

## Kapitel II – Säuren und Basen

Björn Schulz, Berlin 2004,

www.lernmaus.de

---

### Inhalt:

#### Säuren

Beispiele für Säuren:  
Herstellung von Säuren

#### Laugen / Basen

#### Herstellung von Säuren und Basen

#### Säuren und Basen in chemischen Formeln:

#### Herstellung von Basen

#### Herstellung von Säuren

#### Dissoziation

#### Der pH-Wert

#### Indikatoren

#### Neutralisieren

#### Stoffchemie

#### Natrium:

#### Die Elementfamilie

#### Die Wertigkeit der Gruppen

---

## Säuren

Säuren sind Stoffe, die in wässrigen Lösungen Wasserstoff-Ionen,  $H^+$  (wir bezeichnen sie als Protonen) abgeben, sie werden daher als **Protonendonatoren** (lat. donare – schenken, abgeben) bezeichnet.

Säuren schmecken sauer und färben **blaue Lackmuslösung rot**.

Sie können Metalle zersetzen, mit der Ausnahme der Edelmetalle (z.B. Platin – Pt) und bestimmter Nichtmetalle (wie z.B. Kohlenstoff). Dabei wird ein brennbares Gas – Wasserstoff (mit der chemischen Formel  $H_2$ ) freigesetzt.

Die bekanntesten Säuren haben neben den chemischen Bezeichnungen oft alltägliche Bezeichnungen, sog. Trivialnamen, die sich aus der Verwendung, Herstellung oder historischen Gegebenheiten ergeben.

### einige **Beispiele für Säuren:**

#### Anorganische Säuren („Mineralsäuren“):

Salzsäure	HCl		
Schwefelsäure	$H_2SO_4$	schweflige Säure	$H_2SO_3$
Kohlensäure	$H_2CO_3$		
Salpetersäure	$HNO_3$	salpetrige Säure	$HNO_2$
Phosphorsäure	$H_3PO_4$		
Borsäure	$H_3BO_3$		

#### Organische Säuren:

Oxalsäure	$HOOC-COOH = C_2H_2O_4$
Ameisensäure	$HCOOH$
Essigsäure	$CH_3COOH$
Weinsäure	$C_4H_6O_6$

## Herstellung von Säuren

Ausgangsstoffe: Nichtmetalle

Allgemein:

erste Maßnahme: Nichtmetall oxidieren („Oxidation“ ist eine Reaktion mit Sauerstoff, siehe 8. Klasse)

zweite Maßnahme: Nichtmetalloxid mit Wasser reagieren lassen, (2. Schritt)

Ergebnis: Säure eines Nichtmetalloxides

**Beispiele:** Schwefel verbrennt zu Schwefeldioxid. Dieses „verbindet“ sich mit Wasser zu schwefliger Säure:  $S + O_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

Kohlenstoff verbrennt zu Kohlendioxid, dieses „verbindet“ sich mit Wasser zu Kohlensäure:  $C + O_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

Phosphor verbrennt zu Phosphoroxid, dieses „verbindet“ sich mit Wasser zu Phosphorsäure:  $4 P + 5 O_2 + 6 H_2O \rightarrow 4 H_3PO_4$

## Laugen / Basen

Laugen sind dann Basen, wenn sie in wässriger Lösung vorliegen (!). Basen sind Stoffe, welche in wässriger Lösung  $H^+$ -Ionen aufnehmen (bzw.  $OH^-$ -Ionen abgeben), sie werden als **Protonenakzeptoren** bezeichnet. Basen schmecken seifig und färben rote Lackmuslösung blau. Sie lösen Fette und hornartige Stoffe auf, deshalb können sich beim Berühren von starken Basen mit der Haut oft tiefe und gefährliche Wunden bilden. Wie alle Chemikalien sollen Basen nicht in die Nähe von Lebensmitteln gelangen, da nicht unbeabsichtigt etwas Base in das Schulbrot gelangt, denn über den Mund aufgenommen können schon wenige Gramm einiger Basen schon tödlich wirken! Bei Verätzungen mit Basen, sollte gründlich mit viel Wasser (ca. 15 min.) gespült werden und ggf. ein Arzt aufgesucht werden, Die meisten bekannten Basen tragen Trivialnamen:

Natronlauge       $NaOH$       → Ätznatron

Kalilauge         $KOH$

Kalkwasser       $Ca(OH)_2$  → zweisäurig

Aluminiumhydroxid  $Al(OH)_3$  → dreisäurig

## Herstellung von Säuren und Basen

Metalle	Nichtmetalle
- besitzen einen typischen metallischen Glanz	- besitzen keinen typischen metallischen Glanz
leiten den elektrischen Strom	
gut	schlecht
leiten Wärme	
gut	schlecht
- sind fest (Ausnahme: <b>Hg</b> )	- sind meist gasförmig, manche fest, einer flüssig ( <b>Brom</b> )

Herstellung von Säuren und Basen	
Ausgangsstoff	
Metall	Nichtmetall
↓ Oxidation	
Metalloxid	Nichtmetalloxid
↓ Reaktion mit Wasser	
<b>Base</b>	<b>Säure</b>

## Säuren und Basen in chemischen Formeln:

Säuren und Basen sind nach ihrer Funktion definiert, also keine festen Stoffklassen.

Es gibt Stoffe, welche sowohl als Säure als auch als Base reagieren können

(Zusatzinformation: Stoffe, die sowohl als Säure, also  $H^+$  abgeben können, als auch als Basen, also  $H^+$  aufnehmen oder  $OH^-$  abgeben können, reagieren, nennt man Ampholyte. Wasser ist beispielweise ein Ampholyt).

Auch Kationen (positiv geladene Teilchen) und Anionen (negativ geladene Teilchen) treten als Säuren oder Basen auf!

Säure: allgemeine Formel: mit: A: Säurerest oder konjugierte Base  
n: Basizität („Basigkeit“) von A, entspricht ihrer Wertigkeit

$$H_nA$$

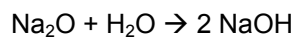
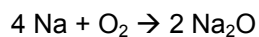
Base: allgemeine Formel: mit: B: Metall(ionen)rest  
n: Acidität (Säurigkeit) von B, entspricht ihrer Wertigkeit

$$B(OH)_m$$

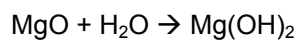
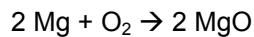
## Herstellung von Basen

### Beispiele formelmäßiger Darstellungen

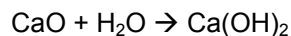
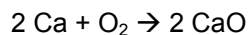
Natriumhydroxid



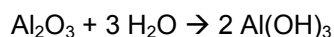
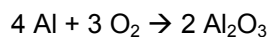
Magnesiumhydroxid:



Calciumhydroxid



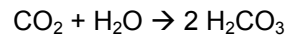
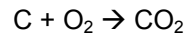
Aluminiumhydroxid



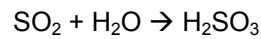
## Herstellung von Säuren

### Beispiele formelmäßiger Darstellungen

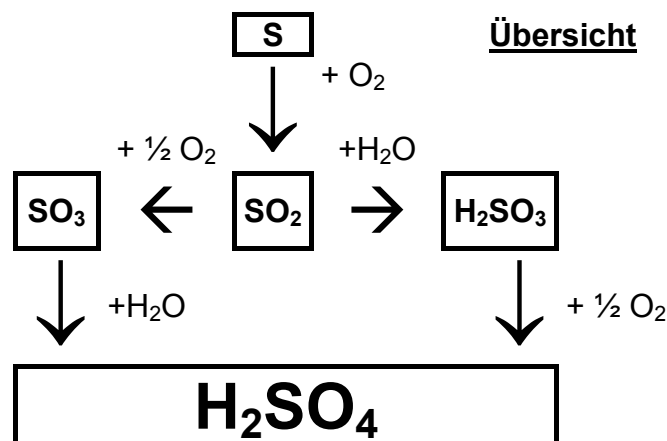
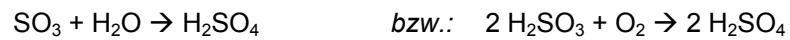
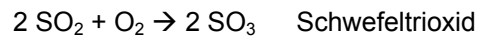
#### Kohlensäure



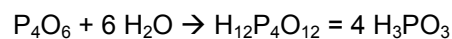
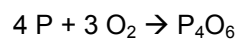
#### Schweflige Säure



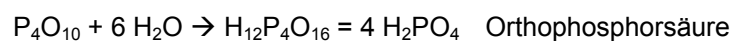
#### Schwefelsäure



#### Phosphorige Säure



#### Phosphorsäure



## Dissoziation:

Unter **Dissoziation** versteht der Chemiker den Zerfall von Molekülen, gelösten Salzen, Säuren und Basen in ihre elektrische geladenen Bestandteile, den **Ionen**. Manche Verbindungen zerfallen schon bei niedrigen, andere erst bei hohen Wärmegraden. Bei diesen zerfallen auch die Elementmoleküle in Atome. Der **Dissoziationsgrad  $\alpha$**  (griechisches  $\alpha$  = alpha  $\alpha$ ) gibt Auskunft über den Anteil der dissoziierten Moleküle, d.h. wie weit folgende Reaktion nach rechts oder links gelagert ist:



Der Dissoziationsgrad  $\alpha$  kann aus der Siedepunktserhöhung oder Gefrierpunktserniedrigung eines Lösungsvorganges oder aus der Leitfähigkeit des Elektrolyten (der Base, Säure oder Salzlösung) bestimmt werden, wobei man dieses Verfahren Konduktometrie nennt.

Die **Dissoziationskonstante  $K_D$**  des Elektrolyten KA beschreibt den Zusammenhang des Gleichgewichts zwischen den Konzentrationen für die Reaktion  $KA \rightarrow K^+ + A^-$ .

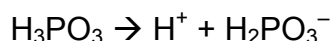
Mehrbasige Säuren oder mehrsaurer Basen dissoziieren stufenweise, d.h. in verschiedenen **Dissoziationsstufen** werden jeweils ein  $H^+$  (bzw.  $OH^-$ )-Ion abgespalten.

Dabei sind die Dissoziationskonstanten für jede Stufe unterschiedlich. Den umgekehrten Vorgang nennt der Chemiker Assoziation.

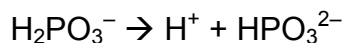
Beispiel:

### Phosphorige Säure $H_3PO_3$ hat mehrere Dissoziationsstufen:

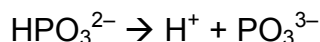
1. Dissoziationsstufe:



2. Dissoziationsstufe:



3. Dissoziationsstufe:



**Merke: Die Wertigkeit eines Ions ist gleich seiner Ladung**

## Der pH-Wert

**Säure:**  $H_nA$   $H^+$ : Wasserstoffion,  $A^{n-}$ : Nichtmetallion als Säurerest,  
**Base:**  $B(OH)_m$   $B^{m+}$ : Metallion,  $OH^-$ : Hydroxidion

**Name:** pH bedeutet Gewicht (pondus) des Wasserstoffs (Hydrogenium).

Löst man eine Säure in Wasser, also lässt man eine Säure mit Wasser reagieren, dann entstehen durch diese **saure Reaktion Oxoniumionen** ( $H_3O^+$ -Ionen), dabei überträgt die Säure **ein Proton auf das Wasser**,

z.B. reagiert Salzsäure in wässriger Lösung unter Bildung von **Oxoniumionen** sauer:



Natürlich reagiert nicht jedes Molekül auf diese Weise. Allgemein kann man sagen, je stärker eine Säure ist, desto mehr Moleküle der Säure sind dazu bereit,  $H^+$  Ionen an das Wasser abzugeben, was zur Bildung von Oxoniumionen führt. Je schwächer eine Säure ist, desto weniger Moleküle der Säure sind dazu bereit,  $H^+$  Ionen an das Wasser abzugeben.

**In der Chemie gibt der pH-Wert einer Lösung uns Auskunft darüber, wie viele  $H^+$ -Ionen eine wässrige Lösung enthält, d. h. wie sauer oder basisch sie ist:**

**pH = 0 bedeutet stark sauer,**

**pH = 7 bedeutet neutral,**

**pH = 14 bedeutet stark basisch.**

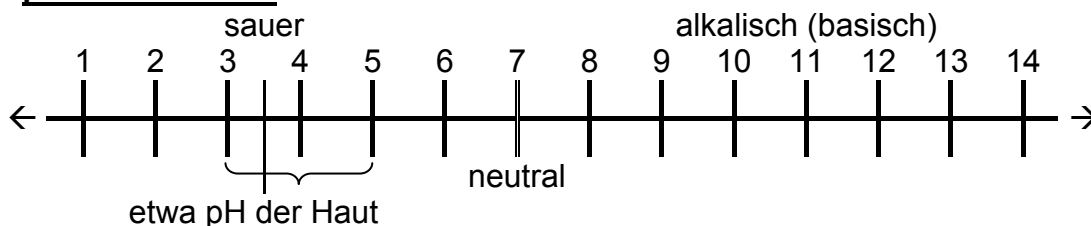
Damit sind wir in der Lage mit Hilfe des pH-Wertes abzuschätzen, ob eine Lösung sehr stark, mittel oder schwach sauer, bzw. neutral ist.

Um zu erfahren, wie stark oder schwach eine Säure ist, kann man ganz spezielle **pH-Indikatoren** benutzen, die uns anhand einer bestimmten Farbreaktion den Bereich des pH-Wertes einer Lösung „anzeigen“ (lat. indicare).

Das gleiche Prinzip können wir auch für Laugen anwenden.

Falls wir wissen, wie groß die Konzentration an gelösten  $OH^-$  (Hydroxid)-Ionen einer Lösung ist, dann wissen wir auch die Konzentration an gelösten  $H^+$ -Ionen ( $H_3O^+$ ) einer Lösung, daher reicht es, wenn wir nur mit dem pH-Wert arbeiten, er gibt uns also Auskunft, ob eine Lösung stark, schwach sauer, neutral oder schwach, stark basisch ist.

### pH-Wert – Skala:



**Merke:** Die Anzahl der  $H^+$ -Ionen in einer Lösung mit dem pH-Wert 5 ist 10 mal so groß, wie bei pH 6.

Liegt der pH zwischen 3 und 4 sprechen wir von pH – hautneutral.

## Indikatoren

Indikatoren helfen uns herauszufinden, wie stark eine Lösung sauer oder basisch ist, oder sogar neutral.

Name des Indikators	starke Säure	schwache Säure	neutral	schwache Lauge	starke Lauge
Bromthymolblau	Rot	Gelb	Grün	Blau	Blau
		Orange		Türkis	
Lackmus	Rot		Violett	Blau	
Rotkohlsaft	Rot, Orange Pink		Farblos	Dunkelrot	
Phenolphthalein	Rot		Farblos		Dunkelrot

Indikatorpapiere, wie z.B. Lackmusrot oder Lackmusblau geben bloß an, ob eine Lösung sauer oder alkalisch (bzw. neutral) reagieren.

Es gibt pH-Boxen mit mehreren Indikatorrollen. Indikatorpapiere sind Reagenzpapiere, sie sind mit leicht reagierten Elektrolyten getränkte, die auf Änderung des pH-Wertes mit einer Farbreaktion reagieren. Sie werden dazu in die zu untersuchende Lösung getaucht und man vergleicht dann die Verfärbung des Papiers mit einer Standardfarbtafel.

Indikatoren sind daher schwache Säuren oder Basen, die bei bestimmten pH-Werten des zu untersuchenden Stoffes ihre Farbe verändern. Sie wurden erstmals durch Robert Boyle (1627 – 1691) benutzt.

Indikatoren sind eine Farbstofflösungen, die durch eine bestimmte Farbänderung anzeigen können, ob eine Säure oder eine Base vorliegt. Ein Indikator zeigt den pH-Wert, als die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration in einer wässrigen Lösung an. Ist ein Indikator auf ein Papier aufgebracht, dann spricht man von einem Indikatorpapier.



## Neutralisieren

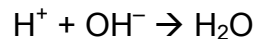
Spricht man allgemein von Neutralisieren, dann meint man, dass etwas unwirksam gemacht wird, indem zwei gegensätzliche Wirkungen sich gegeneinander aufheben.

Wir können Säuren und Basen neutralisieren, in dem wir sie miteinander reagieren lassen.

Eine Säure wird durch Zugabe einer Base neutralisiert, bis der pH-Wert 7 beträgt (pH-neutral).

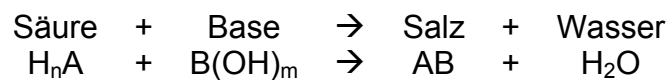
Eine Base wird durch Zugabe einer Säure neutralisiert, bis der pH-Wert 7 beträgt.

Dies geschieht, weil sich die  $H^+$ -Kationen (Protonen) der Säure mit den  $OH^-$ -Anionen (Hydroxidionen) der Base zu einem elektrisch neutralen Stoff vereinigen (nämlich Wasser):

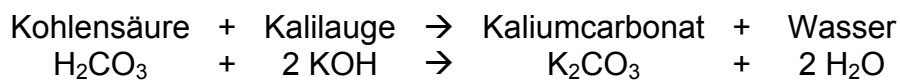
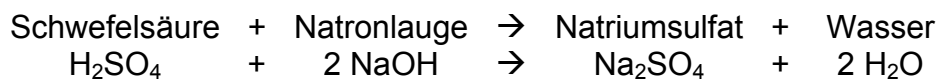
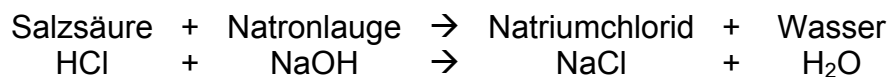


Dabei wird das  $H^+$ -Ion durch einen Basenrest B oder das  $OH^-$ -Ion durch einen Säurerest A ersetzt. Es entstehen Salze.

Allgemein gilt:



Beispiele:



## Stoffchemie

### Natrium:

Aufbewahrung von Natrium:

Natrium wird in einer Flasche unter Paraffinöl gelagert. U.u. bildet sich mit der Zeit eine Schutzschicht, eine Kruste aus basischem Natriumcarbonat um die einzelnen Stückchen des Natriums. Natrium ist ein weiches Metall, man kann es sogar mit dem Messer zerschneiden, sollte dazu jedoch Handschuhe tragen.

Reaktion von Natrium mit Wasser:

Anleitung.:

Mit Schutzhandschuhen und einer Pinzette wird eine kleine Natriumgranalie in eine Schale mit Wasser gegeben. Die Reaktion kann heftig sein, es sollte eine Schutzbrille aufgesetzt werden. Nach vollendeter Reaktion wird der pH-Wert des Wassers mit einem pH-Papier überprüft.

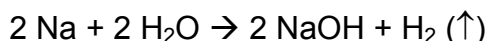
Reaktionsbeobachtungen:

- Na verbindet sich mit Wasser
- Es erhitzt sich und formt sich zu einer Kugel
- Es brennt und raucht
- nach der Reaktion explodiert es.
- Das Wasser ist alkalisch geworden.

Erklärung: Es muss eine Lauge entstanden sein. Da nur Natrium zu Wasser gegeben worden ist, muss Natronlauge entstanden sein. Das Verbrennen kann daher stammen, dass ein brennbares Gas entstanden ist.

Das entstehende Gas ist Wasserstoff!

Folgende Reaktion läuft dabei ab:



#### **Infobox – Natrium**

Natrium, Symbol Na, ist ein Element, es ist ein Leichtmetall, es kommt in der Natur nicht frei vor, es ist im Kochsalz (NaCl), welches in Salzquellen oder im Meerwasser vorkommt, im Chilesalpeter, in Kieselsäureverbindungen und in pflanzlichen Stoffen enthalten. Es wird in größeren Mengen durch Elektrolyse von NaOH gewonnen. Es ist ein silberweißes Metall, lässt sich mit einem Messer zerschneiden, schmilzt bei 97,6°C, siedet bei 878°C und verbindet sich mit Stoffen in der Luft, was zu einem grauen Überzug führt und muss daher unter Paraffin (Petroleum) aufbewahrt werden. Es verbrennt mit gelber Flamme.

## Die Elementfamilie

### Eine Elementfamilie (Gruppe)

Als Gruppe oder „Elementfamilie“ bezeichnet man die senkrechten Spalten des Periodensystems (PSE).

Alle Elemente in einer Elementfamilie haben dabei ähnliche Eigenschaften. Diese ändern sich stufenweise, mit der Ausnahme der Wertigkeit. Alle Elemente stehen im PSE untereinander in einer Spalte.

**Beispiel:** Die Gruppe der Alkalimetalle:

Symbol	Name	Atom-masse	Dichte	Chem. Aktivität	Schmelz-punkt	Siede-punkt	Wertigkeit	Flammen-färbung
Li	Lithium	nimmt zu	nimmt zu	nimmt zu	nimmt ab	nimmt ab	1	Rot
Na	Natrium						1	Gelb
K	Kalium						1	Violett
Rb	Rubidium						1	Dunkelrot
Cs	Cäsium						1	Himmelblau

**Beispiel2:** Die Gruppe der Erdalkalimetalle:

Symbol	Name
Be	Beryllium
Mg	Magnesium
Ca	Calcium
Sr	Strontium
Ba	Barium

## Die Wertigkeit der Gruppen

	Gruppe (Hauptgruppe)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	Li							He
	Na	Be	B	C	N	O	F	Ne
	H	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
<b>höchste Wertigkeit</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>(8)</b>
weitere Wertigkeiten				2	3	4	5	
						2	3	
							<b>1</b>	