

## Säuren und Basen

### Was ist eine Säure / Base?

Essigsäure in Speiseessig und Zitronensäure in Zitronen sind bestens bekannt. Ameisensäure wird von Ameisen zur Verteidigung benutzt und ist auch in Brennesseln enthalten. Saure Lösungen haben tiefe pH-Werte. Auf der anderen Seite weisen alkalische Lösungen wie Natronlauge oder Seifenwasser hohe pH-Werte auf.<sup>1</sup> Alkalische Lösungen entstehen durch eine Reaktion einer Base mit Wasser. Nun wollen wir die zwei Begriffe Säure und Base definieren:

*Bsp.:* Reaktion von Chlorwasserstoff HCl (g) – einer Säure – mit Wasser<sup>2</sup>

Lewis-Schreibweise:

$$\Delta H < 0^3$$

Ionen-Schreibweise:

*Bsp.:* Reaktion von Ammoniak NH<sub>3</sub> – einer Base – mit Wasser

Lewis-Schreibweise:

$$\Delta H < 0$$

Ionen-Schreibweise:

Säuren sind Teilchen, die H<sup>+</sup> abgeben können. Übrig bleibt ein negativ geladenes Ion – der sogenannte Säurerest. Das Ammoniakmolekül hat ein ..... Elektronenpaar am ..... polarisierten Stickstoffatom. An dieser Stelle wird ein ..... gebunden, welches von einem Wassermolekül abgespalten wurde. Teilchen, die H<sup>+</sup> aufnehmen können, heissen Basen.

Wasserstoff-Ionen (H<sup>+</sup>) sind Protonen, da ein H-Atom nur aus einem Elektron und Proton besteht. H<sup>+</sup>-Ionen sind, da sie keine Elektronenhülle besitzen, 10 000-mal kleiner als alle anderen Ionen. Ihre positive Ladung ist also auf kleinsten Raum konzentriert (= hohe Ladungsdichte). Protonen werden deshalb sofort von einem freien Elektronenpaar des negativ polarisierten Sauerstoffatoms im Wassermolekül (oder von einer anderen Base, z. B. Ammoniak) gebunden. Es gibt also keine freien H<sup>+</sup>.

<sup>1</sup> Vgl. GF-Skript Teil C, S. 14 Versuch "pH-Messungen von Alltagsstoffen".

<sup>2</sup> Salzsäure HCl (aq) haben wir als eine Lösung von Chlorwasserstoff HCl (g) in Wasser kennengelernt. Wie wir jetzt sehen, enthält Salzsäure also Chlorid-Ionen (Cl<sup>-</sup>) und Hydronium-Ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>). Es entstehen neue Stoffe, der Lösungsvorgang ist also hier ein chemischer Vorgang. Mehr zu Chlorwasserstoff respektive Salzsäure, vgl. GF-Skript Teil C, S. 20/21.

<sup>3</sup> Bei Verdünnung von konzentrierten Säuren ist Folgendes zu beachten: 'Zuerst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure.' Beim Verdünnen kann sich die Säure, aufgrund der ausgeprägt exothermen Reaktion, nämlich stark erhitzen (Gefahr von Spritzern).

<b>Säuren:</b>	Säuren sind Teilchen, die positiv polarisierte H-Atome aufweisen, die als ..... – also als Protonen – abgegeben werden können. Säuren sind .....
<b>Saure Lösung:</b>	Säuren ergeben mit Wasser Hydronium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ). <sup>1</sup> Diese sind für <i>saure Lösungen</i> charakteristisch. Saure Lösungen enthalten viele Hydronium-Ionen, aber nur eine geringe Konzentration an $\text{OH}^-$ -Ionen. Der Säuregrad – der pH-Wert – ist kleiner 7.

<b>Basen:</b>	Basen sind Teilchen, die ..... – also Protonen – durch freie Elektronenpaare binden können. Basen sind also ..... ( <i>Protonenempfänger</i> ).
<b>Alkalische Lösung:</b>	Basen ergeben mit Wasser Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ ). Diese sind für <i>alkalische Lösungen</i> ( <i>'Laugen'</i> ) charakteristisch. Alkalische Lösungen enthalten viele Hydroxid-Ionen, aber nur eine geringe Konzentration an $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen. Der pH ist grösser 7.

Säuren können Protonen nur abgeben, wenn sie mit einer Base reagieren. Es findet dabei eine Protonenübertragung statt. Solche Reaktionen nennt man deshalb auch **Protolysen** oder **Säure-Base-Reaktionen**. Es gibt Stoffe, die sowohl als Säure wie auch als Base wirken können. Wasser<sup>2</sup> ist ein solcher Stoff.

#### Wichtige Säuren<sup>3</sup>

- |                    |                          |                 |                         |
|--------------------|--------------------------|-----------------|-------------------------|
| • Chlorwasserstoff | HCl (g)                  | • Schwefelsäure | $\text{H}_2\text{SO}_4$ |
| • Salzsäure        | HCl (aq)                 | • Salpetersäure | $\text{HNO}_3$          |
| • Kohlensäure      | $\text{H}_2\text{CO}_3$  | • Phosphorsäure | $\text{H}_3\text{PO}_4$ |
| • Essigsäure       | $\text{CH}_3\text{COOH}$ | • Ameisensäure  | $\text{HCOOH}$          |

#### Wichtige Basen:

- Ammoniak  $\text{NH}_3$
- Hydroxid-Ion  $\text{OH}^-$  (z.B. in NaOH)
- Oxid-Ion  $\text{O}^{2-}$  (z.B. in CaO)

#### Eigenschaften von sauren und alkalischen Lösungen

Saure Lösung (häufig auch als 'Säure' bezeichnet)	Alkalische Lösung (Lauge)
• Hydronium-Ionen-Konzentration ist hoch	• Hydroxid-Ionen-Konzentration ist hoch
• Ätzend: z.B. auf Haut und Metalle	• Ätzend: z.B. Seifenspritzer im Auge
• Lösen unedle Metalle (z.B. Mg) unter Bildung von $\text{H}_2$ auf <sup>4</sup>	• Fühlen sich seifig an (z.B. Natronlauge)
• Indikatorfärbung (z.B. Bromthymolblau gelb) <sup>5</sup>	• Indikatorfärbung (z.B. Bromthymolblau blau)
• Leiten den elektrischen Strom, da Ionen vorliegen	• Leiten den elektrischen Strom, da Ionen vorliegen

**Aufgabe 1:** Formuliere die Reaktion von Salpetersäure mit Wasser in Ionen-Schreibweise.

**Aufgabe 2:** Wasser kann sowohl als Säure wie auch als Base wirken. Erkläre diesen Sachverhalt an den zwei Reaktionen auf Seite 1.

<sup>1</sup> Da aus einem  $\text{H}^+$  genau ein  $\text{H}_3\text{O}^+$  entsteht, schreibt man der Einfachheit wegen oft nur  $\text{H}^+$ . Zum Beispiel:  $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ . In Tat und Wahrheit gibt es aber keine freien Protonen (vgl. S. 1, unterster Abschnitt). Anstelle von Hydronium als Bezeichnung für  $\text{H}_3\text{O}^+$  sind auch die Begriffe Oxonium beziehungsweise Hydroxonium verbreitet.

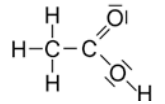
<sup>2</sup> Mit HCl reagiert Wasser als Base (d. h. nimmt  $\text{H}^+$  auf), mit Ammoniak als Säure (d. h., gibt  $\text{H}^+$  ab) [vgl. S. 1].

<sup>3</sup> Nicht alle H-Atome dieser Moleküle können als  $\text{H}^+$ -Ionen abgespalten und an eine Base abgegeben werden. Die H-Atome müssen polar gebunden sein, also z.B. an ein O, S, F, Cl, Br oder I. Bsp.: Bei der Essigsäure ist dies nur beim fettgedruckten H-Atom der Fall:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Grund:  $\Delta\text{EN}_{\text{O-H}} = 1.4$ ,  $\Delta\text{EN}_{\text{C-H}} = 0.4$ .

<sup>4</sup> vgl. GF-Skript Teil C, S. 21.

<sup>5</sup> vgl. GF-Skript Teil C, S. 13.

**Aufgabe 3:** Reine Essigsäure ist eine Flüssigkeit. Sie leitet den elektrischen Strom nicht. Fügt man reines Wasser hinzu, so leitet das Gemisch den elektrischen Strom.



Essigsäure

- (a) Formuliere zuerst die Reaktionsgleichung in Lewis-Schreibweise.  
 (b) Erkläre nun die experimentelle Beobachtung in Worten.

**Aufgabe 4:** Man gibt eine Lösung von Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ ) und Natriumcarbonat ( $2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ ) zusammen, wonach ein stechender Geruch nach Ammoniak wahrzunehmen ist.

- (a) Welche Teilchen können nach Definition als Base respektive als Säure wirken?  
 (b) Formuliere die Reaktion des Säureteilchens mit dem Baseteilchen.  
 (c) (*Fakultativ für schnelle Leute*) Formuliere die Gesamtreaktion in einfacher Schreibweise unter Angabe der Zustände (s), (l), (g), (aq).

### Der pH-Wert ist ein Mass für die $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration

Wässrige Lösungen können mehr oder weniger stark sauer respektive alkalisch sein. Das Mass dafür ist bekanntlich der pH-Wert<sup>1</sup>: Wir formulieren nun unsere pH-Definition aus dem CP etwas mathematischer:

**pH-Wert:** Der pH-Wert<sup>2</sup> ist der Säuregrad respektive das Mass für die Konzentration  $c$  der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen (vereinfacht:  $\text{H}^+$ -Ionen) einer Lösung.<sup>3</sup> Der genaue Zusammenhang ist:

**DMK S. 220**  $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$  respektive  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$

Zwischen der  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und der  $\text{OH}^-$ -Konzentration besteht folgender Zusammenhang:  
 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  respektive  $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$  wobei  $\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$

Die pH-Skala reicht von 'stark sauer' (0) über 'neutral' (7) bis 'stark alkalisch' (14).

*pH-Werte von Alltagsubstanzen (vgl. CP)*

	Zitronensaft	Speiseessig	Mineralwasser	Cola	Leitungswasser	Waschmittellösung	Seifenwasser	Wein	dest. Wasser
pH	2	2	4–5	3	7–8	9	10	3	7

*Die Molarität ist eine Konzentrationsgrösse*

Wir kennen bereits verschiedene Konzentrationsgrössen. Die tödliche Konzentration etwa von Schwefelwasserstoff in der Luft liegt bei 1–2 mg pro Liter Luft. Der Anteil von Kohlenstoff in Stahl liegt unter 1.7 %, was bedeutet, dass in einem Kilo Stahl nicht mehr als 17 g Kohlenstoff vorkommen dürfen. Bei Flüssigkeiten sind Massenprozent und Molarität als Konzentrationsgrösse gebräuchlich:

Massenprozent [%]: Konz. Salzsäure (37 %), d. h., 1 kg Salzsäure enthält 370 g Chlorwasserstoff.

Molarität [M = mol/l]: 2-molare Salzsäure (2 M = 2 mol/l): d. h., 1 Liter Salzsäure enthält 2 mol HCl.

<sup>1</sup> vgl. GF-Skript Teil C, S. 13.

<sup>2</sup> pH = potentia hydrogenii (lat): wörtlich: die Mächtigkeit an Wasserstoff, also die Konzentration an  $\text{H}^+$ .

<sup>3</sup> Der pH-Wert ist für wässrige Lösungen mit einer Konzentration von max. 1 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  / Liter (pH = 0) respektive max. 1 mol  $\text{OH}^-$  / Liter (pH = 14) definiert.

*Beispiele für pH- und Konzentrationsberechnungen*

*Bsp. 1:* Wie gross ist die  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und die  $\text{OH}^-$ -Konzentration in Seifenwasser mit  $\text{pH} = 10$ ?

$$\begin{aligned} \text{Lösung: } c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 10^{-\text{pH}} \Rightarrow \underline{10^{-10} \text{ mol/l} = c(\text{H}_3\text{O}^+)} \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \Rightarrow 10 + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 4 \\ c(\text{OH}^-) &= 10^{-\text{pOH}} \Rightarrow \underline{10^{-4} \text{ mol/l} = c(\text{OH}^-)} \end{aligned}$$

*Bsp. 2:* Welchen pH-Wert hat Kalkwasser, also eine Calciumhydroxidlösung, mit der Konzentration 0.005 M?

$$\begin{aligned} \text{Lösung: } &\text{In 1 Liter Lösung befindet sich die Stoffmenge von 0.005 mol Ca(OH)}_2. \text{ Die Stoffmenge an} \\ &\text{Hydroxid-Ionen ist jedoch gemäss Formel doppelt so gross: } 2 \cdot 0.005 \text{ mol} = 0.01 \text{ mol OH}^-. \\ c(\text{OH}^-) &= 0.01 \text{ mol/l} = 1/100 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l} \\ \text{pOH} &= -\log c(\text{OH}^-) = -\log 10^{-2} \text{ mol/l} = 2 \Rightarrow \text{pOH} = 2 \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \Rightarrow \text{pH} + 2 = 14 \Rightarrow \underline{\text{pH} = 12} \end{aligned}$$

*Aufgaben*

Alle Aufgaben sind wie bei Prüfungsbedingungen ohne TR zu lösen, was problemlos möglich ist.

- (1) Wie hoch ist die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Konzentration in (i) Cola, (ii) Waschmittellösung (vgl. Tabelle S. 3)?
- (2) Wie viel Mal saurer als reines Wasser ist Wein (vgl. Tabelle S. 3)?
- (3) Welchen pH wird man bei verdünnter Salzsäure (0.01 M) messen?
- (4) (a) Wie gross ist die Stoffmenge von Natriumhydroxid in 100 ml Natronlauge (0.1 M)?  
Zur Erinnerung: Natriumhydroxid = NaOH (s); Natronlauge = NaOH (aq).  
(b) Wie viel Gramm NaOH (s) enthalten 100 ml Natronlauge (0.1 M)?  
(c) Wie viele Hydroxidteilchen ( $\text{OH}^-$ ) finden sich also in diesen 100 ml Natronlauge (0.1 M)?  
(d) Welchen pH-Wert weist die Natronlauge (0.1 M) auf?  
(e) Wie viel Gramm NaOH (s) sind in 1000 g Natronlauge (0.4 %) enthalten?
- (5) Wie viel ml Salzsäure (1 M) muss man bei der Verdünnung mit Wasser vorgeben, um 1 Liter Salzsäure (0.1 M) zu erhalten?

Lösungen:

- (1) (i)  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol/l}$  (ii)  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-9} \text{ mol/l}$
- (2)  $\Delta = 10^4 = \underline{10\,000\text{-mal saurer}}$  (3)  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \Rightarrow \underline{\text{pH} = 2}$
- (4) (a)  $n(\text{NaOH}) = 0.01 \text{ mol} = \underline{10^{-2} \text{ mol}}$  (b)  $0.1 \text{ mol/l} \hat{=} 4 \text{ g/l} \Rightarrow 100 \text{ ml} \hat{=} \underline{4 \text{ g NaOH (s)}}$
- (c)  $n(\text{OH}^-) = 0.01 \text{ mol} = \underline{10^{-2} \text{ mol}}$  (d)  $c(\text{OH}^-) = 10^{-1} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow \underline{\text{pH} = 13}$
- (e)  $\underline{4 \text{ g NaOH (s)}}$
- (5) Verdünnungsfaktor = 10, d.h. 1 Volumenteil Säure + 9 Volumenteile  $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \underline{100 \text{ ml HCl (1 M)} + 900 \text{ ml H}_2\text{O}}$

## Molekül-Ionen

$\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  sind geladene Moleküle. Ausser den einfachen Ionen (*einatomige* Ionen wie z.B.  $\text{Na}^+$ ) existieren offenbar Ionen, die aus *mehreren Atomen* aufgebaut sind ('Molekül-Ionen').

**Molekül-Ion:** Ein Molekül-Ion ist eine elektrisch geladene Atomgruppe. Die Summe der Ladungen der einzelnen Atome im Molekül muss die Gesamtladung des Molekül-Ions ergeben.  
Bsp.: Sulfat-Ion:  $\text{SO}_4^{2-}$  (Ladung des S-Atoms + Ladung der 4 O-Atome =  $-2$ ; vgl. Tab. unten)

### Wichtige von Säuren oder Basen abgeleitete Molekül-Ionen

Molekül-Ion	Lewis-Formel	Name	Formel der entsprechenden Säure/Base	Formel und Name eines bekannten Salzes Ionen-Schreibweise      Einf. Schreibweise
$\text{SO}_4^{2-}$		Sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4$ (Schwefelsäure)	$\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ( $\text{CaSO}_4$ )  (Calciumsulfat [Gips])
$\text{NO}_3^-$		Nitrat	$\text{HNO}_3$ (Salpetersäure)	$\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$ ( $\text{KNO}_3$ )  (Kaliumnitrat [Kalisalpeter])
$\text{CO}_3^{2-}$		Carbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3$ (Kohlensäure)	  (Calciumcarbonat [Kalk])
$\text{PO}_4^{3-}$		Phosphat	$\text{H}_3\text{PO}_4$ (Phosphorsäure)	  (Calciumphosphat)
$\text{OH}^-$		Hydroxid	$\text{H}_2\text{O}$ Wasser	  (Natriumhydroxid)
$\text{NH}_4^+$		Ammonium	$\text{NH}_3$ (Ammoniak – eine Base)	  (Ammoniumnitrat [Ammonsalpeter])

Das letzte Beispiel (Ammoniumnitrat:  $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$ ) zeigt, dass wir den Salz begriff erweitern müssen. Die Ionenbindung wird nicht nur zwischen Metall- und Nichtmetall-Bindungspartnern gebildet:

**Salze:** Salze sind Ionenverbindungen. Bei den Ionen handelt es sich um positiv geladene Ionen (einatomige Metall-Ionen oder Molekül-Ionen) und negativ geladene Ionen (einatomige Nichtmetallionen oder Molekül-Ionen), welche sich gegenseitig anziehen und ein Gitter (Ionengitter) bilden.  
Im Ionengitter stehen unzählige negativ und positiv geladene Ionen anteilmässig so zueinander, dass sich die Ladungen über den ganzen Stoff insgesamt aufheben.

## Nachtrag: Ionen von Nebengruppenelementen

Die Atome der Nebengruppenelemente (Übergangsmetalle) verfügen über noch nicht voll besetzte innere Schalen. Auch Wolken der zweitäussersten Schale können je nach Bindungspartner an chemischen Bindungen beteiligt werden. Man kann also nicht von der Gruppennummer im PSE auf die Ionenladungszahl schliessen. Es gibt jedoch eine Faustregel:

### Ionenladungszahl und Wertigkeit von Nebengruppenelementen

Die Atome der Nebengruppenelemente besitzen in der Regel 2 Valenzelektronen, welche bei der Ionenbildung vom Metallatom (Me) abgegeben werden  $\Rightarrow \text{Me}^{2+}$ .

Die Ionenladung beträgt deshalb in der Regel  $2+$ , die Wertigkeit II.

Bsp.:  $\text{Ni}^{2+}$   $\text{Zn}^{2+}$

Es gibt jedoch viele Ausnahmen. Bei einigen Nebengruppenelementen gibt es verschiedene Ionen. Häufig vorkommende Ausnahmen – die du kennen solltest – sind:

Bsp.:  $\text{Ag}^+$   $\text{Cu}^+ / \text{Cu}^{2+}$   $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$

Es ist also zum Beispiel sowohl eine Verbindung  $\text{FeCl}_2$  [Eisen(II)-chlorid] als auch eine Verbindung  $\text{FeCl}_3$  [Eisen(III)-chlorid] möglich.

*Aufgabe 1:* Wir betrachten folgende Salze:

- (i) Silberchlorid                      (ii) Magnesiumphosphat                      (iii) Kupfer(II)-nitrat

Wende zuerst die Ionenschreibweise und dann die einfache Schreibweise an.

Bsp.: Calciumchlorid:  $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$  ( $\text{CaCl}_2$ )

*Aufgabe 2:* Ergänze die Tabelle auf der Seite 5.

- (a) Zeichne die Lewis-Formeln der restlichen Molekül-Ionen. Achte darauf, dass die Oktettregel erfüllt ist und die Gesamtladung der Ionen stimmt.
- (b) Finde für das Phosphat-Ion noch eine weitere Lewis-Formel. Diese Formel wird die Oktettregel nicht erfüllen, allerdings sollte die Anzahl Valenzelektronen des P-Atoms mit der Anzahl gemäss PSE übereinstimmen.
- (c) Finde die Formeln der gegebenen bekannten Salze in der letzten Spalte. Wende wie beim vorgegebenen Beispiel zuerst die Ionenschreibweise und dann die einfache Schreibweise an.

## Titration und Neutralisation

Säuren und Basen besitzen entgegengesetzte Eigenschaften. Deshalb können sie sich in ihrer Wirkung aufheben. Lässt man eine Säure und eine Base im richtigen Verhältnis reagieren, so neutralisieren sie sich (= Neutralisation).

Will man nun bei einer Lösung den unbekanntem Säuregehalt bestimmen (z.B. Essigsäurekonzentration in Speiseessig), so kann man so lange eine alkalische Lösung bekannter Konzentration hinzufügen, bis alle Säure verbraucht ist. Dieses Vorgehen nennt man **Titration**.<sup>1</sup> Umgekehrt kann man auch eine Lösung einer Base unbekannter Konzentration mit einer sauren Lösung bekannter Konzentration titrieren.

<sup>1</sup> titer (gr.): Gehalt. Mithilfe der Titration kann man zum Beispiel den Essigsäuregehalt in Speiseessig und den Kalkgehalt von Wasser bestimmen.

**Versuch:** Wir wollen 10 ml Salzsäure (0.1 M) mit Natronlauge (0.1 M) titrieren. Der Säure geben wir einige Tropfen eines Indikatorfarbstoffes (Bromthymolblau<sup>1</sup>) bei.

Zuerst wird die Temperatur sowie der pH-Wert (mit einem pH-Meter) bestimmt. Anschliessend wird in 1 ml- respektive 0.5 ml-Schritten Natronlauge in die Salzsäure gegeben.

Erfolgt eine Farbänderung, so wird das total verbrauchte Volumen Natronlauge und die Temperatur festgehalten. Die Lehrperson nimmt zudem eine Geschmacksprobe vor.

Anschliessend wird weiter titriert, bis insgesamt 20 ml Natronlauge verbraucht wurden.

**Beobachtung:** Die Farbänderung von ..... nach ..... erfolgte bei ca. pH ..... Es brauchte dazu ..... ml Natronlauge zur Neutralisation der Säure. Die Temperatur ..... Die Lösung schmeckte .....

Reaktionsgleichung:

**Neutralisation:** Die Neutralisation beruht auf dem gegenseitigen Verbrauch von  $H^+$  (genauer:  $H_3O^+$ ) und  $OH^-$ , wobei Wasser ( $pH = 7 = \text{neutral!}$ ) entsteht.

Es muss folgende Beziehung erfüllt sein: Menge der Protonen, welche die Säure abgeben kann = Menge der von der Base aufgenommenen Protonen.

Wenn bei einer Titration eine Säure gerade alle Protonen an die betreffende Base abgegeben hat, befindet man sich am **Äquivalenzpunkt**. Für den Äquivalenzpunkt gilt:

$$V_S \cdot c_S \cdot n_S = V_B \cdot c_B \cdot n_B$$

$V_S$  : Volumen der Säure (d.h. der sauren Lösung)  
 $c_S$  : Konzentration der Säure (mol/l)  
 $n_S$  : Zahl der Protonen, die ein Säureteilchen abgeben kann  
 $V_B$  : Volumen der Base (d.h. der alkalischen Lösung)  
 $c_B$  : Konzentration der Base (mol/l)  
 $n_B$  : Zahl der Protonen, die ein Baseteilchen aufnehmen kann

**Aufgabe 1:** Bestimme für den obigen Versuch das benötigte Volumen Natronlauge ( $V_B$ ) auch rein rechnerisch mit der obigen Gleichung.

**Aufgabe 2:** Man titriert 10 ml verdünnte Schwefelsäure unbekannter Konzentration mit Natronlauge (1.0 M). Deren Verbrauch beträgt 8.0 ml (Durchschnitt aus drei Messungen). Formuliere zuerst die Reaktionsgleichung. Berechne dann die Konzentration der Schwefelsäure.

<sup>1</sup> Bromthymolblau ändert bei  $pH = 7$  ( $\rightarrow$  neutral!) seine Farbe von gelb (saurer Milieu) nach blau (alkalisches Milieu), vgl. GF-Skript Teil C, S. 13. Beim Farbumschlag wurde also alle Säure durch die Lauge neutralisiert.

pH-Indikatoren sind selbst schwache Säuren. Das Besondere an diesen Säuren besteht darin, dass die Indikatorsäure (abgekürzt: H-Ind) eine andere Farbe als der Säurerest (Ind<sup>-</sup>) hat. Bromthymolblau liegt in saurer Lösung fast ausschliesslich als H-Ind vor ( $\rightarrow$  gelb), in alkalischer Lösung jedoch fast ausschliesslich als Ind<sup>-</sup> ( $\rightarrow$  blau). Bei  $pH = 7$  liegt gleich viel von H-Ind und Ind<sup>-</sup> vor (Mischfarbe von gelb und blau  $\rightarrow$  grün). Die Farbe der Indikatorlösung ist also pH-abhängig. Das Schwefelsäuremolekül ( $H_2SO_4$ ) und der zugehörige Säurerest ( $SO_4^{2-}$ ) haben jedoch beide die gleiche Farbe, nämlich farblos. Bei der Titration wird nur eine sehr kleine Menge des Indikators H-Ind zugegeben. Deshalb ist der Mehrverbrauch an Base (hier  $OH^-$ ) für die Reaktion  $H\text{-Ind} + OH^- \rightarrow \text{Ind}^- + H_2O$  vernachlässigbar.

## Der pK<sub>S</sub>-Wert gibt die Säurestärke an

In vielen Fällen verlaufen Säure-Base-Reaktionen nicht vollständig. Während zum Beispiel beim Einleiten von Chlorwasserstoffgas in Wasser fast alle HCl-Moleküle dissoziieren<sup>1</sup>, d.h., H<sup>+</sup>-Ionen an Wasser abgeben, spalten beim Verdünnen reiner Essigsäure mit Wasser zu einer 0.1-molaren Essigsäurelösung nur etwa 1 % aller Essigsäuremoleküle H<sup>+</sup>-Ionen ab. Dieses unterschiedliche Verhalten von Säureteilchen gibt der sogenannte pK<sub>S</sub>-Wert wieder:

**pK<sub>S</sub>-Wert:** Der pK<sub>S</sub>-Wert ist ein Mass für die Säurestärke, d. h. für die Tendenz von Säureteilchen H<sup>+</sup> abzugeben.  
Diese Grösse ist klar zu unterscheiden vom Säuregrad einer Lösung (pH-Wert).

**Starke Säuren:** Dissoziieren praktisch zu 100 % in wässriger Lösung. D.h., praktisch alle H<sup>+</sup> werden abgespalten. Dazu zählen z.B. Chlorwasserstoff (HCl): pK<sub>S</sub> = -7; Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>): pK<sub>S</sub> = -3; Hydronium (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) respektive Salzsäure: pK<sub>S</sub> = -1.74; Salpetersäure (HNO<sub>3</sub>): pK<sub>S</sub> = -1.32.

**Schwache Säuren:** Nur ein geringer Teil der Säuremoleküle hat H<sup>+</sup> abgespalten, der grösste Teil liegt undissoziiert vor. Dazu zählen z.B. Essigsäure (CH<sub>3</sub>COOH): pK<sub>S</sub> = 4.75; Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>): pK<sub>S</sub> = 6.52.

Die Einteilung der Säuren und Basen nach Säurestärke findet sich in Tabellenwerken:

**DMK** S. 229 (Bilingualklassen: S. 248)

## Pufferlösungen halten den pH-Wert bei Zugabe einer Säure oder einer Base annähernd stabil

Bei einem Eisenbahnwaggon verhindert ein Puffer das allzu starke Zusammenstossen von zwei Waggonen, wenn sie aneinander gekuppelt werden. In der Chemie versteht man unter einem Puffer eine Lösung aus einer schwachen Säure und dem basisch wirkenden Salz der Säure. Wird zu einer solchen Lösung wenig von einer Säure oder einer Base hinzugegeben, ändert sich der pH-Wert der Lösung kaum. Diesen Effekt bezeichnet man als Pufferung.

Die Wirkung des Puffers soll am Beispiel des Acetat-Puffers erläutert werden. In einer Lösung befindet sich verdünnte Essigsäure CH<sub>3</sub>COOH (z.B. 0.1 mol) und die entsprechende Stoffmenge (z. B. 0.1 mol) eines ihrer alkalisch lösenden Salze, zum Beispiel Natriumacetat Na<sup>+</sup> + CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>. Die Lösung zeigt einen pH-Wert von 4.75.

Versetzt man die Lösung mit einer sauren Lösung (enthält H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>), so werden die zugegebenen Hydronium-Ionen von den Acetat-Ionen im Puffer abgefangen. Aus der *starken Säure* H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (pK<sub>S</sub> = -1.74) entsteht die *schwache Säure* Essigsäure (pK<sub>S</sub> = 4.75). Der pH-Wert sinkt deshalb nur geringfügig.



Gibt man zu der Pufferlösung eine starke Base, z. B. OH<sup>-</sup>, so werden die zugegebenen Hydroxid-Ionen von den Essigsäuremolekülen im Puffer abgefangen. Aus der *starken Base* OH<sup>-</sup> entsteht die *schwache Base* Acetat. Der pH-Wert steigt deshalb nur geringfügig.



Puffer sind bei biologischen Vorgängen in der Natur von grosser Bedeutung. Im Blut agieren mehrere Puffersysteme, damit der für viele biochemische Vorgänge notwendige pH-Wert von 7.35 aufrechterhalten wird. In den Gewässern agiert ein Puffersystem aus Kohlensäure und Alkalicarbonat. Dieses System funktioniert besonders in hartem, carbonathaltigem Wasser und sorgt für einen für Wasserorganismen relevanten, gleich bleibenden pH-Wert im Wasser.

**Puffer:** Ein Puffer besteht aus einer Lösung einer schwachen Säure und einem basisch wirkenden Salz der entsprechenden Säure. Eine Pufferlösung hält den pH-Wert bei Zugabe einer Säure oder einer Base annähernd stabil.

<sup>1</sup> socius (lat.): Verbündeter. Unter Dissoziation versteht man in der Chemie den Zerfall eines Moleküls in zwei oder mehrere einfachere Moleküle, Atome oder Ionen.