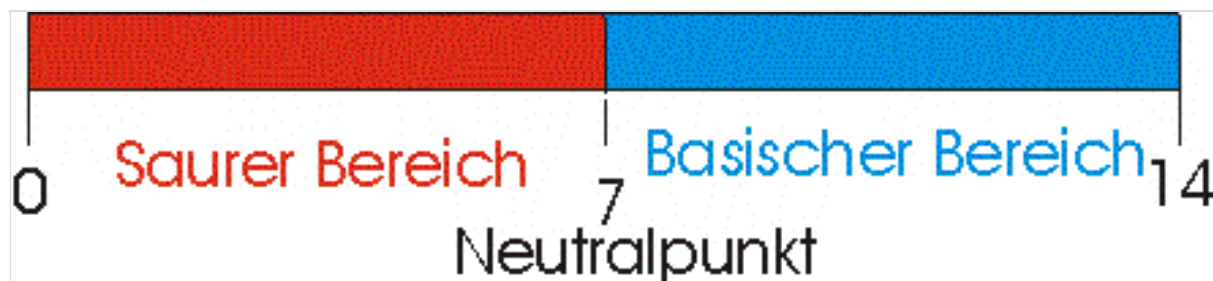


Bild 7.7: Die pH - Skala

Um den Säuregrad einer Lösung zu bestimmen, gibt es heutzutage elektronische Messmethoden. Eine **pH-Elektrode** wird in die Lösung getaucht. Der Wert wird elektronisch ermittelt und angezeigt. Die Messung basiert dabei auf der durch Hydroniumionen erzeugten Änderung der elektrischen Leitfähigkeit einer Lösung innerhalb der Elektrode. Eine andere Möglichkeit, den Säuregrad einer Lösung zu bestimmen, bieten **Indikatoren**. **Indikatoren** sind Farbstoffe, die je nach pH-Wert der Lösung ihre Farbe ändern. Neben den heute gebräuchlichen Indikatoren, welche künstlich hergestellt werden, können je nach Problem auch natürliche Farbstoffe verwendet werden. Sie sind bekannt aus alltäglichen Stoffen wie Tee, Rotkraut und anderen. Indikatoren sind einerseits Farbstoffe, andererseits aber auch Stoffe, die mit Säuren oder Basen reagieren können, d. h. **es sind selbst Säuren oder Basen**. Im Unterschied zu herkömmlichen Säuren oder Basen weisen sie jedoch in der protonierten Form eine andere Farbe auf als in der deprotonierten Form (Säurerest). Ein einziges Wasserstoffion verändert das Elektronensystem der Indikatoren dermassen, dass eine andere Farbe resultiert.

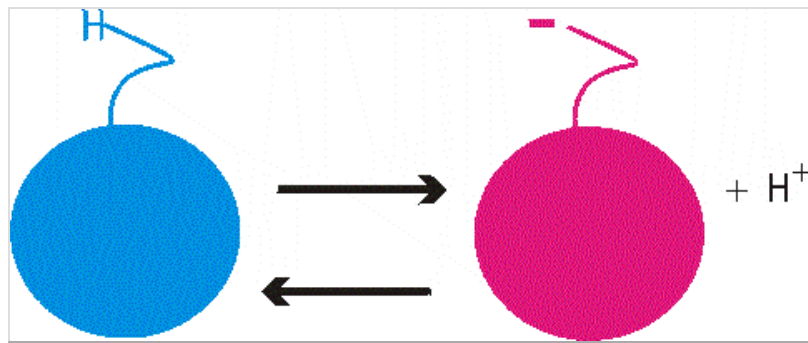


Bild 7.8: Ein Indikator symbolisch dargestellt

Ein Indikator ändert nicht zwangsläufig am Neutralpunkt ($\text{pH}=7$) seine Farbe! Einige Indikatoren zeigen zwar dieses Verhalten, was aber "rein zufällig" ist. Grundsätzlich kann ein Indikator bei jedem beliebigen pH -Wert von der protonierten in die deprotonierte Form übergehen. An den Indikatoren Bromthymolblau und [Phenolphthalein](#) ist dieses Verhalten graphisch dargestellt.

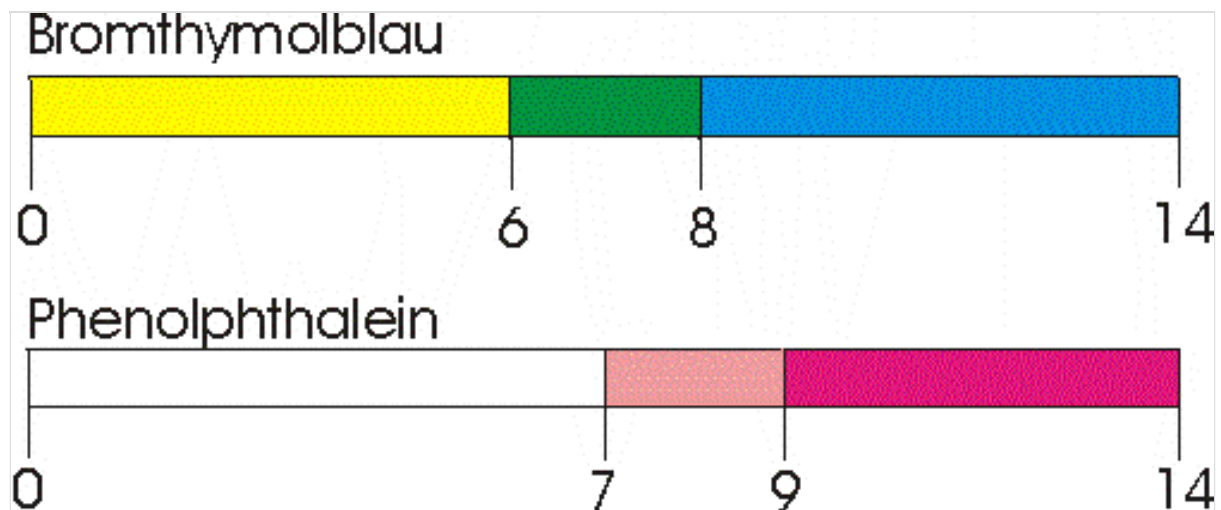


Bild 7.9: Bromthymolblau und Phenolphthalein

Allgemein lässt sich formulieren:

HInd	\rightleftharpoons	H^+	+	Ind $^-$
Indikator	\rightleftharpoons	Säureteilchen	+	Indikatorrest (Säurerest)
In "relativ saurem" Milieu				in "relativ basischem" Milieu

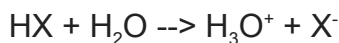
Tabelle 7.4: Die allgemeine Reaktion eines Indikators

7.3 Die Säurestärke und die Berechnung von pH-Werten

Die Berechnung und damit die Vorhersage des pH-Wertes einer Lösung ist ein zentrales Problem. Es muss dabei einerseits der Stoff selbst, andererseits aber auch seine Konzentration bei der Berechnung berücksichtigt werden. Zudem muss man daran denken, dass Protolysen **Gleichgewichtsreaktionen** sind.

Die Berechnung des pH-Wertes einer Lösung kann unter Berücksichtigung des [Massenwirkungsgesetzes](#) erfolgen. In vielen Fällen werden, speziell bei starken Säuren, Näherungen vorgenommen, die die Berechnung vereinfachen. Es gilt nun die Klassierung zu kennen.

In einer allgemeinen Formulierung lautet der Ansatz der Berechnung des pH-Wertes einer sauren Lösung mit dem Massenwirkungsgesetz folgendermassen:



Der pH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der H_3O^+ -Ionenkonzentration. Um diese zu ermitteln, wird das Massenwirkungsgesetz miteinbezogen:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})c(\text{H}_2\text{O})}$$

Bild 7.10: Das Massenwirkungsgesetz einer Protonenabgabe

In verdünnten Lösungen ist die Wasserkonzentration gross verglichen mit den Konzentrationen der anderen Stoffe. Sie kann als Konstante angenähert werden ($c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konst.}$). Eine mathematische Umformung ergibt

daher:

$$K_s = K_c c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})}$$

Bild 7.11: Die Säurekonstante

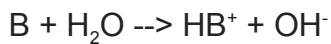
K_s ist die **Säurekonstante**, ein [Stoffparameter](#). Sie definiert die Lage des Protolysegleichgewichts, d. h. ob die **Abgabe der Protonen vollständig oder nur teilweise erfolgt**. Hohe K_s -Werte bedeuten vollständige Protonenabgabe, niedrige Werte unvollständige

Protonenabgabe. Nach Sorensen wird auch dieser Wert logarithmiert und es ergibt sich daraus:

$$\text{p}K_s = -\log K_s$$

Der [pK_s-Wert](#) ist eine andere mathematische Form des K_s -Wertes. Je **kleiner** ein pK_s-Wert ist, **desto vollständiger** ist die Protonenabgabe.

Für Basen wird analog formuliert:



$$K_c = \frac{c(OH^-)c(HB^+)}{c(B)c(H_2O)}$$

Bild 7.12: Das Massenwirkungsgesetz einer Protonenaufnahme

$$K_B = K_c c(H_2O) = \frac{c(OH^-)c(HB^+)}{c(B)}$$

Bild 7.13: Die Basenkonstante

$$pK_B = -\log K_B$$

Aus jeder Säure entsteht durch Protonenabgabe eine Base, die konjugierte Base. Für ein konjugiertes Säure-Base-System steht der pK_S -Wert der Säure und der pK_B -Wert der konjugierten Base in einer engen Beziehung. Es gilt:

$$K_S \times K_B = K_W = 10^{-14} \text{ M}^2$$

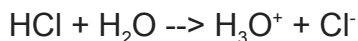
oder

$$pK_S + pK_B = 14$$

Als Vereinfachung werden Säuren, deren pK_S - Werte kleiner als 0 sind, so betrachtet, als gäben sie ihre Protonen vollständig ab. Es sind starke Säuren. **Das Protolysegleichgewicht liegt vollständig auf der rechten Seite und es existieren in Lösung keine protonierten Säuremoleküle mehr.** Derselbe Ansatz lässt sich für Basen, deren pK_B -Werte kleiner als 0 sind, machen. Es sind **starke Basen**. Der pH-Wert von Lösungen starker Säuren oder Basen ist besonders leicht zu ermitteln, denn die Konzentration der Hydroniumionen bzw. der Hydroxidionen in basischen Lösungen entspricht der ursprünglich eingesetzten Konzentration der Säure bzw. Base.

Hier einige Beispiele:

Welchen pH - Wert hat eine 10^{-2} M Salzsäurelösung? (pK_S (HCl) = -6)



Da pK_S (HCl) kleiner als 0 ist, liegt das Gleichgewicht vollständig auf der rechten Seite. Damit ist $c(H_3O^+) = 10^{-2}$ M.

Der pH-Wert der Lösung ist also: $pH = -\log(10^{-2}) = 2$

Welchen pH - Wert hat eine 10^{-2} M Natriumoxidlösung? (pK_B (O^{2-}) = -10)



Da pK_B (O^{2-}) kleiner als 0 ist, liegt das Gleichgewicht vollständig auf der rechten Seite. Damit ist $c(OH^-) = 2 \times 10^{-2}$ M.

Der pOH - Wert der Lösung ist also: $pOH = -\log(2 \times 10^{-2}) = 1.7$

Der pH - Wert der Lösung ist somit $pH = 12.3$

Säuren, deren pK_S -Werte kleiner sind als 0, sind starke Säuren. Sie geben ihre Protonen

vollständig ab.

Basen, deren pK_B -Werte kleiner sind als 0, sind starke Basen. Sie nehmen Protonen vollständig auf.

Für schwache Säuren und Basen ist die Berechnung des pH-Wertes rein mathematisch etwas aufwändiger. Die Lage des Protolysegleichgewichts muss für die Berechnung berücksichtigt werden. Die Lage des Gleichgewichts wird durch die Säure- und Basenkonstanten K_s bzw. K_B beschrieben. Das Massenwirkungsgesetz enthält zusätzliche Information, weshalb sich für eine schwache Säure bzw. Base mit der Konzentration c_0 folgender Ansatz machen lässt:

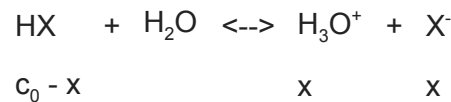


Tabelle 7.5: Die Reaktion von schwachen Säuren

Dabei beschreibt die Variable x die Konzentrationen der Produkte im Gleichgewicht. Das Massenwirkungsgesetz führt zu folgender mathematischer Formulierung:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})}$$

oder

$$K_s = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Bild 7.14: Die Säurekonstante

Durch mathematische Umformung ergibt sich aus Gleichung (2) eine quadratische Gleichung, deren Lösung für x der Konzentration der Hydroniumionen entspricht:

$$x^2 + K_s x - c_0 K_s = 0$$

Der pH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der Lösung für x .

Analog gilt für schwache Basen:

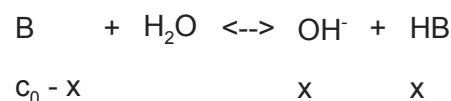


Tabelle 7.6: Die Reaktion von schwachen Basen

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-)c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

oder

$$K_B = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Bild 7.15: Die Basenkonstante

$$x^2 + K_B x - c_0 K_B = 0$$

Der pOH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der Lösung für x.

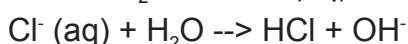
Der pH-Wert kann ermittelt werden, indem man berücksichtigt, dass $\text{pOH} + \text{pH} = 14$ ist.

In einer [Tabelle](#) (Quelle: W. Christen, Chemie, Diesterweg/Salle, 1984) sind einige Säuren und Basen mit den dazugehörenden Konstanten aufgelistet.

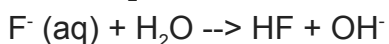
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der [Übungsaufgaben](#)

Basen sind oft geladene Stoffe, da sie aus Säuren durch Abgabe positiver Teilchen hervorgegangen sind. Geladene Stoffe können grundsätzlich Salze bilden. Es kann nun durchaus sein, dass sich der pH-Wert einer Lösung verändert, wenn ein Salz gelöst wird. Ist im Salz nämlich der Säurerest einer **schwachen Säure** enthalten, wird die Lösung entsprechend basisch, da sich im Wasser Gleichgewichte einzustellen beginnen. Eine Lösung kann allerdings auch sauer werden, wenn das eine Ion des Salzes eine **schwache Säure** ist.

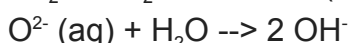
Nachfolgend einige Beispiele:



Das Chloridion ist der Säurerest einer **starken Säure** (HCl). Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **vollständig auf der Eduktseite**. Es bilden sich **keine Hydroxidionen**. Die Lösung wird nicht basisch, sie bleibt **neutral**.

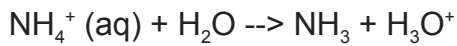


Das Fluoridion ist der Säurerest einer **schwachen Säure** (HF). Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **nicht vollständig auf der Eduktseite**. Es **bilden sich Hydroxidionen**. **Die Lösung wird basisch**.



Das Oxidion ist eine **starke Base**. Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **vollständig auf der Produktseite**. Es **bilden sich Hydroxidionen**. **Die Lösung wird basisch**.





Das Ammoniumion ist eine **schwache Säure**. Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **nicht vollständig** auf der Eduktseite. Es **bilden sich Hydroniumionen**. Die Lösung wird **sauer**.

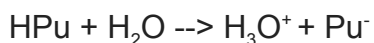
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der [Übungsaufgaben](#) Falls die Übungsaufgaben zu einfach für Sie sind, dürfen Sie sich auch an schwierigeren Aufgaben versuchen. [Zusatzaufgaben](#)

7.4 Pufferlösungen

Setzt man zwei identischen Volumina von Hahnenwasser und destilliertem Wasser dieselbe Menge einer Base oder Säure zu, stellt man fest, dass sich die pH-Werte der beiden Lösungen nicht gleich stark ändern. Im destillierten Wasser ist die Änderung bedeutend stärker als im Hahnenwasser. Dies bedeutet, dass - obwohl in beide Lösungen dieselbe Menge an H_3O^+ - Ionen eingetragen wurde - am Schluss nicht derselbe pH-Wert und damit nicht dieselbe Konzentration an H_3O^+ - Ionen vorliegt. Im Hahnenwasser sind Stoffe gelöst, welche die eingetragenen Säure- oder Baseteilchen abfangen, neutralisieren können. Lösungen, die diese Eigenschaft besitzen, heissen **Pufferlösungen**. **Pufferlösungen** werden z. T. bewusst hergestellt, um den pH - Wert bei einer Reaktion konstant zu halten, man findet sie aber auch in der Natur: Blut oder auch Quellwasser sind natürliche Pufferlösungen. Die Aufgabe dieser Systeme ist es, den pH-Wert einigermaßen konstant zu halten. Nur so kann gewährleistet werden, dass die im Blut transportierten Stoffe keine unerwünschten Reaktionen eingehen.

Ein Puffersystem ist eine Lösung einer **schwachen** Säure bzw. Base. Aufgrund des Protolysegleichgewichts sind in der Lösung schwacher Säuren oder Basen stets Edukte und Produkte in erheblichen Konzentrationen vorhanden. Sie können schliesslich auf den Eintrag von Säure bzw. Base reagieren.

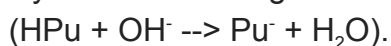
Die Reaktion kann mit einer Gleichung beschrieben werden:



HPu ist die **Puffersäure**. Es ist die schwache Säure, die als Puffer dient. Pu^- ist ihr Säurerest. Beim Eintrag von H_3O^+ verändern sich gemäss dem Prinzip von Le Châtelier die Konzentrationen der Edukte. Damit ist nur ein Teil der eingetragenen Hydroniumionen als solcher in Lösung vorhanden. Ein anderer Teil reagiert mit dem Säurerest der Puffersäure ($\text{Pu}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HPu} + \text{H}_2\text{O}$).

Diese Reaktion hat zur Folge, dass sich nicht alle eingetragenen Säureteilchen direkt auf den pH-Wert der Lösung auswirken.

Analog verändert sich das Gleichgewicht bei der Zugabe von Hydroxidionen. Ein Teil der Hydroxidionen reagiert mit der Puffersäure



Diese Reaktion hat zur Folge, dass sich nicht alle eingetragenen Baseteilchen direkt auf den pH-Wert der Lösung auswirken.

Eine Pufferlösung kann nur dann wirken, wenn sowohl HPu wie auch Pu^- in genügender Menge vorhanden ist. Ist der Säureeintrag zu gross, ist der Puffer überlastet und seine Wirkung dahin.

Das Verhalten einer Pufferlösung lässt sich mathematisch durch Umformung des Massenwirkungsgesetzes beschreiben:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{P}^-)}{c(\text{HP})}$$

oder

$$\text{p}K_s = \text{pH} - \log\left(\frac{c(\text{P}^-)}{c(\text{HP})}\right)$$

Bild 7.16: Das Massenwirkungsgesetz einer Pufferlösung

Der mathematische Ausdruck für die **Puffergleichung**, auch Gleichung von Henderson und Hasselbalch, beschreibt die Änderung des pH-Wertes der Pufferlösung beim Eintrag von Säure oder Base. Eine graphische Darstellung lässt den Bereich erkennen, in dem ein Säureeintrag eine besonders kleine Änderung bewirkt. Der Bereich liegt bei $\text{pH} = \text{p}K_s$. Dies bedeutet, dass ein Puffersystem besonders effizient eingesetzt werden kann, wenn der pH - Wert der Lösung so gewählt ist, dass er dem $\text{p}K_s$ - Wert der Puffersäure entspricht. **An dieser Stelle liegt die Puffersäure zu 50 % in der protonierten und zu 50 % in der deprotonierten Form vor.**

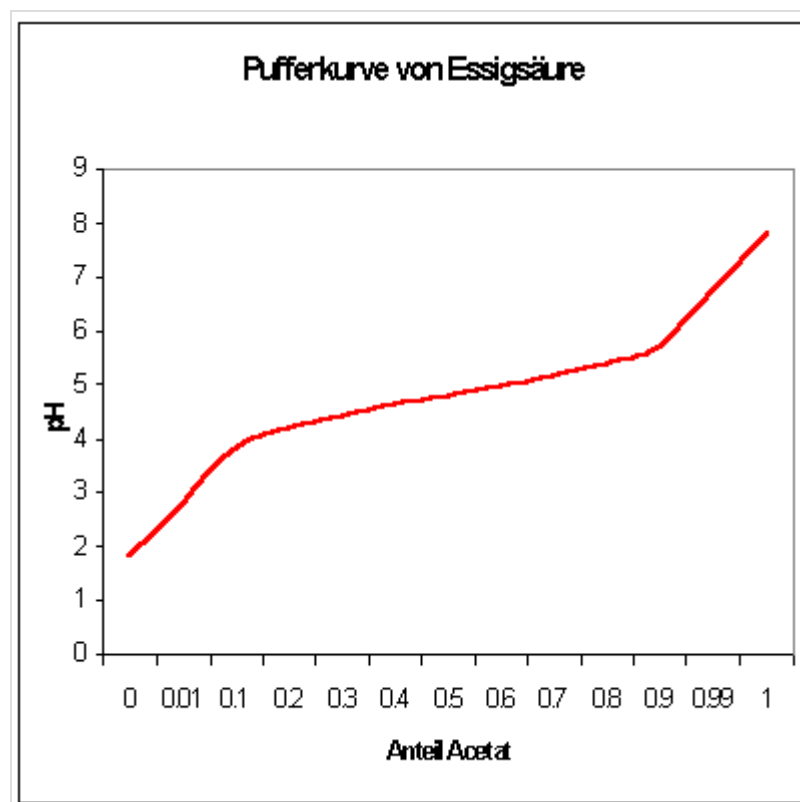


Bild 7.17: Die Pufferkurve von Essigsäure

Pufferkurven zeigen nicht nur den Verlauf des pH-Wertes einer Pufferlösung bei Säureeintrag an. Sie werden zu Recht auch als Existenzkurven bezeichnet. Wenn der pH - Wert dem pK_s - Wert der Puffersäure entspricht, liegen Puffersäure und Puffersäurerest zu 50 % in der Lösung vor. Bei höheren pH - Werten ist es immer unwahrscheinlicher Puffersäuremoleküle zu finden. Sie werden zunehmend deprotoniert. Umgekehrt sind bei immer tieferen pH - Werten immer weniger Puffersäurerestteilchen zu finden. Sie werden zunehmend protoniert.

Mit einer gewissen Ungenauigkeit darf man aussagen, dass im Bereich zwischen $pH = pK_s - 1$ und $pH = pK_s + 1$ Säure und Säurerest vorliegen. Oberhalb dieses Bereiches ist das Existenzgebiet des Säurerestes, unterhalb das der Säure.

Dies sei an einem Beispiel erläutert: Das Säure-Base-Paar NH_4^+ / NH_3 hat einen pK_s - Wert von 9.2. Eine Ammoniaklösung enthält demzufolge bei

$pH = 9.2$ je 50 % NH_4^+ und NH_3 Teilchen

$pH < ca. 8$ nur NH_4^+ - Ionen

$pH > ca. 10$ nur NH_3 - Moleküle

Tabelle 7.7: Existenzgebiete von Teilchen

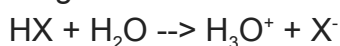
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2, 3 und 4 der [Übungsaufgaben](#)

7.5 Neutralisationen

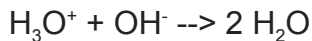
Die [Neutralisation](#) ist ein Prozess, bei dem eine saure Lösung durch Zugabe einer Base (oder umgekehrt) zu einem neutralen pH-Wert geführt wird. Es entsteht bei dieser Reaktion Wasser und ein darin gelöstes Salz. Neutralisationen werden meistens dazu verwendet, die Konzentration einer Säure bzw. einer Base zu bestimmen.

Die Konzentration einer starken Säure kann in der Lösung durch Bestimmung des pH - Werts erfolgen, z. B. mittels eines pH - Messgerätes (pH-Meter) oder eines Indikators. Bei der Lösung von schwachen Säuren oder Basen ist dies jedoch nicht ohne weiteres möglich. Das Protolysegleichgewicht hat sich eingestellt. Die Konzentration der Hydroniumionen (oder Hydroxidionen) entspricht nicht der ursprünglichen Konzentration der eingesetzten Säure (oder Base). Die Zugabe einer starken Base zu einer schwachen Säure bewirkt eine vollständige Deprotonierung der Säure. Damit lässt sich die ursprüngliche Konzentration der schwachen Säure ermitteln.

Es gilt:



Die Zugabe von OH^- löst folgende vollständige Reaktion aus:



Da die H_3O^+ - Ionen dem Gleichgewicht ständig entzogen werden, bilden sich aus HX stets neue H_3O^+ - Ionen. Dies geht so lange, bis alle HX - Moleküle deprotoniert sind. Dann entspricht die zugegebene Menge an OH^- - Ionen der Menge der ursprünglichen Säure. Dies wird durch die **Neutralisationsgleichung** wiedergegeben:

$$c_S \times V_S = c_B \times V_B$$

C ist die Konzentration, V das Volumen. Die Indices S beziehen sich auf die Säure, B auf die Base.

Die

Neutralisationskurve

einer starken Säure zeigt einen charakteristischen Verlauf. Abgebildet ist die Neutralisation von 25 ml einer einprotonigen, starken Säure ($c = 1\text{M}$) mit einer 1 M Base. Werden schwache Säuren neutralisiert, entspricht der Graph einer **Überlagerung des Graphen einer starken Säure und den Pufferkurven der schwachen Säure**.

Die Neutrlistationskurve von Essigsäure .

Die Neutralisationskurve von Phosphorsäure .

7.6 Übungsaufgaben

1. Berechnen Sie die pH - Werte der folgenden Lösungen:



a) HCl 0.05 M



b) HNO_3 0.05 M



c) H_2SO_4 0.05 M



d) CH_3COOH 0.05 M



e) NH_3 0.05 M



f) Na_2O 0.05 M



g) H_2SO_3 0.03 M



h) HCOOH 0.0007 M



i) MgS 0.006 M

2. Eine Lösung enthält Buttersäuremoleküle und Butyrationen im Verhältnis 2:5. Welchen pH - Wert hat die Lösung?



3. Welcher pH - Wert ist einzustellen, damit in einer Fluorwasserstofflösung 95% der Teilchen als Fluoridionen vorliegen?



4. Eine Lösung von 500 ml enthält je 1 mol Essigsäuremoleküle und Acetationen.



a) Welchen pH - Wert hat die Lösung?



b) Welchen pH - Wert hat die Lösung nach der Zugabe von 500 ml 0.2 M HCl?



c) Welchen pH - Wert hat die Lösung nach der Zugabe von 500 ml 0.2 M NaOH?

5. Wird die Lösung sauer oder basisch, wenn



a) KF



b) NH_4Cl



c) Na_3PO_4 in Wasser gelöst wird?

7.7 Lernkontrolle

1. Beim Lösen von Kohlendioxid in Wasser entsteht

- a) ☐ eine saure Lösung
- b) ☐ ein giftiges Gas
- c) ☐ eine basische Lösung

2. Eine Säure ist

- a) ☐ ein Protonenakzeptor
- b) ☐ ein Protonendonator
- c) ☐ ein ungeladenes Molekül

3. Der Säurerest ist

- a) ☐ eine Säure
- b) ☐ ein Ion
- c) ☐ eine Base

4. Stoffe, die sowohl als Säure wie auch als Base reagieren können, heissen

- a) ☐ Ampholyte
- b) ☐ schwache Säuren
- c) ☐ mehrprotonige Säuren

5. Das Ionenprodukt beschreibt

- a) ☐ das Gleichgewicht einer starken Säure
- b) ☐ das Gleichgewicht der Reaktion einer Säure mit Wasser
- c) ☐ das Gleichgewicht der Reaktion von Wassermolekülen

6. Bei 25°C hat das Ionenprodukt einen Wert von

- a) ☐ 14 M^2
- b) ☐ 10^{-14} M^2
- c) ☐ 10^{-7} M^2

7. Die pH - Skala erstreckt sich von

- a) ☐ 0 bis 14
- b) ☐ 1 bis 14
- c) ☐ 0 bis 7

8. Bei einer Lösung mit einem pH - Wert von 2 ist

- a) ☐ die H^+ - Ionen - Konzentration doppelt so hoch als bei einer Lösung mit $pH = 4$
- b) ☐ die H^+ - Ionen - Konzentration hundert Mal so hoch als bei einer Lösung mit $pH = 4$
- c) ☐ die H^+ - Ionen - Konzentration $10^2 M$

9. In einer neutralen Lösung

- a) ☐ ist die H^+ - Ionenkonzentration gleich Null
- b) ☐ ist die H^+ - Ionenkonzentration gleich der OH^- - Ionenkonzentration
- c) ☐ liegen keine Ionen vor

10. Der pH - Wert einer 1 M einprotonigen starken Säure ist

- a) ☐ 1
- b) ☐ unbestimmt
- c) ☐ 0

11. Der pH - Wert ist

- a) ☐ der negative Logarithmus der OH^- - Ionenkonzentration
- b) ☐ der negative Logarithmus der H^+ - Ionenkonzentration
- c) ☐ der negative Logarithmus des Ionenprodukts

12. Der pK_s - Wert beschreibt

- a) ☐ die Stärke einer Säure
- b) ☐ die Stärke einer Base
- c) ☐ den pH - Wert einer Lösung

13. Der Säurerest einer starken Säure ist

- a) ☐ eine schwache Säure
- b) ☐ eine schwache Base
- c) ☐ eine starke Base

14. Indikatoren sind

- a) ☐ beliebige Farbstoffe
- b) ☐ Säuren oder Basen
- c) ☐ Farbstoffe, die Elektronen aufnehmen können

15. Eine Pufferlösung ist eine Lösung, die

- a) ☐ den pH - Wert über den ganzen pH - Bereich konstant hält
- b) ☐ aus einer starken Säure hergestellt wird
- c) ☐ den pH - Wert über einen Teil des pH - Bereichs konstant hält

16. Der Stoff HCl

- a) ☐ heisst Salzsäure
- b) ☐ ist gasförmig
- c) ☐ heisst Natronlauge

17. Die Neutralisationskurven starker Säuren gleicher Konzentrationen

- a) ☐ sehen alle gleich aus
- b) ☐ unterscheiden sich
- c) ☐ beginnen alle bei $\text{pH} = 0$

18. Ein wichtiges natürliches Puffersystem ist enthalten in

- a) ☐ Enzymen
- b) ☐ Blut
- c) ☐ Hämoglobin

19. Am Wendepunkt einer Pufferkurve

- a) ☐ ist die Lösung neutral
- b) ☐ liegen Puffersäure und Puffersäurerest in gleichen Konzentrationen vor
- c) ☐ hat ein Puffer keine Wirkung

20. Löst man Natriumfluorid (NaF) in Wasser, wird die Lösung

- a) ☐ sauer
- b) ☐ basisch
- c) ☐ neutral

[korrigieren](#)

7.8 Literatur

W. Christen

Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1984

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

Div. Autoren

Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

W. Schneider

Praktikum in allgemeiner Chemie ETH

ETH, 1982

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

P. W. Atkins
Physical Chemistry 2nd Edition
Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

7.9 Web-Links

Allgemeines

[Theorie](#) 
[Theorie](#) 
[Theorie](#) 
[Theorie](#) 
[Theorie](#) 
[Theorie](#) 

Brönsted

[Theorie](#) 
[Theorie](#) 

7.10 Tabelle Säuren und Basen

Säure	pK _s	Name der Säure	Name des Säurerests	pK _B	Säurerest Base
Starke Säuren			Extrem schwache Basen		
HI	-10	Iodwasserstoff	Iodid	24	I ⁻
HBr	-9.5	Bromwasserstoff	Bromid	23.5	Br ⁻
HClO ₄	-9	Perchlorsäure	Perchlorat	23	ClO ₄ ⁻
		Chlorwasserstoff			

HCl	-6	(Salzsäure)	Chlorid	20	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	-3	Schwefelsäure	Hydrosulfat	17	HSO ₄ ⁻
H ₃ O ⁺	-1.7	Hydroniumion	Wasser	15.7	H ₂ O
HNO ₃	-1.3	Salpetersäure	Nitrat	15.3	NO ₃ ⁻
HClO ₃	0	Chlorsäure	Chlorat	14	ClO ₃ ⁻
Schwache Säuren			Schwache Basen		
HSO ₄ ⁻	-1.92	Hydrosulfat	Sulfat	12.08	SO ₄ ²⁻
HClO ₂	1.94	chlorige Säure	Chlorit	12.06	ClO ₂ ⁻
H ₂ SO ₃	1.96	schweflige Säure	Hydrosulfit	12.04	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	1.96	Phosphorsäure	Dihydrogenphosphat	12.04	H ₂ PO ₄ ⁻
[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	2.2	Hexaaquaeisenion	-	11.8	[Fe(H ₂ O) ₅ (OH)] ²⁺
CH ₂ FCOOH	2.7	Fluoressigsäure	Fluoracetat	11.3	CH ₂ FCOO ⁻
CH ₂ ClCOOH	2.8	Chloressigsäure	Chloracetat	11.2	CH ₂ ClCOO ⁻
CH ₂ BrCOOH	2.9	Bromessigsäure	Bromacetat	11.1	CH ₂ BrCOO ⁻
CH ₂ ICOOH	3.1	Iodessigsäure	Iodacetat	10.9	CH ₂ ICOO ⁻
HF	3.1	Fluorwasserstoff	Fluorid	10.9	F ⁻
HCOOH	3.7	Ameisensäure	Formiat	10.3	HCOO ⁻
CH ₃ COOH	4.8	Essigsäure	Acetat	9.2	CH ₃ COO ⁻
C ₃ H ₇ COOH	4.8	Buttersäure	Butyrat	9.2	C ₃ H ₇ COO ⁻
C ₂ H ₅ COOH	4.9	Propionsäure	Propionat	9.1	C ₂ H ₅ COO ⁻
[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	4.9	Hexaaquaaluminiumion	-	9.1	[Al(H ₂ O) ₅ (OH)] ²⁺
H ₂ CO ₃	6.5	Kohlensäure	Hydrogencarbonat	7.5	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	7.1	Schwefelwasserstoff	Hydrosulfid	6.9	HS ⁻
HSO ₃ ⁻	7.2	Hydrosulfit	Sulfit	6.8	SO ₃ ²⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	7.2	Dihydrogenphosphat	Hydrogenphosphat	6.8	HPO ₄ ²⁻
HClO	7.3	unterchlorige Säure	Hypochlorit	6.7	ClO ⁻
NH ₄ ⁺	9.2	Ammoniumion	Ammoniak	4.8	NH ₃
HCN	9.4	Blausäure	Cyanid	4.6	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	10.4	Hydrogencarbonat	Carbonat	3.6	CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	12.3	Hydrogenphosphat	Phosphat	1.7	PO ₄ ³⁻
Extrem schwache Säuren			Starke Basen		
H ₂ O	15.7	Wasser	Hydroxid	-1.7	OH ⁻
OH ⁻	24.0	Hydroxid	Oxid	-10	O ²⁻

Tabelle 7.8: Tabelle Säuren und Basen

7.11 Zusatzaufgaben

1. Ergänzen Sie die nachfolgende Tabelle



Säure/Base	Konzentration in M	pK _s /pK _B	Bemerkung	pH
Perchlorsäure	3×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Chlorige Säure	6×10^{-5}	...?...	...?...	...?...
Fluorwasserstoff	2×10^{-2}	...?...	...?...	...?...
Blausäure	4×10^{-1}	...?...	...?...	...?...
Kaliumhypochlorit	4×10^{-4}	...?...	...?...	...?...
Lithiumbutyrat	1	...?...	...?...	...?...
Calciumhydroxid	7×10^{-6}	...?...	...?...	...?...
Natriumsulfit	5×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Ammoniak	5×10^{-2}	...?...	...?...	...?...
Lithiumoxid	2×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Schwefelsäure	2×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Calciumchlorit	6×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Natriumhydrogensulfit	4×10^{-4}	...?...	...?...	...?...
Kaliumhydrogenphosphat	3×10^{-3}	...?...	...?...	...?...