

# B C H E M I S C H W I S S E N W E R T E S

## 1 Säuren, Laugen und Salze

### 1.1 Definitionen von Arrhénius

Arrhénius gab 1887 Definitionen für Säuren und Laugen an, die seither öfter erneuert wurden.

Eine **Säure** ist ein Stoff, der in wässriger Lösung **Protonen freisetzt**.

Eine **Lauge** ist ein Stoff, der in wässriger Lösung **Hydroxidionen freisetzt**.

**Protonen H<sup>+</sup>** oder **Wasserstoffionen H<sup>+</sup>** sind quasi das Erkennungszeichen der mineralischen Säuren, wie beispielsweise bei Salzsäure HCl oder Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Dem gegenüber besitzen viele **Laugen** oder **Basen** die **Hydroxidgruppe OH**, die in wässriger Lösung die **Hydroxidionen OH<sup>-</sup>** freisetzt. Beispielsweise bei Natronlauge NaOH oder Ammoniak NH<sub>4</sub>OH.

Eine **Lauge** ist die **wässrige** Lösung einer **Base (Metallhydroxid)**.

#### 1.1.1 Säuren

Man unterscheidet drei Arten von Säuren:

- **Sauerstofffreie Säuren** (*»hydracides«*) der **mineralischen** oder **anorganischen Chemie**, die neben dem Wasserstoff ein Nichtmetall oder eine Nichtmetallgruppe enthalten. Beispiele sind Salzsäure HCl und Cyanwasserstoff HCN.
- **Sauerstoffhaltige Säuren** oder Sauerstoffsäuren (*»oxoacides«*) die neben Wasserstoff und Nichtmetall(en) Sauerstoff enthalten. Z.B. schwefelige Säure H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> oder Salpetersäure HNO<sub>3</sub>.

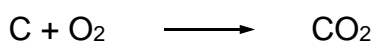
Sie sind besonders wichtig bei den Energiewandlern: Erdölprodukte enthalten beispielsweise Schwefel. Oder der Stickstoff aus der Luft oxidiert bei hohen Verbrennungstemperaturen.

**Nichtmetalle** reagieren mit Sauerstoff zu **Nichtmetalloxiden**.

**Nichtmetalloxide** reagieren mit Wasser zu **Säuren**.

Beispiele:

Kohlenstoff und Sauerstoff reagieren zu Kohlenstoffdioxid.



Kohlenstoffdioxid reagiert mit Wasser zu Kohlensäure.



- **Carbonsäuren** (*»acides carboxyliques«*) sind Säuren der **organischen Chemie**, die eine typische COOH-Gruppe enthalten. Z.B. Ameisensäure HCOOH oder Essigsäure CH<sub>3</sub>COOH.

### 1.1.2 Laugen

**Basen** (Feststoffe) und **Laugen** (deren wässrige Lösungen) werden aus Metallen gebildet.

Eine Möglichkeit hierzu ist nachfolgende:

**Metalle** reagieren mit Sauerstoff zu **Metalloxiden**.

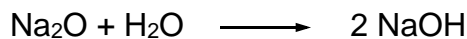
**Metalloxide** reagieren mit Wasser zu **Hydroxiden** oder **Laugen**.

Beispiele:

Natrium und Sauerstoff reagieren zu Natriumoxid.



Natriumoxid reagiert mit Wasser zu Natronlauge.



Basen können durch Reaktionen mit Säuren Salze bilden. Sie sind die Grundlage (=Basis) der Salzbildung, daher stammt die Bezeichnung Base.

## 1.2 Definitionen von Brønstedt

Brønstedt gab 1923 Definitionen für Säuren und Laugen an, auf die wir in diesem Kurs häufiger zurückgreifen werden.

Eine **Säure** ist ein Stoff der **Protonen abgibt**.

Eine **Lauge** ist ein Stoff der **Protonen annimmt**.

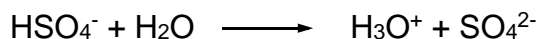
Die Definitionen von Brønstedt beruhen auf den Wechselwirkungen zwischen Säuren und Laugen, bei denen eben **Protonen  $\text{H}^+$  ausgetauscht** werden.

Die Protonen  $\text{H}^+$  sind zu reaktionsfreudig, als dass sie als solche im Wasser existieren könnten. Sie binden sich an ein **Wassermolekül  $\text{H}_2\text{O}$**  unter Bildung eines **Oxoniumions  $\text{H}_3\text{O}^+$** .



**Oxoniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+$**  reagieren teilweise weiter mit Wasser, sie werden also weiter hydratisiert und dann als Hydroniumionen ( $\text{H}_9\text{O}_4^+$ ) bezeichnet. Bei den chemischen Reaktionen und zur Erklärung dieser Vorgänge reicht es aus, die Oxoniumionen zu betrachten.

Die Definitionen von Brønstedt gehen weiter als die von Arrhenius. So ist beispielsweise das Anion Hydrogensulfat  $\text{HSO}_4^-$  eine Säure, da es entsprechend nachfolgender Gleichung ein Proton freisetzt.



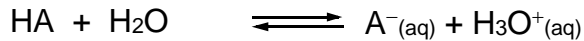
Gleiches gilt für das Kation Ammonium  $\text{NH}_4^+$  aufgrund der Dissoziation entsprechend nachfolgender Gleichung.



## 2 Stärke von Säuren, Laugen und Salzen

### 2.1 Protolysegrad

Betrachten wir die Dissoziation einer Säure (der allgemeinen Bezeichnung) HA im Wasser:



Es stellt sich ein Gleichgewicht ein. Die Säure wird durch den Anteil an Oxoniumionen charakterisiert, die sich gebildet haben. Hierbei führt man den Protolysegrad ein:

Der **Protolysegrad** einer **schwachen** Säure errechnet sich aus dem Verhältnis der Konzentration der gebildeten Säurerestionen zur Ausgangskonzentration der Säure.

$$\alpha = \frac{c(\text{A}^-)}{c_0(\text{HA})}$$

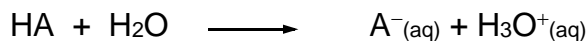
$\alpha$ : Protolysegrad ohne Einheit

$c(\text{A}^-)$ : Konzentration des Säurerestions in mol/l

$c_0(\text{HA})$ : Ausgangskonzentration der Säure in mol/l

Der Protolysegrad  $\alpha$  kann entsprechend seiner Definition nur zwischen 0 und 1 liegen.

Ein Protolysegrad  $\alpha = 1$  (Abb.2) bedeutet daß die Säure **vollständig dissoziiert**:



**Starke Säuren dissoziieren** vollständig.

Die Ausgangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  der Säure ist gleich der Konzentration  $c(\text{A}^-)$  der Säurerestionen.

Der Protolysegrad einer Säure kann aber auch kleiner 1 sein: er hängt dann von der **Temperatur** ab. Der Protolysegrad steigt mit zunehmender Temperatur.

Zudem nimmt der Protolysegrad  $\alpha$  bei geringerer Ausgangskonzentration  $c_0(\text{HA})$  zu, d.h. bei **stärkerer Verdünnung** entstehen **mehr Säurerestionen**  $\text{A}^-$ .

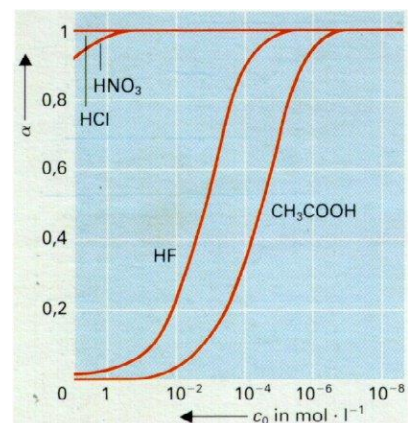


Abb.2: Protolysegrad und Ausgangskonzentration  
(Quelle: elemente chemie/Klett)

### 2.2 Stärke von Elektrolyten

**Elektrolyte** sind Stoffe, die in der Schmelze oder in Lösungen **dissoziieren** und den elektrischen **Strom leiten**.

Beispiele an **Elektrolyten** sind **Säuren, Basen** und **Salze**.

Säuren oder Laugen, die zu einem großen Anteil dissoziieren (hoher Protolysegrad), bezeichnet man als **starke Säuren** oder **starke Laugen**.

Die meisten **Salze** sind **starke** Elektrolyte.

Beispiele an starken Säuren und Laugen:

Salzsäure HCl, Salpetersäure HNO<sub>3</sub>, Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,

Kaliumhydroxid KOH, Natriumhydroxid NaOH.

### 3 Ionenprodukt und pH-Wert

#### 3.1 Stoffmengenkonzentration

Die **Stoffmengenkonzentration** eines gelösten Stoffes ist der Quotient aus der Stoffmenge und dem Volumen der Lösung.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Ls)}$$

$c(X)$ : Stoffmengenkonzentration der Stoffteilchen X in mol/L

$n(X)$ : Menge an Teilchen des Stoffes X in mol

$V(Ls)$ : Volumen der Lösung Ls in L

#### 3.2 Ionenprodukt des Wassers

Selbst in reinstem Wassers mißt man eine **elektrische Leitfähigkeit**. Diese läßt sich nur durch das Vorhandensein von Ionen erklären.

Die Bildung dieser Ionen erfolgt durch **Autoprotolyse** des Wassers, d.h. durch Protonenübertragung zwischen den Wassermolekülen.

Die Autoprotolyse des Wassers ergibt nachfolgendes chemische Gleichgewicht:



Das **Massenwirkungsgesetz** beschreibt das Gleichgewicht, das hier vorliegt:

$$K = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c^2(H_2O)}$$

Das Gleichgewicht liegt sehr weit links. Das heißt die Konzentration der **Oxoniumionen  $H_3O^+$**  und der **Hydroxidionen  $OH^-$**  ist sehr gering, sie beträgt bei 24°C  $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7}$  mol/L.

Das Produkt  $c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$  bezeichnet man als **Ionenprodukt des Wassers**.

Bei 24°C beträgt der Zahlenwert des Ionenproduktes  $1,000 \cdot 10^{-14}$  mol<sup>2</sup>/L<sup>2</sup>.

#### 3.3 Der pH-Wert

Die Gleichung für das Ionenprodukt (Autoprotolyse) des Wassers gilt mit ausreichender Genauigkeit auch für verdünnte Lösungen (z.B. Säuren oder Salze).

Die Konzentrationen an Oxonium- und Hydroxidionen hängen demnach voneinander ab. Nimmt die Konzentration einer Ionenart zu, nimmt die der anderen entsprechend ab, damit die Gleichgewichtskonstante  $K_w$  erreicht wird.

In wäßrigen Lösungen von Säuren sind somit Hydroxidionen  $OH^-$  vorhanden, ebenso liegen in wäßrigen Lösungen von Basen Oxoniumionen  $H_3O^+$  vor. **Wäßrige Lösungen können daher sowohl durch ihre Konzentration an Hydroxidionen  $OH^-$  als auch an Oxoniumionen  $H_3O^+$  gekennzeichnet werden.**

Eine wäßrige Lösung wird als **neutral** bezeichnet, wenn  $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7}$  mol/L.

Eine wäßrige Lösung wird als **sauer** bezeichnet, wenn  $c(H_3O^+) > 10^{-7}$  mol/L.

Eine wäßrige Lösung wird als **basisch** bezeichnet, wenn  $c(H_3O^+) < 10^{-7}$  mol/L.

Man erhält einfachere Zahlenwerte, indem man die Konzentration an Oxoniumionen in Form des **pH-Wertes** beschreibt:

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

Analog ist der **pOH-Wert** definiert:

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

Dabei gilt:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (\text{bei } 24^\circ\text{C})$$

Eine wässrige Lösung wird als **neutral** bezeichnet, wenn **pH = 7**.

Eine wässrige Lösung wird als **sauer** bezeichnet, wenn **pH < 7**.

Eine wässrige Lösung wird als **basisch** bezeichnet, wenn **pH > 7**.

Für wässrige Lösungen wird die **pH-Skala von 0 bis 14** verwendet. Bei pH-Werten unter 0 bzw. über 14 treten so starke Wechselwirkungen zwischen den Ionen auf, dass das Ionenprodukt des Wassers nicht mehr  $10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2$  ist.

## 4 Reaktionen zwischen Säuren und Laugen

### 4.1 Neutralisation

Schüttet man zu einer Säure eine Lauge (oder umgekehrt), beobachtet man eine **Temperaturerhöhung** der Lösung und **Veränderung** des **pH-Wertes**.

Dies ist zum einen der Hinweis auf eine **exotherme**, chemische Reaktion. Zum anderen stellt man fest, dass der pH-Wert sich dem **Wert 7 nähert**, man sagt dass die beide Stoffe sich neutralisieren. Wenn die Mengen an Säure und Lauge richtig gewählt werden, erhält man eine **pH-neutrale Lösung**. Dann gilt wie folgt:



Die von der Säure freigesetzten Protonen  $\text{H}^+$  verbinden sich mit den Hydroxidionen  $\text{OH}^-$  der Lauge zu Wassermolekülen  $\text{H}_2\text{O}$ .

Die Säurerestionen und die Laugenrestionen bilden ein Salz, das im Lösungsmittel Wasser dissoziiert ist. Verdampft man das Wasser, bleibt das Salz in Kristallform zurück.

Die bei der Neutralisation frei werdende Wärme ist die **Neutralisationswärme**.

Damit die Lösung pH-neutral ist, müssen die Mengen und die Konzentrationen der Säure und der Lauge so gewählt werden, dass **gleiche Anzahl** an **Protonen  $\text{H}^+$**  und **Hydroxidionen  $\text{OH}^-$**  vorliegen.

## 4.2 Titration

Die Titration dient dazu, die **unbekannte Konzentration** einer Säure oder Lauge zu **bestimmen**, indem eine Neutralisationsreaktion mit einer Lauge oder Säure bekannter Konzentration durchgeführt wird.

Für eine Säure, die in wässriger Lösung ein Oxoniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+$  bildet, und eine Lauge, die ein Hydroxidion  $\text{OH}^-$  bildet, ist die Reaktionsgleichung folgende:

$$c(\text{HA}) \cdot V(\text{HA}) = c(\text{BOH}) \cdot V(\text{BOH})$$

$c(\text{HA})$ : Konzentration der Säure in mol/L  
 $V(\text{HA})$ : Volumen der Säure in L  
 $c(\text{BOH})$ : Konzentration der Lauge in mol/L  
 $V(\text{BOH})$ : Volumen der Lauge in L

Bei anderen Säuren oder Laugen muss die Reaktionsgleichung entsprechend der Anzahl an reagierenden Oxoniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+$  und Hydroxidion  $\text{OH}^-$  bzw. ausgetauschten Protonen  $\text{H}^+$  (siehe Definition von Broenstedt) angepasst werden.

## 4.3 Leitfähigkeitstiteration

Mit der **Leitfähigkeitstiteration** wird die **Konzentration** einer **Säure** oder **Lauge** durch Messung der **elektrischen Leitfähigkeit** einer Lösung ermittelt.

Die **elektrische Leitfähigkeit** hängt von der Anzahl der elektrisch geladenen Teilchen (**Ionen**) in der Lösung ab.

Bei Säuren nimmt sie daher mit der Anzahl der Protonen  $\text{H}^+$  zu, d.h. eine Säure mit geringem pH-Wert hat eine hohe Leitfähigkeit.

Bei den Laugen nimmt die elektrische Leitfähigkeit mit größerem pH-Wert zu, da dann die Anzahl an frei beweglichen Hydroxidionen  $\text{OH}^-$  steigt.

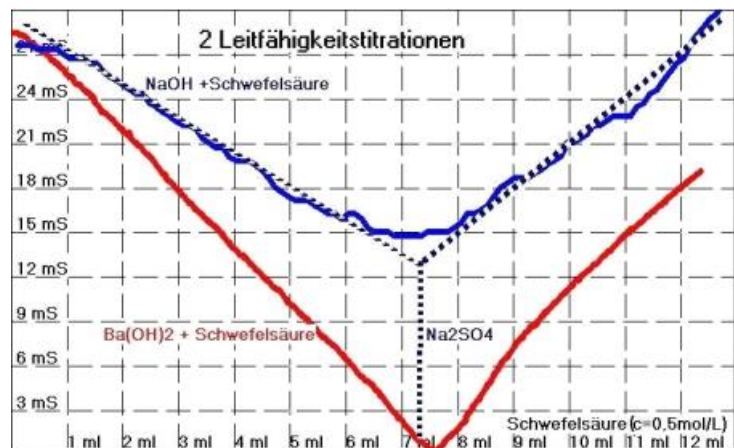
Bei jeder Titration verändert sich der pH-Wert permanent Richtung 7, so dass die Leitfähigkeit zunächst abnimmt (Abb.3). Irgendwann nimmt der pH den Wert 7 an. Anschließend steigt oder fällt er weiter, so dass die Leitfähigkeit wieder zunimmt.

Mit einem Leitfähigkeitsmessgerät wird während der **Titration** die elektrische **Leitfähigkeit permanent** gemessen, die verbrauchte Menge an zutitrierter Lösung wird dabei gleichzeitig notiert.

Im Falle der **neutralen Lösung** (pH-Wert 7) ist die Anzahl an frei beweglichen Ionen minimal (maximale Menge an Wassermolekülen), woraus sich eine **minimale elektrische Leitfähigkeit** ergibt.

In Abb.3 ist die Kurve einer Leitfähigkeitstiteration dargestellt.

Abb.3: Leitfähigkeitstiteration  
 Quelle: Uni Erlangen-Nürnberg



## 5 Periodensystem der Elemente

VIII																																																																
I		II		III										IV		V		VI		VII		VIII																																										
1,01 H 1	6,94 Li 3	22,99 Na 11	39,10 K 19	85,47 Rb 37	132,9 Cs 55	223,0 Fr 87	9,01 Be 4	24,31 Mg 12	40,08 Ca 20	87,62 Sr 38	137,3 Ba 56	226,0 Ra 88	10,81 B 5	12,01 C 6	28,09 Si 14	72,61 Ge 32	118,7 Sn 50	207,2 Pb 82	12,01 C 6	14,01 N 7	30,97 P 15	74,92 As 33	121,8 Sb 51	209,0 Bi 83	16,00 O 8	32,06 S 16	78,96 Se 34	127,6 Te 52	209,0 Po 84	19,00 F 9	35,45 Cl 17	79,90 Br 35	126,9 I 53	210,0 At 85	4,00 He 2	20,18 Ne 10	39,95 Ar 18	83,8 Kr 36	131,3 Xe 54	222,0 Rn 86																								
							III a		IV a		V a		VI a		VII a		VIII a		I a		II a																																											
							44,96 Sc 21	47,87 Ti 22	50,94 V 23	52,00 Cr 24	54,94 Mn 25	55,85 Fe 26	58,93 Co 27	58,69 Ni 28	63,55 Cu 29	65,39 Zn 30	69,72 Ga 31	72,61 Ge 32	74,92 As 33	78,96 Se 34	79,90 Br 35	83,8 Kr 36	88,91 Y 39	91,22 Zr 40	92,91 Nb 41	95,94 Mo 42	97,91 Tc 43	101,0 Ru 44	102,9 Rh 45	106,4 Pd 46	107,9 Ag 47	112,4 Cd 48	114,8 In 49	118,7 Sn 50	121,8 Sb 51	127,6 Te 52	126,9 I 53	131,3 Xe 54	137,3 Ba 56	175,0 Lu 71	178,5 Hf 72	180,9 Ta 73	183,8 W 74	186,2 Re 75	190,2 Os 76	192,2 Ir 77	195,1 Pt 78	197,0 Au 79	200,6 Hg 80	204,4 Tl 81	207,2 Pb 82	209,0 Bi 83	209,0 Po 84	210,0 At 85	222,0 Rn 86	226,0 Ra 88	262,0 Lr 103	261,1 Rf 104	262,1 Db 105	266,1 Sg 106	269,1 Hs 108	268,1 Mt 109	273,1 Ds 110	272,1 Rg 111

Abb.4: Periodensystem der Elemente Quelle: www.frustfrei-lernen.de