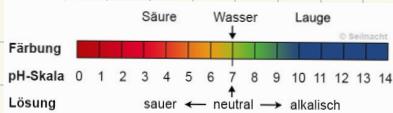


Säure & Laugen



pH-Wert: Maß dafür wie sauer/alkalisch (basiert) ein Stoff ist.
Indikatoren \Rightarrow Färben Säuren rot

Gehaltsangaben von Lösungen

Der Massenanteil w gibt an, welchen Anteil die Masse eines gelösten Stoffs an der Gesamtmasse der Lösung hat. Der Massenanteil wird in Prozent angegeben:

$$w(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{m(\text{Lösung})} \quad \text{Einheit: \%}$$

Stoff Lösung da %
hat orangefarbene vor?

$$w(\text{Stoff}) = \frac{\text{Masse des Stoffes}}{\text{Masse der Lösung}}$$

Neutralisation

Eine neutrale Lösung ist ausgeschlossen

pH-Wert \rightarrow (Grin)

Mit diesen Größen kann man die Stoffmengenkonzentration bestimmt werden.

Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, wie viel mol eines Stoffes in einem Liter Lösung vorliegen:

$$c(\text{Stoff}) = \frac{n(\text{Stoff})}{V(\text{Lösung})} \quad \text{Einheit: mol/L}$$

$$c = \frac{n}{V} \quad \begin{array}{l} \text{...dann ist} \\ \hookrightarrow \text{Lösung Volumen} \\ \text{einen Liter} \end{array}$$

Stoffmenge $[n]$ \rightarrow Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion

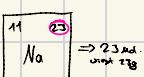
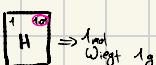
Stoffmengenkonzentration $[c]$ \rightarrow Stoffmenge bezogen auf einen Liter Lösung

Anzahl der Atome von 1 Mol eines Stoffes tip:

Anzahl der Atome = $\frac{\text{Gesamtmasse}}{\text{Masse eines Atom}}$



1 Ball wiegt: 10g
Alle Bälle gesamt: 100g
 $\frac{100}{10} = 10$
Es gibt 10 Atome in der Tote



Molare Masse

Die Masse von 1 Mol eines Stoffes.

$$\text{Molare Masse } [M] = \frac{\text{Masse } [M]}{\text{Stoffmenge } [n]}$$

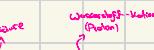
$$M = \frac{m}{n}$$

Die molare Masse M ist die Masse von 1 mol eines Stoffes und wird in der Einheit g/mol angegeben:

$$\text{molare Masse} = \frac{\text{Masse (in g)}}{\text{Stoffmenge (in mol)}} \quad M = \frac{m}{n} \Leftrightarrow m = M \cdot n \Leftrightarrow n = \frac{m}{M}$$

Säuren

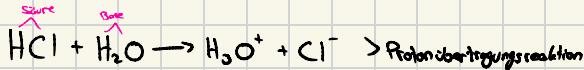
Proton-Donoratoren \rightarrow Bsp. $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$



- ätzend
- pH-Wert > 7
- Sauer
- Säure Lösungen sind elektrisch leitend
- entstehen aus Ionen \Rightarrow Durch Knallzusatz kann es nachgewiesen werden dass es sich um Wasserstoffionen handelt.
- enthalten Kationen (Wasserstoff-Kationen H^+ bzw. Protonen)
- Oxonium-Ionen H_3O^+

Basen Sind Protonenakzeptoren

bilden mit Wasser alkalischer Lösungen/Lagen.



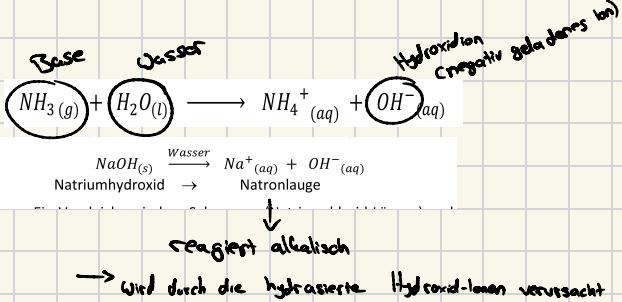
HCl gibt Protonen ab

H_2O nimmt Protonen an

Eine Substanz die in der Lage ist Protonen aufzunehmen

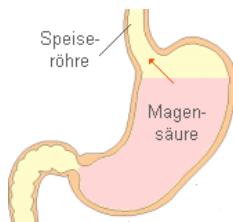
Laugen

- Lösung aus Base + Wasser (H_2O)
- reagiert alkalisch
- pH-Wert > 7
- Protonenakzeptoren
- sind alkalische Lösungen
- Art von Base, die in wässrige Lösung liegt
- OH^- ist für das typische Verhalten alkalischer Lösungen verantwortlich.



SalzsäureFormel: $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ Säurerest-Ion:Formel: Cl^-

Name: Chlorid-Ion

Stärke: starke SäureKonzentration: bis ca. 37%Verwendung: Aufbereitung von Erzen und Rohphosphat**Salpetersäure**Formel: HNO_3 Säurerest-Ion:Formel: NO_3^-

Name: Nitrat-Ion

Stärke: starke SäureKonzentration:

bis ca. 65% (rauchend: 100%ig)

Verwendung: Herstellung von Düngemitteln & chemische Verbindungen**Schwefelsäure**Formel: H_2SO_4 Säurerest-Ion:Formel: SO_4^{2-}

Name: Bisulfation

Stärke: starke SäureKonzentration: bis ca. 98%Verwendung:

Batterieherstellung

**Schweflige Säure**Formel: H_2SO_3 Säurerest-Ion:Formel: SO_3^{2-}

Name: Schwefelation

Stärke: schwach bis mittelKonzentration: nur verdünntVerwendung:Bleichmittel
Lebensmittelzusatzstoffe

<p>Kohlensäure</p> <p>Formel: H_2CO_3</p> <p>Säurerest-Ion:</p> <p>Formel: CO_3^{2-}</p> <p>Name: <i>Carboxation</i></p> <p>Stärke: <i>schwach</i></p> <p>Konzentration: bis ca. 0,2%</p> <p>Verwendung: <i>Gastronomie</i> <i>pH-regulierung</i></p> 	<p>Phosphorsäure</p> <p>Formel: H_3PO_4</p> <p>Säurerest-Ion:</p> <p>Formel: PO_4^{3-}</p> <p>Name: <i>Prophlet-Ion</i></p> <p>Stärke: <i>Mittel</i></p> <p>Konzentration: bis 100%</p> <p>Verwendung: <i>Gastronomie</i> <i>Carbonat</i> <i>Lebensmittel</i> <i>Rostentfernung</i></p> 
<p>Essigsäure</p> <p>Formel: CH_3COOH</p> <p>Säurerest-Ion:</p> <p>Formel: CH_3COO^-</p> <p>Name: <i>Acetation</i></p> <p>Stärke: <i>Schwach</i></p> <p>Konzentration: bis 100% (<i>Eisessig</i>)</p> <p>Verwendung: <i>Essig</i> <i>Konservierung</i></p>	<p>Ameisensäure</p> <p>Formel: HCOOH</p> <p>Säurerest-Ion:</p> <p>Formel: HCOO^-</p> <p>Name: <i>Fumation</i></p> <p>Stärke: <i>stark</i></p> <p>Konzentration: bis 100%</p> <p>Verwendung: <i>Lösung-/dissolventkennzeichnung</i></p>

Aufgabe 3

Ergänze die Tabelle.

Begründe dabei auch das unterschiedliche Anzahlverhältnis der Ionen bei verschiedenen Hydroxiden und gib an, wovon man das Anzahlverhältnis leicht ableiten kann.

Anzahlverhältnis ist von der Ladungen abhängig
 $\text{Ca}^{2+} \cdot \text{OH}^- \Rightarrow 2 \text{ OH}^-$ sind gebracht

Name des Stoffes	Formel des Hydroxids	Formel des Kations	Formel des Anions	Anzahlverhältnis der Ionen
Natriumhydroxid	NaOH	Na^+	OH^-	1:
Kaliumhydroxid	KOH	K^+	OH^-	1:1
Calciumhydroxid	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Ca^{2+}	OH^-	1:2
Bariumhydroxid	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Ba^{2+}	OH^-	1:2

Aufgabe 4

Umgangssprachlich werden für die Hydroxide und ihre Lösungen unterschiedliche Bezeichnungen gewählt. Ordne folgende Namen zu:

Ätzkali, Barytwasser, Natronlauge, Ätznatron, Kalkwasser, Bariumhydroxid-Hydrat, Kalilauge, Löschkalk.

wissenschaftlicher Name	Bezeichnung für den Feststoff	Bezeichnung für die Lösung
Natriumhydroxid	Ätznatron	Natronlauge
Kaliumhydroxid	Ätzkali	Kalilauge
Calciumhydroxid	Löschkalk	Kalkwasser
Bariumhydroxid	Barytwasser	Bariumhydroxid-Hydrat

Aufgabe 5

In der Technik werden große Mengen von Hydroxiden benötigt. Sie werden nicht aus den Metallen oder Metalloxiden hergestellt, sondern aus Stoffen, die in großer Menge in der Natur vorkommen. Informiere dich in deinem Chemiebuch oder im Internet über die technische Herstellung und Verwendung der folgenden Hydroxide und fülle die Tabelle aus.

wissenschaftlicher Name	Gewinnung aus	Beispiele für die Verwendung
Natriumhydroxid	NaCl (Natriumchlorid) + elektrischer Strom (Elektrolyse)	Papier, Textilien Reinigungsmittel Seife ...
Kaliumhydroxid	Kaliumchloritlösung + elektrischer Strom	Dingamitteln Seife Färbestoffen Büchsen
Calciumhydroxid	Calciumoxyd + Wasser	Neutralisierung alkoholischer Säuren Neutralisation von sauerem Milchsaft

Basiswissen Kapitel 8

Saure und alkalische Lösungen

Saure Lösungen

- färben Universalindikator gelb bis rot,
- » leiten den elektrischen Strom,
- » reagieren mit unedlen Metallen zu Wasserstoff und einem gelösten Salz und
- » enthalten **Oxonium-Ionen H_3O^+** .

Saure Lösungen entstehen beim Lösen von Säuren in Wasser, z. B. von Schwefelsäure H_2SO_4 :

$$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$$

Auch bei der Reaktion von Nichtmetalloxiden mit Wasser entstehen saure Lösungen, z. B.:

$$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$$

$$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^-(\text{aq})$$

kohlensaure Lösung

Der pH-Wert

Der **pH-Wert** ist ein Maß dafür, wie sauer oder alkalisch eine Lösung ist bzw. ob eine neutrale Lösung vorliegt. Lösungen mit pH-Werten unter 7 sind sauer, Lösungen mit pH-Werten über 7 sind alkalisch. Eine Lösung mit pH = 7 ist neutral.

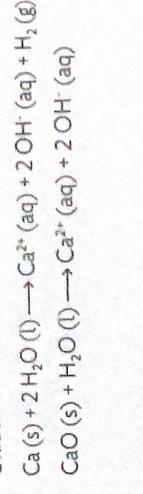
Nach der Definition von BRÖNSTED sind Säuren Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen abgeben, also Protonendonatoren. Stoffe, deren Teilchen bei einer chemischen Reaktion Protonen aufnehmen, also Protonenakzeptoren, bezeichnet man als Basen.

Alkalische Lösungen (= Laugen)

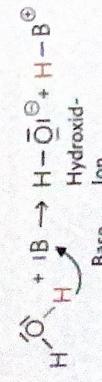
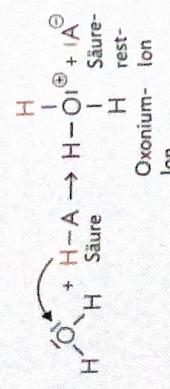
- » färben Universalindikator grün bis blau,
- » leiten den elektrischen Strom und
- » enthalten **Hydroxid-Ionen OH^-** .

Diese Hydroxid-Ionen sind entweder in den zu lösenden Stoffen bereits enthalten oder werden durch Reaktion mit Wasser gebildet.

Alkalische Lösungen entstehen z. B. beim Lösen von Metalhydroxiden (z. B. NaOH) in Wasser oder bei der Reaktion von unedlen Metallen und deren Oxiden mit Wasser, z. B.:



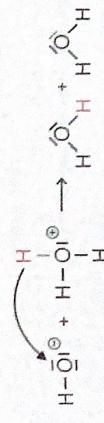
Je saurer eine Lösung ist, desto niedriger ist ihr pH-Wert und umso höher ist die Konzentration der H_3O^+ -Ionen. Je alkalischer eine Lösung ist, desto höher ist der pH-Wert und umso höher ist die Konzentration der OH^- -Ionen.



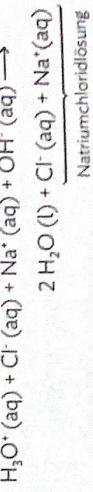
Säure-Base-Reaktionen

Bei der Reaktion zwischen einer Säure und einer Base werden Protonen H^+ von der Säure auf die Base übertragen. Säure-Base-Reaktionen sind **Protonenübertragungsreaktionen**.

Die **Neutralisation** ist eine Säure-Base-Reaktion, bei der gleiche Stoffmengen Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen miteinander zu Wasser-Molekülen reagieren.



Die Neutralisation ist eine Salzbildungsreaktion. Es entsteht eine neutrale Salzlösung, z. B.:



Stoffmenge n , Stoffmengenkonzentration c und molare Masse M

Die **Stoffmenge n** beschreibt die Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion. Sie hat die Einheit Mol. $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen = 1 mol Teilchen

Die **Stoffmengenkonzentration c** ist der Quotient aus der Stoffmenge n und dem Gesamtvolumen V einer Lösung:

$$c = \frac{n}{V}$$

Einheit: mol/L

Beispiele: Die molare Masse von Eisen ist $M(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$. Die molare Masse von Wasser ist $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$.

Titration

Die **Titration** ist ein Verfahren zur Bestimmung der Konzentration einer alkalischen oder sauren Lösung. Dabei wird eine alkalische Lösung unbekannter Konzentration (Vorlage) mit einer sauren Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) titriert oder umgekehrt. Bei der Titration findet eine Neutralisationsreaktion statt.

Mit einem Indikator kann sichtbar gemacht werden, wann die Lösung neutral ist. Der Farbumschlag des Indikators zeigt diesen **Äquivalenzpunkt** an. Aus dem bis zur Neutralisation verbrauchten Volumen der Maßlösung lässt sich die gesuchte Konzentration der Vorlage berechnen.

ERARBEITUNG

Titrationen und die molare Masse



B2 Natriumhydroxidplättchen und Natronlauge

Massen eines Gummibärchens	Δ	Massen eines Atoms
Massen aller Gummibärchen	Δ	Massen der Stoffportion (= Massen aller Atome)
Anzahl aller Gummibärchen	Δ	Anzahl aller Atome (daraus ergibt sich die Stoffmenge)

B3 Wiegen statt zählen

In einem Schrank steht ein altes Gefäß mit der Aufschrift Salzsäure. Die Konzentrationsangabe ist unleserlich geworden. Die Konzentration soll daher zunächst im Labor ermittelt werden. Im Anschluss soll die Säure neutralisiert werden.

Bestimmung der Salzsäurekonzentration

Die Konzentration der Salzsäure kann experimentell mit einer **Titration** ermittelt werden. Hierbei macht man sich die Neutralisationsreaktion zunutze. Man versetzt ein bestimmtes Volumen der Salzsäure unbekannter Konzentration mit etwas Indikatorlösung. Nun tropft man langsam Natronlauge mit bekannter Konzentration hinzu. Durch einen Farbumschlag des Indikators wird sichtbar, wann die Lösung neutralisiert ist. Der sogenannte **Äquivalenzpunkt** ist erreicht. Aus dem Volumen der bis dahin verbrauchten Natronlauge lässt sich die Konzentration der Salzsäure berechnen (vgl. FM S. 337).

Wiegen statt zählen

Die Konzentration der Salzsäure wurde durch Titration auf $c = 2 \text{ mol/L}$ bestimmt. Da noch ein Liter Säure zu entsorgen ist, werden 2 Mol Hydroxid-Ionen für die Neutralisation benötigt. Welche Masse an festem Natriumhydroxid muss abgewogen werden, um auf die benötigte Stoffmenge zu kommen?

Die Vorgehensweise lässt sich mithilfe eines Modellsversuchs verdeutlichen: Möchte man die Anzahl an Gummibärchen in einem Glas ermitteln, muss man diese nicht unbedingt zählen. Man kann stattdessen die Gesamtmasse aller Gummibärchen sowie die Masse eines einzelnen Gummibärchens mit einer Waage ermitteln. Teilt man nun die Gesamtmasse durch die Masse eines Gummibärchens, erhält man rechnerisch die Anzahl der Gummibärchen.

Das Prinzip lässt sich auf die Chemie übertragen: Atome kann man nicht zählen. Allerdings sind die Atommassen bekannt, z. B. wiegt ein Wasserstoff-Atom 1 u. Die Gesamtmasse aller Atome in einer Stoffportion lässt sich durch Wiegen der Stoffportion ermitteln. Daraus ergibt sich die Anzahl der Atome:

$$\text{Anzahl der Atome} = \frac{\text{Gesamtmasse der Stoffportion}}{\text{Masse eines einzelnen Atoms}}$$

Die molare Masse

Das Gesamtgewicht einer Stoffportion ermittelt man üblicherweise in Gramm, während das Gewicht eines Atoms im Periodensystem mit der Einheit u angegeben wird. Es ist bekannt, dass $6,022 \cdot 10^{23}$ Wasserstoff-Atome, also 1 mol Wasserstoff-Atome, genau 1 g wiegen. Ebenso ist bekannt, dass die Masse eines Natrium-Atoms 23 mal so groß ist, wie

Berechnungen zur Neutralisationsreaktion

8.5

Die molare Masse einer Verbindung berechnen

Berechne die molare Masse von Natriumhydroxid.

So geht's

- Lies die Massen m der Atome in der Verbindung aus dem PSE ab.
 $m(\text{Na}) = 23 \text{ u}$
 $m(\text{O}) = 16 \text{ u}$
 $m(\text{H}) = 1 \text{ u}$
- Übertrage den Zahlenwert auf die molare Masse M .
 $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$
 $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$
 $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$
- Addiere die molaren Massen gemäß der Formel der Verbindung.
 $M(\text{NaOH}) = 23 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} + 1 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$

die eines Wasserstoff-Atoms. 1 mol Natrium-Atome wiegt also 23 g. Man sagt, Natrium hat eine **molare Masse M** von 23 g/mol. Die molare Masse von Natrium entspricht also dem Zahlenwert der Atommasse in u (vgl. PSE). Bei Wasserstoff ist zu bedenken, dass dieser aus zweiatomigen Molekülen H_2 besteht. Somit ist der Zahlenwert der Atommasse mit zwei zu multiplizieren. Die molare Masse von Wasserstoff beträgt $M(\text{H}_2) = 2 \text{ mol/L}$.

Auch die molare Masse einer Verbindung bestimmt man, indem man die molaren Massen der gebundenen Atome addiert. Für Natriumhydroxid ergibt sich eine molare Masse von $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ (vgl. FM).

Die Masse von einem Mol eines Stoffes wird als molare Masse M bezeichnet. Sie ist der Quotient aus der Masse und der Stoffmenge: $M = \frac{m}{n}$. Die molare Masse hat die Einheit g/mol.

Berechnungen mit der molaren Masse

Zurück zur Entsorgung der alten Salzsäure: Mithilfe der molaren Masse von Natriumhydroxid kann nun berechnet werden, wie viel Gramm Natriumhydroxid für die Neutralisation der Salzsäure abgewogen werden muss.

Bekannt ist, dass ein Liter Salzsäure der Konzentration $c = 2 \text{ mol/L}$ neutralisiert werden soll. Dafür werden 2 mol Hydroxid-Ionen benötigt. Aus der molaren Masse von Natriumhydroxid $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$ lässt sich ableiten, dass 40 g Natriumhydroxid 1 mol Hydroxid-Ionen enthalten. Für die Neutralisation der Salzsäure wird die doppelte Menge, also 80 g Natriumhydroxid benötigt.

Dieses Beispiel lässt sich leicht im Kopf ermitteln. Kompliziertere Beispiele berechnet man mit einer Formel (vgl. Info):

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

$$m(\text{NaOH}) = 2 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 80 \text{ g}$$

Info

Die Formel zur Berechnung der molaren Masse kann entsprechend der gesuchten Größe umgeformt werden:

- Berechnung der molaren Masse: $M = \frac{m}{n}$
- Berechnung der Stoffmenge: $n = \frac{m}{M}$
- Berechnung der Masse: $m = n \cdot M$

AUFGABEN

A1 Berechne die Masse an Natriumhydroxid, die notwendig ist, um 1 L Salzsäure der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ zu neutralisieren.

A2 Magnesiumhydroxid $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ist Bestandteil von Antazida, die bei Sodbrennen überschüssige Magensäure (Salzsäure) neutralisieren sollen. Entwickle die Reaktionsgleichung für die Reaktion. Berechne die Masse an Magnesiumhydroxid $\text{Mg}(\text{OH})_2$, die notwendig ist, um 10 mL Salzsäure der Konzentration $c = 1 \text{ mol/L}$ zu neutralisieren. Prüfe dein Ergebnis experimentell.

FACHBEGRIFFE

das Mol, die Stoffmenge n , die Stoffmengenkonzentration c , die Titration, der Äquivalenzpunkt, die molare Masse M

ERARBEITUNG

Die Teilchenanzahl in einer Lösung

In einem Chemiebetrieb ist ein Gefäß mit Salzsäure ausgelaufen. Diese soll mit Natronlauge neutralisiert werden. Bei der Neutralisation reagiert jedes Oxonium-Ion in der Salzsäure mit je einem Hydroxid-Ion in der Natronlauge zu zwei Wasser-Molekülen. Wenn alle Oxonium-Ionen reagiert haben, ist die Lösung neutral und somit ungefährlich. Für die geplante Neutralisation muss deshalb zunächst in Erfahrung gebracht werden, wie viele Oxonium-Ionen in dem Gefäß mit Salzsäure vorhanden waren.

Die Stoffmenge

Um zu ermitteln, wie viele Teilchen in einem Gefäß sind, gibt es eine simple Methode: Man kann die Teilchen zählen. Bei einem Berg voll Schuhe oder einer Kiste mit Eiern kann man jeden Gegenstand einzeln zählen. Das kostet allerdings viel Zeit. Damit das Zählen schneller geht, kann man immer zwei Schuhe zu einem Paar zusammenfassen. Statt 100 Schuhpaare zählt man 50 Schuhpaare. 12 Eier kann man zu einem Dutzend Eiern zusammenfassen. Statt von 120 Eiern spricht man dann von 10 Dutzend Eiern.

In der Chemie fasst man die Teilchen zusammen:

602 000 000 000 000 000 000, also $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen werden zu einem **Mol** zusammengefasst. Statt von 6,022 $\cdot 10^{23}$ Wasserstoff-Atomen spricht man von einem Mol Wasserstoff-Atomen. Bei der doppelten Menge an Wasserstoff-Atomen sind folglich zwei Mol Wasserstoff-Atome vorhanden. Die Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion wird **Stoffmenge n** genannt. Sie hat die Einheit Mol.

Info
Die Anzahl der Teilchen von $6,022 \cdot 10^{23}$ in einem Mol einer Stoffportion wird nach dem italienischen Physiker AMEDEO AVOGADRO auch als AVOGADRO-Konstante N_A bezeichnet.

Die Stoffmenge n ist eine Größe mit der Einheit Mol. Die Stoffmenge gibt die Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion an.

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen} = 1 \text{ mol Teilchen}$$

Mithilfe der Stoffmenge kann man nicht nur Atome, sondern auch Moleküle oder Ionen zusammenfassen. So entsprechen $6,022 \cdot 10^{23}$ Oxonium-Ionen einem Mol Oxonium-Ionen.

Die Stoffmengenkonzentration

Um die ausgelaufene Salzsäure bei dem beschriebenen Unfall zu neutralisieren, muss man die Anzahl der Oxonium-Ionen, also die Stoffmenge, in einem bestimmten Volumen der ausgelaufenen Salzsäure kennen.

Die Größe, die etwas über die Stoffmenge pro Volumen aussagt, nennt man **Stoffmengenkonzentration c**. Sie gibt die Stoffmenge bezogen auf einen Liter Lösung an.

Berechnungen zur Neutralisationsreaktion

8.5

Je mehr Teilchen in einem Liter Lösung vorhanden sind, desto größer ist die Stoffmenge in diesem Volumen und somit auch die Stoffmengenkonzentration (c).

Die Stoffmengenkonzentration c ist der Quotient aus der Stoffmenge n und dem Gesamtvolumen V einer Lösung: $c = \frac{n}{V}$. Die Einheit der Stoffmengenkonzentration c ist mol/L.

Berechnungen zur Neutralisationsreaktion

Bei dem Unfall ist Salzsäure mit einem Volumen von $V = 100 \text{ L}$ und mit einer Stoffmengenkonzentration $c = 1 \text{ mol/L}$ ausgelaufen. Mit diesen Angaben kann die Stoffmenge n der Oxonium-Ionen in der Salzsäure bestimmt werden:

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V(\text{Salzsäure}) \quad (\text{vgl. Info})$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/L} \cdot 100 \text{ L} = 100 \text{ mol}$$

Um die ermittelte Stoffmenge an Oxonium-Ionen zu neutralisieren, wird die identische Stoffmenge an Hydroxid-Ionen benötigt.

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$n(\text{OH}^-) = 100 \text{ mol}$$

Das Volumen an Natronlauge, das diese Stoffmenge an Hydroxid-Ionen enthält, kann rechnerisch mithilfe der Stoffmengenkonzentration der Hydroxid-Ionen in der Natronlauge $c(\text{OH}^-) = 0,1 \text{ mol/L}$ ermittelt werden:

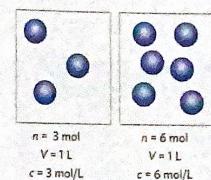
$$V(\text{Natronlauge}) = \frac{n(\text{OH}^-)}{c(\text{OH}^-)}$$

$$V(\text{Natronlauge}) = \frac{100 \text{ mol}}{0,1 \text{ mol/L}} = 1000 \text{ L}$$

Zur Neutralisation der ausgelaufenen Säure werden 1000 Liter Natronlauge der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$ benötigt.

AUFGABEN

- A1 Berechne die Stoffmenge an Oxonium-Ionen in 2 L Salzsäure der Konzentration $c = 5 \text{ mol/L}$.
- A2 Berechne das benötigte Volumen an Salzsäure der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$, um 10 mL Natronlauge der Konzentration $c = 0,01 \text{ mol/L}$ zu neutralisieren. Prüfe dein Rechenergebnis experimentell.
- A3 Diskutiere die Ideen der Schüler und Schülerinnen auf S. 330 zur Neutralisation der Salzsäure aus dem Säureunfall.



B1 Herleitung der Stoffmengenkonzentration

Info
Die Formel zur Berechnung der Stoffmengenkonzentration kann entsprechend der gesuchten Größe umgeformt werden:
 ▷ Berechnung der Stoffmengenkonzentration: $c = \frac{n}{V}$
 ▷ Berechnung der Stoffmenge: $n = c \cdot V$
 ▷ Berechnung des Volumens: $V = \frac{n}{c}$

ERARBEITUNG

Definition von Säuren und Basen

ROBERT BOYLE (1626 – 1691):
Säuren unterscheiden sich von anderen Stoffen dadurch, dass sie Lackmus rot färben und Kalkstein zersetzen.

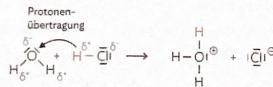
ANTOINE LAVOISIER (1743 – 1794):
Nichtmetalloide reagieren mit Wasser zu Säuren.

JUSTUS VON LIEBIG (1803 – 1873):
Säuren sind Wasserstoffverbindungen, in denen der Wasserstoff durch ein Metall ersetzt werden kann.

SVANTE ARRHENIUS (1859 – 1927):
Säuren bilden in wässrigen Lösungen Wasserstoff-Ionen H^+ .

JOHANNES NIKOLAUS BRÖNSTED (1879 – 1947) und
THOMAS MARTIN LOWRY (1874 – 1936):
Eine Säure ist ein Protonendonator.

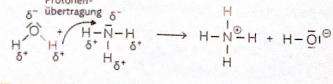
B1 Historische Entwicklung der Definition von Säuren



Basen definiert nach BRÖNSTED

Ammoniakgas, das aus einer Flasche mit konzentrierter Ammoniaklösung entwickelt, färbt feuchtes Universalindikatorpapier blau. Mit trockenem Indikatorpapier findet auch hier keine Farbveränderung statt. In Gegenwart von Wasser können die Ammoniak-Moleküle je ein Proton von je einem Wasser-Molekül aufnehmen. Es entstehen Hydroxid-Ionen OH^- , die für die Blaufärbung verantwortlich sind.

Das Ammoniak-Molekül ist in dieser Reaktion ein **Protonenakzeptor**. Protonenakzeptoren werden nach BRÖNSTED als **Basen** bezeichnet (vgl. Info). Basen bilden mit Wasser alkalische Lösungen.



Nach BRÖNSTED ist eine Säure ein Protonendonator und eine Base ein Protonenakzeptor.

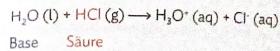
Info

Die Begriffe Lauge und Base werden häufig synonym verwendet. Der Laugenbegriff ist historisch gesessen der ältere. Eine Lauge ist eine alkalische Lösung. Der Begriff bezieht sich dagegen auf die Protonenakzeptoreigenschaft der Base-Teilchen.

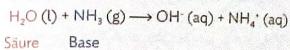
8.4 Säure-Base-Reaktionen

Wasser: Säure und Base zugleich?

Bei der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser geben die Chlorwasserstoff-Moleküle je ein Proton an die Wasser-Moleküle ab. Die Wasser-Moleküle nehmen also je ein Proton auf und fungieren somit nach BRÖNSTED als Base:



Bei der Reaktion von Ammoniak mit Wasser geben die Wasser-Moleküle je ein Proton an die Ammoniak-Moleküle ab. Hier fungieren die Wasser-Moleküle nach BRÖNSTED als Säure:



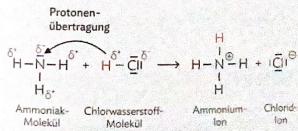
Moleküle, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken können, nennt man **Ampholyte**.



B2 Säure-Base-Reaktion ohne Beteiligung von Wasser

Säure-Base-Reaktionen ohne Wasser

Stellt man eine Flasche mit konzentrierter Ammoniaklösung neben eine Flasche mit konzentrierter Salzsäure, entsteht im Gasraum über den Flaschenöffnungen weißer Rauch (LV2, B2). Dabei handelt es sich um festes Ammoniumchlorid NH_4Cl , das nach einiger Zeit zu Boden sinkt. Die Reaktion zwischen den Gasen Ammoniak und Chlorwasserstoff läuft ohne Beteiligung von Wasser ab:



Die Ammoniak-Moleküle nehmen je ein Proton auf und wirken als Base, während die Chlorwasserstoff-Moleküle je ein Proton abgeben und als Säure wirken. Insgesamt findet eine **Protonenübertragung** statt.

Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen.

Bei Säure-Base-Reaktionen liegen zu keinem Zeitpunkt freie Protonen vor. Es müssen stets ein Protonendonator und ein Protonenakzeptor zugegen sein.

AUFGABEN

A1 Begründe, ob es sich bei Natriumhydroxid NaOH um eine Base nach BRÖNSTED handelt.



ERARBEITUNG



B1 Citronensäure $C_6H_8O_7$ ist ein weißer Feststoff. Die verbreitete Fruchtsäure kommt z. B. in Zitronen und Orangen vor.

Eigenschaften saurer Lösungen

Magensaft, Zitronensaft, Joghurt und viele andere Lebensmittel enthalten Säuren, die eines gemeinsam haben: Sie schmecken sauer. In ihren weiteren Eigenschaften, z. B. dem Aggregatzustand, dem Geruch und der Dichte, können sie sich in reiner Form stark unterscheiden. So ist Citronensäure als Reinstoff fest (**B1**) und Milchsäure flüssig.

Chemische Experimente ermöglichen genauere Aussagen über die gemeinsamen Eigenschaften von sauren Lösungen. Die wässrigen Lösungen von Säuren färben **Indikatoren** auf charakteristische Art (vgl. FM S. 311). Reine Säuren zeigen diese typische Eigenschaft jedoch nicht. Feste Citronensäure verfärbt ein Stück trockenes Universalindikatorpapier nicht. Säuren können also die Eigenschaft, Indikatoren charakteristisch zu färben, nur als wässrige Lösungen entfalten.

Die Ionen in sauren Lösungen

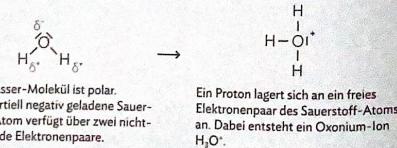
Eine weitere Gemeinsamkeit von sauren Lösungen besteht darin, dass sie den elektrischen Strom leiten (**V1**). Saure Lösungen enthalten also Ionen. Um welche Ionen es sich handelt, kann man aus der Reaktion von Salzsäure mit einem unedlen Metall wie Magnesium ableiten (**V4**). Es bildet sich ein farbloses Gas, das man mit der Knallgasprobe als Wasserstoff nachweisen kann. Die Bildung von Wasserstoff kann man auch bei der Reaktion anderer saurer Lösungen beobachten.

Aus diesen Ergebnissen kann man schließen, dass in sauren Lösungen Wasserstoff-Kationen enthalten sind. Die Wasserstoff-Kationen H^+ werden auch **Protonen** genannt (vgl. Info). Sie kommen in wässrigen Lösungen nicht isoliert vor, sondern lagern sich sofort an die partiell negativ geladenen Sauerstoff-Atome der Wasser-Moleküle an. Es bilden sich **Oxonium-Ionen** H_3O^+ .

Info
Wasserstoff-Kationen enthalten keine Elektronen in der Atomhülle. Sie bestehen nur aus einem einfach positiv geladenen Atomkern, der keine Neutronen enthält. Ein Wasserstoff-Kation H^+ besteht also ausschließlich aus einem Proton und wird daher häufig einfach als Proton bezeichnet.



INFO



B2 Die Bildung von Oxonium-Ionen H_3O^+

Die Bildung von Oxonium-Ionen

Wird das Gas Chlorwasserstoff in Wasser eingeleitet, werden die Chlorwasserstoff-Moleküle HCl in Protonen H^+ und Chlorid-Anionen Cl^- gespalten. Die Protonen bilden zusammen mit den Wasser-Molekülen Oxonium-Ionen (**B3**). Die Protonen werden also von den Chlorwasserstoff-Molekülen auf die Wasser-Moleküle übertragen:

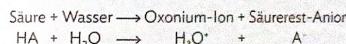


Die entstandene Lösung wird **Salzsäure** genannt. In der Salzsäure sind sowohl die Oxonium-Ionen als auch die Chlorid-Anionen von Hydrathüllen (vgl. S. 284) umgeben. Dies wird in der Reaktionsgleichung durch den Zusatz (aq) gekennzeichnet.



Die wässrige Lösung von Chlorwasserstoffgas heißt Salzsäure.

Allgemein lässt sich das Lösen einer Säure in Wasser wie folgt darstellen:



Der Buchstabe A steht nicht für ein Element, sondern für das Anion der Säure (engl. *acid* = Säure). Liegt dieses ungebunden vor, spricht man vom **Säurerest-Anion A**:

Mehrprotonige Säuren

Säuren, die beim Lösen in Wasser mehrere Protonen abspalten können, nennt man **mehrprotonige Säuren**. Schwefelsäure H_2SO_4 ist eine zweiprotonige Säure, die z. B. in Autobatterien vorliegt. Jedes Schwefelsäure-Molekül kann zwei Protonen abspalten:



Phosphorsäure H_3PO_4 ist eine dreiprotonige Säure, die z. B. in Cola enthalten ist. Jedes Phosphorsäure-Molekül kann drei Protonen abspalten:



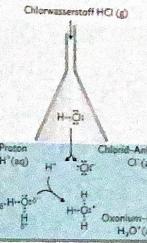
AUFGABEN



A1 Recherchiere die Namen der Säuren, die zu den in B4 aufgeführten Säurerest-Anionen gehören.

A2 Saure Lösungen zersetzen unedle Metalle wie Magnesium, Zink und Eisen. Dabei bilden sich Wasserstoff und die entsprechenden Metallsalze. Entwickle die Reaktionsgleichung zur Zersetzung von Magnesium durch Salzsäure (**V4**).

Hinweis: Magnesiumsalze enthalten Magnesium-Ionen Mg^{2+} .



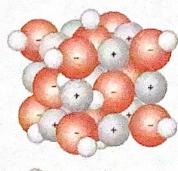
B3 Beim Lösen von Chlorwasserstoff bildet sich Salzsäure.

Name	Formel des Säurerest-Anions A ⁻
Chlorid-Anion	Cl ⁻
Nitrat-Anion	NO ₃ ⁻
Carbonat-Anion	CO ₃ ²⁻
Sulfat-Anion	SO ₄ ²⁻
Sulfat-Anion	SO ₄ ²⁻
Phosphat-Anion	PO ₄ ³⁻

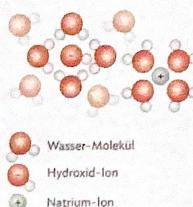
B4 Namen und Formeln einiger Säurerest-Anionen A⁻

ERARBEITUNG

Eigenschaften alkalischer Lösungen



B1 Ionengitter von Natriumhydroxid



B2 Modell der hydratisierten Ionen in einer Natriumhydroxidlösung

Name	Verhältnisformeln
Lithiumhydroxid	LiOH
Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂
Aluminiumhydroxid	Al(OH) ₃
Kupfer(II)-hydroxid	Cu(OH) ₂
Eisen(II)-hydroxid	Fe(OH) ₂
Eisen(III)-hydroxid	Fe(OH) ₃
B3 Namen und Verhältnisformeln einiger Metallhydroxide	

314

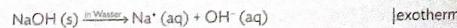
Wenn im Haushalt der Abfluss verstopft ist, können Abflussreiniger helfen. Auf deren Verpackung findet man den Warnhinweis „ätzend“. Ätzende Stoffe greifen Oberflächen an und zerstören Gewebe. Bei Experimenten mit ätzenden Stoffen muss man daher immer eine Schutzbrille tragen und jeglichen Hautkontakt vermeiden.

Im Abflussreiniger ist der ätzende Stoff das **Natriumhydroxid**, ein weißer Feststoff, der üblicherweise zu Plätzchen gepresst ist.

Metallhydroxide bilden alkalische Lösungen

Natriumhydroxid ist eine salzartige Verbindung aus positiv geladenen Natrium-Ionen Na^+ und negativ geladenen Hydroxid-Ionen OH^- . Im festen Zustand liegen die Ionen in einem stabilen Ionengitter vor (B1). Festes Natriumhydroxid NaOH (s) ist daher nicht elektrisch leitfähig.

In Wechselwirkung mit Wasser-Molekülen wird das Ionengitter zerstört und die hydratisierten Ionen sind frei beweglich (B2). Die Lösung leitet den elektrischen Strom. Man nennt sie **Natronlauge**.



Auch andere Metallhydroxide, z.B. Calciumhydroxid, bilden mit Wasser Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten. Solche Lösungen nennt man **alkalische Lösungen** bzw. **Laugen**. Sie färben Universalindikator blau.

Hydroxid-Ionen OH^- sind verantwortlich für das typische Verhalten alkalischer Lösungen.

Die Verhältnisformeln von Metallhydroxiden

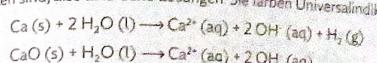
In Metallhydroxiden hängt das Anzahlverhältnis von Kationen zu Anionen von der Ladung des Metall-Kations ab. Ein Natrium-Ion ist einfach positiv geladen, somit liegen Natrium- und Hydroxid-Ionen im Zahlerverhältnis 1 : 1 vor. Die Verhältnisformel ist NaOH . Calcium-Ionen sind zweifach positiv geladen, entsprechend ist die Verhältnisformel von Calciumhydroxid $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Die Metalle der Nebengruppen können unterschiedlich geladene Kationen bilden. Daher gibt es z.B. verschiedene Eisenhydroxide mit den Formeln $\text{Fe}(\text{OH})_2$ und $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Im Namen unterscheidet man die Stoffe durch römische Zahlen, die die Ladungen der Kationen angeben (B3).

Alkalische Lösungen und ihre Ionen

Alkalische Lösungen durch chemische Reaktionen

Unedle Metalle sowie deren Oxide reagieren teilweise heftig mit Wasser (V3–V5). Es bilden sich Lösungen, in denen Hydroxid-Ionen enthalten sind, also alkalische Lösungen. Sie färben Universalindikator blau.



Alkalische Lösungen lassen sich herstellen, indem man unedle Metalle oder deren Oxide mit Wasser reagieren lässt.

Auch Ammoniaklösung ist eine alkalische Lösung

Ammoniak ist ein stechend riechendes Gas. Es wird z.B. bei der Zersetzung von Harnstoff freigesetzt, einem Hauptbestandteil von Urin.

Ammoniak reagiert mit Wasser zu einer farblosen Lösung, die Universalindikator blau färbt. Die Molekülformel von Ammoniak lautet NH_3 . Es bildet sich also eine alkalische Lösung, obwohl Ammoniak selbst keine Hydroxid-Ionen enthält. Diese werden bei der Reaktion von Ammoniak mit Wasser gebildet.



Die Lösung aus Ammonium-Ionen NH_4^+ und Hydroxid-Ionen OH^- nennt man Ammoniumhydroxidlösung oder einfach Ammoniakwasser. Ammoniak hat eine extrem hohe Wasserlöslichkeit. Bei 20 °C lösen sich in einem Liter Wasser bis zu 520 Liter Ammoniakgas. In einem geschlossenen System kann bei diesem Lösevorgang ein Unterdruck entstehen, wodurch schlagartig Wasser in das Gefäß gesaugt wird (B4). Dieser Effekt wird beim Springbrunnenversuch genutzt (V6).

INFO

Durch die Reaktion von Ammoniak mit Wasser entsteht die alkalische Lösung Ammoniakwasser, die Hydroxid-Ionen und Ammonium-Ionen enthält.



B4 Ergebnis des Ammoniak-Springbrunnens als Spritzenversuch (links) und im Maßstab (rechts)

Info

Iene Laugen bzw. alkalische Lösung enthalten Hydroxid-Ionen. Diese sind entweder in den zu lösenden Stoffen bereits enthalten oder werden in Wasser erst gebildet.

FACHBEGRIFFE

das Natriumhydroxid, das Hydroxid-Ion OH^- , die Natronlauge, die alkalische Lösung, die Lauge, das Ammoniak, das Ammonium-Ion NH_4^+



315



ERARBEITUNG

Messen des pH-Werts von Lösungen

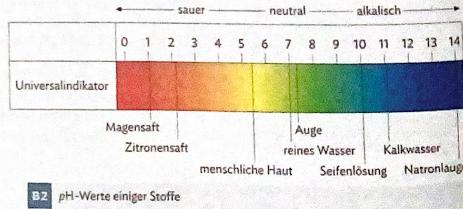


B1 Messung des pH-Werts von Alltagsprodukten mit Universal-Indikatorpapier

Der pH-Wert

Als Maß dafür, ob eine wässrige Lösung sauer oder alkalisch ist und wie stark sie sauer bzw. alkalisch ist, dient der **pH-Wert**. Der pH-Wert ist ein Zahlenwert, der grob mit Universalindikatorpapier bestimmt werden kann. Dafür berührt man den zu testenden Stoff mit einem ggf. angefeuchteten Streifen des Universalindikatorpapiers und vergleicht die Verfärbung des Papiers mit der Farbskala auf der Verpackung (B1). Zitronensaft und Joghurt verfärben das Universalindikatorpapier orangefarben. Nach der Farbskala liegen ihre pH-Werte unter 7. Lösungen, deren pH-Werte kleiner als 7 sind, gehören zu den sauren Lösungen. Je niedriger der pH-Wert ist, desto stärker sauer ist die Lösung. Testet man Soda und Hirschhornsalz mit angefeuchtetem pH-Papier, verfärbt sich das pH-Papier grünblau. Die pH-Werte liegen über 7. Lösungen, deren pH-Werte größer als 7 sind, sind alkalische Lösungen. Je höher der pH-Wert ist, desto stärker alkalisch ist die Lösung. Destilliertes Wasser, eine Lösung von Kochsalz und eine Zuckerlösung haben einen pH-Wert von 7. Sie sind neutral, d.h. weder sauer noch alkalisch.

Bei nahezu allen Lebensvorgängen spielt der pH-Wert eine wichtige Rolle. Pflanzen wachsen z.B. nur bei bestimmten pH-Werten des Bodens optimal. Salat benötigt Böden mit einem pH-Wert zwischen 6 und 7. Erdbeeren bevorzugen leicht alkalische Böden mit pH-Werten um 8.5. Auch der gesamte menschliche Organismus ist für sein „gesundes“ Funktionieren auf richtige pH-Werte angewiesen (vgl. Exkurs S. 320).



B2 pH-Werte einiger Stoffe

Der pH-Wert 8.3

KONTAKT

- Saure Lösungen haben einen pH-Wert kleiner als 7.
- Alkalische Lösungen haben einen pH-Wert größer als 7.
- Neutrale Lösungen haben einen pH-Wert gleich 7.

Die genaue Messung des pH-Werts

Für die einfache Einschätzung des pH-Werts reicht der Einsatz von Universalindikatorpapier. Auch andere Indikatoren sind geeignet, wenn man weiß, bei welchem pH-Wert der Indikator welche Färbung hat. Auskunft über einen genaueren Zahlenwert des pH-Werts erhält man beim Einsatz eines **pH-Meters** mit **pH-Elektrode** (vgl. S. 317). Damit kann man Werte mit mehreren Nachkommastellen genau messen,

Ahängigkeit von der Ionen-Konzentration

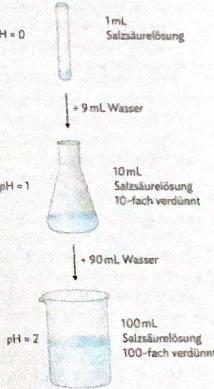
Saure und alkalische Lösungen leiten den elektrischen Strom, da sie Oxonium-Ionen H_3O^+ bzw. Hydroxid-Ionen OH^- enthalten. Verdünnt man die Lösungen, indem man mehr Wasser hinzugibt, nimmt die Leitfähigkeit ab. In einem bestimmten Volumen nimmt die Anzahl der Ionen, und somit der Ladungsträger, durch das Verdünnen der Lösung ab. Testet man den pH-Wert einer Salzsäurelösung und verdünnt diese dann zweimal jeweils um den Faktor 10, stellt man fest, dass der pH-Wert um einen und schließlich um zwei Zahlenwerte ansteigt, z.B. von 0 auf 1 und dann auf 2 (V4, B3). Umgekehrt sinkt der pH-Wert einer Natronlauge um einen Zahlenwert, z.B. von 10 auf 9, wenn man die Natronlauge um den Faktor 10 verdünnt.

KONTAKT

Je mehr Oxonium-Ionen in einem bestimmten Volumen einer Lösung enthalten sind, desto niedriger ist der pH-Wert der Lösung. Je mehr Hydroxid-Ionen in einem bestimmten Volumen einer Lösung vorliegen, desto höher ist der pH-Wert der Lösung.

AUFGABEN

- A1 Der pH-Wert von Cola beträgt 3, der von Backpulverlösung 8 und der von Leitungswasser 7. Ordne den Flüssigkeiten die Begriffe sauer, neutral und alkalisch zu.
- A2 Erkläre anhand von B2 die Aufschrift „pH-hautneutral“ auf manchen Pflegeprodukten sowie die Verwendung von neutralen Shampoos für Kleinkinder.
- A3 Regenwasser hat einen pH-Wert von ca. 6, saurer Regen einen pH-Wert zwischen 4 und 5. Beschreibe die Änderung des Gehalts an Oxonium-Ionen zwischen reinem und saurem Regen.



B3 Der pH-Wert einer Lösung hängt von ihrer Konzentration ab.

FACHBEGRIFFE

der pH-Wert, die pH-Skala, die pH-Elektrode, das pH-Meter, das Oxonium-Ion, das Hydroxid-Ion

Wie sauer eine Lösung reagiert, hängt vom Gehalt der jeweiligen Säure ab. Dabei gibt es verschiedene Möglichkeiten, den Gehalt einer Säure anzugeben.

Eine einfache Möglichkeit der Gehaltsangabe für Lösungen ist der **Massenanteil w**.

Der **Massenanteil w** gibt an, welchen Anteil die Masse eines gelösten Stoffs an der Gesamtmasse der Lösung hat. Der Massenanteil wird in Prozent angegeben:

$$w(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{m(\text{Lösung})} \quad \text{Einheit: \%}$$

Beispiel 1: Eine Salzsäure mit $w = 0,05 = 5\%$ enthält demnach 5 g Chlorwasserstoff in 100 g Lösung.

$$\text{O} \cdot \text{Cl} = \frac{5}{750} \cdot 100\% = 13,3\%$$

Aufgabe 1

Berechne, wie viel g Iodwasserstoff in 750 g einer 18%igen Iodwasserstoff-Säure enthalten sind.

Lässt man aber beispielsweise 5%ige Salzsäure und 5%ige Iodwasserstoffsäure mit jeweils der gleichen Menge Zink reagieren, so stellt man fest, dass Salzsäure wesentlich heftiger reagiert. Trotz des gleichen Massenanteils beobachtet man hier eine stärkere Gasentwicklung als bei Iodwasserstoffsäure. Wiederholt man das Experiment mit Salzsäure und Iodwasserstoffsäure der gleichen Stoffmengenkonzentration, läuft in beiden Fällen die Reaktion gleich heftig ab. Bei gleicher Stoffmengenkonzentration sind nämlich in gleichen Volumina gleich viele Oxonium-Ionen, die für die Reaktion verantwortlich sind. Die Angabe von Stoffmengenkonzentrationen wird daher in der Chemie meist bevorzugt.

Um die Stoffmengenkonzentration – oder kurz Konzentration – einer Lösung berechnen zu können, benötigt man jedoch die Stoffmenge und die molare Masse des gelösten Stoffes.

Selbst kleine Stoffportionen wie etwa 20 g Zucker enthalten ungeheuer große Teilchenanzahlen. Daher fasst man diese – ähnlich wie 12 Stück zu 1 Dutzend – zu einer neuen Größe, der **Stoffmenge n**, zusammen.

Die **Stoffmenge n** ist eine physikalische Größe mit der Einheit mol.

Eine Stoffportion der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ enthält $602\,200\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Je mehr Teilchen eines Stoffes man hat, desto größer ist die Masse dieser Teilchenportion, Masse und Stoffmenge verhalten sich also proportional zueinander. Den Zusammenhang zwischen der Masse und der Stoffmenge einer Stoffportion stellt die molare Masse M dar.

Die **molare Masse M** ist die Masse von 1 mol eines Stoffes und wird in der Einheit g/mol angegeben:

$$\text{molare Masse} = \frac{\text{Masse (in g)}}{\text{Stoffmenge (in mol)}} \quad M = \frac{m}{n} \Leftrightarrow m = M \cdot n \Leftrightarrow n = \frac{m}{M}$$

Der Zahlenwert der molaren Masse ist je nach Teilchenart, auf die sie sich bezieht, gleich dem Zahlenwert der Atommasse (bei Elementen) oder gleich der Summe der Atommassen (bei Verbindungen).

Beispiel 2:

a) Bestimme die molare Masse von Wasser.

$$M(H_2O) = 2 \cdot M(H) + M(O) = 2 \cdot 1,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

b) Bestimme die Masse von 0,1 mol Magnesiumbromid.

$$\text{molare Masse: } M(MgBr_2) = M(Mg) + 2 \cdot M(Br) = 24,31 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 79,90 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 184,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masse: } m(MgBr_2) = M(MgBr_2) \cdot n(MgBr_2) = 184,11 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ mol} = 18,411 \text{ g}$$

c) Bestimme die Stoffmenge von 20 g Silber.

$$\text{molare Masse: } M(Ag) = 107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Stoffmenge: } n(Ag) = \frac{m(Ag)}{M(Ag)} = \frac{20 \text{ g}}{107,87 \text{ g/mol}} \approx 0,185 \text{ mol}$$

Aufgabe 2

a) Gib die molaren Massen von Aluminium, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid und Methan an.

b) Bestimme die Masse von 0,4 mol Natriumhydroxid (NaOH).

c) Bestimme die Stoffmenge von 29,2 g Chlorwasserstoff.