

## **Kapitel 00: Crashkurs Chemie**

## Inhalt

Kapitel 00: Crashkurs Chemie.....	1
Inhalt.....	2
Vorwort: Was soll das?.....	5
Abschnitt 1 - Grundlagen.....	6
Chemie ist eine Experimentalwissenschaft.....	7
In der Chemie betrachtet man Stoffe, diese unterscheiden sich.....	7
Kennzeichen chemischer Reaktionen.....	8
a) Zwei Beispiele für Vereinigungen.....	9
2. Vereinigung von Kupfer mit Schwefel.....	11
b) Zwei Beispiele für Zersetzungen.....	12
1. Die Zersetzung von Wasser (=Analyse von Wasser).....	12
2. Die Zersetzung von Quecksilberoxid.....	13
Stoffe bestehen aus winzigen „Teilchen“, die „Atome“ genannt werden.....	14
Vorgänge beim Erhitzen von Wasser.....	15
Stoffe bestehe aus Atomen - eine „Vermutung“ von John Dalton.....	16
Atome sind im Periodensystem (PSE) angeordnet.....	17
Die „Grundbausteine“ des Atoms.....	17
Zusatzinformationen zu Atomen:.....	17
Die symbolische Schreibweise von Atomen.....	18
Atombau: Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern.....	19
Aufbau des Wasserstoffatoms:.....	19
b) Aufbau des Lithiumatoms.....	20
c) Aufbau des Natriumatom (Na).....	21
Was sind Edelgase?.....	21
Wiederholungsfragen.....	22
Abschnitt 2: Reaktionsgleichungen und Ionen.....	23
Die Wertigkeit (=Oxidationszahl) - eine nützliche Hilfszahl.....	24
Wie bestimmt man die Formel eines Salzes?.....	25
Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen.....	26
Ein typischer Schülerfehler.....	27
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I.....	28
a) Vereinigungen.....	28
b) Bildung der Säuren aus Nichtmetalloxid und Wasser.....	28
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II.....	29
a) Oxidationen (Vereinigungen).....	29
b) Laugenbildung aus Metalloxid und Wasser.....	29
c) Neutralisation.....	29
d) Zersetzungen.....	29
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III.....	30
e) Umsetzungen.....	30
f)Aufgaben für Profis.....	30
Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV.....	31
Leitfähigkeitsmessung von Lösungen.....	32
Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden?.....	33
a) Bildung des Na- Ions.....	33
b) Bildung des Cl- Ions.....	33
Eigenschaften der Salze.....	34
Charakteristische Eigenschaften von Salzen:.....	34
Zusammensetzung der Salze.....	34
Tipps zum Bestimmen von Ionenladungen.....	35
Welche Ionenladung hat das Wasserstoffion?.....	36
Die Ionenbindung.....	36
Infoblatt: Ionenbindung und das Ionengitter.....	37
Liste einiger wichtiger Anionen.....	37
Übungen zur Bestimmung der Ionenladungen.....	38

Übungstest zum Thema „Salze und Ionen“ I.....	39
Wiederholungsfragen Ionen.....	40
Wiederholungsfragen Hauptgruppen.....	41
Übung: Das Periodensystem der Elemente .....	42
Abschnitt 3: Ein genauer Blick auf die chemischen Reaktionstypen - Redoxreaktionen.....	44
Die Oxidation und die Reduktion nennt man auch Redoxreaktion.....	45
Sauerstoff, das Element der Redoxreaktion - ist er das gleiche wie Luft?.....	46
CO <sub>2</sub> - Nachweis mit Kalkwasser.....	47
Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff - eine Redoxreaktionen.....	48
Historische Herstellung von Kupfer aus Kupferoxid.....	48
Redoxreaktionen: Muss nun immer beides vorliegen, eine Oxidation und eine Reduktion? .....	49
Wiederholungsfragen .....	50
Abschnitt 4: Ein genauer Blick auf die chemischen Reaktionstypen - Säuren, Laugen und Basen.....	51
Was sind Säuren und Laugen?.....	52
2. Indikatoren.....	52
Aufgaben:.....	52
4. Formeln.....	53
Säurereste und Wertigkeit (=Oxidationszahlen).....	53
Versuch: Reaktionen der Oxide mit Wasser I: Säurebildung in zwei Schritten.....	54
Reaktionen der Oxide mit Wasser II: Laugenbildung in zwei Schritten.....	55
Säuren greifen unedle Metalle an.....	56
Säuren greifen Kalk an.....	56
Darstellung von Chlorwasserstoff (HCl).....	57
Die Protolyse.....	58
Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure.....	59
Die Autoprotolyse des Wassers.....	59
Ist Ammoniak (NH <sub>3</sub> ) eine Lauge?.....	60
Ist Natronlauge auch eine Base?.....	61
Säure-Base Reaktionen im Detail.....	61
Die Neutralisation.....	62
Quantitative Neutralisation.....	63
Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion.....	64
Der pH-Wert.....	65
a) Die Konzentration einer Lösung.....	66
b) Definition des pH-Werts.....	66
Zusammenfassung: Säure und Laugenbildung.....	67
Wichtige Definitionen.....	67
Wiederholungsfragen.....	68
Abschnitt 5: Die Atombindung.....	69
Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff.....	70
1) Wasserstoff.....	70
2) Bindungsverhältnisse bei anderen Molekülen.....	71
3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen.....	71
4) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH <sub>4</sub> ).....	72
Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln).....	73
Der räumliche Bau von Molekülen.....	74
Vom CH <sub>4</sub> zum HF.....	75
Die Projektionsform - zum Zeichnen fürs Heft - (mit Farbstiften verdeutlichen).....	75
Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:.....	76
Pauling-Skala der Elektronegativität (EN).....	77
Zusammenfassung der beiden Bindungsarten.....	78
Zwischen Atom- und Ionenbindung: Die polare Atombindung und die Elektronegativität.....	79
Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen.....	80
Dipolmoleküle.....	82
Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:.....	83
H <sub>2</sub> O - ein Dipolmolekül.....	83
Kräfte zwischen Molekülen.....	84
1. Dipol-Dipol-Kräfte.....	84

2. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs).....	85
3. Van der Waalskräfte (VdW-Kräfte).....	85
Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen.....	85
Wiederholungsfragen.....	86
Abschnitt 6: Weitere wichtige Aspekte der Chemie.....	87
Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen.....	88
a) Energiediagramm (exotherme Reaktion).....	88
b) Energiediagramm (endotherme Reaktion).....	88
Der Katalysator.....	89
Chemisches Rechnen: Die Masse von Atomen und Molekülen.....	90
a) Die Avogadro Zahl.....	90
b) Die Masse von Atomen.....	91
c) Die molare Masse.....	91
Chemisches Rechnen: Molares Volumen (VM).....	93
Chemisches Rechnen: Die Dichte .....	94
Chemisches Rechnen: Übersicht zum Rechnen mit molaren Größen.....	95
Symbole und Einheiten.....	95
Zusammenhänge.....	95

**Vorwort: Was soll das?**

„Chemie nachholen?“  
„Im Unterricht irgendwann abgehängt wurden?“  
„Nie gelernt, alles vergessen?“  
„Die Formeln machen Dich fertig?“

Nun, dann bist Du hier richtig! ;-) In möglichst wenigen Seiten soll versucht werden, zu erklären, was Chemie ist und wie sie „funktioniert“. Etwas lernen wirst Du dennoch müssen - denn Chemie ist wie eine Fremdsprache, man muss vieles im Kopf haben und beachten, dann klappt es aber meistens sehr gut!

Deshalb gleich vorweg, wenn Du ernsthaft die Absicht hast, etwas nachzuholen und bekanntes in einem größeren Zusammenhang einzuordnen, dann setzt das Deine Kooperation voraus! Keine Scheu, keine Angst, keine Unlust - z.B. wenn Du Formeln siehst!

Pro Kapitel musst Du ca. 5-8 Stunden Arbeitszeit rechnen.  
Wenn DU nicht bereit bist, das zu investieren, fange gar nicht erst an!

Die Texte entsprechen übrigens zum großen Teil denen des Online-Chemiebuches (<http://www.hoffmeister.it/chemie/chemie.htm>), allerdings in komprimierter Form. Wenn Du also etwas nicht verstehst, oder tiefer einsteigen möchtest, kannst Du alles im entsprechenden Kapitel einfach nachlesen.

**Noch ein Tipp zum Verständnis:**

In Versuchsprotokollen tauchen oft die Buchstaben V:, B: und S: auf. Sie bedeuten: Versuchsdurchführung, Beobachtung, Schlussfolgerung

Viel Spaß beim Lernen.

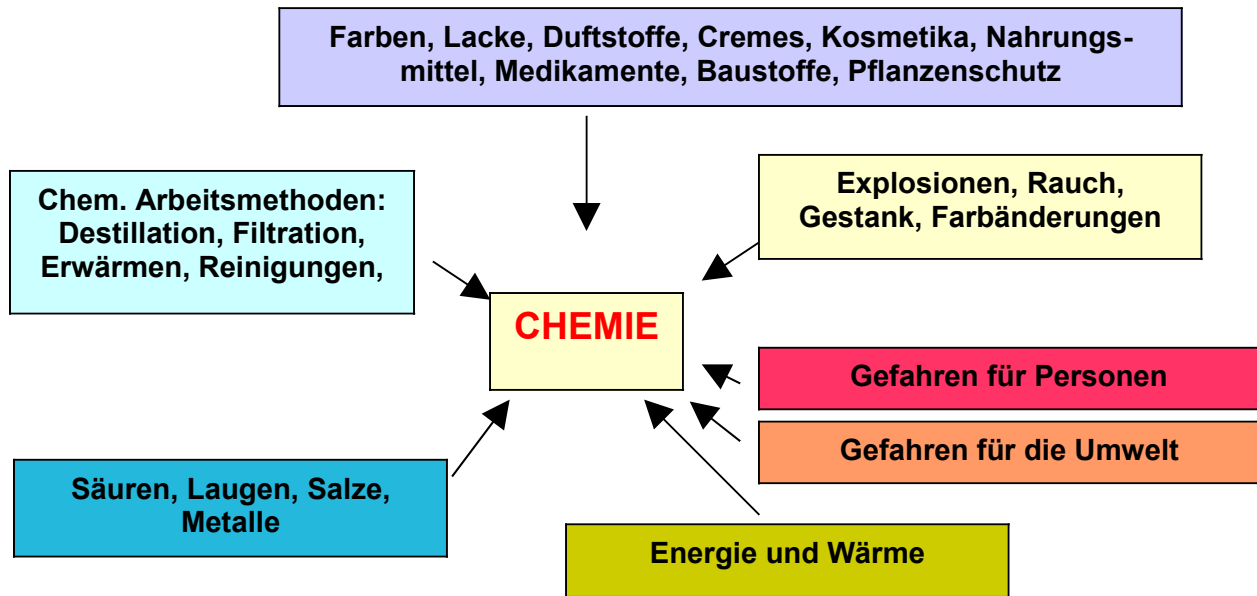
H. Hoffmeister

## **Abschnitt 1 - Grundlagen**

So, los geht es. Dieses Kapitel beschäftigt sich mit dem, was Chemiker so den lieben langen Tag eigentlich machen (Atome bewegen \*g\* ). Du bekommst eine kleine Übersicht, über die drei Arten der Reaktionen, d.h. die Möglichkeiten, wie man Atome kombinieren kann.

Außerdem lernst Du, wie Atome aufgebaut sind, und dass sie Neutronen, Elektronen und Protonen enthalten.

## Chemie ist eine Experimentalwissenschaft



**Chemie beschäftigt sich mit den Eigenschaften aller Stoffe und den Möglichkeiten sie umzuwandeln. (Eisen rostet, Gestein verwittert, Holz verrottet, Papier brennt...)**

**Die Physik befasst sich mit Zuständen und Zustandsänderungen.  
Die Chemie befasst sich mit Stoffen und Stoffänderungen.**

### In der Chemie betrachtet man Stoffe, diese unterscheiden sich

Wenn man einzelne Stoffe genau im Experiment untersucht, stellt man fest, dass sie sich alle in mehreren Punkten unterscheiden. Solche Unterschiede werden chemische Eigenschaften genannt.

**⇒ Stoffe können wir an ihren Eigenschaften erkennen**

Solche chemischen Eigenschaften sind z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Löslichkeit, Brennbarkeit, Leitfähigkeit, Dichte<sup>1</sup> und viele mehr. Sie sind unveränderbar.

**⇒ Zwei Stoffe können nicht in allen Eigenschaften gleich sein.**

Nicht verwechseln mit physikalischen Eigenschaften wie z.B. den drei verschiedenen Aggregatzuständen (fest, flüssig, gasförmig).

<sup>1</sup> Die Dichte (Formelzeichen:  $\rho$  (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse ( $m$ ) eines Körpers zu seinem Volumen ( $V$ ). Die Einheit der Dichte ist  $\text{kg/m}^3$ . Oft sieht man die Dichte auch noch in  $\text{g/cm}^3$  notiert.

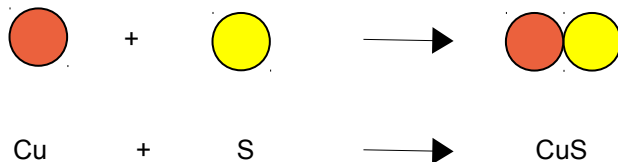
## Kennzeichen chemischer Reaktionen

Bei chemischen Versuchen passiert eine ganze Menge. Vermutlich hast Du in der Schule auch schon viele chemische Reaktionen gesehen. Jede dieser Reaktionen geht auf die darin beteiligten Stoffe zurück. Diese Stoffe sind alle aus Atomen aufgebaut.

**Man kann chemische Reaktionen im Grunde in drei Kategorien einteilen:**

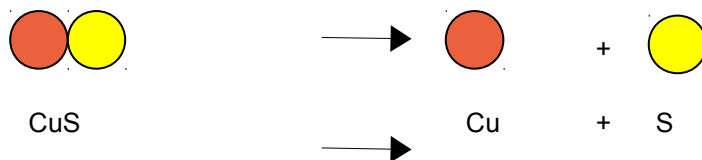
**a) Vereinigung:** Mehrere Atome vereinigen sich zu einem neuen Stoff  $\Rightarrow$  **Vereinigung** (=Synthese)

**Beispiel: Bildung von Kupfersulfid aus den Elementen**



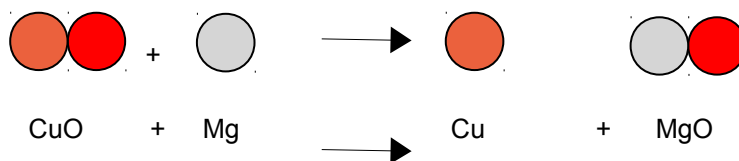
**b) Zersetzung:** Ein Stoff der aus mehreren Atomen besteht (nennt man auch Molekül) wird in einzelnen Atome aufgespalten  $\Rightarrow$  **Zersetzung** (auch Analyse) genannt

**Beispiel: Zersetzung von Kupfersulfid in die Elemente (die Rückreaktion!)**



**c) Zwei Stoffe tauschen untereinander Atome aus (also erst zersetzen sich die Stoffe, dann vereinigen sich neu)  $\Rightarrow$  Umsetzung genannt. Umsetzungen sind oft die komplizierteren Reaktionen. Dazu später mehr in den beiden Kapitel Redoxreaktionen und Säure-Base-Reaktionen.**

**Beispiel: Zersetzung von Kupfersulfid in die Elemente (die Rückreaktion!)**



Bei allen chemischen Reaktionen spielen Energien eine wichtige Rolle. Energie kann frei werden oder benötigt werden. Sicher weißt Du, das beim Verbrennen von Holz Wärme und Licht freiwerden, das sind Energieformen. Die Verbrennung ist also eine chemische Reaktion.

**Eine chemische Reaktion ist gekennzeichnet durch eine Stoffumwandlung und (!) einen Energieumsatz.**

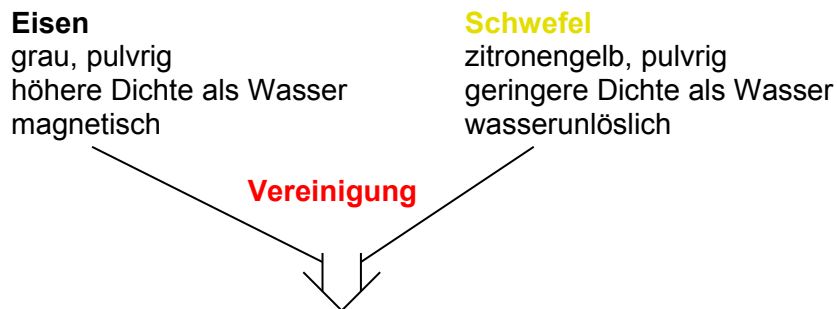
In der Laborpraxis sind Stoffumwandlungen durch die Änderung von Eigenschaften erkennbar. Den Energieumsatz erkennt man oft durch die Änderungen der Energieformen. Energieformen können z.B. sein: Licht, Wärme, eine Druckwelle (Knall), elektrische Energie (ja, in Batterien und Akkus laufen chemische Vorgänge ab ;-)) usw. Kälte ist das Fehlen von Wärmeenergie.



## a) Zwei Beispiele für Vereinigungen

### 1. Die Vereinigung von Eisen und Schwefel

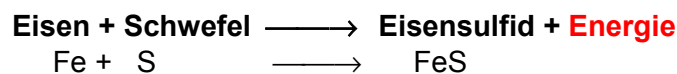
Durch Entzündung mit einem glühenden Nagel bringt man Eisen und Schwefel zur Reaktion.



Es findet ein selbstständiges Durchglühen des Gemisches statt. Es bildet sich ein schwarzes, festes Produkt. Dieses wird nach den Ausgangsstoffen Eisensulfid<sup>2</sup> genannt. Eisensulfid hat andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe (andere Farbe, höhere Dichte nicht magnetisch, körnig, brüchig usw.).

Die neuen Eigenschaften zeigen, dass ein völlig neuer Stoff entstanden ist. Dieser Stoff ist nicht Eisen und nicht Schwefel, sondern komplett neu! Er war vorher nicht dort, er ist erst entstanden. Eisen und Schwefel sind nicht mehr vorhanden!

Die Reaktion kann durch eine Reaktionsgleichung beschrieben werden.



**Entsteht aus mindestens 2 verschiedenen Reinstoffen ein völlig neuer Reinstoff, so spricht man von einer Vereinigung. Dieser neue Reinstoff wird auch „Verbindung“ genannt.**

<sup>2</sup> Sulfid ist der Name von Schwefel, den er in einer Verbindung hat. So kann man ihn leichter vom ungebundenen Schwefel unterscheiden

**Aufgabe zur Wiederholung**

1. Beschreibe die Bilder und erkläre, wie es zu den Unterschieden kommt.
2. Wo findet eine chemische Reaktion statt?
3. Was sind die Merkmale einer chemischen Reaktion?
4. Welcher Stoff lag im Überschuss vor?

**Schwefel:**



**Eisenpulver:**



**Schwefel vermischt mit Eisen:**



**Eisensulfid am Nagel:**



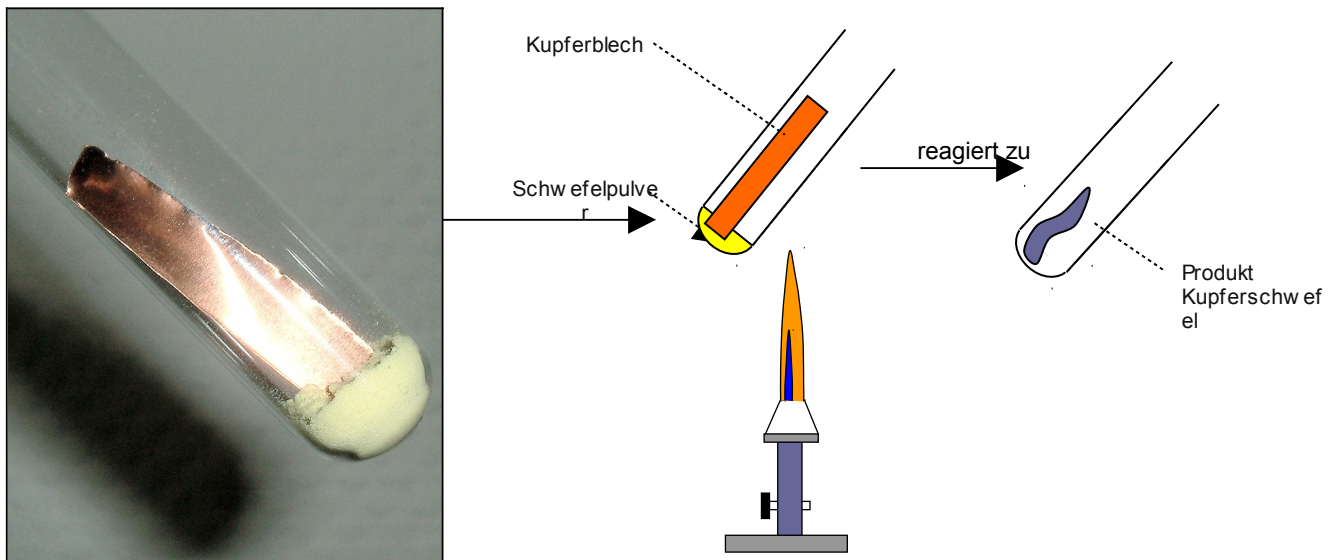
**Eisensulfidhaufen mit rostigem Eisenrest:**



## 2. Vereinigung von Kupfer mit Schwefel

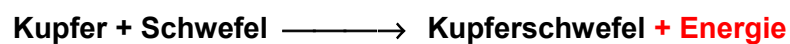
Kupfer und Schwefel reagieren schon im Reagenzglas mit deutlich weniger Entzündungshitze miteinander. Man erkennt bei der Reaktion ein deutliches, selbstständiges Glühen des Bleches, auch wenn dann kein Brenner mehr unter dem Reagenzglas ist  $\Rightarrow$  Energie wird frei.

Wenn die Reaktion beendet ist, liegt als Endprodukt ein blau-grauer, brüchiger Stoff vor. Dieser wird wieder nach den Ausgangsstoffen Kupfersulfid genannt.



Der Brenner erhitzt zuerst das Blech (mit rauschender Flamme)

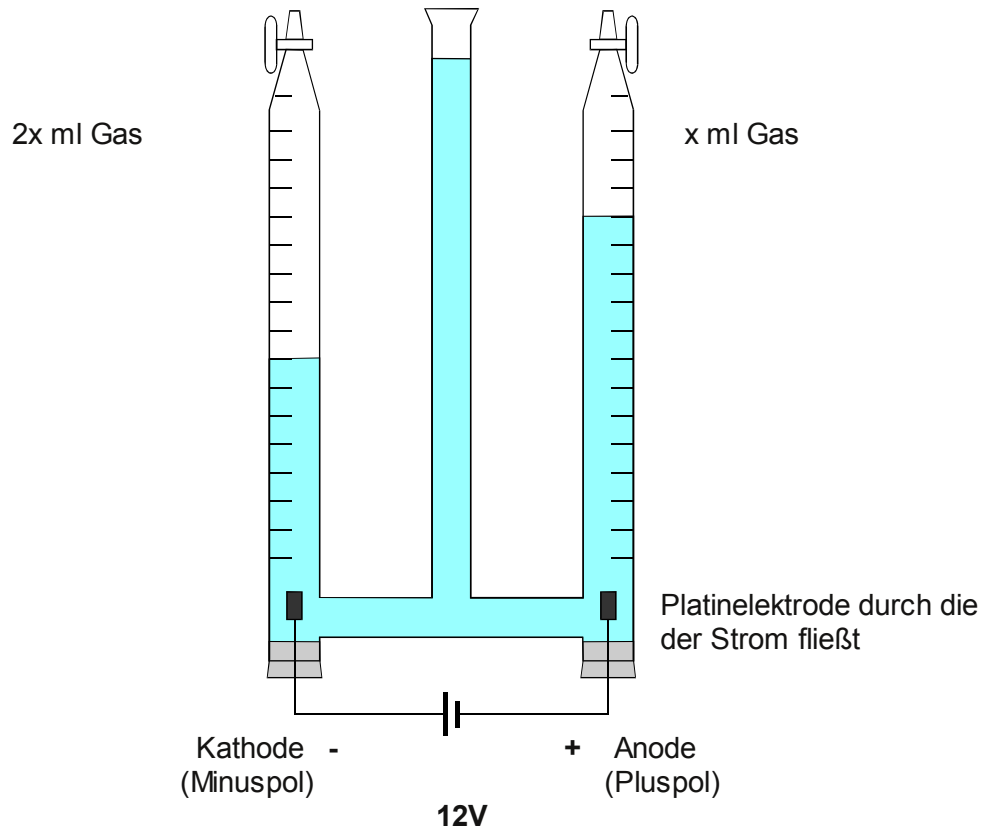
**Kupfer und Schwefel haben sich zu einem neuen Stoff, Kupfersulfid vereinigt. Die Verbindung „Kupfersulfid“ ist ein blaugrauer, poröser und brüchiger Stoff.**



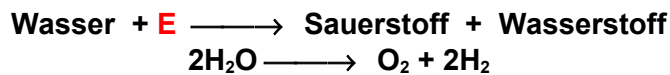
**b) Zwei Beispiele für Zersetzungen**

**1. Die Zersetzung von Wasser (=Analyse von Wasser)**

V: Im „Hoffman’schen Zersetzungsapparat“ (= 3 Schenkel Gerät) wird Wasser unter ca. 12V Spannung gesetzt und die Produkte werden untersucht.



B	S
2 Gase entstehen im Verhältnis 1:2 Die Menge des Wassers nimmt ab	⇒ Aus dem Wasser bilden sich zwei neue Stoffe ⇒ Das Wasser ist der Ausgangsstoff der Reaktion, der in Gas umgewandelt wird
Gas 1 zeigt eine positive Knallgasprobe Gas 2 zeigt eine positive Glimmspanprobe,	⇒ Es ist Wasserstoff entstanden ⇒ Es ist Sauerstoff entstanden
Wird der Strom ausgeschaltet, findet keine Reaktion mehr statt	⇒ Die Reaktion benötigt <b>Energie</b> zum Ablaufen. Energie kann man in die Reaktionsgleichung aufnehmen (muss man aber nicht)



**Der Reinstoff Wasser (eine Verbindung) wurde in zwei Reinstoffe zersetzt.  
Dieser Vorgang läuft nur solange, wie Energie zugefügt wird.**

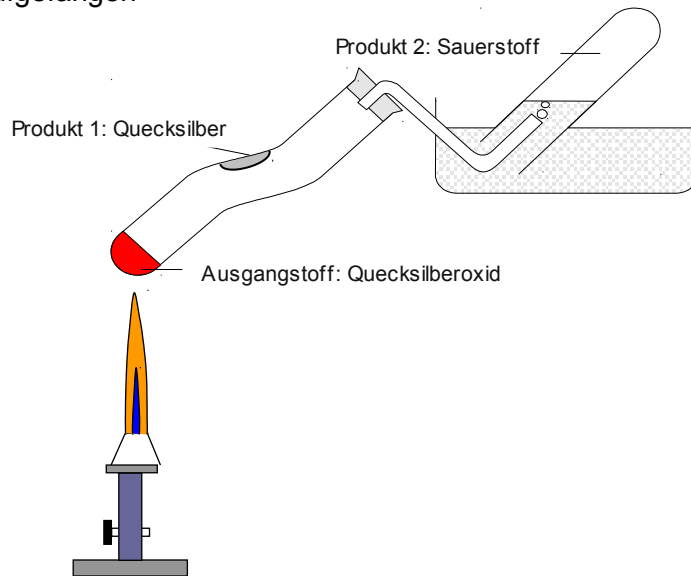
**Reaktionen, welche die ganze Zeit Energie benötigen, nennt man endotherme Reaktionen.**

Man kann sich eine Zersetzung evtl. wie eine Spaltung vorstellen

## 2. Die Zersetzung von Quecksilberoxid

Der folgende Versuch ist für die Schule ungeeignet, da im Verlauf der giftige Stoff Quecksilber entsteht. Er entsteht aus dem roten Ausgangsstoff Quecksilberoxid.

Versuch: Erhitzen von Quecksilberoxid. Das entstehende Gas wird in einem mit Wasser gefülltem Reagenzglas aufgefangen



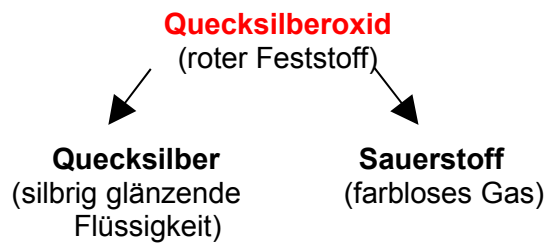
### Beobachtung

- beim Erhitzen entstehen Gasblasen
- die spätere Glimmspanprobe ist positiv
- silbrig glänzende Tröpfchen am oberen Ende des Reagenzglases (dort wo es noch kälter ist)

### Schlussfolgerung

- ⇒ Sauerstoff ist entstanden
- ⇒ Es ist das Metall Quecksilber entstanden

Quecksilberoxid besteht aus den zwei Elementen Quecksilber und Sauerstoff. Quecksilber ist ein grauer Stoff, der sich nach dem Erhitzen am kalten Reagenzglasrand absetzt.



**Entstehen aus 1 Reinstoff mindestens 2 neue Reinstoffe, so spricht man von einer Zersetzung.**

<b>Quecksilberoxid</b>	<b>+ E</b>	→	<b>Quecksilber</b>	<b>+ Sauerstoff</b>
<i>Reinstoff</i>	<b>+ E</b>	→	<i>Reinstoff</i>	<b>+ Reinstoff</b>
<i>Verbindung</i>	<b>+ E</b>	→	<i>Element</i>	<b>+ Element</b>

Beachte: Quecksilber selbst kann durch keinen weiteren Versuch zersetzt werden

**⇒ Erweiterte Elementdefinition nach Berzelius:  
Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter zersetzt werden kann.**

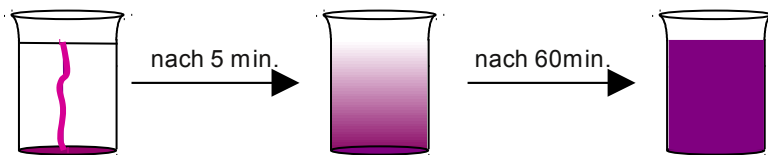
## Stoffe bestehen aus winzigen „Teilchen“, die „Atome“ genannt werden

Wasser ist für den Menschen die wichtigste Verbindung überhaupt. In diesem Kapitel wirst Du vieles über Wasser und Lösungsvorgänge lernen, denn schließlich sind im Wasser fast immer Salze aufgelöst. Außerdem lernst Du die Atome kennen und auch noch mehr über Trennungen und Trennungsvorgänge - den auch dort spielt Wasser oft eine Rolle.

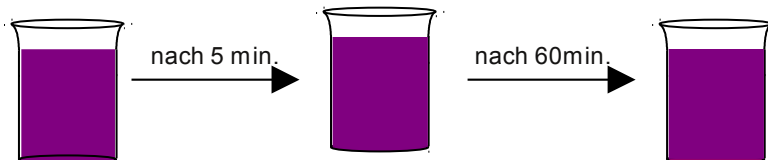
Versuch: In zwei große Bechergläser werden jeweils warmes und kaltes Wasser gegeben. Dann wird je ein Kristall Kaliumpermanganat (= Salz) zugefügt und ca. 60 min. beobachtet (Kaliumpermanganat dient nur als kristalliner Farbstoff.). Die beiden Bechergläser dürfen nicht berührt werden, es darf zu keinen Erschütterungen kommen.

Beobachtung: Im kalten Wasser verteilt sich der Farbstoff langsam, im warmen sehr schnell. Nach ca. 60 min. hat sich der Farbstoff in beiden Bechergläsern gleich gut verteilt

### Kaltes Wasser:



### Warmes Wasser:



### S: 1. Lösen des Salzes:

Durch das Wasser zerfällt der Salzkristall in winzige kleine Teilchen. Es ist eine Lösung entstanden. Man sagt auch, das Salz hat sich in der Lösung aufgelöst. Wasser ist dabei das Lösungsmittel für das Salz.

Diese winzigen Teilchen sind sehr klein und in sehr hoher Anzahl vorhanden. Ein winziger Kristall kann davon so viele enthalten, dass die Anzahl mehr wäre als eine Milliarde mal eine Milliarde mal 100 (es dürften so ca. 100 000 000 000 000 000 000 sein).

**Diese winzigen Teilchen sind nicht weiter teilbar. Man nennt sie Atome (griechisch: atomos = unteilbar). Jeder Stoff besteht aus solchen winzigen kleinen Atomen.**

### 2. Verteilen des Farbstoffes

Alle Atome bewegen sich und stoßen dabei auch aneinander<sup>3</sup>. Diese Eigenbewegung kann man sich als ein Zittern oder Schwingen vorstellen. Sie wurde von dem schottischen Biologen Robert Brown 1827 entdeckt. Dadurch kommt es zur Verteilung der Atome in der ganzen Lösung.

**Je wärmer es ist, desto schneller bewegen sich diese Teilchen dabei, deshalb funktioniert der Versuch im warmen Wasser auch so gut.**

### Aufgaben:

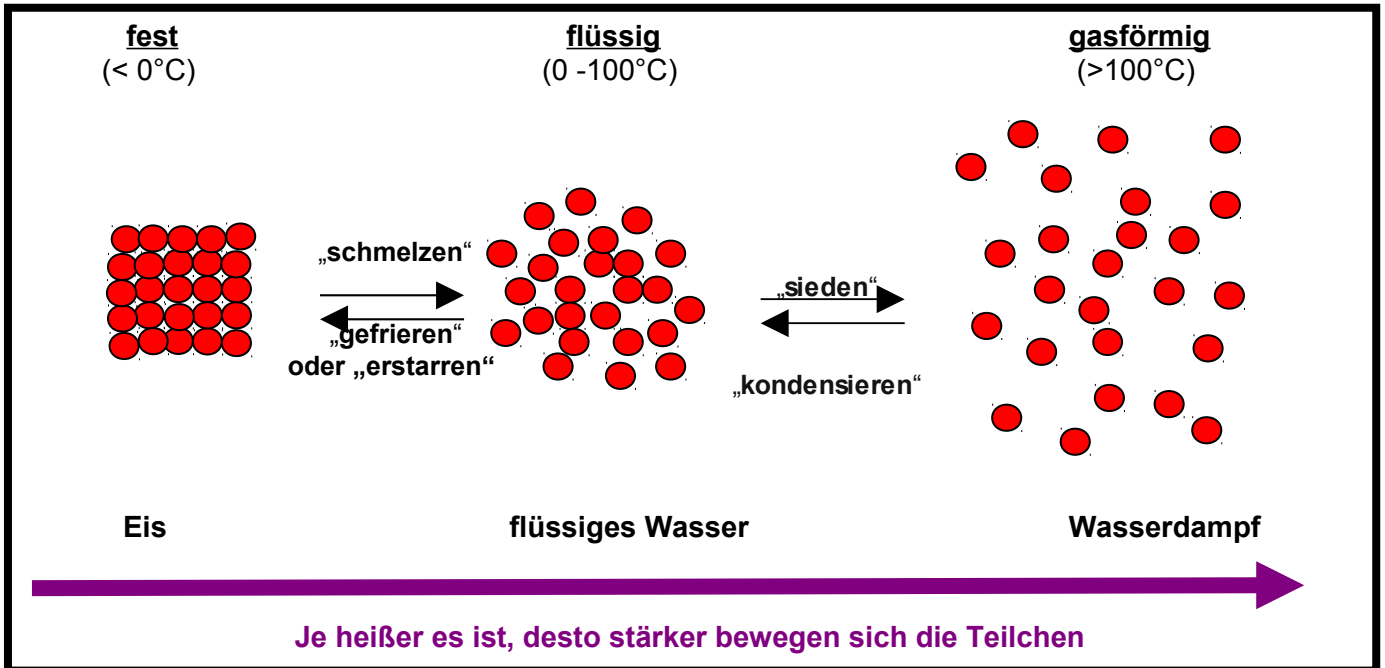
1. Lies den Text und markiere die wichtigen Schlüsselwörter.
2. Erkläre mit Deinen Worten, was man unter Lösungsvorgängen versteht und wovon sie abhängig sind.
3. Löst sich Zucker im Tee, auch wenn man nicht umrührt?
4. Wenn jemand eine Mandarine isst, riecht man das bald im ganzen Raum, warum?
5. Warum wird Wäsche mit 40°C heißem Wasser gewaschen?
6. Was kann man versuchen, wenn ein hartnäckiger Fleck bei 40°C sich nicht löst?

<sup>3</sup> Die Ausnahme ist der absolute Nullpunkt. An diesem kommt die Eigenbewegung zum Erliegen. Er ist die theoretisch tiefste mögliche Temperatur, die als 0 Kelvin definiert ist, was minus 273,15°C entspricht.

### Vorgänge beim Erhitzen von Wasser

Auf einer der vorherigen Seiten hast Du gelernt, dass alle Stoffe aus den winzig kleinen Teilchen, den Atomen bestehen. Natürlich gilt das nicht nur für Feststoffe, sondern auch für Flüssigkeiten und Gase. Außerdem weißt Du schon, dass diese Atome ständig zittern und dieses Zittern von der Temperatur abhängig ist.

Was passiert denn nun eigentlich mit den Atomen, wenn man gefrorenes Wasser kocht? Diese Skizze zeigt die Anordnung von Atomen in den drei Aggregatzuständen fest, flüssig, gasförmig.



Wird der **Schmelzpunkt** (=Smp.) überschritten, lösen sich die Teilchen vom Eisblock ab, weil sie sich zu stark bewegen. Der Feststoff schmilzt. Bei weiterer Erwärmung benötigen die Teilchen immer mehr Platz, bis sie schließlich am **Siedepunkt** (=Sdp.) in die Gasphase übergehen (dort ist noch genügend Platz vorhanden).

Der Schmelz- und der Siedepunkt sind eine Stoffeigenschaft. Jeder Stoff hat andere Schmelz- und Siedepunkte. Man kann dadurch Stoffe erkennen und zuordnen:

	Wasser	Alkohol	Eisen	Zink	Quecksilber	Helium	Wasserstoff	Sauerstoff
<b>Smp.</b>	0°C	-117°C	1535°C	419°C	-39°C	-272°C	-259°C	-219°C
<b>Sdp.</b>	100°C	79°C	2870°C	906°C	357°C	-269°C	-253°C	-183°C

#### Anwendungen im täglichen Leben:

Dampfkochtopf, Feuerzeuggas, wird erst beim Öffnen gasförmig, Mikrowelle kehrt Prozess um.

(Teilchen werden in Schwingung versetzt, dadurch Erwärmung)

⇒ Gefahr bei Handys, da Eiweiße im Gehirn erhitzt werden.

#### Aufgaben:

1. Beschreibe mit Deinen Worten das Teilchenmodell und erkläre die Änderungen der Aggregatzustände beim Erwärmen
2. Warum ist es sinnvoll, genaue Tabellen mit Siedepunkten und Schmelzpunkten zu haben?
3. Erkläre die folgenden Anwendungen kurz mit dem Teilchenmodell  
Dampfkochtopf, Feuerzeuggas wird erst beim Drücken der Taste gasförmig, Mikrowelle (Achtung Umkehrung des Prozesses).
4. Iod geht beim Erwärmen oft vom festen in den gasförmigen Zustand über (=Sublimation). Kannst Du erklären, warum das funktioniert? Was verrät uns das über Schmelz- und Siedepunkt des Iods?

## Stoffe bestehen aus Atomen - eine „Vermutung“ von John Dalton

Der Engländer John Dalton, (1766-1844) war ein englischer Naturwissenschaftler und Lehrer. er beschäftigte sich mit Vorgängen der Natur und versuchte die Chemie zu verstehen. Er war vor 300 Jahren nicht mit einem Labor oder guten Geräten ausgerüstet. Er fragte sich trotzdem, woraus besteht eigentlich ein Stoff, wie ein Bleistift, oder die Luft, die wir atmen?

Nur durch Überlegungen entschlüsselte er eines der größten Geheimnisse der Natur. Er entdeckte, dass alle Stoffe aus Atomen bestehen. Davon gibt es aber nur ca. 110 verschiedene. Die Vielfalt der Natur kann also nur durch eine Kombination vieler Atome erklärt werden:

- Jedes Element besteht aus extrem kleinen, bei chemischen Reaktionen ungeteilt bleibenden Teilchen, den **Atomen**.
- Die **Massen der Atome** eines bestimmten Elementes sind gleich (alle Atome eines Elements sind gleich). Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihren Eigenschaften (z.B. in Größe, Masse, usw.)
- Es existieren so viele Atomsorten wie Elemente.
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome in neuer Kombination vereinigt oder voneinander zersetzt

Der Chemiker Berzelius gab den Atomen zur Abkürzung Buchstaben, welche er **Elementsymbole** nannte. Ihr wissenschaftliche Name hatte oft seinen Ursprung im Latein oder Altgriechischen:

Elementname	Symbol	Elementname	Symbol
Wasserstoff	<b>H</b>	Aluminium	<b>Al</b>
Sauerstoff	<b>O</b>	Gold	<b>Au</b>
Kohlenstoff	<b>C</b>	Silber	<b>Ag</b>
Stickstoff	<b>N</b>	Quecksilber	<b>Hg</b>
Schwefel	<b>S</b>	Blei	<b>Pb</b>
Kupfer	<b>Cu</b>	Magnesium	<b>Mg</b>
Eisen	<b>Fe</b>	Phosphor	<b>P</b>
Mangan	<b>Mn</b>	Chrom	<b>Cr</b>
Nickel	<b>Ni</b>	Platin	<b>Pt</b>
Silizium	<b>Si</b>	Helium	<b>He</b>
Lithium	<b>Li</b>	Neon	<b>Ne</b>
Kalium	<b>K</b>	Natrium	<b>Na</b>
Calcium	<b>Ca</b>		

**Es empfiehlt sich dringend die wichtigsten Elementsymbole auswendig zu lernen.**

Atome kann man sich als winzige Kugeln vorstellen. Jeder Stoff besteht aus Ihnen (auch Gase und Flüssigkeiten). Die Atome nennen wir Elemente, wenn in einem Stoff nur eine Sorte vorkommt. So sind in einem Stück Kohle nur Kohlenstoffatome vorhanden.

Kommen in einem Stoff verschiedene Atome vor, so sind diese irgendwann vorher vereinigt wurden. Solche Stoffe nennen wir Moleküle. Wasser ist ein solches Beispiel. In Wasser sind Wasserstoff und Sauerstoffmoleküle vereinigt.

**Daraus folgt, dass man Moleküle wieder in Elemente zersetzen kann.**

Was muss man noch zu Atomen wissen? Nun sie schwingen, zittern und bewegen sich etwas. Je wärmer es ist, desto mehr tun sie dies.



## Atome sind im Periodensystem (PSE) angeordnet

Das Periodensystem ist die Anordnung der Elemente nach ihrer **Ordnungszahl**. Sie entspricht der Anzahl an Protonen, die sich im Kern der Atome befinden. Doch dazu später mehr.

Im PSE sind Elemente mit ähnlichen Eigenschaften untereinander angeordnet. Man unterscheidet zwischen senkrechten **Gruppen** und waagerechten **Perioden**.

Entsprechend der Anzahl an Außenelektronen unterscheidet man 8 **Hauptgruppen**. Alle Elemente einer Hauptgruppe haben dabei die gleiche Anzahl an Außenelektronen (auch dazu später mehr). Einige Hauptgruppen tragen besondere Namen:

1. HG: Alkalimetalle 2. HG Erdalkalimetalle 7. HG Halogene 8. HG Edelgase

Eine **Periode** ist eine Zeile im Periodensystem. Alle Elemente einer Periode haben die gleiche Anzahl an Elektronenwolken (sagte ich, das da später noch mehr zu kommt? ;-).

## Die „Grundbausteine“ des Atoms

Wir wissen nun, dass Atome existieren und dass der Grundbaustein von allen Dingen sind. Aber woraus bestehen Atome in ihrem Inneren?

Nun, sie enthalten drei Elementarteilchen: Protonen, Neutronen und Elektronen.

Von außen betrachtet sind Atome elektrisch zwar elektrisch neutral, aber im Inneren bestehen sie aus einem Atomkern mit positiv geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen und einer Atomhülle aus negativ geladenen Elektronen:

Teilchen	Symbol	Masse [kg]	Masse [u]	Elementarladung	Aufenthaltsbereich
<b>Proton:</b>	p <sup>+</sup>	1,6726 · 10 <sup>-27</sup>	1	positiv	Atomkern
<b>Neutron:</b>	n	1,6749 · 10 <sup>-27</sup>	1	ungeladen	Atomkern
<b>Elektron:</b>	e <sup>-</sup>	9,1096 · 10 <sup>-31</sup>	0	negativ	Elektronenhülle

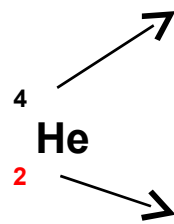
**Definition der atomaren Masseinheit: 1u = 1/12 der Masse eines Kohlenstoffatoms aus 6 Protonen, 6 Neutronen und 6 Elektronen (<sup>12</sup>C)**

### Zusatzinformationen zu Atomen:

- Nahezu die gesamte von uns wahrnehmbare, unbelebte und belebte Materie in unserer irdischen Umgebung besteht aus Atomen oder geladenen Atomen (=Ionen)
- Atome gleicher Anzahl der Protonen, der Kernladungszahl, gehören zu dem selben Element.
- Bei (ungeladenen) Elementen ist Anzahl von Protonen und Elektronen gleich.
- Die physikalischen Eigenschaften der Atomhülle bestimmen das chemische Verhalten eines Atoms
- Die Masseneinheit für Elementarteilchen ist 1u (= 1,66056 · 10<sup>-27</sup> kg)
- Die Chemie beschäftigt sich mit den Atomen und ihren Verbindungen, den Molekülen. Dies setzt auch genaue Kenntnisse über die Struktur der Atomhülle voraus.
- Die Atomphysik beschäftigt sich unter anderem mit dem Aufbau der Atomhülle, dem Aufbau der Atomkerne aus Elementarteilchen und weiter mit den Eigenschaften der Elementarteilchen.

## Die symbolische Schreibweise von Atomen

Im Periodensystem werden die Atome in einer besonderen Schreibweise dargestellt. Sie ist leicht zu verstehen und dient uns als Abkürzung:

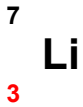


**Massenzahl** oder Nukleonen(an)zahl  
=Zahl an Protonen und Neutronen

**Ordnungszahl** (bzw.: Kernladungszahl)  
= Zahl der Protonen  
= Zahl der Elektronen

⇒ He besteht aus: 2 Protonen, 2 Elektronen und 2 Neutronen

### **Beispiel Lithium:**



⇒ Li besteht aus: 3 Protonen, 3 Elektronen und 4 Neutronen

### **Aufgaben:**

1. Berechne für folgende Beispiele die Anzahl an Elementarteilchen: Na, Mg, Ca, Ba, Al, I

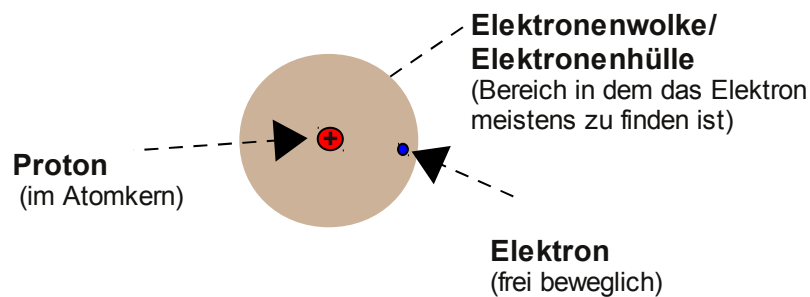
## Atombau: Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern

Nachdem Du nun weißt, welche Elementarteilchen im Atom zu finden sind, wird es Zeit, sich Gedanken über deren Anordnung zu machen. Doch Vorsicht, niemand kann genau erklären wie es im Atom aussieht und man braucht sehr viel Vorstellungskraft, um sich nur ein ungefähres Bild davon zu machen. Vielleicht helfen Dir die angegebenen Vergleiche. Zusätzlich erschwerend ist, dass es verschiedene Modelle gibt, die nacheinander entstanden sind. In Schulbüchern ist oft das Atommodell von Niels Bohr genannt - lass Dich dadurch nicht verwirren. Es ist falsch!

### Aufbau des Wasserstoffatoms:

Das Wasserstoffatom hat ein Proton und demzufolge ein Elektron.

Im Zentrum des Atoms befindet sich der Atomkern, er enthält ein Proton. Um ihn herum bewegt sich ein einzelnes Elektron. Das Elektron bewegt sich um den Kern und hat demzufolge immer unterschiedliche Abstände zum Atomkern. Da es sich zu 95% fast immer innerhalb eines bestimmten Abstandes um das Atom bewegt und dieser einer Art Kugel gleicht, spricht man auch von einer Elektronenwolke oder Elektronenhülle oder auch einem Atomorbital. Die Form ist dabei immer von der Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons abhängig.



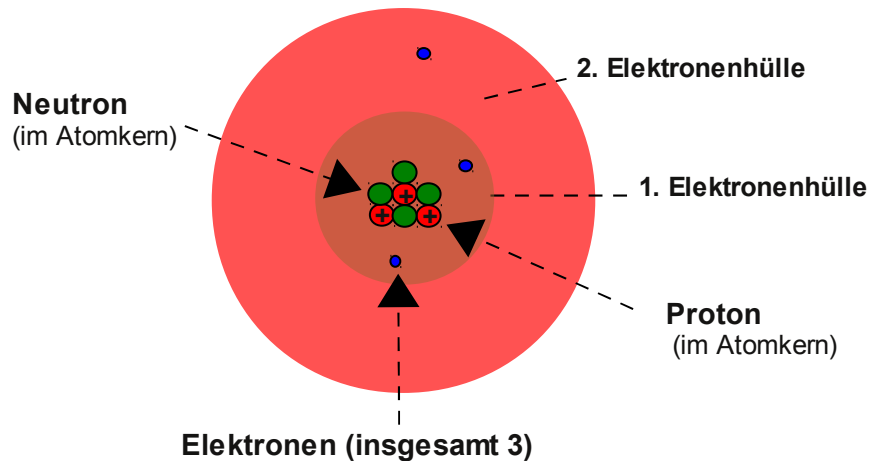
**Frei bewegliche Elektronen umkreisen den Atomkern.**

**b) Aufbau des Lithiumatoms**

Das Lithiumatom hat drei Protonen, 4 Neutronen und drei Elektronen.

Die Neutronen sind ungeladen und befinden sich zwischen den Protonen. Eine Modellvorstellung beschreibt sie als „Protonenkitt“, also als Klebstoff, der die sich abstoßenden positiven Protonen im Kern zusammenhält.

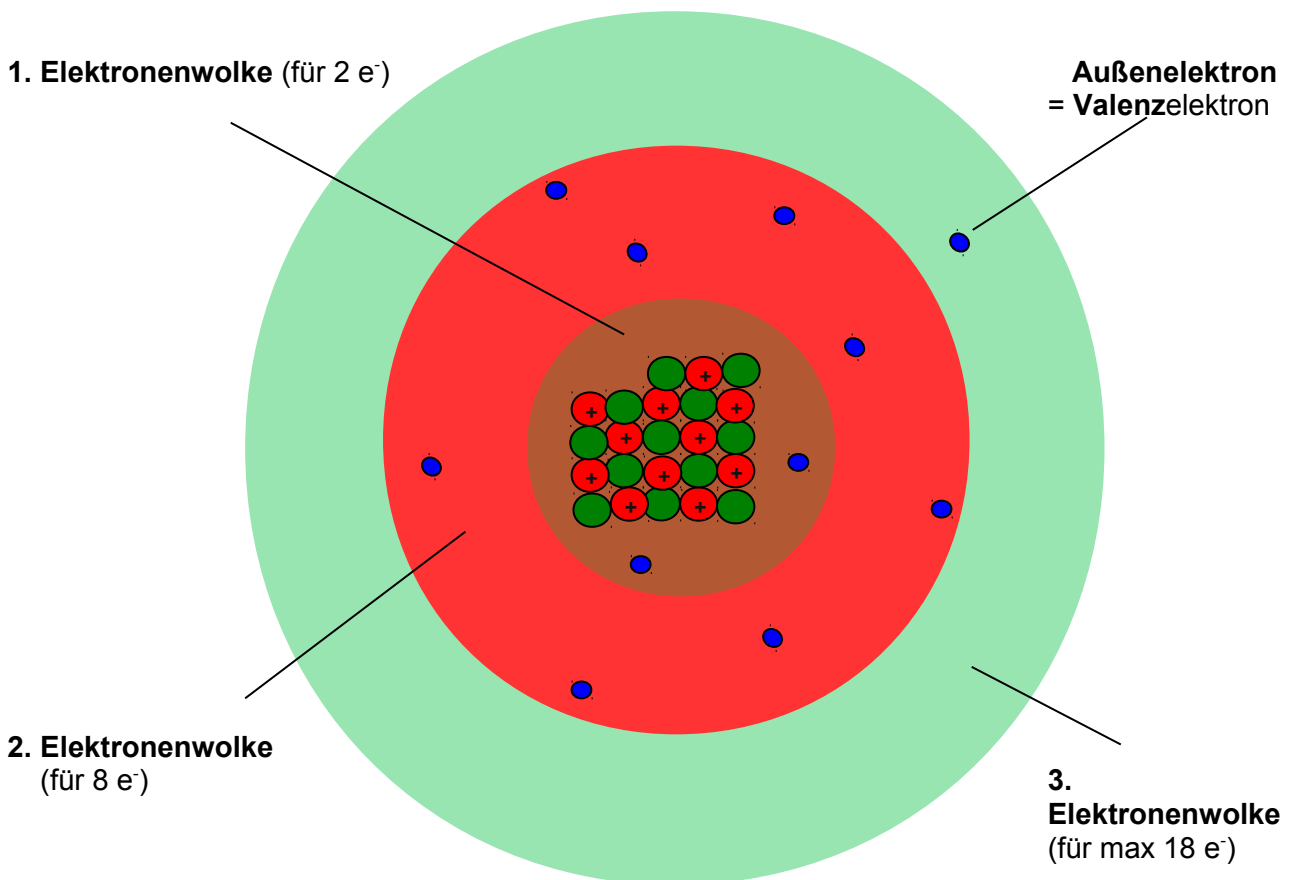
Nicht alle Elektronen können sich gleich weit vom Atomkern entfernen. Also gibt es durch die unterschiedlichen Aufenthaltswahrscheinlichkeiten auch unterschiedliche Elektronenwolken. In der ersten Elektronenhülle ist nur „Platz“ für zwei Elektronen. Wenn sie voll besetzt ist, dann entsteht automatisch eine neue. In jeder weiteren ist Platz für mindestens 8 Elektronen. Die Elektronen der äußersten Hülle nennt man auch Valenzelektronen oder Außenelektronen. Außenelektronen.



Bei chemischen Reaktionen sind in der Regel nur die Valenzelektronen beteiligt. Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen ( $\Rightarrow$  gleiche Hauptgruppennummer) haben meist ähnliche Eigenschaften. Die Anordnung der Elektronen nennt man **Elektronenkonfiguration**.

**c) Aufbau des Natriumatom (Na)**

Das Natriumatom hat 11 Elektronen in drei Elektronenwolken. Wie Du erkennen kannst, sind die Elektronenwolken farbig gezeichnet, entsprechend den Farben der Perioden Deines PSE gefärbt.

**Wichtige Aufgaben:**

1. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I
2. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
3. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
4. Wie erklärst Du Dir, dass das Verhältnis von Protonen zu Neutronen bei Zunahme der Ordnungszahl kleiner wird (z.B. Kohlenstoff hat 6p<sup>+</sup> und 6n ⇒ 1:1=1; Blei hat 82p<sup>+</sup> und 126n ⇒ 82:126=0,65)?

**Was sind Edelgase?**

**Edelgase sind besonders reaktionsträge und chemisch sehr stabile Elemente der 8. Hauptgruppe.**

**Edelgase haben eine voll besetzte äußere Elektronenwolke (= voll besetzte Anzahl an Valenzelektronen), dadurch sind sie chemisch besonders stabil und reaktionsträge**

Eine Elektronenwolke kann genau **2n<sup>2</sup>** Elektronen aufnehmen.  
(n= Periodennummer = Anzahl an Elektronenwolken)

- ⇒ Elemente der 1. Periode haben mit **2 e<sup>-</sup>** Edelgaskonfiguration
- ⇒ Elemente der 2. Periode haben mit **8 e<sup>-</sup>** Edelgaskonfiguration
- ⇒ Elemente der 3. Periode haben mit **18 e<sup>-</sup>** Edelgaskonfiguration

**Wiederholungsfragen**

1. Wie unterscheidet sich Chemie von anderen Naturwissenschaften?
2. Nenne Eigenschaften der folgenden Elemente: Eisen, Schwefel, Kupfer, Zink, Kohlenstoff, Magnesium
3. Nenne Kennzeichen von chemischen Reaktionen
4. Was ist die Dichte? Wie ist die Einheit der Dichte? Gib sie bei allen Rechnungen mit an!
5. Wie viel cm<sup>3</sup> entsprechen einem 1ml Wasser?
6. Wie schwer ist ein Kupferwürfel mit dem Volumen von 1,55ml? Wie schwer ist ein vergleichbarer Bleiwürfel?
7. Um welchen Faktor ist das Schwermetall Blei schwerer als das Leichtmetall Aluminium?
8. Erstelle zum Lernen eigene Lernkarteikarten mindestens mit folgenden Inhalten: Element, Vereinigung, Zersetzung, Elementsymbole, Aggregatzustände, Reinstoff, Gemisch, Trennungsmethoden.  
**Führe diese Kartei selbstständig weiter!**
9. Nenne Merkmale von chemischen Reaktionen und entscheide, ob eine in den Beispielen eine solche vorliegt:
  - a) Wäsche bei 40°C waschen
  - b) eine CD zerbrechen
  - c) eine CD schmelzen
  - d) Holz im Kamin entzünden
10. Erkläre die Begriffe Vereinigung und Zersetzung und nenne für beide Reaktionen je zwei Beispiele.
11. Was ist der Unterschied zwischen einer Vereinigung (von z.B. Eisen und Schwefel) und dem Mischen (von z.B. Eisen und Schwefel)?
12. Was ist der Unterschied zwischen einer Zersetzung und dem Trennen?
13. Erkläre mit Deinen Worten den Vorgang der Vereinigung. Warum ist ein Gemisch nicht vereinigt?
14. Eine Testfrage lautete: Wie kann man feststellen, ob sich Silber und Schwefel in einer Reaktion tatsächlich vereinigt haben? (5P)  
Ein Schüler schreibt dazu: „Wenn sich Silber und Schwefel zu Silbersulfid vereinigen, kann man es leicht zeigen, indem man beide Stoffe in Wasser gibt. Silber schwimmt nicht und Schwefel schwimmt. Durch diese Trennung ist bewiesen, dass beide Stoffe in Silbersulfid enthalten sind.“  
Wie viel Punkte würdest Du dem Schüler geben? Begründe Deine Meinung?
15. Bei einem Versuch wird Silbersulfid erhitzt. Es entstehen zwei Produkte. Welche Farben haben sie?
16. Aus welchen Elementen bestehen die Stoff Wasser, Kohlenstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid, Magnesiumsulfid, Stickstoffdioxid und Schwefeloxid?
17. Zeichne ein eigenes (etwas größeres) Periodensystem und beschrifte alle Elemente der ersten vier Perioden mit Namen und Ordnungszahl. Weiterhin beschrifte die Elemente Platin, Silber, Barium, Zinn, Blei, Iod, Quecksilber. Wenn Du sehr wenig Zeit hast, schreibe alles (sehr klein) in diese Zeichnung!

Metalle													Halbmetalle				Nichtmetalle		
	I	II	Nebengruppen										III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Da	Rg								

## **Abschnitt 2: Reaktionsgleichungen und Ionen**

### **Du kennst nun:**

- die Merkmale von chemischen Reaktionen
- die Grundtypen der Chemischen Reaktion
- den Aufbau der Materie aus Atomen
- die Elementsymbole
- den Aufbau von Atomen

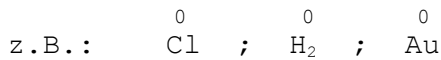
In diesem Kapitel lernst Du das Erstellen von Reaktionsgleichungen kennen. Sie helfen Dir bei zwei Dingen, erstens dem Beschreiben von Reaktionen und zweitens bei der Vorhersage, was bei einer Reaktion überhaupt passiert ist und wie die Produkte heißen.

Im zweiten Teil lernst Du, wie aus Atomen Ionen werden und was diese geladenen Atome ausmacht.

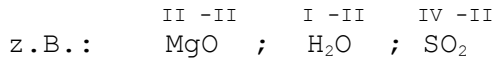
**Die Wertigkeit (=Oxidationszahl) - eine nützliche Hilfszahl**

1. Wertigkeiten werden als römische Ziffer über den entsprechenden Atomsymbolen angegeben

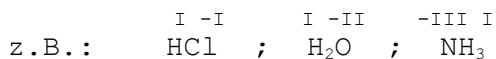
2. Elemente haben stets die Wertigkeit 0



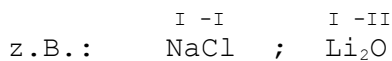
3. Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Wertigkeit **-II**



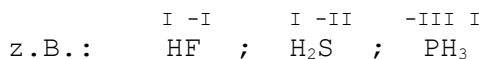
4. Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Wertigkeit **+I**



5. Atome, die Wasserstoff ersetzen erhalten positive Vorzeichen



6. Atome, die Wasserstoff binden erhalten negative Vorzeichen



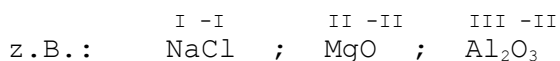
7. Der Betrag der Wertigkeit ergibt sich aus der Zahl der ersetzten bzw. gebundenen Wasserstoffatome



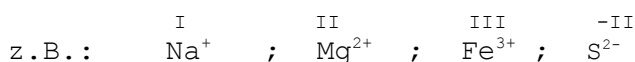
8. Die Summen der Wertigkeiten in Molekülen bzw. Verbindungen ergibt immer 0



9. Die Wertigkeit der Elemente der ersten 3 Hauptgruppen in Verbindungen (!) ist immer positiv und entspricht der Hauptgruppennummer



10. Bei Ionen entspricht die Wertigkeit der Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Wertigkeit (Regel wird in der 10. Klasse erst benötigt!)

**Aufgaben:**

1. Bestimme alle Wertigkeiten:



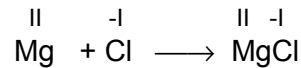


### Wie bestimmt man die Formel eines Salzes?

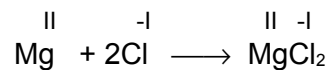
Viele Stoffe im Unterricht sind Salze. Ihre Namen kannst Du auf der Verpackung lesen, aber sie verrät Dir nicht die Formel. Salze bestehen aus Metallionen und Säureresten. Zum Erstellen der Formel muss man die Metallionen und die Säurereste immer so kombinieren, dass die Wertigkeiten (=Oxidationszahl) in ihrem Betrag zueinander passen.

#### **Eine Beispielaufgabe: Welche Formel hat die Verbindung „Magnesiumchlorid“?**

Magnesium hat die Wertigkeit +II und wird kombiniert mit Chlorid, welches die Wertigkeit -I hat.



Wie man sieht, passen die Wertigkeiten bei MgCl nicht zueinander. **Damit die Summe Null ergibt, muss eine weitere negative Ladung her!** Dies erreicht man durch Zugabe eines weiteren Cl.



Durch das Verhältnis von Mg: Cl = 1: 2 liegt eine weitere negative Wertigkeit vor, so dass die +II des Magnesiums durch 2 mal -I durch zwei Mal Chlor ausgeglichen wird.

**⇒ die Formel für Magnesiumchlorid muss also MgCl<sub>2</sub> lauten, da die zwei positiven Wertigkeiten ja durch zwei negative ausgeglichen werden müssen. Da Chlorid nur eine davon hat, braucht man 2 Chloridteilchen!**

#### **Aufgaben mit Lösungen:**

1. Kombiniere Natrium und Sulfat zu Natriumsulfat
2. Kombiniere Kalium mit Sulfid zu Kaliumsulfid
3. Kombiniere Calciumion und Phosphat zu Calciumphosphat
4. Wozu braucht man die Klammer bei der letzten Formel eigentlich bei den Säureresten?

**Zu 1:** Zuerst muss man die Formeln der Säurereste und deren Wertigkeiten wissen (deshalb muss man sie auch auswendig lernen!)

Na: Wertigkeit: +I

SO<sub>4</sub>: Wertigkeit: -II (da es in H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> an zwei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

**zu 2:**

K: Wertigkeit: +I

S: Wertigkeit: -II (da es in H<sub>2</sub>S an zwei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **K<sub>2</sub>S**

**Zu 3:** Tipp: kleinster gemeinsamer Nenner ist 6!

Ca Wertigkeit: +II

PO<sub>4</sub> Wertigkeit: -III (da es in H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> an drei Wasserstoffe gebunden ist) ⇒ **Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>**

**Zu 4:** Säurereste bleiben in der Regel erhalten und zersetzen sich nicht so leicht. Die Wertigkeit gilt somit immer für den ganzen Säurerest. Um dieses zu verdeutlichen und sie nicht einem Element zuzuordnen benötigt man eine Klammer. Außerdem benötigt man den Säurerest zweimal. Deshalb kommt er in Klammern und wird mit zwei mal genommen!

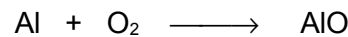
## Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen

### 1. Wortgleichung erstellen. Dazu Ausgangsstoffe und Endstoffe aufschreiben

z.B. Aluminium + Sauerstoff  $\longrightarrow$  Aluminiumoxid

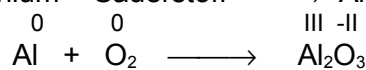
### 2. Chemische Symbole darunter schreiben

z.B. Aluminium + Sauerstoff  $\longrightarrow$  Aluminiumoxid



### 3. Mit Hilfe der Wertigkeit die Anzahlverhältnisse bei Verbindungen festlegen

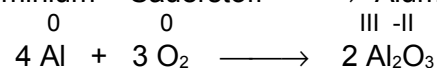
z.B. Aluminium + Sauerstoff  $\longrightarrow$  Aluminiumoxid



### 4. Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten ausgleichen.

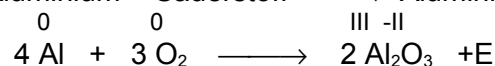
(Vorsicht, die Formeln selbst dürfen jetzt nicht mehr verändert werden!)

z.B. Aluminium + Sauerstoff  $\longrightarrow$  Aluminiumoxid



### 5. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird?

z.B. Aluminium + Sauerstoff  $\longrightarrow$  Aluminiumoxid



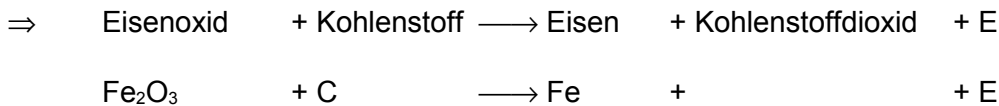
#### Tipps:

1. Nur Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff (und die Elemente der 7. HG) kommen als zweiatomiges Element vor:  $\Rightarrow$  H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> (es gibt also **niemals** Fe<sub>2</sub> oder Al<sub>4</sub>!!!)
2. Wenn es zu viele Atome sind, um sie im Kopf zu zählen, male für jedes Atom einen Punkt in einer Farbe. Gleiche Element haben dabei die gleiche Farbe. Am Ende sollen auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung die gleiche Anzahl von Punkten in den selben Farben stehen
3. Überlege Dir immer gut, ob die Formel, die Du jetzt errechnet hast, überhaupt logisch ist und sie Dir bekannt vorkommt. Ein einfaches Zusammenzählen aller Atome ist nämlich nur sehr selten die richtige Lösung: z.B. reagieren CH<sub>4</sub> + O<sub>2</sub> nicht zu CH<sub>4</sub>O<sub>2</sub>, sondern zu CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O (Kohlenstoffdioxid und Wasser!)

### Ein typischer Schülerfehler...

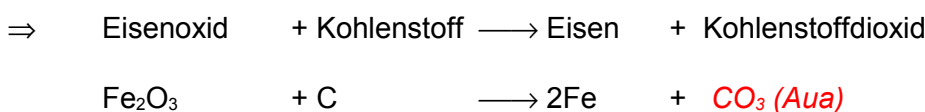
Der häufigste Schülerfehler ist, dass sie einfach Stoffe und Verbindungen erfinden, da deren Formel gut beim mathematischen Ausgleichen helfen würde!

z.B. Eisenoxid reagiert mit Kohlenstoff zu Eisen und Kohlenstoffdioxid



#### 1. Lösungsweg - waagrecht gelesen - völlig falsch, führt nicht zum Ergebnis!

Der Schüler denkt sich, dass 2 Eisenatome entstehen, weil ja anfangs 2 vorliegen und dazu 3 O freiwerden, welche mit C zu  $\text{CO}_3$  reagieren. Wäre ja sehr praktisch!

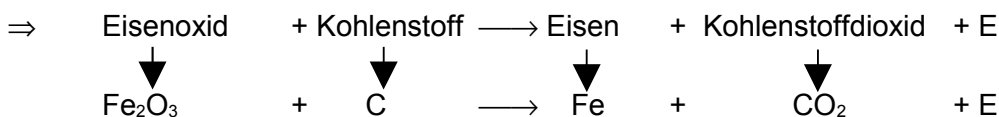


Was ist passiert? Statt einfach die Formel für Kohlenstoffdioxid hinzuschreiben - die weiß der Schüler doch aus dem Namen (!), wird gleich gerechnet und waagrecht geschaut, was frei wird. Nun müsste in jedem Buch der Welt die Formel von Kohlenstoffdioxid zu  $\text{CO}_3$  verändert werden! Das ist ehrlich gesagt alles Murks!

#### 2. Lösungsweg - zuerst senkrecht lesen - richtige Lösung!

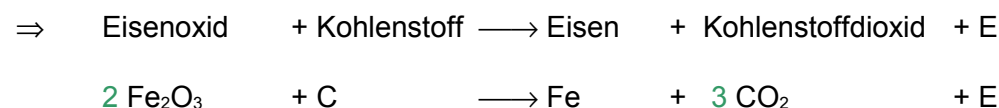
Zuerst schreibt man aus der Wortgleichung alle Formel auf. D.h. es wird senkrecht gearbeitet:

Eisenoxid hat die Formel  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , Kohlenstoff ist C usw...

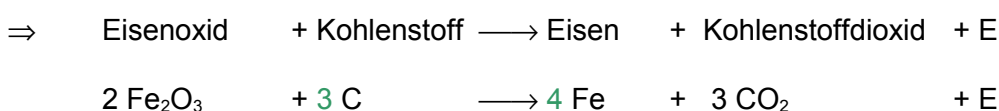


Diese Gleichung ist noch nicht ausgeglichen, nun muss gerechnet werden. Dazu gilt: auf beiden Seiten der Gleichung muss die gleiche Anzahl der jeweiligen Atome vorliegen. Wenn das nicht automatisch der Fall ist, müssen einzelne Reaktionspartner mit ganzen Zahlen multipliziert werden.

Wenn also 3 O am Anfang vorliegen und nur 2 entstehen sollen, dann sucht man z.B. den kleinsten gemeinsamen Nenner und erweitert in diesem Fall auf 6!

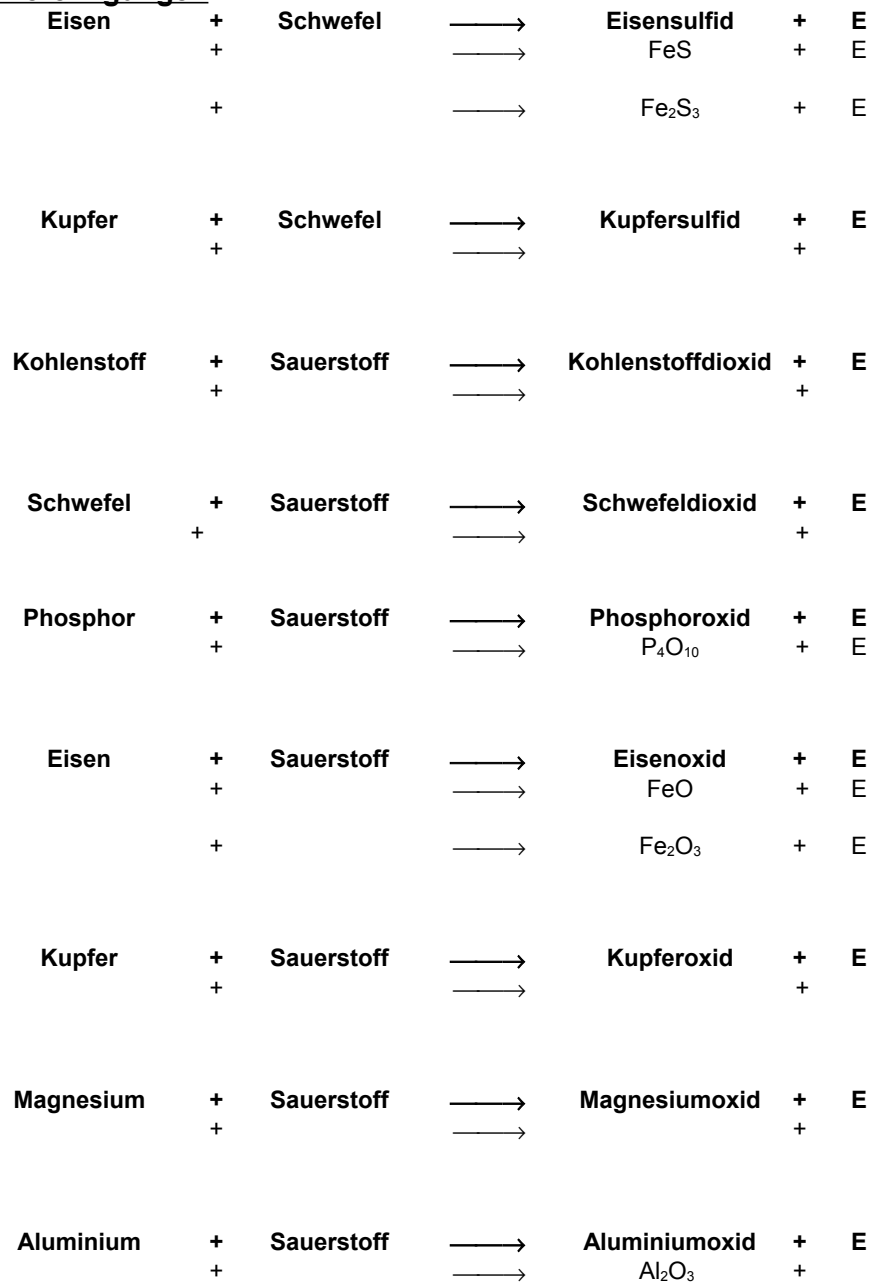


Jetzt sind auf beiden Seiten 6 O vorhanden, jetzt muss man noch nach Kohlenstoff und Eisen schauen. Es liegen 4 Eisenatome vor, diese müssen also auch entstehen ( $\Rightarrow$  4 Fe entstehen) und es entstehen 3  $\text{CO}_2$ , also benötigt man auch 3 C bei den Ausgangsstoffen.

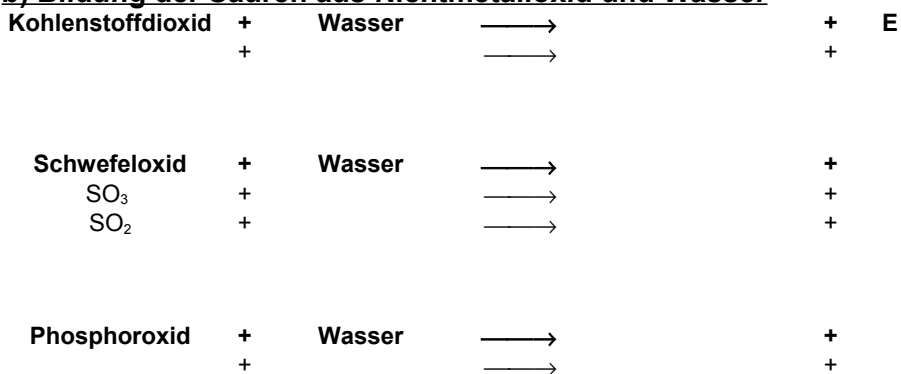


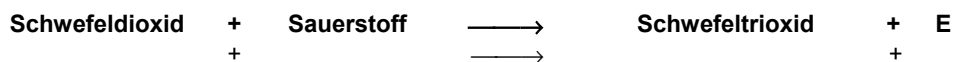
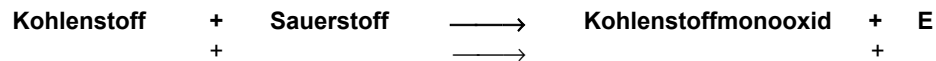
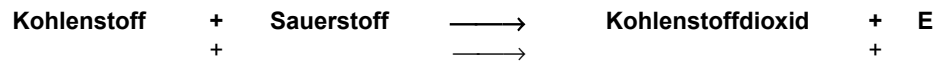
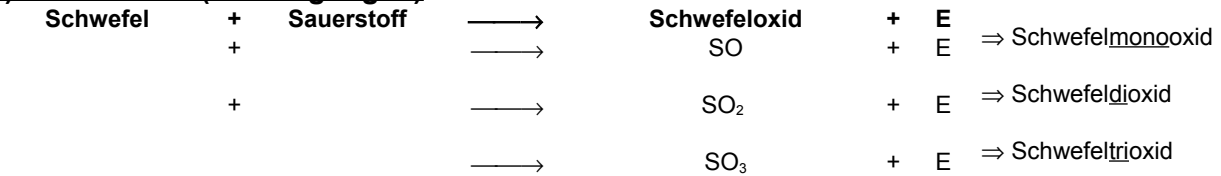
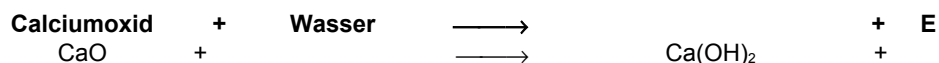
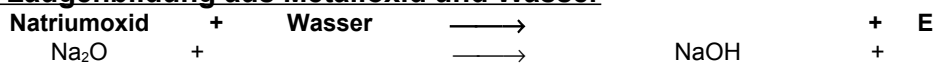
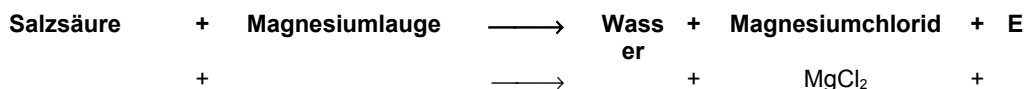
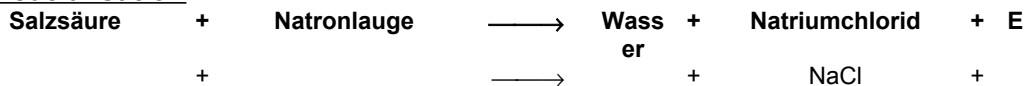
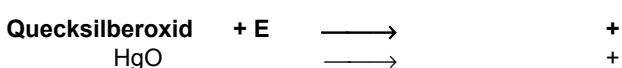
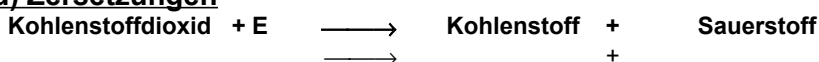
**Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I**

**a) Vereinigungen**



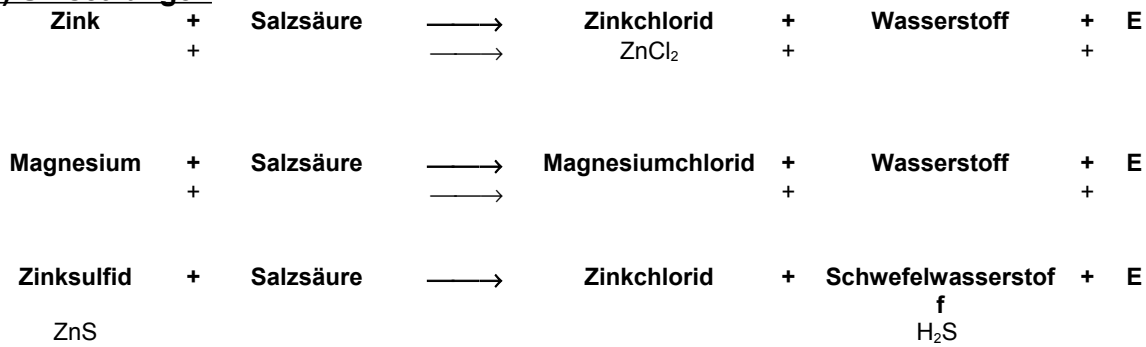
**b) Bildung der Säuren aus Nichtmetalloxid und Wasser**



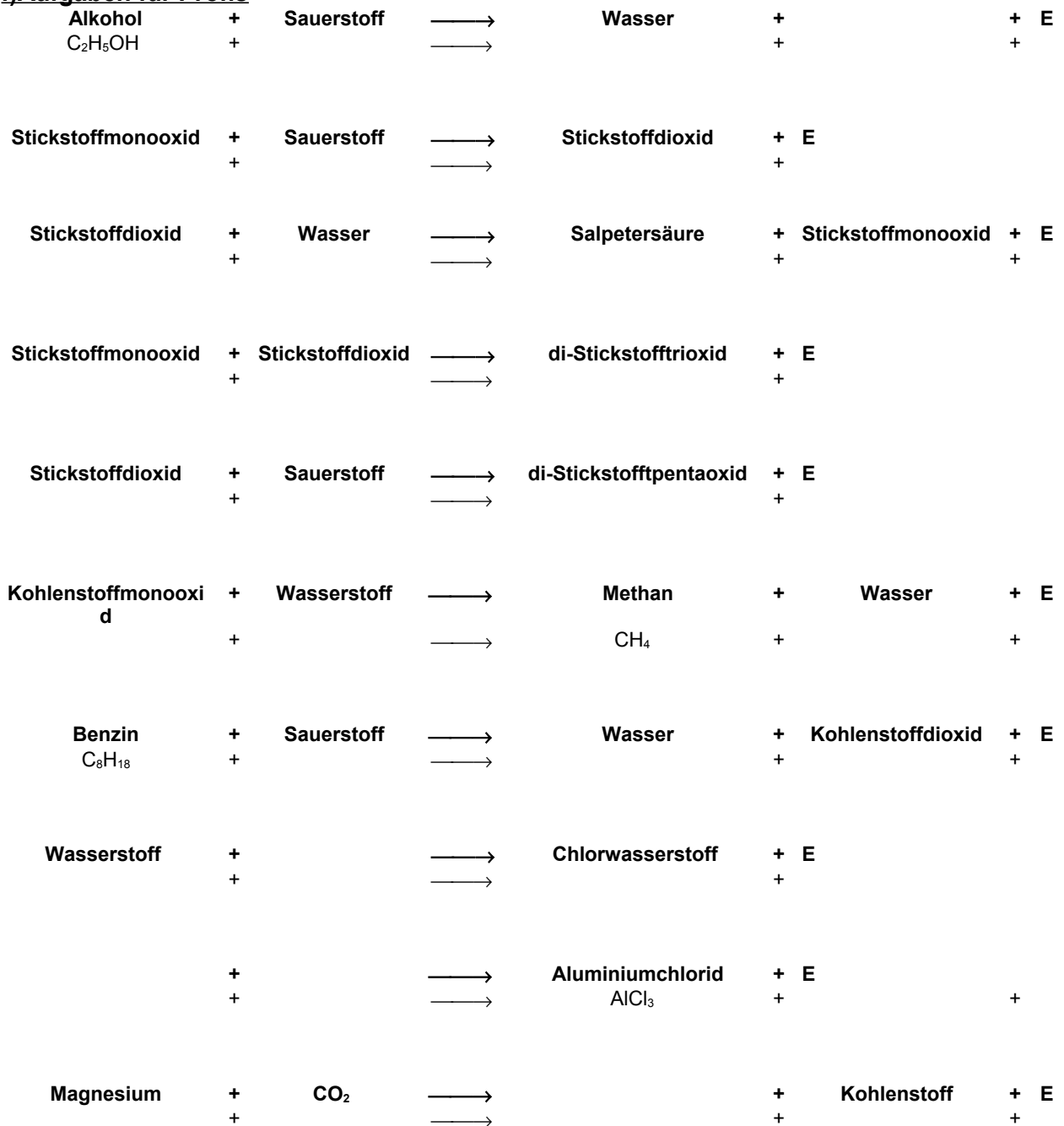
**Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II****a) Oxidationen (Vereinigungen)****b) Laugenbildung aus Metalloxid und Wasser****c) Neutralisation****d) Zersetzungen**

**Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III**

**e) Umsetzungen**



**f) Aufgaben für Profis**



### **Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV**

1. Bildung von Stickstoffmonooxid aus den Elementen
2. Neutralisation von Fluorwasserstoffsäure mit Calciumlauge
3. Magnesium mit Salzsäure zu Magnesiumchlorid ( $\text{MgCl}_2$ ) und Wasserstoff
4. Bildung von Schwefeltrioxid aus den Elementen
5. Neutralisation von Salpetersäure mit Calciumlauge
6. Bildung von Di Stickstofftrioxid aus den Elementen
7. Neutralisation von Bromwasserstoffsäure mit Kalilauge
8. Bildung von  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  aus den Elementen
9. Neutralisation von Calciumlauge mit schwefeliger Säure
10. Verbrennung von  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$  zu Schwefeldioxid und Wasser
11. Bildung von Calciumphosphat u.a. aus Phosphorsäure

## Leitfähigkeitsmessung von Lösungen

Metalle leiten den Strom bekanntlich ganz gut, aber was ist mit Salzen und mit Salzlösungen? Nun, Salze leiten den elektrischen Strom gar nicht. Aber kommen sie mit Wasser in Kontakt, dann leiten sie plötzlich den elektrischen Strom. Das Salz Natriumchlorid beispielsweise, leitet den elektrischen Strom recht gut.

**Salze zerfallen beim Lösen in Wasser in geladene Teilchen. Diese geladenen Teilchen transportieren die Ladungen des elektrischen Stroms durch das Wasser.**

**Je mehr Salz sich dabei auflöst, desto mehr erhöht sich die Leitfähigkeit, da mehr Ionen in der Lösung vorhanden sind.**

- Leitungswasser leitet übrigens auch minimal den elektrischen Strom, da in ihm winzige Mengen von Mineralsalzen enthalten sind.

**Welche Geladenen Teilchen sind in der Natriumchloridlösung enthalten?**

- In NaCl sind geladene  $\text{Na}^+$  und  $\text{Cl}^-$  Ionen vorhanden.

**Sind die geladenen Teilchen schon im Feststoff NaCl vorhanden?**

- Salze sind immer aus Ionen aufgebaut. Aber, um den Strom tatsächlich zu leiten, müssen die Ionen freibeweglich sein. Das sind sie nur in Lösungen sowie in geschmolzener Form

Das heißt nicht, dass im Feststoff keine Ionen vorhanden sind - sie sind halt nur nicht beweglich!

**Nur in Salzlösungen und Salzschnmelzen sind die Ionen beweglich  
⇒ Salzkristalle leiten den  $e^-$  Strom nicht**

**Def: Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Moleküle.  
Ionen mit positiver Ladung werden Kationen genannt, Ionen mit negativer Ladung Anionen.**



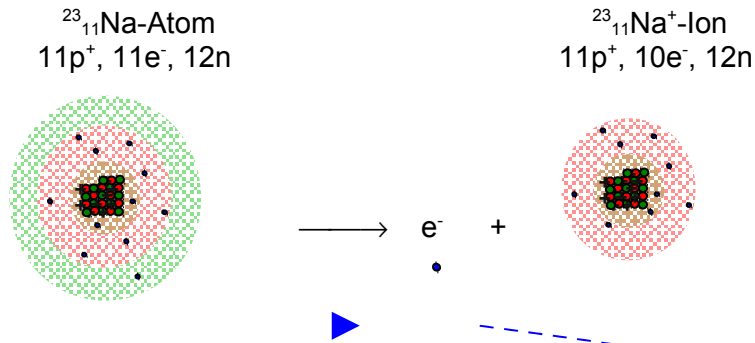
**Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden?**

**a) Bildung des Na- Ions**

Zeichne das Natriumatom -  $^{23}_{11}\text{Na}$  - es hat 1 Außenelektron.

**Was muss passieren, damit eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt? (also eine Edelgaskonfiguration erreicht wird?)**

Dieses Außenelektron wird abgegeben. Dem verbleibende Teilchen fehlt es nun, dadurch ist es positiv geladen.



**Wie kommt es zur positiven Ladung?**

In der atomaren Form liegen je 12 negative und 12 positive Ladungen vor. Entfernt man ein negatives Elektron, dann bleibt eine positive Ladung „über“.

⇒ Das Ion ist also einfach positiv geladen

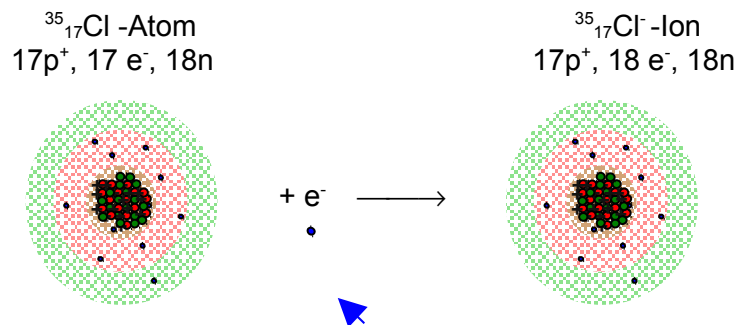
Hinweis: In Reaktionsgleichungen werden keine Elektronen „abgezogen“ oder „subtrahiert“. Für die Gleichung wird stattdessen von einer „Aufspaltung“ in Elektron und Ion ausgegangen.

**b) Bildung des Cl- Ions**

Zeichne das Chloratom -  $^{35}_{17}\text{Cl}$  - es hat 7 Außenelektronen.

**Was muss passieren, damit eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt?**

Eine Außenelektron wird aufgenommen. das neue Teilchen hat nun ein Elektron mehr und somit eine negative Ladung mehr als vorher. Dadurch ist es negativ geladen.



**Wie kommt es zur negativen Ladung?**

In der atomaren Form liegen je 17 negative und 17 positive Ladungen vor. Fügt man nun ein negatives Elektron hinzu, dann liegt eine negative Ladung im Überschuss vor.

⇒ Das Ion ist also einfach negativ geladen

**Fast jedes Element kann sowohl atomar, als auch in ionischer Form auftreten.  
Salze sind aus Ionen aufgebaut.**

**Aufgaben:** Welche Ionen bildet: a) LiF, b) MgO, c) HCl<sup>4</sup>, d) CaF<sub>2</sub>

4 Schüler stoßen von selbst darauf, dass es nur ein Proton ist!

## Eigenschaften der Salze

**Salze sind Verbindungen, die aus Metall-Kationen und Säurerest-Anionen bestehen**

### Charakteristische Eigenschaften von Salzen:

- Salze sind aus Ionen aufgebaut
- Salzschmelzen und wässrige Lösungen leiten den elektrischen Strom ( $\Rightarrow$  freie bewegliche Ionen)
- Salze als Feststoffe (Salzkristalle) leiten den elektrischen Strom nicht!
- Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe. Sie haben einen hohen Schmelzpunkt
- Salzkristalle sind hart und spröde
- sie bestehen immer aus einem oder mehreren Metallion und einem oder mehreren Säurerestion
- Nach „außen“ hin sind Salze ungeladen
- Salze haben hohe Siede- und Schmelzpunkte

### Zusammensetzung der Salze

**Bei festen Salzen sind sich immer (positive) Metallionen mit (negativen) Säurerestionen miteinander verbunden.**

Im gelösten Zustand enthält die Lösung beide Ionensorten, welche sich in der Lösung frei bewegen. Dieses kennzeichnet man durch ein „(aq)“ am Ion. (z.B.  $\text{Li}^+_{(\text{aq})}$ )

Metallion	Säurerestion
Lithium: $\text{Li}^+$	$\text{Cl}^-$ Chlorid
Kalium: $\text{K}^+$	$\text{F}^-$ Fluorid
Natrium: $\text{Na}^+$	$\text{Br}^-$ Bromid
Magnesium: $\text{Mg}^{2+}$	$\text{I}^-$ Iodid
Calcium: $\text{Ca}^{2+}$	$\text{S}^{2-}$ Sulfid
Barium: $\text{Ba}^{2+}$	$(\text{NO}_3)^-$ Nitrat
Aluminium: $\text{Al}^{3+}$	$(\text{SO}_4)^{2-}$ Sulfat
Kupfer: $\text{Cu}^{2+}$	$(\text{SO}_3)^{2-}$ Sulfit
Silber: $\text{Ag}^+$	$(\text{CO}_3)^{2-}$ Carbonat
Eisen: $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$	$(\text{PO}_4)^{3-}$ Phosphat

## Tipps zum Bestimmen von Ionenladungen

### a) In der Chemie verwendet man meist drei Typen von Stoffen:

- a) Elemente (stehen im PSE). Ihre Formel ist immer so, wie sie dort stehen (z.B. Mg oder Fe), bis auf die Ausnahmen Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und die Elemente der 7. Hauptgruppe. Diese liegen immer als 2fach Molekülelement vor (z.B. H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> ...). **Elemente haben keine Ionenladung!**
- b) Ungeladene Molekülverbindungen aus mehreren Elementen (z.B. H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub> oder NH<sub>3</sub>), Ihre Formel muss man kennen (also lernen!). Es gibt aber auch Moleküle mit Ionenladungen - die Säurereste zum Beispiel. Diese Ladungen musst Du lernen - da hilft alles nichts!
- c) Salze und Oxide. Hier liegen, wie Du ja schon weißt, Ionen vor. Die Ladungen kannst Du oft im Periodensystem an der Hauptgruppennummer ablesen!

### b) Zur Bestimmung der Ionenladung helfen ein paar Regeln und Tipps:

Oberstes Gebot: Die Anzahl an Valenzelektronen des ungeladenen Atoms bestimmt die Ionenladung. Ziel ist dabei i.d.R. Edelgaskonfiguration

- Die Ladung einatomiger Ionen entspricht bei Elementen der 1.- 3. Hauptgruppe der Hauptgruppennummer.

*Die Elemente der 1. Hg bilden 1fach positive Ionen (z.B.: Li → Li<sup>+</sup> + e<sup>-</sup>)*

*Die Elemente der 2. Hg bilden 2fach positive Ionen (z.B.: Ca → Ca<sup>2+</sup> + 2e<sup>-</sup>)*

*Die Elemente der 3. Hg bilden oft 3fach positive Ionen (z.B.: Al → Al<sup>3+</sup> + 3e<sup>-</sup>)*

Bei den restlichen Elementen kann sie der Anzahl an Elektronen entsprechen, die zum Erreichen von vollständig besetzten Energiestufen aufgenommen (oder abgegeben werden) müssen:

Bsp. Sauerstoff hat 6 VE ⇒ zur vollbesetzten Energiestufe fehlen 2 e<sup>-</sup> ⇒ O<sup>2-</sup> - Ion

*Elemente der 7. Hg bilden oft 1fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: Cl → Cl<sup>-</sup> + e<sup>-</sup>)*

*Elemente der 6. Hg bilden oft 2fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: O → O<sup>2-</sup> + 2e<sup>-</sup>)*

*Elemente der 5. Hg bilden oft 3fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: N → N<sup>3-</sup> + 3e<sup>-</sup>)*

- Metalle bilden positive geladene Ionen (= Kationen), Nichtmetalle bilden (wenn sie Ionen bilden) negativ geladene Ionen (=Anionen)
- Nebengruppenelemente (Fe, Cu, Zn) bilden „Kationen“ verschiedener Ladungen
- Edelgase bilden keine Ionen

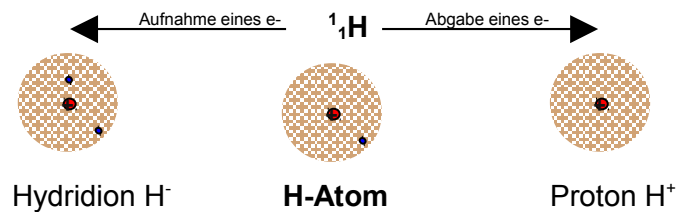
### **Aufgaben:**

- Vervollständige: Ionen entstehen durch...
- Na<sup>+</sup> -Ionen unterscheiden sich von Na-Atomen durch...
- Welche Eigenschaften haben Ionen
- Erkläre den Begriff Ionenbindung
- Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes?
- Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
- Schlage Im Periodensystem nach, wie sich die Atom- und Ionenradien bei drei von Dir gewählten Elementen unterscheiden
- Bestimme die Ionenladungen der folgenden Ionen:  
Na; Cl, Mg; Li; Sr; Be; S; O; Al; O; C; H; K; Ca; Ba; Br; I; F; Ne

**Aufgaben;** Wie lautet die richtige Formel für folgende Salze; Natriumchlorid (= Kochsalz); Bariumsulfat; Magnesiumcarbonat; Natriumsulfat; Lithiumnitrat; Kaliumbromid; Calciumphosphat; Aluminiumsulfat;

## Welche Ionenladung hat das Wasserstoffion?

Wasserstoff hat nur ein einziges Elektron. Es kann es zum Erreichen der vollbesetzten Außenelektronenwolke ein  $e^-$  aufnehmen oder abgeben.

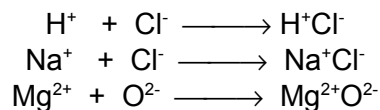


**Während einige Metalle mit dem Hydrid Verbindungen eingehen, so ist (v.a. in der Schule) das  $\text{H}^+$  der häufigere Reaktionspartner.**

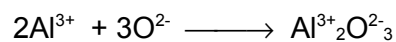
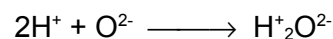
## Die Ionenbindung

Vom Magnetismus aus dem Physikunterricht kennst Du die Anziehung der unterschiedlichen Pole und die Abstoßung von gleichsinnigen Polen. In der Chemie hast Du nun positive und negative elektrostatische Ladungen bei Ionen kennen gelernt. Auch diese ziehen sich bei unterschiedlichem Vorzeichen an und stoßen sich bei gleichem Vorzeichen ab.

**Ionen ungleicher Ladung ziehen sich an und verbinden sich**



**Dabei müssen positive und negative Ladungen ausgeglichen sein, so dass die entstehende Verbindung „nach außen“ ungeladen ist.**



**Die Verbindung von Ionen zu einer Verbindung nennt man **Ionenbindung****

Es gibt noch eine zweite Art der Verbindung zwischen Atomen. Sie wird Atombindung genannt. Du lernst sie später kennen.

## Infoblatt: Ionenbindung und das Ionengitter

**Def.: Eine Ionenbindung ist die Verbindung von unterschiedlich geladenen Ionen.**

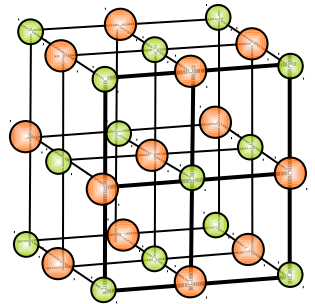
Die Ionen ziehen sich dabei durch elektrostatische Anziehung an und „halten“ so zusammen. Diese Ionenbindung kann z.B. durch einen Elektronenübergang von einem Atom auf ein Zweites entstehen (z.B. bei der Salzbildung). Dabei werden jeweils soviel Elektronen aufgenommen (bzw. abgegeben), bis beide Partner Edelgaskonfiguration erreichen.

### Regeln:

- Ein Ion kann aus einem oder mehreren Atomen bestehen ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ).
- Metallatome bilden Kationen. Diese sind positiv geladen und kleiner als das entsprechende Metallatom, da in ihrer Elektronenwolke ein Elektron fehlt. Nichtmetallatome bilden **Anionen**. Sie sind negativ geladen und ungefähr so groß wie das ursprüngliche Atom, da sich die Anzahl ihrer Elektronenwolken nicht ändert.

Chlor  $\longrightarrow$  Chlorid ( $\text{Cl}^-$ ) ; Schwefel  $\longrightarrow$  Sulfid ( $\text{S}^{2-}$ )

- Eine aus Ionen aufgebaute Verbindung besteht aus zahlreichen Anionen und Kationen, die im festen Zustand zu einem Ionengitter (Kristall) geordnet sind. Die elektrostatische Anziehung hält den Kristall zusammen



### Liste einiger wichtiger Anionen

$\text{SO}_4^{2-}$ Sulfat	$\text{NO}_3^-$ Nitrat	$\text{ClO}_4^-$ Perchlorat
$\text{HSO}_4^-$ Hydrogensulfat	$\text{NO}_2^-$ Nitrit	$\text{ClO}_3^-$ Chlorat
$\text{SO}_3^{2-}$ Sulfit		
$\text{S}^{2-}$ Sulfid	$\text{NH}_4^+$ Ammonium	$\text{MnO}_4^-$ Permanganat
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ Thiosulfat		
$\text{CO}_3^{2-}$ Carbonat	$\text{PO}_4^{3-}$ Phosphat	$\text{CrO}_4^{2-}$ Chromat
$\text{HCO}_3^-$ Hydrogencarbonat	$\text{HPO}_4^{2-}$ Hydrogenphosphat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ Dichromat
	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ Dihydrogenphosphat	

Diese Liste ist wichtig und dringend zu lernen!

## Übungen zur Bestimmung der Ionenladungen

### 1) Bestimme die Ionenladungen der folgenden Ionen:

Na; Cl, Mg; Li; Sr; Be; S; O; Al; O; C; H; K; Ca; Ba; Br; I; F; Ne

### 2) Wie lautet die richtige Formel für folgende Salze:

Natriumchlorid (= Kochsalz):

Bariumsulfat:

Magnesiumcarbonat:

Natriumsulfat:

Lithiumnitrat:

Kaliumbromid:

Calciumphosphat:

3. Schreibe hinter jedes Symbol die passende Ionenladung und kombiniere anschließend die Ionen zu nach „außen“ hin ungeladenen Salzen. Schreibe unter die Salzformel den passenden Namen

	F	Cl	S	O	NO <sub>3</sub>	SO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub>
K							
Li							
Na							
Ca							
Al							
Fe <sup>2+</sup>							
Fe <sup>3+</sup>							
Pb							
Cr							
Cu							

### 4. Vervollständige die Sätze

- Ionen entstehen durch...
- Ionen unterscheiden sich von Atomen durch...
- Salze sind so aufgebaut, dass...
- Ionen haben die Eigenschaften...
- Ionenladungen bestimmt man...

5. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?

**Übungstest zum Thema „Salze und Ionen“ I**

**1) Welche der folgenden Stoffe sind gute Leiter für elektrischen Strom? (je 0,5P ⇒ 4P)**

- |                         |                  |
|-------------------------|------------------|
| Zuckerlösung            | Erklärung: ..... |
| Magnesiumchloridlösung  | .....            |
| Natriumsulfatkristall   | .....            |
| Kochsalzschmelze        | .....            |
| Silberchlorid in Wasser | .....            |
| Wasser aus der Leitung  | .....            |
| Metallstab              | .....            |
| Kohlenstoffdioxid       | .....            |

**2) Definiere den Begriff „Ion“: (2P)** .....

.....

**3) Welche Unterschiede bestehen zwischen Natrium als Element und dem Natriumion? (4P)**

.....

.....

**4) Unterstreiche bei den Begriffen Anionen in rot und Kationen in grün und notiere dann die entsprechende Formel mit ihrer Ionenladung. (Begriffe je Ion 0,25P + je Formel 0,25P ⇒ 6 P)**

- |               |              |            |              |
|---------------|--------------|------------|--------------|
| Natriumion:   | Nitration:   | Sulfation: | Carbonation: |
| Berilliumion: | Chloridion:  | Sulfidion: | Fluoridion:  |
| Magnesiumion: | Phosphation: | Oxidion:   | Silberion:   |

**5) Bestimme die Ionenladungen der Ionen und erstelle dann die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben. Zum Schluss markiere die schwerlöslichen Salze (je 0,25P ⇒ 9P)**

	F	Cl	S	SO <sub>4</sub>	CO <sub>3</sub>	PO <sub>4</sub>
K						
Li						
Ca						
Al						
Ba						
Ag						

**6) Nenne die allgemeine Regel, nach der Salze aufgebaut sind und beschreibe dann die genaue Anordnung. Gehe dabei auch auf den vorliegenden Bindungstyp ein. (4P)**

.....

.....

.....

.....

.....

**7) Wenn man in Trinkwasser Silbernitratlösung tropft, kommt es zu einer leichten Trübung. Beschreibe die Reaktion genau und benenne den sich bildenden Stoff. (Rückseite) (6P)**

**Wiederholungsfragen Ionen****Ionen & Salze**

1. Nenne typische Eigenschaften von Salzen
2. Was ist ein Ion?
3. Nenne verschiedene Möglichkeiten Natriumchlorid zu bilden. Schlage jeweils einen geeigneten Aufbau vor
4. Nenne die Regeln, nach denen man die Ionenladung eines Ions bestimmen kann
5. Beschreibe den Versuch zur Ionenwanderung. Welche Beobachtung kann man bei Kupfersalzen, bei Kaliumpermanganat und bei Kaliumdichromat machen. Erkläre diese Beobachtungen
6. Bestimme die Ionenladung der folgenden Ionen und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben:

	Cl	Br	O	SO <sub>3</sub>
Li				
Ba				
Mg				
Al				

7. Beschreibe den Versuchsaufbau der Elektrolyse von Kupferchlorid. Welche Beobachtungen kann man machen? Erkläre diese.
8. Betrachte die Bildung von Natriumchlorid unter energetischem Aspekt im Detail. Welche Einzelschritte laufen ab?
9. Sind diese Endo- oder Exotherm? Versuche dies jeweils anhand einer Modellvorstellung zu erklären.
10. Warum ist die Reaktion insgesamt Exotherm?
11. Definiere die Begriffe Ionisierungsenergie und Elektroaffinitätsenergie
12. Warum hat Natriumchlorid die Summenformel NaCl?
13. Was versteht man unter dem Begriff „Koordinationszahl“?
14. Wovon hängt die Koordinationszahl ab?
15. Nenne und erkläre die Coulomb'sche Formel
16. Erkläre den Vorgang des Schmelzens. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?
17. Warum leiten Ionen den elektrischen Strom? Beschreibe einen entsprechenden Versuch
18. Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden? Welche in Berylliumsulfat?
19. Ionen entstehen durch...
20. Ionen unterscheiden sich von Atomen durch...
21. Beschreibe den Aufbau der Salze. Nenne Möglichkeiten sie chemisch zu bilden
22. Welche Eigenschaften haben Ionen?
23. Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes? Welche Ladung hat der Säurerest der Chromsäure H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> und der der Kieselsäure H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>
24. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
25. Stelle die folgende Reaktionsgleichungen auf: (Tipp: Bilde Ionen aus der Schwefelsäure)
  - a) Schwefelsäure + Wasser
  - b) Schwefelsäure + Magnesium
26. Bestimme die Ionenladung der folgenden Ionen und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben
27. Wozu dienen Fällungsreaktionen? Nenne Beispiele
28. Erkläre das allgemeine Prinzip eines Nachweises. Nenne mindestens 6 chemische Nachweise
29. Erkläre den Begriff Ionenbindung. Wodurch werden die Ionen zusammengehalten?
30. Warum hat Natriumchlorid die Summenformel NaCl? Wäre Na<sub>1000</sub>Cl<sub>1000</sub> nicht passender?
31. Erkläre den Vorgang des Schmelzens eines Salzes. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?



### Wiederholungsfragen Hauptgruppen

1. Wo befinden sich im PSE die Metalle bzw. die Nichtmetalle? Welches sind die Nichtmetalle?
2. Welche Elemente gehören zu den I) Alkalimetallen, II) Erdalkalimetallen, VII) Halogenen, VIII Edelgasen?
3. Beschreibe die im UR durchgeführten Versuche mit Alkalimetallen. Erstelle dann eine Reihenfolge ihrer Reaktivität. Wie würde es innerhalb der Hauptgruppe weitergehen?
4. Kannst Du mit eignen Worten erklären, warum die Reaktivität zunimmt?
5. Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Wasser und mit Sauerstoff?
6. Erstelle zu den ersten beiden Hauptgruppen jeweils eine Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser bzw. mit Sauerstoff
7. Mit welchem Oberbegriff kann man die Verbrennungsprodukte der Alkalimetalle und der Erdalkalimetalle bezeichnen?
8. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn der Reaktion mit Wasser bei Calcium?
9. In welcher Form treten Verbindungen von Alkalimetallen und Erdalkalimetallen in der Natur auf? Nenne zu jedem Element zwei Beispiele und markiere dabei für menschliches Leben besonders wichtige
10. Halogene werden auch als „Horror cabinet“ des PSE bezeichnet. Kannst Du dir denken warum?
11. Nenne Eigenschaften & Besonderheiten zu den ersten vier Halogenen
12. Wozu werden Halogene von Menschen verwendet? In welcher Form sind sie lebenswichtig?
13. Erstelle eine Übersicht mit gemeinsamen Eigenschaften der 7. Hauptgruppe
14. Als Nichtmetalle bilden Halogene nebn den Dir bereits bekannten auch sauerstoffhaltige Säuren. Ein typischer Vertreter ist die Chlorsäure ( $\text{HClO}_3$ ). Beschreibe seine Herstellung aus den Elementen.
15. Erstelle eine Übersicht über Eigenschaften und Verwendung der Edelgase
16. Beschreibe mit Deinen Worten die folgenden „Tendenzen“ im PSE: Protonenzahl, Außenelektronen, Atomradius, Metallcharakter, Kernladung
17. Ist Natrium ein Metall? Welche typischen Metalleigenschaften erfüllt es, welche nicht?
18. Ein Stück Natrium wird auf Wasser gelegt. Beschreibe die Reaktion. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Liegt eine Redoxreaktion vor?
19. Ist die folgende Aussage richtig? „Die Alkalimetalle zeigen eine Abstufung der Eigenschaften“. Gilt diese Aussage auch für die Halogene?

### **Stelle die Wertigkeiten für die folgenden Elemente und Verbindungen auf**

Cu,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , HBr,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , NaCl,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , Mg,  $\text{I}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  
 $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KHSO}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ , KI, HCl

**Übung: Das Periodensystem der Elemente**

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Das Periodensystem**

Im PSE sind die Elemente nach steigender ..... zeilenweise angeordnet. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen dabei untereinander. Das PSE ist aufgebaut aus acht ..... und sieben ..... Zwischen der ersten und der dritten Hauptgruppe befinden sich die ..... sowie die Actinoide und die Lanthanoide.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Elementgruppe**

Entsprechend der Anzahl an ..... unterscheidet man 8 Hauptgruppen. Alle ..... einer HG haben dabei die gleiche Anzahl an Außenelektronen. Dabei zeigen die Elemente einer Gruppe oft abgestufte ..... Einige Hauptgruppen tragen besondere Namen:

- 1. HG: .....
- 2. HG .....
- 6. HG: Chalkogene
- 7. HG .....
- 8. HG .....

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Elementperiode:**

Eine Periode ist eine Zeile im Periodensystem. Alle Elemente einer Periode haben die gleiche Anzahl an Elektronenwolken. Innerhalb der Elementperiode nimmt von Element zu Element die ..... und die ..... um den Faktor .... zu. Die erste Periode, enthält nur die zwei Elemente ..... und .....

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Metalle:**

Metalle ..... zeichnen sich ..... durch die Eigenschaften ....., ..... und durch ..... aus. Bei Metallen liegen positive ..... mit frei beweglichen ..... vor. Diese Anordnung bezeichnet man als .....

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Nichtmetalle:**

Die Nichtmetalle zeigen keine metallischen ..... Sie sind z.B. spröde und leiten nicht den elektr. Strom (eine Ausnahme dazu ist .....)

Einige liegen als mehratomige Moleküle vor (O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> sowie die Elemente der 7. HG: F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> sowie O<sub>3</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

**Halbmetalle:**

Halbmetalle stehen zwischen den ..... und den .....  
 Dementsprechend zeigen sie Eigenschaften, die „dazwischen“ liegen, wie z.B. mittlere Leitfähigkeit. Bei Normalbedingungen sind sie alle .....  
 Besondere Verwendung finden sie in der Halbleiterindustrie als .....  
 von Widerstände, Transistoren und Computerspeicher

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2	A							
3	L							
4	K							
5	A							
6	L							
7	I							

**Die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe)**

Die Elemente der ersten HG (außer ..... !) bezeichnet man als Alkalimetalle. Sie besitzen nur ein ..... Sie zeichnen sich durch .....  
 und ..... aus

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2	E							
3	R							
4	D							
5	K							
6	A							
7	L							

**Die Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe)**

Alle Elemente dieser HG haben 2 ..... Einige Erdalkalimetalle sowie die Alkalimetalle zeigen charakteristische .....: Ca rot, Sr karminrot und Ba grün). ..... und ..... zeigen keine Flammenfärbung. Die ..... der Erdalkalimetalle mit Wasser nimmt innerhalb der HG zum ..... hin zu. Es entstehen bei dieser Reaktion ..... und Hydroxidlösungen.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								H
3								A
4								L
5								O
6								G
7								E

**Die Halogene (7. Hauptgruppe)**

Innerhalb der Gruppe nehmen Schmelz- und Siedepunkte zu. ⇒ Fluor und Chlor liegen als ....., Brom als ..... und Iod liegt als ..... vor. Mit Metallen bilden sie ..... Deshalb werden sie auch als ..... bezeichnet.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								E
2								D
3								E
4								L
5								G
6								A
7								S

**Die Edelgase (8. Hauptgruppe)**

Die Elemente der 8. HG ..... nicht mit anderen Elementen - sie sind sehr reaktionsträge. Sie sind farb- und geruchlose, nicht brennbare und kaum wasserlösliche Gase. Sie kommen nur ..... vor, da sie chemisch nahezu keine ..... eingehen können.  
 Man findet Edelgase in der ..... zu einem geringen Anteil.

### **Abschnitt 3: Ein genauer Blick auf die chemischen Reaktionstypen - Redoxreaktionen**

Im letzten Abschnitt hast Du gelernt,

- was Wertigkeiten sind
- wie man Reaktionsgleichungen aufstellt
- wie man Salzformeln ermittelt
- das es neben den Atomen und Molekülen auch noch Ionen gibt, die im Grunde geladene Atome oder geladene Moleküle sind.
- wie man Ionenladungen bestimmt
- was die Ionenbindung und das Ionengitter sind.

in diesem Abschnitt geht es jetzt darum, die komplexeren chemischen Reaktionen zu verstehen, das heißt, zu verstehen, warum sie ablaufen und was dabei passiert. Dabei sind es ganz oft zwei ganz bestimmte Typen der Umsetzung, die eine wichtige Rolle spielen. Das bedeutet, dass ganz oft eine Vereinigung und eine Zersetzung gleichzeitig ablaufen.

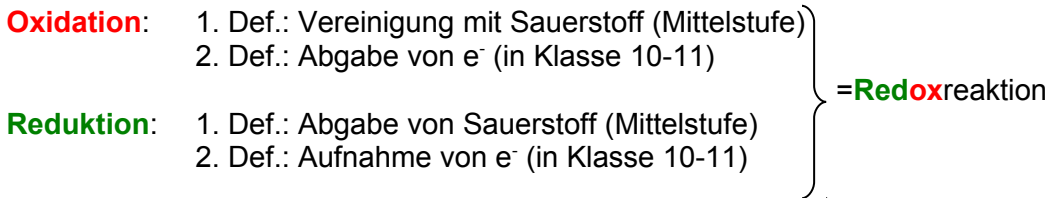
Die bekanntesten Typen der Umsetzung sind die **Redoxreaktionen** und die **Säure-Base Reaktionen**. in diesem Abschnitt lernst Du alles über Redoxreaktionen.

Sei allerdings vorsichtig bei einer Zuordnung! Du besitzt noch nicht das Wissen einwandfrei jede Reaktion zuzuordnen (da z.B. nicht jede Redoxreaktion mit Sauerstoff stattfindet)!

Es ist auch nicht immer schlimm wenn Du es mal nicht erkennst - also nicht verzweifeln!

## Die Oxidation und die Reduktion nennt man auch Redoxreaktion

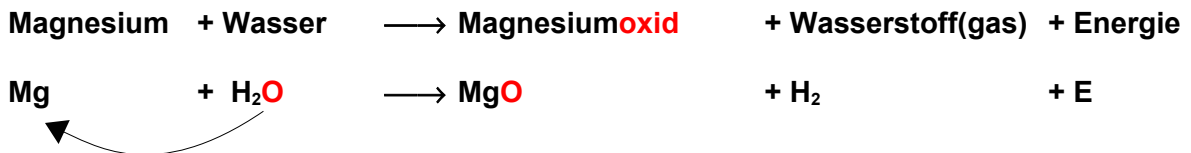
Bekannte Redoxreaktionen sind zum Beispiel Verbrennungen und Explosionen. Aber auch Vorgänge zur Metallgewinnung aus den oxidierten Erzen des Bodens sowie die Stromerzeugung in Batterien sind Redoxreaktionen. Selbst die Energiegewinnung der Menschen und Tiere durch Zellatmung aus den Lebensmitteln (z.B. Zucker oder Stärke) ist eine Redoxreaktion.



### Als Redoxreaktion bezeichnet man das gleichzeitige Ablaufen von Red & Ox

- also 1. Austausch von Sauerstoff von einem Partner zum anderen (Mittelstufendefinition)  
 2. Austausch von e<sup>-</sup> (ab Klasse 10-11)

Ein Beispiel: Magnesiumfackeln brennen unter Wasser:



Kannst Du erkennen, dass Sauerstoff den Partner gewechselt hat? Erst war er am Wasserstoff gebunden (also im Molekül Wasser). Das Wasser hat sich in der Reaktion in seine Elemente zersetzt. Endlich frei, hat der Sauerstoff seine Chance ergriffen und ist nun vereinigt mit seiner große Liebe dem Magnesium.

⇒ **Jede Verbrennung ist eine Redoxreaktion. Als Produkt entsteht immer ein Oxid.**

### Aufgaben

- Warum wird eine Kerze bei der Verbrennung leichter? Müsste sie nicht schwerer werden?
- Die Feuerwehr ist immer daran interessiert, wie man am Besten ein Feuer löschen kann.
- Betrachte das Bild und beschreibe dann die Redoxreaktion genau. Erstelle auch die Reaktionsgleichung dazu (wenn Du das schon kannst)



**Sauerstoff, das Element der Redoxreaktion - ist er das gleiche wie Luft?**

Nein, denn Sauerstoff ist nur ein Teil davon. ⇒ **Luft ist ein Gemisch und kein Element**

In Luft sind enthalten:	Volumenprozent	Siedepunkt
Sauerstoff	20,95%	-183 °C
Stickstoff	78,1%	-196 °C
Edelgase	0,93%	
Kohlenstoffdioxid	0,03%	-78 °C
+ Restgase		

**Merke Dir: rund 1/5 der Luft besteht aus Sauerstoff.**

**Nur dieser kann sich mit brennbaren Stoffen bei einer Verbrennung vereinigen.**

**Die Vereinigung eines Stoffes mit Sauerstoff nennt man Oxidation.**

**Die Verbindungen der Elemente mit Sauerstoff nennt man Oxide.**

**Sauerstoff ist unverzichtbar als Partner für jede Verbrennung. Er oxidiert dabei seinen Reaktionspartner und wird deshalb auch Oxidationsmittel genannt.**

Der Sauerstoffnachweis ist ein Verfahren, was uns zeigt, ob irgendwo Sauerstoff enthalten ist (schließlich kann man ihn nicht sehen!). Dieser Nachweis heißt Glimmspanprobe. Dazu wird ein glühender (glimmender) Holzspan in den zu untersuchenden Gegenstand gehalten. Flammt der Holzspan auf, war Sauerstoff enthalten.

**Merkmale Sauerstoff:**

- Sauerstoff ist das häufigste Element auf der Erde. Es ist bei Raumtemperatur ein farb- und geruchloses Gas
- Es hat als Element die chemische Formel  $O_2$  (d.h. ein Sauerstoffatom ist mit einem anderen vereinigt)
- Siedepunkt:  $-182,9^\circ C$  (Sauerstoff ist als Flüssigkeit hellblau)
- Schmelzpunkt:  $-218,4^\circ C$  (Sauerstoff ist als Feststoff eine hellblaue kristalline Masse)
- Bei  $0^\circ C$  hat Sauerstoff (1,43 g/l) eine größere Dichte als Luft (1,29 g/l bei  $0^\circ C$ )
- Auch Gase lösen sich in Wasser (nicht nur Zucker und Salz). Bei  $20^\circ C$  lösen sich in einem Liter Wasser 31,1 ml  $O_2$  - So können auch Lebewesen, die unter Wasser leben atmen.
- Ozon ist eine reaktivere und giftige „Form“ des Sauerstoffs ( $O_3$ ).

**Aufgaben:**

1. Erstelle die sechs Reaktionsgleichungen für die folgenden Redoxreaktionen
  - a) Verbrennen der drei Nichtmetalle Kohlenstoff, Schwefel und Phosphor
  - b) Verbrennen der drei Metalle Eisen, Aluminium und Kupfer

**Merke: Bei der Verbrennung von Nichtmetallen entstehen Nichtmetalloxide.  
Sie bilden sich durch die Vereinigung von Nichtmetall mit Sauerstoff**

**Bei der Verbrennung von Metallen entstehen Metalloxide.  
Sie bilden sich durch die Vereinigung von Metall mit Sauerstoff**

2. Erkläre die Begriffe „Metalloxid“ und Nichtmetalloxid mit Deinen eigenen Worten.
3. Eine Verbrennung findet in reinem Sauerstoff statt. Um welchen Faktor verbrennen die Stoffe in reinem Sauerstoff schneller als in Luft?
4. Ordne den 3 Aggregatzuständen Dir bekannte Nichtmetalloxide zu
5. Man kann die Oxidationen auch in „stille Oxidation“ (z.B. Rosten), „Verbrennung“ und „Explosion“ einteilen. Kennst Du das hier angewandte Unterscheidungsmerkmal?

### CO<sub>2</sub> - Nachweis mit Kalkwasser

Kalkwasser dient dazu das oft bei Verbrennungen entstehende Kohlenstoffdioxid nachzuweisen (denn auch dieses können wir nicht sehen). Man stellt es durch Vermischen von Calciumoxid mit Wasser her. Dabei bildet sich eine milchige Flüssigkeit, welche noch durch Filtrieren gereinigt werden muss<sup>5</sup>.

Kommt nun Kohlenstoffdioxid mit Kalkwasser zusammen, dann trübt es sich. Ein neuer Stoff ist entstanden. Dieser Stoff ist Kalk, der als Feststoff ausfällt und auch für die Trübung sorgt.



**Wasserklares Kalkwasser ist ein Nachweismittel für Kohlenstoffdioxid.  
Bei Kontakt mit diesem wird es durch Kalkbildung milchig trüb.**

---

5 Um zu testen, dass es gut funktioniert, wird in einen kleinen Teil des Kalkwassers hinein geblasen.

## Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff - eine Redoxreaktionen

Seit ca. 2 Milliarden Jahre gibt es Sauerstoff auf unserem Planeten. Metalle sind seit der Entstehung unseres Planeten vorhanden. Da fragt man sich natürlich, in welcher Form eigentlich so wichtige Metalle wie Eisen oder Kupfer vorliegen? Durch Jahrtausenden des Kontaktes mit Sauerstoff liegen sie natürlich oxidiert vor.

Die Oxide sind in der Regel für die Menschen nicht zu gebrauchen gewesen, da sie oft verunreinigt und obendrein oft spröde sind. Die Menschen zogen Waffen und Gegenstände aus Stein vor. Demzufolge nannte man diese Periode auch Steinzeit.

Aber 3000 Jahre vor Christi Geburt änderten sich das plötzlich. Die Waffen der sich bis dahin mit Faustkeilen bewaffneten Steinzeitmenschen hatten sich verändert. Ab der Bronzezeit vor ca. 5000 Jahren hat der Mensch Metallwerkzeuge. Was muss passiert sein? Die Menschheit hatte eine ihrer wichtigsten Erfindungen gemacht - sie konnte aus Kupferoxid das Metall Kupfer herstellen und dieses weiter zu Bronze verarbeiten. Bronze war dem Stein natürlich überlegen, da sie formbar war.

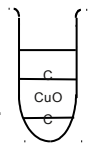
Also welche Leistung hat der Mensch am Übergang von der Stein- zur Bronzezeit vollbracht?  
 ⇒ die Oxidation muss umgekehrt worden sein

Was ist also das Ziel aus chemischer Sicht? (Wenn eine Ox die Vereinigung mit Sauerstoff ist...)  
 ⇒ Die Abgabe/ Entzug von Sauerstoff aus dem Metalloxid (=Reduktion)

### Historische Herstellung von Kupfer aus Kupferoxid

Die Menschen nahmen damals Kohlenstoff um aus Kupferoxid Kupfer zu gewinnen. Man hat ihn damals noch überirdisch gefunden und musste nicht tief graben.

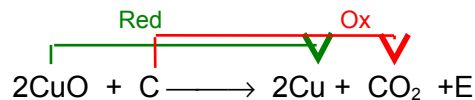
V2: In einer Verbrennungsschale wird Kohlenstoff (fein) verteilt und eine Mulde gebildet. Hinein wird Kupfer(I)Oxid gefüllt. Alles wird leicht mit C bedeckt. Mit einem feinen Stab (z.B. Schaschlikstab) werden wenige Löcher hineingestochert!  
 10-15 min bei geschlossenem Deckel erhitzen! Dann alles in ein Becherglas mit Wasser kippen, damit es sauber wird.



B: exotherme Reaktion, rötliches Produkt am Boden,  
 Eine anschließende Untersuchung des entstehenden Gases mit Kalkwasser zeigt eine Trübung des Kalkwassers. Was bedeutet diese Trübung?

S: ⇒ es liegt eine Redoxreaktion vor, da Sauerstoff zwischen Kupfer und Kohlenstoff ausgetauscht wird. Kohlenstoffdioxid kann man in einem Bestätigungsexperiment durch den Kalkwassertest nachweisen

S:



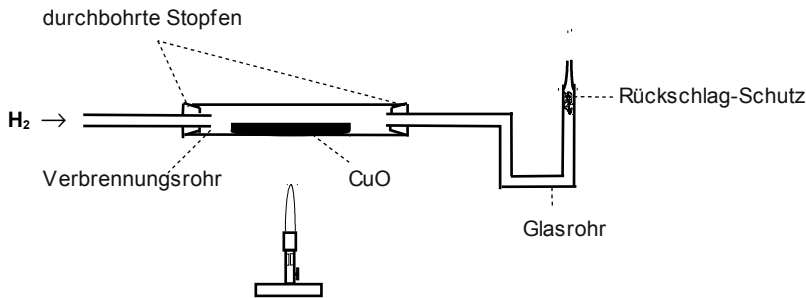
### **Aufgaben:**

1. Formuliere die Reaktionsgleichung, die kennzeichnend für die Eisenzeit ist



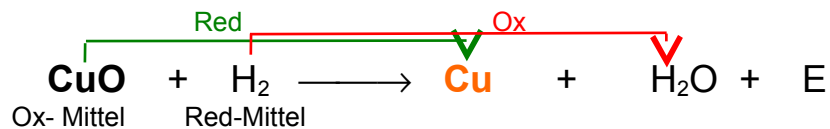
## 2. Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff

V: (Schwarzes) Kupferoxidpulver wird im Wasserstoffstrom erhitzt



B: Flamme wird kleiner, rötliches Produkt, Kondenswasser im Glasrohr, exotherme Reaktion

S: Was ist mit dem Kupferoxid geschehen? Es hat seinen Sauerstoff abgegeben!



Die Abgabe (bzw. den Entzug) von Sauerstoff nennt man Reduktion. Die Reduktion ist der gegenläufige Prozess zur Oxidation.

Wasserstoff ermöglicht diese Reduktion, indem es den Sauerstoff aufnimmt. Wasserstoff ist somit ein „Reduktionsmittel“. Das Reduktionsmittel wird immer selbst oxidiert.

### Redoxreaktionen: Muss nun immer beides vorliegen, eine Oxidation und eine Reduktion?

Diese Frage zu beantworten ist recht einfach, wenn Du Dir einen Vergleich vorstellst: Du bekommst Taschengeld von Deinen Eltern. Zum Austausch eines Geldscheins gehören immer zwei Leute. Einer der den Schein aufnimmt und einer, der ihn abgibt, oder? Es ist nicht nur etwas Dir passiert, sondern auch mit dem der Dir Taschengeld gibt. Du wirst reicher, die andere Person ärmer.

⇒ Reduktion und Oxidation liegen immer gekoppelt vor. Man nennt diese Art der Sauerstoffaustauschreaktion Redoxreaktion.

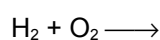
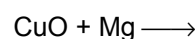
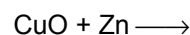
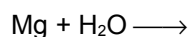
Wie kann man nun eine Redoxreaktion erkennen?

Auch das ist einfach: Das Merkmal einer solchen Redoxreaktion ist die Sauerstoffübertragung zwischen den Reaktionspartnern

**Wiederholungsfragen**

- Die folgenden Sätze beschreiben, was beim Anzünden einer Kerze geschieht. Leider sind sie durcheinander geraten. Wie muss die richtige Reihenfolge lauten?
  - Am Docht befindet sich festes Wachs. Es brennt nicht.
  - Der Wachsdampf entzündet sich und beginnt zu brennen.
  - Das flüssige Wachs steigt im Docht nach oben (ähnlich wie Tinte im Löschpapier).
  - Der Wachsdampf erreicht seine Entzündungstemperatur.
  - Wenn man eine Streichholzflamme an den Docht hält, wird das Wachs erhitzt und schmilzt.
  - Das Wachs beginnt zu sieden und verdampft.
- Es müssen drei Voraussetzungen erfüllt sein, damit etwas brennt. Schreibe sie auf.
- Stelle die Reaktionsgleichung der Verbrennung von a) Schwefel, b) Kohlenstoff, c) einem beliebigem Metall auf
- Wozu dient Kalkwasser? Wie stellt man es her?
- Schlage einen Versuchsaufbau vor, der beweist, dass man Kohlenstoffdioxid ausatmet
- Was ist eine Oxidation? Nenne die drei Formen der Oxidation? Kann man stille Oxidationen beobachten?
- Um welchen Faktor verbrennen Stoffe in reinem Sauerstoff schneller als in Luft?
- Erkläre den Begriff Nichtmetalloxid und ordne den 3 Aggregatzuständen Dir bekannte Nichtmetalloxide zu
- Was ist der Unterschied zwischen Sauerstoff und Luft? Wie kann man entstehendes O<sub>2</sub> nachweisen?
- Verbrennt ein Stückchen Kohle schneller in Luft, Stickstoff oder reinem Sauerstoff?
- Was ist ein Metalloxid? Erkläre und nenne drei Beispiele (Was ist ein Nichtmetalloxid?)
- Ist die Verbrennung von Kupfer eine Oxidation? Begründe Deine Meinung
- Erkläre den Unterschied zwischen Element und Verbindung
- Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> auf
- Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von SO<sub>3</sub> auf
- Was ist der Unterschied zwischen Sauerstoff und Luft?
- Was versteht man unter Edelgaskonfiguration
- Was bedeutet  ${}^7_3\text{Li}$  ?
- Stelle die folgenden Gleichungen auf:
 

Salzsäure	+	Calciumlauge	→	Wasser	+	Calciumchlorid	+	E
Zink	+	Salzsäure	→	Zinkchlorid	+	Wasserstoff	+	E
Magnesium	+	Salzsäure	→	Magnesiumchlorid	+	Wasserstoff	+	E
Stickstoffdioxid	+	Wasser	→	Salpetersäure	+	Stickstoffmonoxid	+	E
Kohlenstoffmonoxid	+	Wasserstoff	→	Methan (CH <sub>4</sub> )	+	Wasser	+	E
Benzin (C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	+	Sauerstoff	→	Wasser	+	Kohlenstoffdioxid	+	E
- Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme, wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff. Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse
- Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff ist eine typische Redoxreaktion. Erkläre sie genau und definiere dann Redoxreaktion erkläre ihre Kennzeichen
- Vergleiche diese Kupferoxidreduktion mit der historischen Kupfergewinnung
- Was versteht man unter Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion? Erkläre mit einem Beispiel
- Nenne drei Wege (mit Reaktionsgleichung) aus CuO das metallische Element zu gewinnen
- Ist die Zersetzung von Wasser eine Redoxreaktion? Wiederhole den Versuchsaufbau und begründe
- Kann man zu Kohlenstoffdioxid verbrannten Kohlenstoff wieder zurückgewinnen?
- Zum Knobeln: Benzin (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>) verbrennt an der Luft zu Wasser und Kohlenstoffdioxid. Erstelle die Reaktionsgleichung und das passende Energiediagramm. Liegt eine Redoxreaktion vor. Begründe.
- In der Natur kommen die meisten Metalle als Oxid vor (also nicht als Element). Gold, Silber und Kupfer hingegen auch in gediegener Form (= als Element). Was vermutest Du als Ursache?
- Warum hat die „Erfindung“ der Eisenherstellung länger gedauert als die der Kupferherstellung?
- Ist Bronze ein Element?
- Beschreibe eine Möglichkeit, wie man Silber aus dem Erz gewinnt.
- Nenne Eigenschaften von Wasserstoff und erkläre die Nachweisreaktion (Knallgasprobe). Ist es eine Redoxreaktion?
- Erstelle die folgenden Reaktionsgleichungen, kennzeichne Oxidation und Reduktion



#### **Abschnitt 4: Ein genauer Blick auf die chemischen Reaktionstypen - Säuren, Laugen und Basen**

Im letzten Abschnitt hast Du gelernt, was Redoxreaktionen sind. Erinnerung: viele Redoxreaktionen erkennt man daran, dass Sauerstoff (O) den Partner wechselt.

In diesem Abschnitt wirst Du etwas über die Säure-Base-Reaktionen lernen. Hier wechseln Wasserstoffionen den Partner!

## Was sind Säuren und Laugen?

Säuren und Laugen (sowie die Basen) sind ätzende Substanzen, die verschiedene Stoffe angreifen.

3. Die erste Säure, die man schon im Altertum kannte, war Essig. Im Mittelalter waren weitere Säuren bekannt (z.B. Salz-, Salpeter- und Schwefelsäure).
  4. Zitronensäure und Essigsäure kann man am Geruch erkennen
  5. Die Wirkung der Säuren: Säure ätzen! Sie greifen besonders unedle Metalle und Kalk an. Aber auch Kleidung und die Haut sind bei Kontakt in Gefahr. Z.B. greift die Phosphorsäure, die in Coca Cola enthalten ist, Fleisch an.
  6. Die „Gegenspieler der Säuren“ sind die Laugen und die Basen. Sie sind ätzend, und greifen viele andere Stoffe an, die Säuren nicht unbedingt angreifen. (z.B. Haare, Haut und Fett).
  7. Natriumhydroxid und Kaliumhydroxid sind bekannte Laugen. Alle Laugen sind auch gleichzeitig Basen (aber einige Basen sind keine Laugen!). Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) ist eine reine Base
    - Laugen und Basen sind genauso gefährlich wie Säuren. Sie greifen viele natürliche Stoffe an, aber nicht Metalle. Deshalb entfernen sie im z.B. „Abflussfrei“ auch Haare und Fette, aber schädigen die Rohre nicht.
    - Säure und Laugen kann man verdünnen. Gibt man zu Säure die gleiche Menge Wasser hinzu, so ist die Wirkung deutlich schwächer
    - **Vorsicht! Verätzungen können immer passieren. Am besten ist es, die Stelle sofort mit Wasser abzuspuhlen. Augen gut auswaschen! Verätzte Kleidung muss entfernt werden.**
    - Laugen liegen oft als Feststoff vor, den man noch in Wasser auflösen muss.
    - Es ist ein weit verbreitetes Vorurteil, dass Säuren und Laugen immer Flüssigkeiten sind. Wahr ist vielmehr, dass es auch bei Raumtemperatur feste und gasförmige Säuren gibt. Ein bekannter Vertreter einer festen Säure ist das Vitamin C Pulver (Vorsicht, es greift die Zähne an, wenn es nicht mit viel Wasser verdünnt ist). Eine typisch gasförmige Säure ist die Kohlensäure
- ⇒ Wir brauchen ein Hilfsmittel

*Der Mensch kann den Säuregrad einer verdünnten Lösung nicht wahrnehmen, deshalb brauchen wir im Labor ein Hilfsmittel um sie zu erkennen ⇒ Indikatoren*

### 2. Indikatoren

Indikatoren sind Farbstoffe, die in Säuren und Laugen jeweils eine andere Farbe zeigen.

In der Schule wird meist nur Universalindikator benutzt, wobei auch Lackmus und Phenolphthalein hin und wieder zum Einsatz kommen.

	+ Säure (sauer)	neutral	+ Lauge (alkalisch)
<b>Universalindikator</b>	<b>rot</b>	<b>grün</b>	<b>türkis</b>
<b>Lackmus</b>	<b>rot-orange</b>	<b>rotviolett</b>	<b>blauviolett</b>
<b>Phenolphthalein</b>	weißer Niederschlag	wasserklar	<b>rotviolett</b>
<b>Bromthymolblau</b>	gelb	grünlich	blau
<b>Methylorange</b>	rot	gelborange	orange
<b>Blaukrautsaft</b>	<b>rötlich</b>	blau	<b>gelb-grün</b>

### Aufgaben:

- Was passiert wohl, wenn man die saure Universalindikatorlösung mit der neutralen zusammenkippt? Welche Farbe wird sich zeigen?

**4. Formeln**

Markiere bei Säuren wird den **Wasserstoff rot** (→ Säuren enthalten Wasserstoffionen)

Bei Laugen wird die **Hydroxidgruppe blau** gefärbt ( → Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen)

<b>Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste</b>
---

	Säure:		Säurerest:
HF	<b>Fluorwasserstoffsäure</b>	F <sup>-</sup>	<b>Fluorid</b>
HCl	<b>Chlorwasserstoffsäure</b>	Cl <sup>-</sup>	<b>Chlorid</b>
HBr	<b>Bromwasserstoffsäure</b>	Br <sup>-</sup>	<b>Bromid</b>
HI	<b>Iodwasserstoffsäure</b>	I <sup>-</sup>	<b>Iodid</b>
H <sub>2</sub> S	<b>Schwefelwasserstoff(säure)</b>	S <sup>2-</sup>	<b>Sulfid</b>
HNO <sub>3</sub>	<b>Salpetersäure</b>	(NO <sub>3</sub> ) <sup>-</sup>	<b>Nitrat</b>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	<b>Schwefelsäure</b>	(SO <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup>	<b>Sulfat</b>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	<b>Kohlensäure</b>	(CO <sub>3</sub> ) <sup>2-</sup>	<b>Carbonat</b>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	<b>Phosphorsäure</b>	(PO <sub>4</sub> ) <sup>3-</sup>	<b>Phosphat</b>
HNO <sub>2</sub>	<b>Salpetrigesäure</b>	(NO <sub>2</sub> ) <sup>-</sup>	<b>Nitrit</b>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	<b>Schwefeligesäure</b>	(SO <sub>3</sub> ) <sup>2-</sup>	<b>Sulfit</b>
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	<b>Phosphorigesäure</b>	(PO <sub>3</sub> ) <sup>3-</sup>	<b>Phosphit</b>

<b>Die wichtigsten Laugen</b>
-------------------------------

	Lauge:
<b>NaOH</b>	<b>Natronlauge</b>
<b>KOH</b>	<b>Kalilauge</b>
<b>Ca(OH)<sub>2</sub></b>	<b>Calciumlauge (=Kalkwasser)</b>

Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen

**Säurereste und Wertigkeit (=Oxidationszahlen)**

Säure HCl ⇒ Säurerest ist Cl (Chlorid) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -I

Säure HNO<sub>3</sub> ⇒ Säurerest ist NO<sub>3</sub> (Nitrat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -I

Säure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ⇒ Säurerest ist SO<sub>4</sub> (Sulfat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -II

Säure H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> ⇒ Säurerest ist CO<sub>3</sub> (Carbonat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -II

Säure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ⇒ Säurerest ist PO<sub>4</sub> (Phosphat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -III

**Prinzip: Die Oxidationszahl/ Wertigkeit der Säurereste entspricht der Anzahl an Wasserstoffen (mit umgekehrtem Vorzeichen!)**

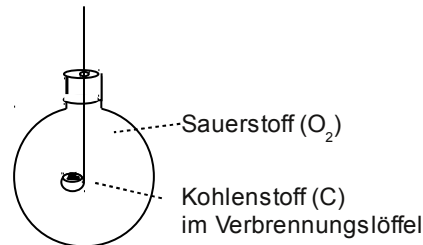
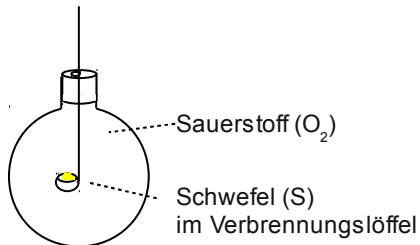
## Versuch: Reaktionen der Oxide mit Wasser I: Säurebildung in zwei Schritten

Ziel dieser beiden Versuche ist es Schwefelsäure bzw. Kohlensäure herzustellen. Dazu wird das jeweilige Element in reinem Sauerstoff verbrannt. Es bilden sich so genannte Nichtmetalloxide. Damit nichts von den entstehenden Oxiden verloren geht, finden beide Versuche in geschlossenen Rundkolben statt.

V1: Verbrennen von Schwefel

&

Kohlenstoff in reinem Sauerstoff



B1: - Schwefel verbrennt mit blauer Flamme  
- Rauchbildung

- Kohle verbrennt  
- gelbe Flamme

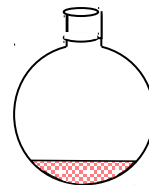
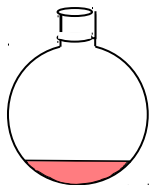
S1: Entstehung von Schwefeloxid  
**Schwefel + Sauerstoff → Schwefeloxid + E**

Entstehung von Kohlenstoffdioxid  
**Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid + E**

V2: Im zweiten Schritt gibt man nun Wasser zu den neu entstandenen Oxiden. Wenn sich die Oxide in Wasser lösen, bildet sich Säure. Zum Beweis kann man anschließend einigen Tropfen Universalindikator zufügen.

B2: starke Rotfärbung

geringe Rotfärbung



S2: Schwefeloxid löst sich in Wasser und bildet Schwefelsäure  
**Schwefeloxid + Wasser → Schwefel(ige) Säure + E**

Kohlendioxid löst sich in Wasser und bildet Kohlensäure  
**Kohlenstoffdioxid + Wasser → „Kohlensäure“ + E**

**Nichtmetalloxide (z.B. Kohlenstoffdioxid) bilden mit Wasser eine Säure**

**Definition nach Svante Arrhenius (1859-1927):  
Eine Säure ist ein Stoff, der in wässriger Lösung Wasserstoffionen bildet**

### Aufgaben:

- In Cola ist viel Phosphorsäure enthalten. Wie kann eine Getränkefirma Phosphorsäure herstellen.
- Warum erlischt die Flamme im Rundkolben nicht sofort? Wie lange läuft die Verbrennung eigentlich?
- Ein Schüler schreibt im Test: Zum Herstellen von Schwefelsäure nimmt man Schwefel und mischt ihn mit Wasser. Warum ist das falsch?

## Reaktionen der Oxide mit Wasser II: Laugenbildung in zwei Schritten

Metalloxide sind chemische Verbindungen eines Metalls mit Sauerstoff. Viele Metalloxide dienen als Erze zur Metallgewinnung (d.h. der Sauerstoff entzogen und so das reine Metall gewonnen). Metalle können auch wieder zu Metalloxiden reagieren. Ein weit verbreitetes Problem ist Rost (Eisenoxid), welcher aus wertvollem Eisen entsteht.

In diesem Versuch dienen die Metalloxide als Ausgangsstoff zur Laugenherstellung. Doch erstmal muss man aus dem Element ein solches Metalloxid herstellen:

V1. Verbrennen von Magnesium über einem Becherglas

B1: Es entsteht eine helle, gleißende Flamme; weißer Feststoff (Rauch),

S: Es ist das weiße Pulver Magnesiumoxid entstanden



V2: Anschließend wird das Produkts mit Wasser gemischt

B2: Magnesiumoxid löst sich schlecht in Wasser, nach Zugabe des Wassers kann man Universalindikatorfarbe hinzugeben. Er zeigt die Farbe blau.

S: Es ist Magnesiumlauge entstanden.



**Merke: Wenn sich Metalloxide in Wasser lösen, reagieren sie mit Wasser zu Hydroxiden. Die wässrigen Lösungen von Hydroxiden bezeichnet man als Laugen.**

**Definition nach Svante Arrhenius (1859-1927): Die wässrigen Lösungen von Hydroxiden bezeichnet man als Laugen**

### **Aufgaben:**

1. Was unterscheidet Metalloxide von Metallen?
2. Wo findet man im Periodensystem die Metalle und wo die Nichtmetalle?
3. Wozu werden Metalloxide verwendet?
4. Beschreibe allgemein: Wie stellt man eine Lauge her?
5. Was entsteht bei der Verbrennung von Natrium?
6. Eine wichtige Lauge ist das so genannte Kalkwasser. Der richtige Name ist Calciumhydroxid. Kannst Du beschreiben, wie man es herstellen kann?
7. Wozu wird Calciumoxid verwendet?

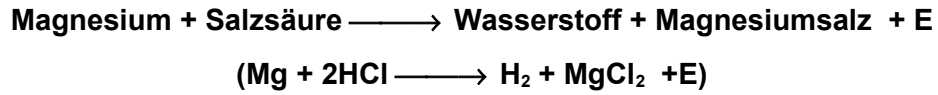
### Säuren greifen unedle Metalle an

In diesem Versuch siehst Du die heftige Reaktion von Säuren mit unedlen Metallen. Du kannst es auch zu Hause versuchen, indem Du Eisenwolle mit Zitronensaft über Nacht reagieren lässt.

V1: Magnesium wird mit verdünnter Salzsäure (HCl) gemischt

B: Es entsteht ein brennbares Gas, das Mg löst sich auf

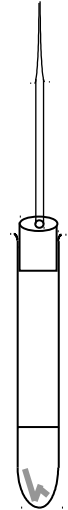
S: Mg reagiert zu einem Salz und Wasserstoff:



V2: Der Versuch wird mit einem Centstück aus Kupfer wiederholt.

B2: keine Reaktion

S2: Kupfer ist im Gegensatz zu Magnesium ein edleres Metall. Es wird von verdünnter Salzsäure nicht angegriffen.



### Säuren greifen Kalk an

Beschreibe Das Bild:

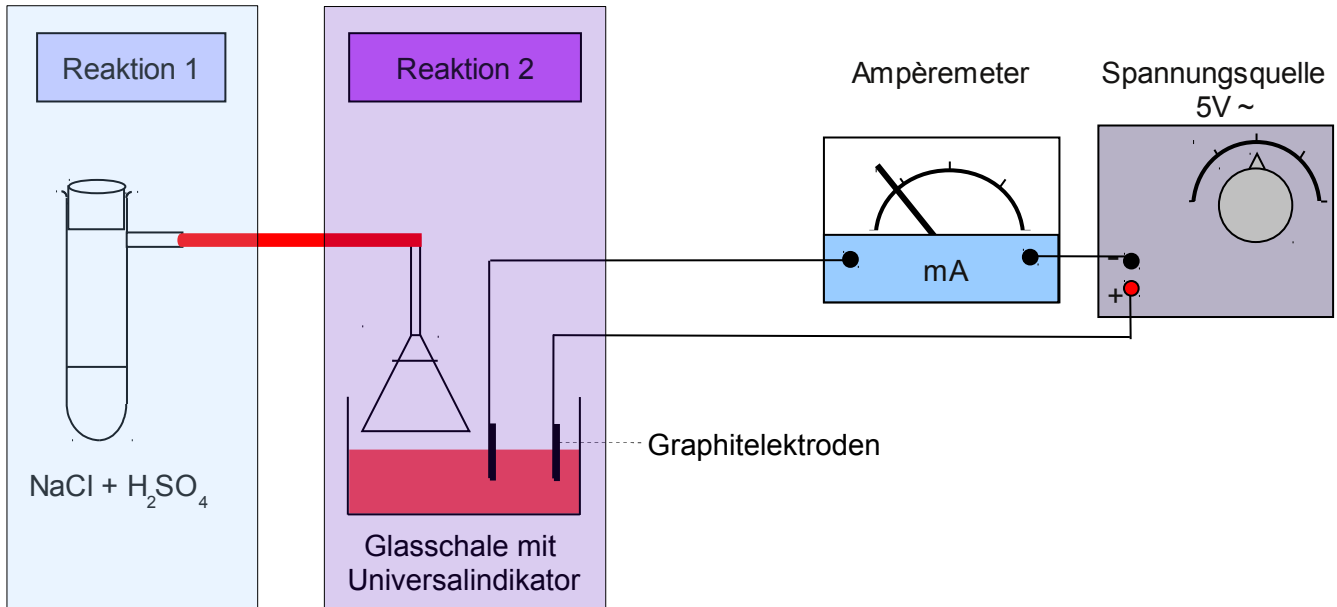




### Darstellung von Chlorwasserstoff (HCl)

**Material: Gasentwicklungsapparatur, Thermometer, Leitfähigkeitsmessung**

V1: Konzentrierte H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> wird aus einem Tropftrichter auf feuchtes NaCl getropft (Reaktion 1).  
 V2: Das entstehende Produkt wird über einen Schlauch über eine Glasschale (gefüllt mit Wasser) geleitet. Die Stromstärke und der Säuregrad werden gemessen (Reaktion 2).



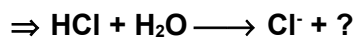
<b>B1</b>	<b>S1</b>
Es bildet sich ein Gas Das Gefäß wird heiß	HCl ist ein Gas! Säuren können in <u>allen</u> Aggregatzuständen vorkommen. Bei der Bildung von HCl wird viel Energie frei.



<b>B2</b>	<b>S2</b>
Das Gas löst sich im Wasser Universalindikator färbt sich rot die Temperatur steigt die Leitfähigkeit steigt	HCl löst sich ausgesprochen gut in Wasser <sup>6</sup> . Es findet eine Reaktion statt ⇒ es hat sich eine Säure gebildet ⇒ es liegt eine exotherme Reaktion vor ⇒ es bilden sich Ionen - Ursache muss eine heterolytische (=ungleiche) Spaltung des HCl in Ionen sein.

**Wie kann man feststellen, welche Ionen in der Glasschale enthalten sind?**

Man gibt Silbernitratlösung zu. Die Zugabe von AgNO<sub>3</sub> zeigt eine weiße Trübung.  
 ⇒ es sind Chloridionen enthalten, es bildet sich das schwerlösliche Salz Silberchlorid



Welcher weiterer Stoff kann entstanden sein?

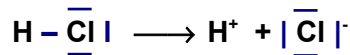
<sup>6</sup> 507 Liter HCl pro Liter Wasser bei 0°C!

## Die Protolyse

Die Auflösung der Frage, welcher Stoff bei der Reaktion von HCl mit H<sub>2</sub>O entstanden ist, ist nicht so einfach, da ein neues, Dir bis jetzt unbekanntes Teilchen entstanden ist.

### Was wissen wir bereits?

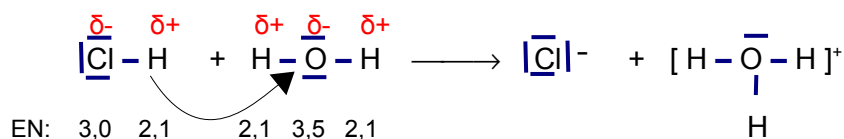
Cl<sup>-</sup> entsteht ⇒ H-Cl musste dazu gespalten wurden sein:



Kurzzeitig entsteht also ein H<sup>+</sup> und ein |  $\overline{\text{Cl}}$  |<sup>-</sup>

### Aber wie kommt es zu dieser ungleichen (=heterolytischen) Spaltung des HCl?

HCl und H<sub>2</sub>O sind Dipole. Das HCl- Wasserstoffatom wird also auch leicht vom H<sub>2</sub>O - Sauerstoffatom angezogen. Es kann den Bindungspartner wechseln.



Der Sauerstoff des Wasser ist partial negativ geladen. Er übt so eine Anziehungskraft auf das Wasserstoffatom des HCl aus. Man könnte vereinfacht sagen, das Sauerstoffatom des Wassers „flirtet“ mit dem H (der HCl), welches in „Versuchung“ geführt wird und seinen Partner „verlässt“. Die Konsequenz ist, dass HCl heterolytisch getrennt wird. Dabei wird dem elektronegativerem Atom das Elektronenpaar „zuteilt“. Es entstehen H<sup>+</sup> und Cl<sup>-</sup>.

Auch das kann man sich vereinfacht vorstellen: bei der Trennung von H und Cl bleibt das gemeinsame Eigentum (also die Elektronen) bei dem Verlassenen.

Das H<sup>+</sup> verbindet sich sogleich mit dem freien Elektronenpaar und bildet ein Oxoniumion (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>).

**Zusammenfassend kann man sagen, dass bei dieser Reaktion ein H<sup>+</sup> von einem Partner auf einen anderen übertragen wurde. Da H<sup>+</sup> keine Elektronen hat und nur ein Proton (und kein Neutron), wird es unter Chemiker auch als Proton bezeichnet!**

**Als Protolyse bezeichnet man den Übergang eines Protons (von einem Molekül auf ein anderes)**

HCl ist also erst in Verbindung mit Wasser eine Säure. Säure ist demnach nicht eine Stoffeigenschaft, sondern erst das Ergebnis einer Reaktion, bei der Oxoniumionen<sup>7</sup> entstehen.

### Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Protolyse>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Salzsäure>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Chlorwasserstoff>

### Aufgabe:

1. Erstelle Gleichungen für die Protolyse von 8 Säuren
2. Wie wird HF in Wasser reagieren?

<sup>7</sup> Oxonium wurde früher auch Hydroniumion genannt. Der Ausdruck Hydroxonium ebenso veraltet!

### Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure

V: Die Leitfähigkeit von Schwefelsäure und Wasser wird einzeln gemessen.

Nun wird **vorsichtig** etwas Wasser zur Schwefelsäure zugefügt. Die Leitfähigkeit wird gemessen und anschließend ein Diagramm erstellt.

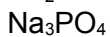
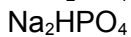
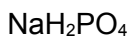
B: Die Leitfähigkeit nimmt zu. Dies geschieht in 2 Stufen

S: Erst durch die Wasserzugabe findet eine Protolyse statt. Sie geschieht in zwei Schritten, wie man am Leitfähigkeitsdiagramm sehen kann.

Es bilden sich nacheinander die Ionen Hydrogensulfat ( $(\text{HSO}_4)^-$ ) und Sulfat ( $\text{SO}_4^{2-}$ ).

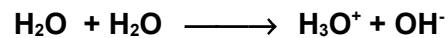
Impuls: Schwefelsäure reagiert also in zwei Schritten zu Hydrogensulfat und Sulfat. Beide Säurereste bilden als Feststoff entsprechende Salze (z.B.  $\text{NaHSO}_4$  und  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

Mit Phosphorsäure kann man sogar drei Salze bilden:



### Die Autoprotolyse des Wassers

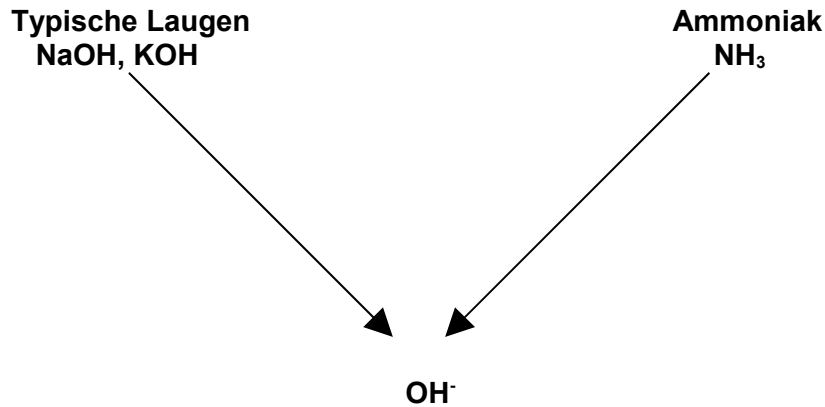
Wasser reagiert mit sich selbst in geringem Maße zu Hydroxid- und Oxoniumionen.



Allerdings ist in neutralem Wasser die Konzentration der Oxoniumionen nur  $0,000\,0001\text{ mol/l}$  [ $10^{-7}\text{ mol/l}$ ]. Dies erklärt auch die (wenn auch geringe) Leitfähigkeit von salzfreiem, destilliertem Wasser (siehe dazu Versuch der Ionenleitfähigkeit)

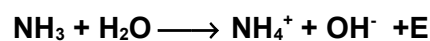
### Ist Ammoniak (NH<sub>3</sub>) eine Lauge?

Eine Messung des pH-Wertes von Ammoniak ergibt einen pH-Wert von ca. 13-14. Dies entspricht dem pH-Wert einer konzentrierten Lauge. Laugen sind wässrige Lösungen von Hydroxidionen ((OH)<sup>-</sup>). Diese sind aber in Ammoniak nicht vorhanden!



Ist NH<sub>3</sub> eine Lauge, wenn es wie eine Lauge Indikatorpapier blau färbt, aber kein Hydroxid enthält?

Schaut man sich die Reaktion mit Wasser an, kommt man auf die Lösung:



NH<sub>3</sub> bildet mit Wasser Hydroxidionen. Es reagiert somit alkalisch. Es ist keine Lauge, reagiert aber wie eine. Aus diesem Grunde wurde eine neue Definition notwendig. Da der Begriff Lauge aber schon vergeben war führten Chemiker den neuen Begriff der „Base“ ein. Basen reagieren alkalisch. Alle Laugen sind auch Basen. Der Begriff Base umfasst aber auch hydroxidfreie Stoffe, wie Ammoniak, die alkalisch reagieren.

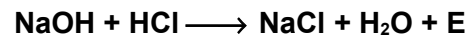
Die Definitionen lieferte der dänische Chemiker Johannes Nicolaus Brønsted (1879 -1947):



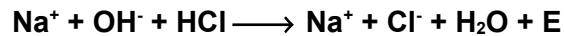
**Eine Base ist ein Stoffe, der Protonen (=H<sup>+</sup>) aufnimmt, also eine Protonenakzeptor**  
**Eine Säure ist ein Stoff, der Protonen abgibt, also ein Protonendonator**

**Ist Natronlauge auch eine Base?**

Die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure ist Dir ja schon bekannt. Es ist eine Neutralisation:



Da es sich bei NaOH und NaCl um Ionen handelt, liegen diese freibeweglich in der Lösung vor:



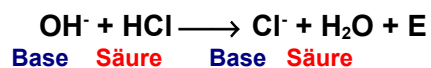
Wenn man diese Reaktion so betrachtet, sieht man, dass von NaOH eigentlich nur das Hydroxid (=OH<sup>-</sup>) reagiert hat:



**Natronlauge reagiert mit Wasser, indem es in die freibeweglichen Ionen Na<sup>+</sup> und OH<sup>-</sup> zerfällt. Das Hydroxid vereinigt sich dann im folgenden Schritt mit dem Proton, welches aus der HCl stammt. Es ist also ein Protonenakzeptor und somit eine Base. OH<sup>-</sup> ist die stärkste Base in wässrigen Systemen.**

**Säure-Base Reaktionen im Detail**

Schaut man sich die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure genauer an und ordnet nun den Stoffen die Begriffe Säure und Base zu, so erlebt man eine Überraschung:



**Bei Säure-Base-Reaktionen wird immer ein Proton übertragen. Es liegt also immer eine Protolyse vor. Des Weiteren sieht man, dass die Base dabei zu eine Säure reagiert und die Säure zu einer Base. Man spricht also immer von einem korrespondierendem Säure-Base-Paar.**

z.B.:  
OH<sup>-</sup> / H<sub>2</sub>O  
HCl / Cl<sup>-</sup>

Als Faustregel kann man sich dabei merken:

**Starke Säuren reagieren zu schwachen Basen, starke Basen zu schwachen Säuren**

## Die Neutralisation

Die Neutralisation ist die Reaktion zwischen Säuren und Laugen/ Basen. Dabei bildet sich Wasser. Die übrigen Ionen bilden ein Salz.

Universalindikator in drei Bechergläsern:



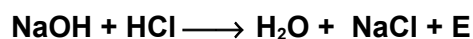
**Frage: Gibt es eine Möglichkeit Säuren unschädlich zu machen?**

V: Zu Salzsäurelösung, die mit Universalindikator gefärbt ist, wird Natronlauge (=Natriumhydroxid in Wasser aufgelöst) zugegeben.

B: Allmähliche grün Färbung

S: Salzsäure und Natronlauge haben zu Wasser reagiert.

**Beispiel einer Neutralisation:**



Gibt man zu einer Lauge eine bestimmte Menge an Säure hinzu, so erhält man eine neutrale, nicht ätzende Flüssigkeit.

⇒ Lauge und Säure sind Gegenspieler. In gleicher Konzentration zusammengefügt, heben sie sich in Ihrer Wirkung auf.

**Bei der Neutralisation muss man folgendes beachten:**

- tropfenweise Zugabe (z.B. mit einer Pipette), - ständiges Rühren, - geduldig sein

**Hintergrund:**

- die ätzende Wirkung der Säure geht vom Wasserstoff bzw.  $\text{H}_3\text{O}^+$  aus
  - die ätzende Wirkung der Lauge geht vom  $\text{OH}^-$  (=Hydroxid) aus
- ⇒  $\text{OH}^-$  muss durch  $\text{H}_3\text{O}^+$  unschädlich gemacht werden. Zusammen bilden sie  $\text{H}_2\text{O}$ .
- ⇒ bei einer Neutralisation entstehen immer ein Salz und Wasser.

In der Natronlauge liegen  $\text{OH}^-$  und  $\text{Na}^+$  -Ionen vor. Hinzu kommen von der Salzsäure  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{Cl}^-$  -Ionen. Je mehr man sich dem Neutralpunkt nähert, desto mehr Moleküle  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  reagieren zusammen und bilden Wasser.



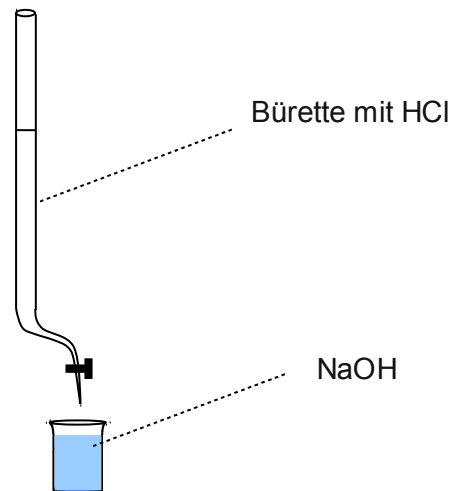
**Säuren und Basen sind „Gegenspieler“. Sind genauso viele Teilchen der Säure und der Base in der Lösung vorhanden (also gleiche Konzentrationen), heben sie gegenseitig in ihrer ätzenden Wirkung auf, d.h. sie sind neutralisiert.**

## Quantitative Neutralisation

Bei der Neutralisation entsteht ein weiterer Stoff neben Wasser. Um diesen zu sehen, muss eine Neutralisation durchgeführt und das Wasser eingedampft werden. Der Rückstand wird dann untersucht.

### Nur, wie neutralisiert man ohne Indikator?

V1: Zu 15 ml Natronlauge wird solange aus einer Bürette Salzsäure zugetropft, bis es zum Farbumschlag kommt. Die Menge wird notiert. Der Versuch wird ohne Indikator wiederholt.

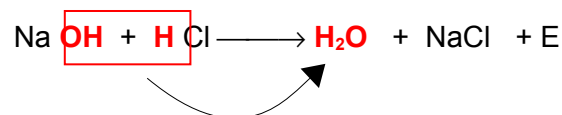


B: Für 15 ml Natronlauge werden .... ml Salzsäure benötigt

V2: Die neutrale Lösung (ohne Indikator) aus V1 wird eingedampft.

B2: Es bildet sich ein weißer Niederschlag, Dampf steigt auf

S2: Natronlauge und Salzsäure haben zu Kochsalz und Wasser reagiert



**Allgemeine Regel für jede Neutralisation: Lauge + Säure reagieren zu Salz + Wasser + E**

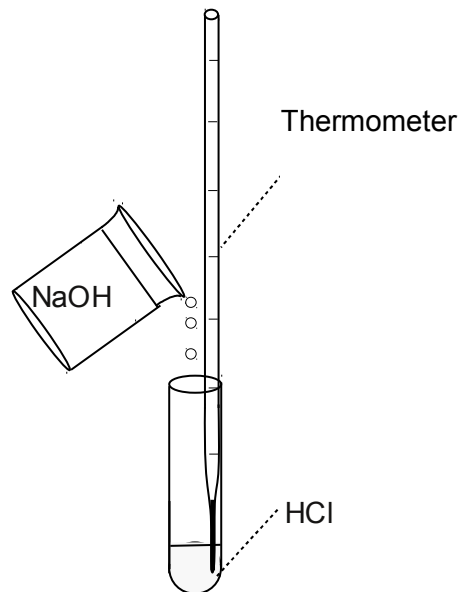
**Das entstandene Salz ist in der Regel im Wasser aufgelöst und kann durch Eindampfen rein gewonnen werden.**

### Fragen:

1. Warum muss der Versuch zweimal durchgeführt werden?
2. Was geben Ärzte zu trinken, wenn jemand versehentlich Säure getrunken hat?
3. Viele Menschen leiden an Sodbrennen, also dem Aufsteigen von einem Übermaß an Magensäure. Übliche Medikamente enthalten Calciumoxid. Kannst Du erklären warum?
4. Kannst Du die Reaktionsgleichungen für folgende Neutralisationen erstellen?
  - a) Natronlauge mit Schwefelsäure
  - b) Kalilauge mit Phosphorsäure
  - c) Kalkwasser mit Phosphorsäure
5. Benenne die bei Aufgaben 4 entstehenden Salze

### Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion

- V: In ein großes, senkrecht eingespanntes Reagenzglas gibt man 5ml 5%-10% HCl, dann gibt man in kleinen Portionen konz.  $\text{NaOH}_{(aq)}$  hinzu. Die Temperatur wird mit einem Thermometer gemessen
- B: Unter heftigem Aufwallen, Hitze und Geräusentwicklung reagieren beide Substanzen miteinander. Am Boden setzt sich ein weißer Stoff ab
- S: Es bilden sich Kochsalz und Wasser. Die Neutralisation setzt große Energien frei. Solche Reaktionen nennt man **exotherme Reaktionen**





## Der pH-Wert

Die Wirkung einer Säure ist nicht immer gleich. Es gibt starke ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) und schwache Säuren (Zitronensäure). Außerdem sind auch starke Säuren in ihrer Wirkung schwach, wenn man sie mit viel Wasser verdünnt.

Um die Wirkung einer Säure beurteilen zu können, braucht man eine passende Maßeinheit.

⇒ **Definition für die 8. und 9. Klasse:**

**Der pH-Wert misst die Stärke der Wirkung von Säuren und Laugen, also wie sauer oder alkalisch eine Substanz reagiert.**

Der pH-Wert wird mit einem Messgerät oder mit so genanntem Indikatorpapier gemessen. Auf dessen Farbskala findet man die Werte von 0-14. Den mittlere Wert (7) misst man bei neutralen Lösungen, wie z.B. reinem Wasser. Die Werte 0-6 sind sauer, die Werte 8-14 sind alkalisch (Lauge).

**Hier einige Beispiele von pH-Werten bei Alltagsstoffen**

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
HCl	Magen-säure, Kalk-reiniger Batterie-säure	Zitronen-saft	Essig Zitro-nen-limo-nade	Cola Sauer-kraut	Haut Shampoo O-Saft	saure Milch Speichel	Leitungs-wasser	Darm-millieu Nord-see-Wasser	Seife	nasser Zement	Wasch-mittel Ammo-niak	Kern-seife		Abfluss--frei

sehr sauer

schwach sauer

neutral

schwach alkalisch

sehr alkalisch

Das Besondere an der pH-Wert-Skala ist, dass der Unterschied zwischen einem pH-Wert und dem nächsten das 10-fache beträgt. Das bedeutet, dass z. B. eine Säure mit pH 2 zehnmal so sauer wie eine Säure mit pH 3 ist und hundertfach so sauer ist wie eine pH 4 ist.

**Die Verdünnungsreihe einer konzentrieren Salzsäure mit Wasser**

Konzentrierte HCl hat den pH = 0

Lsg. 1: 1/10 konz. HCl + 9/10 Wasser pH = 1

Lsg. 2: 1/10 Lsg 1 + 9/10 Wasser pH = 2

usw.

➔ Beachte, dass man das „p“ des pH-Werts klein schreibt!

Der pH-Wert kann Werte von 0-14 annehmen:

**Substanzen mit einem pH-Wert < 7 bezeichnet man als Säuren**

**Substanzen mit einem pH-Wert = 7 bezeichnet man als neutral**

**Substanzen mit einem pH-Wert > 7 bezeichnet man als Basen/ Laugen**

➔ Nun weißt Du, dass die Oxoniumionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) für die saure, ätzende Wirkung einer Säure verantwortlich sind. Genau diese werden auch mit dem pH-Wert gemessen.

**Das Besondere an der pH-Wert Skala ist, dass der Unterschied zwischen einem pH-Wert und dem nächsten das 10-fache beträgt.**

**Das bedeutet, dass z. B. eine Säure mit pH = 2 zehnmal so sauer wie eine Säure mit pH = 3 ist und hundertfach so sauer ist wie eine pH = 4 ist.**

Um dies genau zu verstehen, musst Du allerdings wissen, was mit dem Begriff „Konzentration“ gemeint ist.

**a) Die Konzentration einer Lösung**

Die Anzahl an Teilchen (=Stoffmenge) in einer Lösung wird üblicherweise in mol angegeben. Um sie auf die jeweilige Flüssigkeitsmenge zu beziehen teilt man durch das Volumen:

$$c = \frac{n}{V} \quad \left( \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

**b) Definition des pH-Werts**

**Der pH-Wert gibt die Konzentration von Oxoniumionen an  
(dies entspricht dem Säuregrad).**

**Er ist definiert als negativer dekadischer Logarithmus der Konzentration an Oxoniumionen**

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg c_{(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

**Zur Wiederholung aus dem Matheunterricht:**

Logarithmen dienen z.B. dazu, Exponenten auszurechnen.

$$1000 = 10^3 \Rightarrow \lg 10^3 = 3$$

$$100 = 10^2 \Rightarrow \lg 10^2 = 2$$

$$10 = 10^1 \Rightarrow \lg 10^1 = 1$$

$$1 = 10^0 \Rightarrow \lg 10^0 = 0$$

$$0,1 = \frac{1}{10} = \frac{1}{10^1} = 10^{-1} \Rightarrow \lg 10^{-1} = -1$$

$$0,01 = \frac{1}{100} = \frac{1}{10^2} = 10^{-2} \Rightarrow \lg 10^{-2} = -2$$

$$0,001 = \frac{1}{1000} = \frac{1}{10^3} = 10^{-3} \Rightarrow \lg 10^{-3} = -3$$

Wenn also 1l HCl z.B. 0,1 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  enthält dann ist die Konzentration 0,1 mol/l

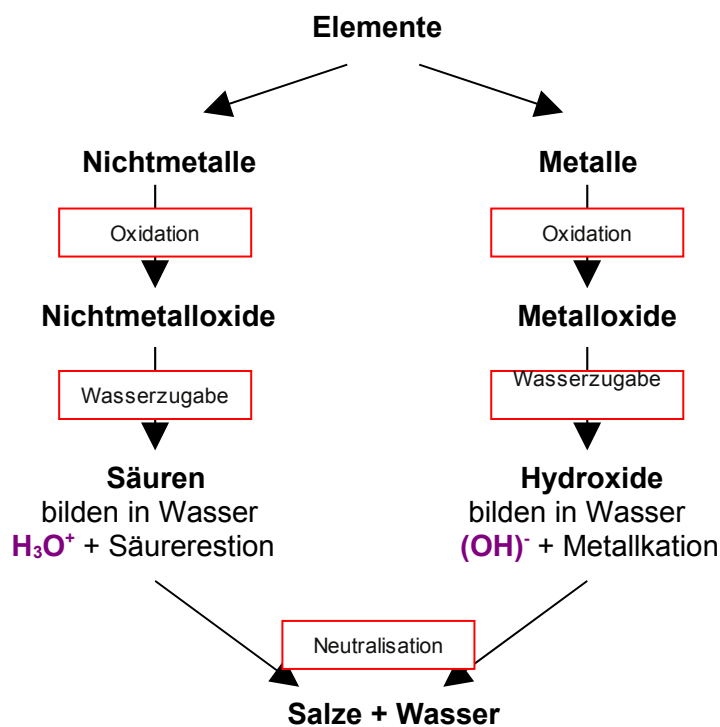
$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{der pH-Wert ist 1}$$

Neutrales Wasser hat, bedingt durch die Autoprotolyse des Wassers, eine  $\text{H}_3\text{O}^+$  Konzentration von 0,000 000 1 mol/l =  $10^{-7}$  mol/l  $\Rightarrow$  pH-Wert = 7

**Kann man eigentlich sagen, wie viel mal geringer/ höher die Konzentration an Protonen einer Lösung im Vergleich einer anderen ist?**

Ja, denn von pH 1 zu pH 2 ändert sich die Konzentration von 0,1 zu 0,01 mol/l Sie ist also 10 mal geringer. Vergleicht man eine Lösung mit pH = 10 mit einer mit pH = 7, dann ist demzufolge die Konzentration um den Faktor 1000 höher!

**Faustregel: Eine pH-Wertstufe entspricht einer Zunahme/ Verringerung der Konzentration um den Faktor 10**

**Zusammenfassung: Säure und Laugenbildung****Aufgaben:**

1. Fasse die Grafik mit eigenen Worten zusammen
2. Was vermutest Du, warum man den Säuregrad überhaupt messen muss? Reicht nicht eine Bezeichnung wie sauer oder neutral aus?
3. Warum kann eine starke Säure auch manchmal schwach wirken? Vergleiche mit einem starken Sportwagen, der in einer 30er Zone fährt
4. Warum sind Aquarienliebhaber so sehr am pH-Wert ihres Wasser interessiert?
5. Mit der wie vielfachen Menge Wasser muss man einen Liter Essig verdünnen, damit er nicht mehr sauer ist (pH = 7)?

**Wichtige Definitionen****Arrhenius:**

Eine Säure ist...

Eine Lauge ist...

**Brönstedt:**

Eine Säure ist...

Eine Base ist...

Eine Protolyse ist...

Das Kennzeichen einer Säure-Base Reaktion ist...

Eine Neutralisation ist...

Die Einführung des Konzeptes „Base“ wurde notwendig, da...

Salze entstehen z.B. durch...

### Wiederholungsfragen

1. Nenne 5 Säuren und 3 Laugen mit ihrer Formel. Stelle dann die Reaktionsgleichung einer beliebigen Neutralisation auf
2. In Cola ist viel Phosphorsäure enthalten. Wie kann eine Getränkefirma Phosphorsäure herstellen.
  - a) Stelle die Reaktionsgleichungen dazu auf
  - b) Stelle die Reaktionsgleichungen dazu auf
  - c) Wie kann diese Säure unschädlich gemacht werden? Beschreibe genau, wie man dazu vorgehen muss
3. Schwefeloxid wird mit Wasser vermischt. Stelle die Reaktionsgleichung auf
  - a) Stelle die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Magnesium auf
  - b) Erkläre an diesem Beispiel die Begriffe Oxidation und Metalloxid
  - c) Welche Farbe zeigt Universalindikator, wenn man das Produkt aus 3a) mit Wasser mischt?
4. Wissenschaftler haben festgestellt, dass Regenwasser auch Säuren enthält. In den letzten Jahren hat man nun beobachtet, dass vor allem in Gebieten mit starkem Autoverkehr, der Regen besonders sauer ist.  
Besteht da ein Zusammenhang? (Tipp: In Benzin sind Kohlenstoff und Schwefel enthalten)
5. Was ist eine „Neutralisation“? Beschreibe eine Versuchsdurchführung und stelle Beobachtung und Schlussfolgerung auf (mit Reaktionsgleichung!)
  - a) Stelle die Reaktionsgleichung der Neutralisation von Phosphorsäure mit Kalilauge auf
6. Ein Bauarbeiter arbeitet beim Anrühren des Zementes ohne Handschuhe. Dazu verwendet er so genannten „gebrannten Kalk“ (CaO). Nach einigen Wochen sind seine Hände stark angegriffen, eingerissen und rötlich. Finde eine Erklärung.
7. Was ist ein Indikator? Erkläre, welche positiven Eigenschaften ein Stoff haben muss, um ein Indikator zu sein und nenne dir bekannte Indikatoren.
8. Wie kann man Chlorwasserstoff im Labor darstellen? Wie Salzsäure?
9. Was versteht man unter Protolyse? (Autoprotolyse?)
10. Welcher Zusammenhang besteht zwischen Säuren, der Säurewirkung und Oxoniumionen (bzw. Protonen)?
11. Definiere Säure, Lauge/ Base nach Arrhenius und Brønsted. Warum hat Brønstedt das System der Lauge erweitert? (Tipp: nenne zuerst 5 Laugen und 15 Basen!)
12. Warum spricht man bei Säure - Base Reaktionen auch vom „Donor-Akzeptor-Prinzip“
13. Begründe mit einer Reaktionsgleichung, warum auch  $\text{NH}_3$  alkalisch wirken kann und  $\text{OH}^-$  freisetzt, obwohl es doch kein Hydroxid in der Formel enthält!
14. Welche Stoffe werden durch Säuren, welche durch Laugen angegriffen?
15. Was versteht man unter dem „korrespondierenden Säure-Base Paar“?
16. Was versteht man unter dem pH-Wert? Definiere und erkläre den genauen Zusammenhang zwischen pH-Wert und der Konzentration
17. Mit der wie vielfachen Menge Wasser muss man 1l Essig verdünnen, damit er nicht mehr sauer ist (pH=7)?
18. Nenne 5 Dinge aus dem tägliche Leben, die eine Säure sind
19. Mit welcher Formel kannst Du berechnen, wie viel Lauge zu einer bestimmten Menge Säure hinzu gegeben werden muss.
20. Schnapp Dir eine kalte Cola, ruf Deinen besten Freund an und entspanne Dich, das hast Du jetzt echt verdient ;-)

## **Abschnitt 5: Die Atombindung**

Nachdem Du im letzten Abschnitt alles über Säuren und Basen gelernt hast, kannst Du schon sehr viel der praktischen Chemie beschreiben und erklären.

Für weiteres Verständnis brauchst Du nun erst wieder etwas Hintergrundwissen. In diesem Abschnitt stehen die Atombindung und die polare Atombindung im Vordergrund. Zusätzlich wirst Du viel über den räumlichen Bau von Molekülen lernen und wie Moleküle sich gegenseitig beeinflussen.

## Die Atombindung: Bindungsverhältnisse bei Wasserstoff & Kohlenstoff

Bisher kennst Du zwei Arten von Reinstoffen in der Chemie: Atome (Elemente) und Verbindungen daraus. Du weißt mittlerweile, dass viele Verbindungen aus Ionen bestehen, welche durch unterschiedliche Ladungen zusammengehalten werden. Diese Art der Bindung haben wir Ionenbindung genannt.

Aber nicht alle Stoffe sind Salze und bestehen aus Ionen. Es gibt z.B. keine gasförmigen Ionen! Wie sind z.B. die Moleküle CO und CO<sub>2</sub> aufgebaut? Auch Wasser besteht nur zu einem sehr geringen Anteil aus Ionen.

Jetzt lernst Du eine weitere Form der Verbindung kennen und mehr über die Zusammenhänge zwischen den beiden „(Ver-)Bindungsarten“

### 1) Wasserstoff

Ionen gibt es nur in Kristallen oder gelöst in Wasser  $\Rightarrow$  H<sub>2</sub> ist also kein Ion, da es gasförmig ist. Viele Elemente binden sich untereinander mit einer anderen Methode, der Atombindung. Zum Erstellen einer Atombindung bestimmt man die Anzahl an Außenelektronen (=Valenzelektronen) und bestimmt die Anzahl der zum Erreichen der vollbesetzten Außenelektronenwolke notwendigen Elektronen. (=Edelgaskonfiguration)

Im Falle des Wasserstoffs liegt ein Valenzelektron vor, d.h. jedem Wasserstoffatom fehlt ein Atom zum Erreichen der Edelgaskonfiguration. Dieses bekommt das Atom vom Partner. Auch der Partner benötigt eines, also wird ihm das eigene e<sup>-</sup> zur Verfügung gestellt.

Zur Verdeutlichung wird eine Schnittmenge der Elektronenwolken gezeichnet, in die diese „Bindungselektronen“ aufgenommen werden.



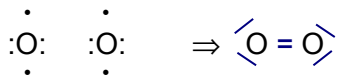
**Im Überschneidungsbereich gehören die e<sup>-</sup> beiden Atomen. Das gemeinsame e<sup>-</sup> Paar bezeichnet man als Bindungselektronenpaar.**

**Diese Art der Verbindung von Atomen bezeichnet man als Atombindung. Sie wird auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. Eine Formel in dieser Schreibweise nennt man Valenzstrichformel oder Lewisformel.**

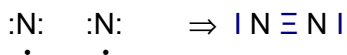
Die äußeren Elektronenwolke (=Atomorbitale) tauchen ineinander ein und bilden einen gemeinsamen Bereich (~Molekülorbital). Damit gehört das Valenzelektronen e<sup>-</sup>-Paar beiden Atomen in gleicher Weise (sie teilen es sich, wie zwei Kinder, die gemeinsam ein Spielzeug benutzen) und sie erhalten somit beide Edelgaskonfiguration.

**Gilbert N. Lewis (1875 - 1946) stellte 1916 seine Theorie zur Elektronenpaarbindung auf: Atome sind in Molekülen durch gemeinsame e<sup>-</sup> verbunden (=Atombindung, e<sup>-</sup> Paar Bindung). Bei der Bindungsbildung wird Bindungsenergie frei (entspricht der Dissoziationsenergie).**

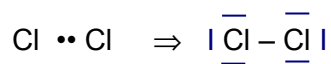
In Molekülen besitzt in sehr vielen Fällen jedes Atom Edelgaskonfiguration. Die Aufnahme weiterer Elektronen zum Zwecke einer weiteren Bindung ist somit (zumindest für die Elemente der ersten beiden Perioden) nicht möglich. Diese Regel wird als Oktettregel bezeichnet.

**2) Bindungsverhältnisse bei anderen Molekülen****a) Sauerstoff:**

Zum Erreichen der Edelgaskonfiguration fehlen dem Sauerstoffatom  $2e^-$   
 $\Rightarrow$  Jedes Sauerstoffatom stellt 2 Bindungselektronen zur Verfügung  
 $\Rightarrow$  Zweifachbindung (auch Doppelbindung genannt)

**b) Stickstoff**

Es fehlen zum Erreichen der Edelgaskonfiguration  $3e^-$   
 $\Rightarrow$  Jedes Stickstoffatom stellt 3 Bindungselektronen zur Verfügung  
 $\Rightarrow$  es liegt eine 3fach Bindung zwischen den Atomen vor, von denen jedes je ein freies Elektronenpaar hat

**c) Chlor**

Es liegt eine Einfachbindung vor. Jedes Chloratom hat drei freie Elektronenpaare

**3) Bindung von zwei verschiedenen Atomen**

Es liegt eine Einfachbindung vor. Das Chloratom hat drei freie Elektronenpaare.

**4) Bindungsverhältnisse bei Methan (CH<sub>4</sub>)**

Im Methan sind nun sogar 5 Atome miteinander verbunden. Wie kann das funktionieren, so damit jedes Atom Edelgaskonfiguration erreicht?

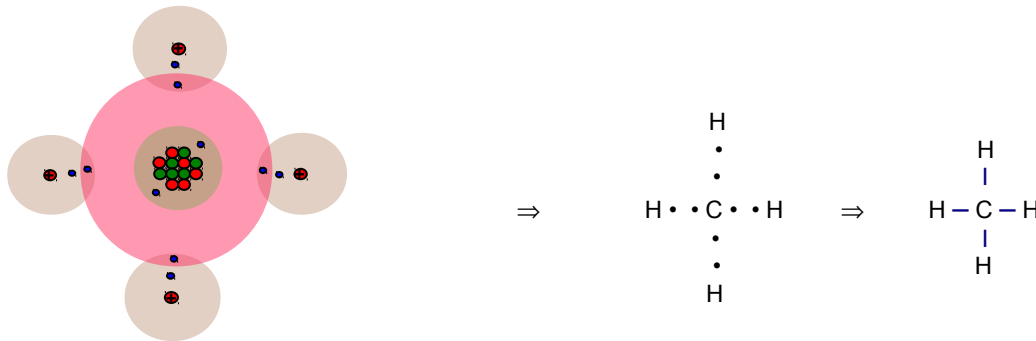
C hat 4 Valenzelektronen.

H hat 1 Valenzelektronen

⇒ 4 Wasserstoffatome bringe also zusammen 4 Valenzelektron mit

⇒  $4 + 1 + 1 + 1 + 1 = 8$  Valenzelektronen

Wie erreicht Kohlenstoff also eine vollbesetzte Schale? Durch Aufnahme von je einem Elektron des Wasserstoffes.



Regel: Vom Kohlenstoffatom gehen in der Regel 4 Elektronenpaarbindungen ab. Meistens ist Kohlenstoff dabei mit Kohlenstoff oder mit Wasserstoff verknüpft. Aber auch Sauerstoff, Schwefel und Stickstoff (u.a.) sind möglich

Je länger dabei eine Kohlenstoffkette ist, desto fester und dickflüssiger wird eine Substanz

**Das oberstes Prinzip für jede chemische Bindung ist die Edelgaskonfiguration.**

**Dabei gilt die Oktettregel: Kein Atom der 1. HG darf mehr als 2 und kein Atom der 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen besitzen.**

**Aufgaben**

1. Bilde die Atombindung für die folgenden Moleküle: O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, HCl, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>
2. Verfahre ebenso bei: HCl, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O
3. Zeichne folgende Kohlenwasserstoffketten: C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
4. Was versteht man unter einer Elektronenwolke (=Orbital)?
5. Wie kann ein Element Edelgaskonfiguration erreichen?
6. Sind Moleküle energieärmer oder -reicher als die enthaltenden Elemente?
7. Welche Aussagen trifft die Valenzstrichformel?
8. Nenne Elemente, die als Molekül vorkommen
9. Kann man auch für Ionen Valenzstrichformeln zeichnen? Probiere es: Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>
10. Eine Frage zum Nachdenken: Warum vermutest Du, kommen in der Natur nicht Moleküle in allen denkbaren Kombinationen von Atomen vor. Also mit anderen Worten: warum gibt es z.B. CO, CO<sub>2</sub> aber nicht CO<sub>3</sub>, sondern nur (CO<sub>3</sub>)<sup>2-</sup>?



## Exakte Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln (=Lewis Formeln)

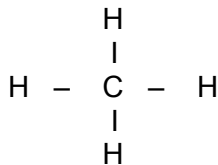
Die bisherigen Regeln sind ein guter Einstieg. Für komplexe Moleküle brauchen wir noch etwas präzisere Regeln. Zum Verständnis wird erst einmal ein besonders leichtes Beispiel gewählt:

**Beispiel: Wie sieht die Valenzstrichformel von Methan (CH<sub>4</sub>) aus?**

### 1. Schritt: Bestimmen der Gesamtanzahl an Elektronenpaaren:

$$\begin{array}{l} \text{C hat 4 VE} \Rightarrow \quad \quad \quad 4 e^- \\ \text{H hat 1 VE} \Rightarrow 4\text{Atome} \cdot 1\text{VE} = \quad 4 e^- \\ \hline \quad \quad \quad \quad \quad \quad 8 e^- \quad \Rightarrow 4 \text{ Elektronenpaare (=e-Paare)} \end{array}$$

### 2. Schritt: Die Atome werden so angeordnet, dass jedes Atom die Edelgaskonfiguration hat (sofern es möglich ist)



**Oktettregel beachten:**  
„Kein Atom der 1. und 2. Periode darf mehr als 8 Valenzelektronen (=VE) besitzen“

### 3. Schritt: Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen

Zur Bestimmung eventuell auftretender Formalladungen zählt man die VE, indem man alle bindenden EP gleichmäßig auf die Bindungspartner aufteilt und mit der Anzahl an freien e<sup>-</sup> addiert. Diese Summe an gefundenen VE wird mit der ursprünglichen (aus der Stellung im PSE) verglichen. Ist sie geringer, so ist das Atom positiv geladen (da ja e<sup>-</sup> fehlen), ist sie höher, ist das Atom negativ geladen (es sind ja „zu viele“ e<sup>-</sup> vorhanden)

#### Hinweise:

- Treten in einem Molekül Formalladungen auf, so ist das ein Indiz dafür, dass es instabil sein könnte.
- Verschiedene Formalladungen in einem Molekül sind beim Erstellen möglichst zu vermeiden.
- Tipp: reagieren Metall + Nichtmetall liegt oft eine ionogene Verbindung vor, keine Atombindung!
- Sauerstoff kommt korrekt gezeichnet meist folgendermaßen vor:  $\text{=}\overline{\text{O}}\text{>}$ ;  $\text{-}\overline{\text{O}}\text{-}$ ;  $\text{-}\overline{\text{O}}\text{I}^-$   
Andere Formen sind sehr selten und zu vermeiden  
(v.a. ist diese Form  $\text{-}\overline{\text{O}}\text{=}$  immer zu vermeiden! Sie kommt nur in Ozon (O<sub>3</sub>) vor!)

#### Weitere Regeln:

1. Sauerstoff ist nur in echten Peroxiden an Sauerstoff gebunden.  
(in der Regel schon erkennbar am Namen. z.B. Wasserstoffperoxid:  $\text{H} - \overline{\text{O}} - \overline{\text{O}} - \text{H}$ )
2. Ab der dritten Periode ist Oktettüberschreitung möglich.
3. Von einem Molekül dürfen nie mehr als zwei Doppelbindungen abgehen

#### Aufgaben:

- 1) Stelle die Valenzstrichformel für folgende Moleküle auf: I<sub>2</sub>, CO, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, PF<sub>3</sub>, SiH<sub>4</sub>
- 2) Zeichne die Valenzstrichformeln
  - a) folgender Säuren: HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> und ihre Säurereste: NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>.
  - b) folgender Molekülionen: CN<sup>-</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>,
  - c) folgender Stickstoffverbindungen: NO, NO<sub>2</sub>, NO<sub>3</sub>, N<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>
  - d) folgender organischer Verbindungen: C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>, C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>

zu b) Vorsicht: bei einigen Verbindungen sind freie einzelne e<sup>-</sup> vorhanden (=Radikale)

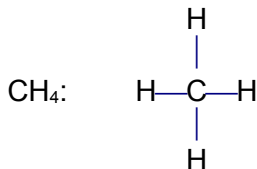
## Der räumliche Bau von Molekülen

### Du hast in den bisherigen Kapiteln gelernt, dass

- Elektronenpaare sich (aufgrund ihres Aufbaus aus negativ geladenen Elektronen) voneinander abstoßen
- Atomkerne sich (aufgrund ihres Aufbaus aus positiv geladenen Protonen) ebenfalls voneinander abstoßen

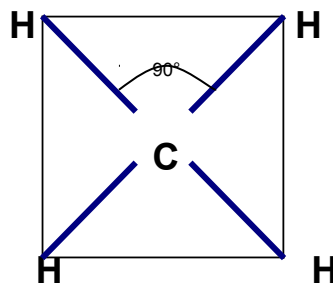
### Mit diesem Vorwissen können wir etwas neues, den räumlichen Bau von Molekülen, ableiten:

Eine Verbindung, die Du schon kennst, ist das Methan ( $\text{CH}_4$ ). An seinem symmetrischen Aufbau soll der räumliche, also dreidimensionale, Aufbau von Molekülen verdeutlicht werden:

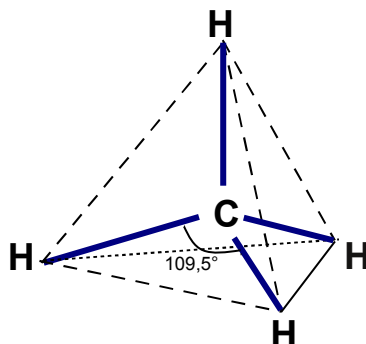


Von einem zentralen Kohlenstoffatom gehen 4 Atombindungen ab. Da sich die Elektronenwolken untereinander abstoßen (und im Übrigen auch die Atomkerne), „versuchen“ die Atomkerne einen möglichst großen Abstand voneinander zu bekommen.

Versuche es einmal selbst, indem Du vier Farbstifte zu Hand nimmst und versuchst ihren Spitzen einen möglichst großen Abstand zu geben. Wählst Du eine platte, zweidimensionale Form, so kommt ein Quadrat heraus. Der Winkel zwischen den Bindungselektronenpaaren beträgt nur  $90^\circ$ . Geht noch mehr?



Wenn Du eine dreidimensionale Form wählst, so erhältst Du einen Tetraeder. Der Winkel ist schwerer zu bestimmen, wenn man kein Modell hat. Der Winkel im Tetraeder beträgt  $109,5^\circ$



Dies ist die räumliche Anordnung, wie sie bei sehr vielen Molekülen, welche 4 Bindungspartner haben vorliegt, ermöglicht den größtmöglichen Abstand zwischen den Bindungspartnern.

### Vom CH<sub>4</sub> zum HF

Es soll ein Vergleich der 4 folgenden Verbindungen erfolgen. Bei allen sind 4 e-Paare an das zentrale Atom gebunden. Nicht jedes Elektronenpaar ist jedoch ein bindendes.

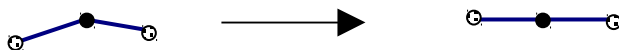
**Nichtbindende Elektronenpaare sind ebenso wie bindende Elektronenpaare räumlich gerichtet und stoßen sich ab.**

Schüler zeichnen Valenzstrichformeln von CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HF

e-Paare:	4	4	4	4
Anordnung aller e-Paare:				
Tatsächliche Form:				
Atom-/ Molekülform	Tetraeder	trigonale Pyramide	V-Form (gewinkelt)	linear
Bindungswinkel	109,5°	106,8°	104,5°	

Bindungswinkel nimmt ab  
 Grund: Stärkere Abstoßung der nichtbindenden e-P

### Die Projektionsform - zum Zeichnen fürs Heft - (mit Farbstiften verdeutlichen)



**⇒ Man sollte zur Darstellung von dreidimensionalen Inhalten auf Papier immer die Projektionsform mit größtem Informationsgehalt wählen**

### Aufgaben

- Bestimme die räumliche Anordnung für NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, HCl, PF<sub>3</sub>, CsCl, H<sub>2</sub>S, HClO, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>4</sub>
- Zum Nachdenken: gibt es Bindungen, die nicht gerichtet sind?

**Exakte Regeln zum Ermitteln der räumlichen Gestalt von Molekülen:**

1. Die Zahl der Valenz-e<sup>-</sup>Paare (= nichtbindend + bindend) bestimmen.
2. Beachte: Negative Ladungen stoßen sich ab ⇒ Die Elektronenpaare haben einen größtmöglichen Abstand. Die Molekülgestalt ist eine Konsequenz dieser Abstoßung
3. Es werden alle VE berücksichtigt (bindende und nicht bindende (= freie)). Das heißt freie e<sup>-</sup>Paare werden genauso wie bindende e<sup>-</sup>Paare als räumlich gerichtet und lokalisiert betrachtet.
4. Die Valenz-e<sup>-</sup>Paare stoßen sich maximal voneinander ab. Es ergibt sich die Anordnung der Valenz-e<sup>-</sup>Paare.
5. Freie e<sup>-</sup>Paare beanspruchen mehr Platz als (lokalisierte) bindende e<sup>-</sup>Paare.
6. Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen betrachtet.
7. Zur Betrachtung der tatsächlichen räumlicher Anordnung, werden die nichtbindenden e<sup>-</sup> Paare außer acht gelassen und nur die gebundenen Atome betrachtet.

**Aufgaben**

Bestimme den räumlichen Bau von:

- HClO (Hypochlorige Säure)
- HClO<sub>2</sub> (Chlorige Säure)
- HClO<sub>3</sub>
- HClO<sub>4</sub> (Perchlorsäure)
- ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> (Perchlorat)

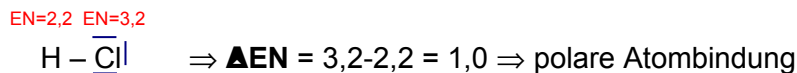
Entsprechend ist bei H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> der Schwefel in der Mitte, bei H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> der Kohlenstoff usw.

## Pauling-Skala der Elektronegativität (EN)

Der deutsche Chemiker Linus Pauling erstellte 1932 eine empirische (gemessene Definition der Elektronegativität. Sie beruht nicht auf Messwerten oder Modellberechnungen. Allerdings existiert keine wirklich eindeutige Methode zur Messung der EN.

**Die EN ist eine relative Maßzahl, für die Fähigkeit der Atomkerne Bindungselektronen anzuziehen**

Je höher der Unterschied in der Elektronegativität der gebundenen Elemente, desto polarer ist die Bindung. Diese Polarität kann leicht durch Subtraktion der Elektronegativität der beiden an einer chemischen Bindung beteiligten Elemente berechnet werden:



Atome mit hoher Elektronegativität sind also elektronegativer, Atome mit einer geringen EN, wie hier das H sind elektropositiv.

Pauling legte fest, dass das Element Fluor die höchste Elektronegativität hat. Er legte sie mit dem Zahlenwert 4,0 fest. Die EN hat keine physikalische Einheit.

Die niedrigste Elektronegativität hat Francium mit 0,7.

Edelgase haben keine EN, da sie keine Bindungen eingehen!

Alle anderen Elemente ordnete er Werte zwischen 0,7 und 4 zu.

Leicht merken kann man sich die EN der Elemente der 2. Periode. Vom F (4.0) ausgehend, nimmt die EN von Element zu Element immer um den Wert 0,5 ab.

Lithium	Beryllium	Bor	Kohlenstoff	Stickstoff	Sauerstoff	Fluor
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0

**Merke: Die Anziehungskraft eines Atomkerns (also die Elektronegativität) ist im PSE in der rechten oberen Ecke (F) am höchsten, und nimmt nach links sowie nach unten hin ab.**

### Die EN ist Abhängig von

- der Anzahl an Protonen im Atomkern  
Je mehr (positive) Protonen, desto stärker werden die negativen Elektronen angezogen.  
⇒ die Elektronegativität steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts an)
- Je größer die Entfernung der Elektronen vom Atomkern, desto geringer wird die EN. Das heißt, je mehr Elektronenwolken den Atomkern umgeben, desto geringer ist dessen Wirkung auf die Bindungselektronen (welche sich ja ganz außen befinden)  
⇒ die Elektronegativität sinkt innerhalb einer Haupt- oder Nebengruppe von oben nach unten ab

### Zusammenfassung der beiden Bindungsarten

#### Vergleiche mal eine Ionenbindung mit einer Atombindung

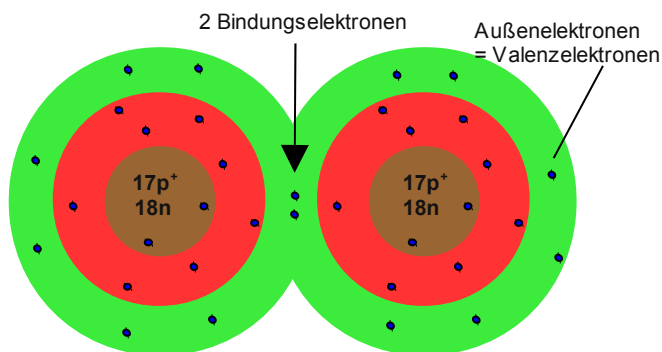
a) Ionen entstehen durch Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen, so dass eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt. Es liegen also verschieden geladene Ionen vor. Ungleiche Ladungen ziehen sich an und halten die Ionen so zusammen:

z.B.: NaCl: Na gibt ein Elektron ab  $\rightarrow \text{Na}^+$   
 Cl nimmt ein Elektron auf  $\rightarrow \text{Cl}^- \Rightarrow$  In Verbindung:  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$

Die Ionenbindung ist typisch für Salze im festen Zustand. Der Verband vieler Ionen in einem solchen festen Kristall wird als Ionengitter bezeichnet.

b) Bei einer Atombindung hingegen teilen sich Atome gemeinsame (Bindungs-)Elektronen, so dass jedes Atom, zumindest zeitweise, eine vollbesetzte Außenelektronenwolke hat.

z.B.:  $\text{Cl}_2$ : 2 Chloratome teilen sich zwei Elektronen gleichmäßig.

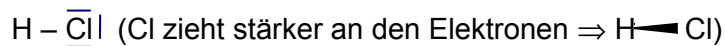


Die Ionenbindung und die Atombindung sind die zwei Extremformen der chemischen Bindung - dazwischen gibt es Mischformen, welche teilweise Atombindung und teilweise Ionenbindung sind. Man nennt dies **polare Atombindung**.

### Zwischen Atom- und Ionenbindung: Die polare Atombindung und die Elektronegativität

Nun geht es weiter und es wird leider auch noch etwas komplizierter. Messungen haben ergeben, dass wenn zwei verschiedene Atome miteinander verbunden sind, dann sind die Elektronen nicht immer genau in der Mitte zwischen beiden Atomen anzufinden. In der Regel zieht einer der beiden Partner stärker an den Elektronen.

z.B.: HCl: Im Chlorwasserstoffmolekül beansprucht das Cl -Atom das bindende Elektron stärker für sich. Die Bindung ist **polar**.



In diesem Fall zieht das Chloratom die Elektronen stärker zu sich. Diese ungleiche Verteilung führt dazu, dass das Chloratom minimal negativer als das Wasserstoffatom wird. Dies kann mit einem besonderem Zeichen, dem Zeichen der Partialladung, gekennzeichnet werden. ( $\delta^-/\delta^+$ )

Die Ursache ist die höhere Elektronegativität des Chloratoms im Vergleich zum Wasserstoffatom. Man sagt, Chlor ist elektronegativer als Wasserstoff.

**Die Elektronegativität ist ein (relatives) Maß für das „Bestreben“ eines Atoms, in einem Molekül die Bindungselektronen an sich zu ziehen.**

**Atome mit hoher Elektronegativität bezeichnet man auch als elektronegativ**

**Sie kann daher als Anhaltspunkt für die Polarität einer Atombindung genommen werden.**

Es gilt: Je höher der Unterschied in der Elektronegativität der gebundenen Elemente zueinander, desto polarer ist die Atombindung. Ab einer Differenz von  $\Delta EN > 1,7$  ist die Atombindung so polar, dass die Elektronen die Atome nicht mehr verbinden können. Sie wechseln den Partner. Es liegt also eine **Ionenbindung** vor.

**Atombindungen zwischen zwei ungleichen Elementen sind immer „gerichtet“. Ionenbindungen sind es nicht! (d.h. deren Ladungen zeigen in alle Richtungen).**

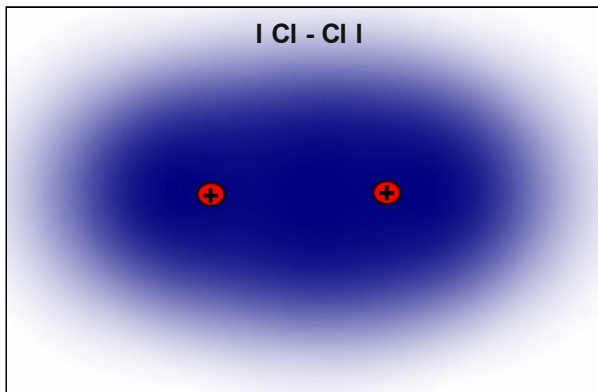
## Zusammenfassung: Die polare Atombindung und ihre Auswirkungen

### Elemente unterscheiden sich in ihrer Elektronegativität (EN)

Die EN ist ein (relatives) Maß für die Fähigkeit der Atomkerne Bindungselektronen anzuziehen. Sie wird vor allem durch zwei Faktoren, die Kernladung (Anzahl an Protonen) und die Größe des Atoms, bestimmt. Beide Faktoren sind gegenläufig. Je größer die Kernladung ist und je kleiner der Atomdurchmesser ist, desto elektronegativer ist es. Per Definition nach Linus Pauling hat Fluor dabei den Wert 4.0, Lithium hat den Wert 1.0.

**Je elektronegativer ein Atom ist, desto stärker zieht der Atomkern eines Atoms in einer Verbindung die Bindungselektronen an.**

#### Bsp. 1:



  
zunehmende Elektronendichte

Im Chlormolekül liegen zwei gleiche Atome vor. Sie haben beide die gleiche Kernladung und die gleiche Größe

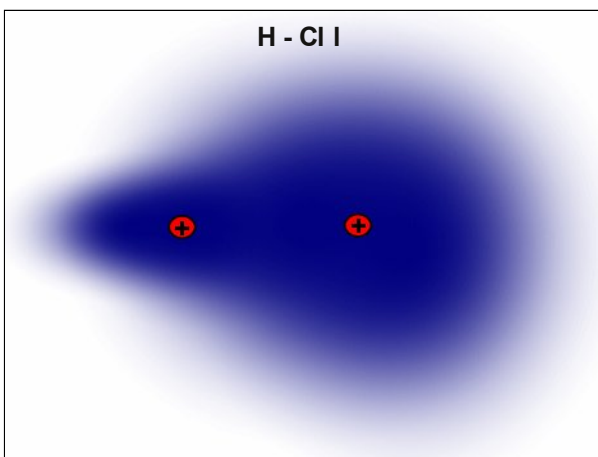
⇒ sie haben dieselbe EN

⇒ die Bindungselektronen sind völlig gerecht zwischen den Atomen verteilt

⇒ **die Atombindung ist apolar (oder kovalent)**

Ein Vergleich zur Anschauung: Zwei gleich kräftige Menschen geben sich die Hand, die Hände sind genau in der Mitte zwischen den beiden

#### Bsp. 2:



Im Chlorwasserstoffmolekül liegen zwei unterschiedliche Atome vor.

Wasserstoff hat eine geringe Kernladung und ist ein kleines Atom ⇒ geringe EN (2,2)

Das Chloratom hat eine höhere Kernladung als Wasserstoff und ist auch größer ⇒ höhere EN (3,2)

Da Chlor das elektronegativere Atom ist, zieht es die Bindungselektronen etwas näher zu sich  
⇒ Die Bindungselektronen sind ungleichmäßig verteilt.

⇒ **die Atombindung ist polar.**

Auch hier der Vergleich: Zwei Menschen geben sich die Hand, einer ist deutlich kräftiger (elektronegativer) und zieht beide Hände weiter zu sich heran. Der zweite, schwächere muss den Arm ausstrecken.

Aus polaren Atombindungen (d.h. ungleicher Verteilung von Elektronen) resultiert, dass eines der beiden Atome geringfügig negativer (und das zweite geringfügig positiver) ist.

Diesen Unterschied wird durch die Partialladung gekennzeichnet:  $\delta^-$  (bzw. das zweite  $\delta^+$ ).



**Zusammenfassung:**

- in polare Atombindungen tragen die beteiligten Atome infolge ihrer ungleichen Elektronenverteilung Teilladungen.
- Ursache sind unterschiedlichen Elektronegativitäten zwischen den beiden Bindungspartnern
- das Atom mit der größeren Elektronegativität zieht die bindenden Elektronen stärker zu sich heran als das Atom mit dem kleineren EN-Wert.
- Teilladungen sind viel schwächer als Ionenladungen!
- Unpolare Atombindungen kommen nur zustande, wenn sich zwei Atome gleicher Elektronegativität miteinander verbinden.
- Die polare Atombindung stellt einen Übergang von der reinen Atombindung zur Ionenbindung dar.

Eine unpolare Atombindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN = 0$  vor<sup>8</sup>  
 Eine polare Atombindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN = 0,1 - 1,7$  vor<sup>9</sup>  
 Eine Ionenbindung liegt bei einer Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN > 1,7$  vor

**Aufgaben**

1. Welche Bindungen liegen in folgenden Molekülen vor? H<sub>2</sub>, HBr, CaCl<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, CaO
2. Ist Wasser eine ionogene Verbindung?
3. Kannst Du anhand der Bindungsstärke zum Wasserstoff entscheiden, welche der folgenden Verbindungen die stärkste Säure ist? Erstelle eine Rangreihenfolge: H<sub>2</sub>O, HI, HF, HBr (Tipp: Bedenke die saure Wirkung beruht auf freien H<sup>+</sup> - Ionen)

<sup>8</sup> Manche Quellen geben als Grenze 0,4 (C-H Bindung) an!

<sup>9</sup> Diese Werte sollte man als Richtwerte ansehen, da es Grenzfälle gibt. Zum Beispiel Aluminiumchlorid, welches mit  $\Delta EN$  von 1,5 ein Molekül sein sollte, aber in Wasser als Ion nachweisbar ist.

## Dipolmoleküle

Ungeladene Moleküle können winzige, relativ schwache Ladungen aufweisen. (Diese Ladungen müssen sich aber immer gegenseitig aufheben, da das Molekül nach „außen“ ungeladen ist.) Man spricht von so genannten Dipolmolekülen. Ursache sind unterschiedliche Elektronegativitäten zwischen den Atomen des Moleküls. Sie ist somit für die Ausbildung von so genannte Dipolen verantwortlich.

Dipole lassen sich durch Versuche wie mit der Folie messen. Einfacher ist es aber, sich die Valenzstrichformel sowie die räumliche Struktur anzuschauen. So lassen sich leicht Dipole bestimmen.

### **Bestimmung von eventuell auftretenden Dipolen in Molekülen:**

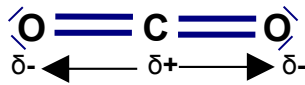
1. Als erstes bestimmt man den räumlichen Bau des Moleküls
2. Dann bestimmt man mit Hilfe der Elektronegativität eventuell auftretende Partialladungen und kennzeichnet sie mit  $\delta^-$  und  $\delta^+$ .
3. Man trägt zwischen den Partialladungen die Vektoren auf und schaut, ob evtl. mehr als zwei Ladungspole auftauchen. In diesem Fall muss man mithilfe eines Parallelogramms eine Vektoraddition durchführen und den „Ersatzvektor“ bestimmen.

**Liegen in einer Verbindung verschiedene Partialladungen vor,  
kann man durch eine Vektoraddition bestimmen,  
ob die so genannten „Ladungsschwerpunkte“ zusammenfallen.**

**Kurz gesagt: Dipole sind Moleküle, die einen Ladungsvektor aufweisen.**

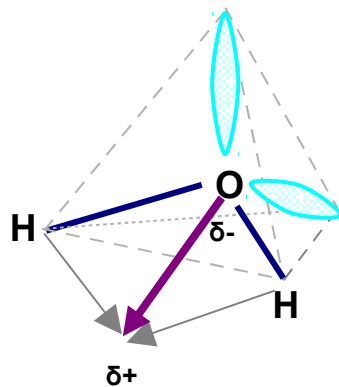
### **Voraussetzungen für einen Dipol:**

1. Vorhandensein polarer Atombindungen.
2. Die Addition der verschiedenen Ladungsvektoren darf nicht Null ergeben.

**Zwei Beispiele für Dipole zur Veranschaulichung:****CO<sub>2</sub> - trotz unterschiedlicher Elektronegativitäten kein Dipolmolekül**

Es liegen verschiedene Partialladungen vor, man könnte also vermuten, ein Dipolmolekül vor sich zu haben. Es kann allerdings kein Ersatzvektor gebildet werden, da die Ausgangsvektoren auf einer 180° Linie liegen.

⇒ CO<sub>2</sub> ist unpolar

**H<sub>2</sub>O - ein Dipolmolekül**

Ein polares Molekül liegt vor, wenn bei der Vektoraddition ein **Ersatzvektor (siehe violetter Pfeil)** gebildet werden kann. Hier liegen zwei getrennte Pole vor ( $\delta^-$  und  $\delta^+$  ⇒ Dipol), wie die Vektoraddition zeigt:

⇒ H<sub>2</sub>O ist polar

**Zusatzinformationen**

Dipol: <http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol>

Dipol-Dipol-Kräfte: <http://de.wikipedia.org/wiki/Dipol-Dipol-Kräfte>

**Aufgaben**

1. Wie verhält sich die Polarität der Bindung in der Reihe HF - HCl - HBr - HI
2. Entscheide, ob folgende Moleküle Dipole sind: HF, CO<sub>2</sub>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, CH<sub>4</sub>

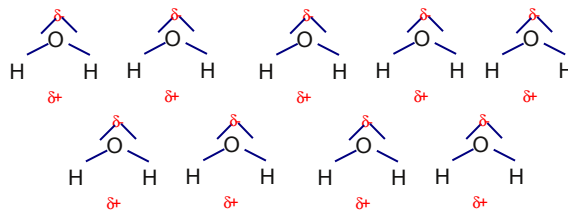
## Kräfte zwischen Molekülen

### 1. Dipol-Dipol-Kräfte

Nachdem Du jetzt die Dipole als schwache Ladungen innerhalb von Molekülen kennen gelernt hast, kannst Du Dir sicherlich vorstellen, dass durch Sie Kräfte zwischen Molekülen (z.B. Anziehung und Abstoßung) wirken.

Es gibt noch andere, noch schwächere Ladungsverteilungen, welche sehr schwache Anziehung/ Abstoßung zwischen Molekülen auslösen können.

Aufmerksam wurde man auf sie durch unvorhergesehene Schmelz- und Siedetemperaturen<sup>10</sup>: Üblicherweise lassen die Siedetemperaturen zunächst einen Zusammenhang mit der Molekülmasse erkennen. Trotzdem hat CO<sub>2</sub> mit einer mehr als doppelt so hohen Molekülmasse wie H<sub>2</sub>O einen Siedepunkt von -78°C. Er müsste eigentlich über dem von Wasser liegen (100°C)!



Offensichtlich herrschen zwischen den polaren Molekülen des Wassers Dipol-Dipol-Wechselwirkungen. Die Moleküle werden so stärker zusammengehalten. Es muss also demzufolge mehr Energie aufgebracht werden, diesen „Zusammenhalt“ zu spalten, damit die Moleküle in die Gasphase übertreten können.

⇒ **Liegen Dipol-Dipol-Wechselwirkungen vor, so erhöhen sich Schmelz- und Siedepunkt.**

Dipolmoleküle bilden lockere Verbände - so genannte Molekülaggregate. Die Anziehungskräfte zwischen Dipolen sind geringer als die zwischen Ionen und wirken nur über kurze Entfernungen.

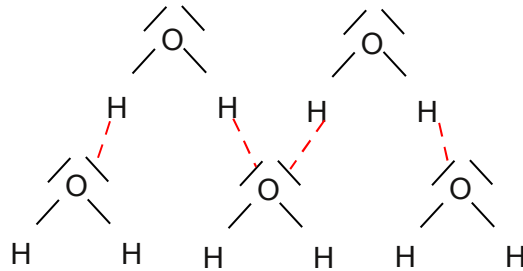
### **Aufgaben**

1. Formuliere mit Deinen Worten den Zusammenhang zwischen Schmelz- bzw. Siedepunkt eines Moleküls und der intramolekularer Anziehungskraft.
2. a) Wo liegt der stärkere Dipol vor: H<sub>2</sub>S oder H<sub>2</sub>O?  
b) Wie kannst Du Deine Feststellung beweisen?

<sup>10</sup> Falls Du Dich nicht mehr genau erinnerst, wie Schmelz- und Siedevorgänge ablaufen, und was dabei eine Rolle spielt, lies noch mal im Kapitel 5 „Wasser, Lösungen und die Teilchentheorie“

## 2. Wasserstoffbrückenbindungen (=WBBs)

Die Atombindungen im Wasser sind stark polar  $\Rightarrow$  Das Wassermolekül ist aufgrund dieser Partialladungen ein Dipol-Molekül. Zwischen den Wasserstoffatomen und den freien Elektronenpaaren kommt es aufgrund dieses Dipols zu einer schwachen Anziehung.  $\Rightarrow$  Bildung eines „Raumnetzes“



Zur Spaltung einer WBB ist eine geringere Energie nötig, als zur Spaltung einer Atombindung (nur 5%)

**Die Kräfte zwischen Molekülen der Wasserstoffverbindungen von Stickstoff, Sauerstoff und Fluor bezeichnet man als Wasserstoffbrückenbindungen.**

**Aus den WBBs ergeben sich einige typische Eigenschaften des Wassers, wie z.B. deren vergleichsweise hoher Schmelz- und Siedepunkt.**

## 3. Van der Waalskräfte (VdW-Kräfte)

Die Ladungen einer Atombindung in Molekülen sind wegen der Bewegung der Elektronen nicht in jedem Moment symmetrisch verteilt. Dadurch entstehen momentane, kurzzeitige Dipole, die allerdings nur sehr schwach sind und auch schnell wieder verschwinden, bzw. sich verschieben.

Sie treten nur bei Atomen und apolaren Molekülen auf. (Vergleiche: WBBs sind permanente Dipole<sup>11</sup>).

**Zwischen unpolaren Molekülen wirken schwache Van der Waals-(Anziehungs)-Kräfte.**

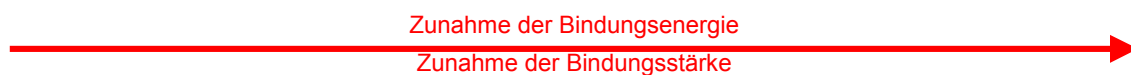
Sie sind entdeckt und benannt nach Johannes Diderik van der Waals (1837-1923)

**Die Stärke der VdW-Kräfte hängt ab von:**

- Anzahl der  $e^-$  im Atom. Je mehr  $e^-$  vorhanden sind, desto stärker kann die asymmetrische Verteilung sein, desto stärker sind folglich die Dipole.
- Zahl der Atome im Molekül (je höher die Molekülmasse, desto stärker die VdW-Kräfte)
- Zahl der Berührungstellen zwischen zwei (oder mehr) Molekülen

## Abstufung der verschiedenen Bindungsenergien zwischen Atomen

Van der Waals-Kräfte < Dipol-Dipol-Kräfte < WBB (< Ionenbindung < Atombindung)



**Bedenke:**

- Ionenbindung und Atombindung sind Bindungskräfte zwischen Atomen innerhalb eines Moleküls, die anderen sind Wechselwirkungen zwischen Molekülen!
- Je stärker die Bindung zwischen Atomen oder Molekülen ist, desto mehr Energie wird benötigt, diese Bindung wieder aufzuspalten  $\Rightarrow$  desto höher liegen Schmelz- und Siedepunkte
- Bei der Bildung einer Bindung ist es genau umgekehrt. Der entsprechende Betrag Energie wird bei der Bindungsbildung frei.

<sup>11</sup> Vergleich Kind mit 4 Luftballons

**Wiederholungsfragen**

1. Was ist eine Atombindung und wie unterscheidet sie sich von der Ionenbindung?
2. Bei welchen Verbindungen kommen Atombindungen vor?
3. Erkläre den Zusammenhang zwischen Atombindung und Edelgaskonfiguration
4. Was ist Elektronegativität?
5. Gibt es Mischformen der Bindungen? Erkläre mit Deinen Worten und einer Zeichnung
6. Beschreibe die Atombindung der Verbindungen Cl-Cl, H-Cl
7. Wie kommen Zweifachbindungen zustande?
8. Was versteht man unter einer Elektronenwolke (=Orbital)?
9. Nenne zwei Wege, auf denen ein Element Edelgaskonfiguration erreichen kann
10. Was ist eine Lewis- bzw. Valenzstrichformel? Was sagt sie aus und wie erstellt man sie?
11. Bei Elektronenpaaren in Valenzstrichformeln gibt es zwei verschiedene Typen. Nenne sie und beschreibe ihre Unterschiede und Gemeinsamkeiten.
12. Wiederhole die Regeln zum Erstellen von Valenzstrichformeln und erstelle dann die Valenzstrichformeln der folgenden Verbindungen:  $H_2$ ,  $O_2$ , HCl,  $CH_4$ ,  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $PF_3$ ,  $SiH_4$ ,  $(ClO_4)^-$  sowie die aller Säuren und Säurereste
13. Erkläre mit eigenen Worten, warum Die Elektronenpaare eines Atoms immer einen größtmöglichen Abstand voneinander haben
14. Wie kommt man mit diesem Wissen zum räumlichen Bau?
15. Zeichne die Valenzstrichformel von  $CH_4$ ,  $NH_3$ , und  $H_2O$  und beschreibe die Molekülgestalt (in Worten reicht)
16. Warum kann man einen Wasserstrahl aus einer Bürette mit einer elektrisch aufgeladenen Folie ablenken, den  $CCl_4$  - Strahl hingegen nicht?
17. Nenne die Elektronegativitätsgrenzen, an denen die verschiedenen Bindungsarten unterschieden werden.
18. Welche Bindungen liegen in folgenden Molekülen vor?  $O_2$ , HF,  $CaF_2$ ?
19. Die Gas mit der Formel HCl wird oft (fälschlicherweise) mit Salzsäure, statt mit Chlorwasserstoff übersetzt. Kannst anhand der Bindungsart begründen, warum der zweite Name besser ist? (Tipp: Bedenke die saure Wirkung beruht auf freien  $H^+$  - Ionen)
20. Was sind Dipol-Dipol-Kräfte?
21. Erkläre warum Wasser ein Dipolmolekül ist. Welche Regeln hast Du angewendet?
22. Nenne & beschreibe die verschiedenen Kräfte, die zwischen Molekülen herrschen (geordnet nach ihrer Stärke)
23. Welcher Zusammenhang besteht zwischen intermolekularen<sup>12</sup> Kräften und Schmelz- und Siedepunkten?
24. Wovon ist der räumliche Bau von Molekülen abhängig. Wiederhole die Regeln und bestimme den Bau der in Frage 18 genannten Verbindungen.
25. Was versteht man unter Elektronegativität? Erkläre und erläutere danach die folgenden Begriffe: polare Atombindung, Partialladung, Dipolmolekül.
26. Zwischen Atom- und Ionenbindung gibt es eine verbindende Beziehung. Erkläre den Zusammenhang und nenne auch eine mathematische Möglichkeit, den Bindungstyp einer Verbindung zu bestimmen.
27. Warum wird ein Wasserstrahl von einer geladenen Folie angezogen?
28. Trotz Partialladungen gibt es Verbindungen, wie z.B.  $CCl_4$  oder  $CO_2$ , die keine Dipolmoleküle sind. Erkläre warum.
29. Welche weiteren Kräfte zwischen Molekülen kennst Du? Nenne sie nach abgestufter Stärke.
30. Bestimme die Bindungsart der folgenden Verbindungen. Bei welchen liegt ein Dipol vor?  $CCl_4$ ;  $H_2O$ , HCl;  $CO_2$ ;  $MgI_2$ ;  $IF_6$ ;  $CBr_4$ ; HBr,  $H_2S$ ,  $AlCl_3$
31. Welcher Zusammenhang besteht zwischen intermolekularen<sup>13</sup> Kräften und Schmelz- und Siedepunkten?

---

12 inter = zwischen, intra = innerhalb

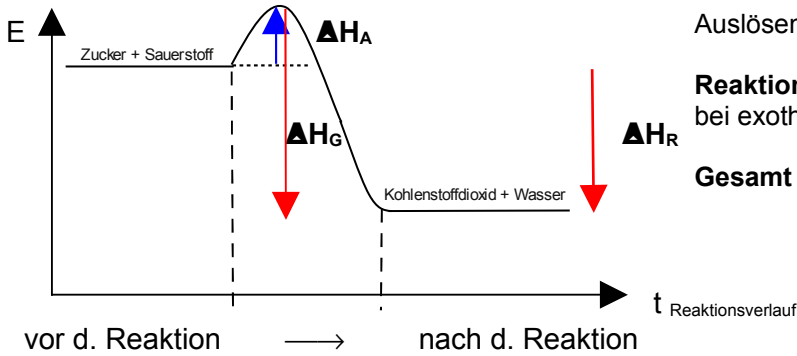
13 inter = zwischen, intra = innerhalb

**Abschnitt 6: Weitere wichtige Aspekte der Chemie**

## Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Bei jeder chemischen Reaktion spielt die Umwandlung von Energie eine Rolle. Entweder wird Energie freigesetzt, die z.B. vorher in den Ausgangsstoffen enthalten war, oder Energie wird zum Ablauf der Reaktion benötigt und somit dem System entzogen.

### a) Energiediagramm (exotherme Reaktion)

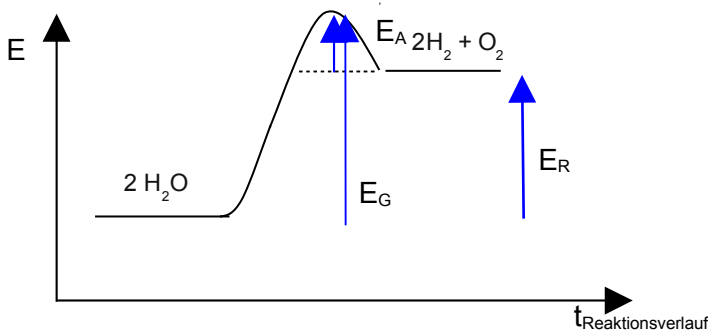


**Aktivierungsenergie ( $\Delta H_A$ )**, notwendig zum Auslösen der Reaktion

**Reaktionsenthalpie ( $\Delta H_R$ )**, Energieüberschuss, der bei exothermen Reaktionen frei wird

**Gesamt freiwerdende Energie ( $\Delta H_G$ )**

### b) Energiediagramm (endotherme Reaktion)



**Chemische Reaktionen, die unter Energieabgabe ablaufen heißen exotherme Reaktionen. Die freiwerdende Energie kann dabei als Wärme, Licht oder in anderen Formen vorliegen.**

**Chemische Reaktionen, bei denen ständig Energie zugeführt werden muss, damit sie überhaupt ablaufen nennt man endotherme Reaktionen.**

<b>exotherme Reaktionen</b>	<b>endotherme Reaktionen</b>
Verbrennungen (Kohle, Magnesium usw.)	Erhitzen von Kaliumnitrat
Entzündung von Schwefel-Eisen-Gemisch	Zersetzung von Quecksilberoxid
Neutralisation	Zersetzung von Wasser
Magnesium mit Salzsäure	
<b>Neutralisation (lässt sich leicht zeigen)</b>	



## Der Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt (er hilft sozusagen über den Energieberg). Er nimmt an der Reaktion teil, geht aber am Ende unverändert aus ihr hervor (er nimmt dann von neuem an der Reaktion teil).

Die Reaktionsenergie wird nicht verändert.

Dadurch wird die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht

### Aufgabe:

Entscheide bei folgenden Reaktionen, ob es sich um einen exo- oder endothermen Vorgang handelt!

- a) Beim **Entladungsvorgang** einer Autobatterie werden Bleiverbindungen verändert, und elektrische Energie wird abgegeben.
- b) Holz wird zum **Heizen** von Häusern verwendet.
- c) Der Mensch und viele Wirbeltiere sind gleichwarm: Die Körpertemperatur bleibt aufgrund der chemischen Umsetzung von Nährstoffen (hauptsächlich Kohlenhydrate) und Sauerstoff bei der **Atmung** konstant.
- d) Die **Explosionen** in Verbrennungsmotoren werden in mechanische Energie umgewandelt.
- e) Bauxit enthält einen großen Prozentsatz an Aluminiumoxid. Die **Gewinnung von Aluminium** wird stets dort durchgeführt, wo billige elektrische Energie zur Verfügung steht.
- f) Quecksilberoxid lässt sich durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff zerlegen. (**Zersetzung**)
- g) Pflanzen speichern bei der **Photosynthese** Sonnenenergie in chemischer Form in energiereichen Verbindungen (Traubenzucker, Sauerstoff).
- h) Eine starke Säure einer Autobatterie wird zum Entsorgen neutralisiert

## Chemisches Rechnen: Die Masse von Atomen und Molekülen

Was sagen die beiden Formeln aus?



**Der Index gibt das Zahlenverhältnis der Atome in der Formel zueinander an. Die Masse steht immer im Verhältnis zur Anzahl der Atome, da diese nicht teilbar sind!**  
**⇒ In 7 g Fe sind genauso viele Atome wie in 4 g Schwefel.**

Da in der Natur aber nun mal nur sehr selten einzelne Atome vorkommen, sondern in der Regel sehr sehr viele, benötigt man zum praktischen Umgang mit Atomen ein neues Hilfsmittel

### a) Die Avogadro Zahl

Der Chemiker Avogadro<sup>14</sup> benötigte eine Zahl, um große Mengen von Atomen beschreiben zu können und um schließlich damit auch „vernünftig“ rechnen zu können. Menschen haben so etwas schon immer gemacht, so ist auch die Mengenangabe „Dutzend“ entstanden.

Er legte fest:

**1 mol entspricht  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atomen (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome)<sup>15</sup>**

Bezieht man diese Zahl auf eine bestimmte Anzahl an Atomen, spricht man auch von der Stoffmenge „n“. Denn oft ist es nötig zu wissen, wie viele Teilchen in einer Stoffportion sind. Aber die Teilchenmengen sind zum Abzählen viel zu groß.

**Definition: 1 mol ist die Stoffportion in der  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthalten sind. Die Stoffmenge wird mit dem Buchstaben „n“ als Größe angegeben. Ihre Einheit ist [mol]**

### Zusatzinfos

- **Wie wird die Avogadro-Zahl berechnet?**

Wie wir wissen, wird die Atommasse in „units“ angegeben. Das hilft, auszurechnen, wie viele Atome in 12 g Kohlenstoff enthalten sind.

gegeben: 1u entspricht 1/12 C-Atom  $\Rightarrow$  1 C-Atom entspricht 12u

$$m_a(\text{C}) = 12 \text{ u}$$

$$\text{gesucht: } n(\text{C}) = 12\text{g} / (12\text{u} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g/u}) = 1 / 1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g} = \underline{6,022 \cdot 10^{23}}$$

### Aufgaben:

1. Wie viele Moleküle sind in 1,8 mol Wasserstoff enthalten?
2. Wie viele mol Wasserstoff entsprechen 1 Billion Moleküle ( $10^{12}$ )

<sup>14</sup> Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1778 - 1856) studierte zunächst Jura, er stammte aus einer Juristenfamilie. 1796 wurde er Doktor des kanonischen Rechts. Seit 1800 studierte er Mathematik und Physik, was seinen Neigungen eher entsprach. 1809 wurde er Professor für Naturphilosophie am Liceo VerCELLI in Turin. Hier erarbeitete er seine Molekularhypothese.

<sup>15</sup> Das entspricht 6 Milliarden  $\cdot$  1Milliarde  $\cdot$  10000

**b) Die Masse von Atomen**

Als Chemiker will natürlich dann auch wissen, was denn jetzt eigentlich so ein Atom wiegt?

Z.B.: ein Cu-Blech wiegt 0,8 g.

Eine Messung ergibt, es enthält genau  $6,022 \cdot 10^{23}$  Atome (=1 mol)

Wie viel wiegt jetzt ein Atom?

$m(\text{Cu-Atom}) = 0,8 \text{ g} : 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Atome} = 1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g/Atome}$

Diese Zahl ist natürlich absolut unhandlich und viel zu klein, um damit zu rechnen. Wir machen es wie der Juwelier<sup>16</sup>. Wir führen eine eigene Masseneinheit für Atome ein. Die Chemiker haben lange gerätselt, wie sie die Neue Einheit nennen können und benannten sie schließlich mit dem englischen Wort für Einheit „unit“

**Die Einheit der Atommasse ist „unit.“.  
Im PSE sind die Massen der Atome in units (u) angegeben.**

**Während Dalton noch alle Massen im PSE auf das Gas Wasserstoff bezog, bezieht man heute alle Massen der Elemente auf den Kohlenstoff. Er ist fest und lässt sich leicht wiegen. Es wurde auf 12u festgesetzt.**

**Wie viel g sind jetzt ein u?**

1 u = 1/12 der Masse des Kohlenstoffatoms

⇒  $1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

**c) Die molare Masse**

Sicher hast Du Dich nun schon gefragt, woher Chemiker überhaupt wissen, wie viele Atome z.B. in einem Stück Kohle enthalten sind?<sup>17</sup> Vielleicht hilft Dir ein Vergleich, um auf die Lösung zu kommen:

**Impuls:** Wie kann man bestimmen, wie viele (gleiche) Centmünzen in einer Streichholzschachtel sind, ohne diese zu öffnen oder die Cent einzeln abzuzählen?

Richtig, man kann sie wiegen! Wenn Du die Masse einer Münze kennst, kannst Du leicht die Anzahl in der Streichholzschachtel durch Division bestimmen:

**Anzahl Münzen = Masse aller Münzen / Masse einer Münze**

⇒ **Zusammenhang zwischen Masse und (Stoff)menge:**

Wenn 1 Cent 2g wiegt und die Schachtel mit allen Centmünzen 18g wiegt, dann sind 9 Münzen in der Schachtel.

X = Anzahl an Münzen

$18 \text{ g} = 2 \text{ g/Cent} \cdot X \quad \Rightarrow \quad X = 18 \text{ g} / (2 \text{ g/Cent}) = \underline{\underline{9 \text{ Centmünzen}}}$

<sup>16</sup> Die Juweliere führten das „Karat“ ein (1 metrisches Karat = 200 mg (=0,2g))

<sup>17</sup> Kleines Gedanken Experiment: Wenn alle Menschen der Erde gleichzeitig die Atome von nur einem mol Kohlenstoff zählen würden und pro Sekunde 4 Teilchen zählten, so würden sie ca. 1 Million Jahre brauchen!

**Beziehen wir das nun auf die Massen von Atomen:**

Man hat also 12g Kohlenstoff, (z.B. ein kleines Stück Kohle). Man kennt die Masse, möchte wissen wie viel Atome es sind.

$M$  = molare Masse [g/mol] (=Umrechnungsfaktor zw. Masse und Stoffmenge<sup>18</sup>)

$m$  = Masse in g

$n$  = Stoffmenge (also Anzahl an Atomen in mol)

$$m = M \cdot n \quad \Rightarrow \quad n = m / M$$

**Der Zahlenwert der molaren Masse kann leicht aus dem PSE abgelesen werden. Er entspricht dem Wert der Atom- (bzw. Molekül-) Masse:**

⇒ 1 mol Kohlenstoff hat die molare Masse 12,001 g/mol

⇒ 12,001 g C entsprechen 1mol

⇒ 1mol = 6,022·10<sup>23</sup> Atome (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome Kohlenstoff sind enthalten!)

Hat man also von einem beliebigen Stoff die Stoffmenge 1 mol, enthält diese immer 6,022 · 10<sup>23</sup> Teilchen. Der Stoffmenge 1 mol eines Elements (in atomarer Form) entspricht also immer die Atommasse dieses Elements in "Gramm" (Molare Masse):

1 mol H-Atome wiegen 1 g ( $M = 1$  g/mol) (1 H-Atom wiegt 1 u)

1 mol O-Atome wiegen 16 g ( $M = 16$  g/mol) (1 O-Atom wiegt 16 u)

1 mol Cu-Atome wiegen 63,5 g ( $M = 63,5$  g/mol) usw.

Auch für **Verbindungen** kann die Molare Masse angegeben werden. Sie ergibt sich einfach durch Addieren der Atommassen der Elemente, die in einer Verbindung enthalten sind,

**z. B.: Bestimme die relative Molekülmasse von Wasser (von Zucker)**

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008\text{u} + 16\text{u} = \underline{18,016\text{u}}$$

$$\begin{aligned} M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 M(\text{C}) + 12 M(\text{H}) + 6 M(\text{O}) \\ &= (6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16) \text{ g/mol} \\ &= \underline{180 \text{ g/mol}} \end{aligned}$$

**Aufgaben:**

1. Wie groß ist die molare Masse von: C, H, O, H<sub>2</sub>O, HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, C<sub>8</sub>H<sub>14</sub>?
2. Du kennst nun die Anzahl an Atomen in einem 12g schweren Kohlenstoffstückchen, aber wie viele Atome sind in einem doppelt so schweren Kohlestückchen enthalten? Notiere die Zahl ;-)
3. Wie viel Moleküle sind in 100 g Zucker (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) enthalten?
4. Welcher Stoffmenge ist in einer mit Wasser gefüllten Badewanne (200l) enthalten? (Dichte von Wasser:  $\rho = 1\text{g/ml}$ )
5. Befinden sich mehr Atome in 1 kg Gold oder in 150g Aluminium?

<sup>18</sup> entspricht der Masse eines Centstücks im oberen Bsp.

## Chemisches Rechnen: Molares Volumen ( $V_M$ )

Nun müssen nur noch die Regeln für Gase aufgestellt werden, dann hast Du bereits alles wichtiges gelernt. Bei Gasen gab es ja eine Besonderheit, die Avogadro entdeckt hatte.

Stell Dir vor: Ein Gas nimmt bei 0°C und 1013 hPa ein Volumen von 1,4 l ein. Könnte man die vorhandene Stoffmenge bestimmen, obwohl man nicht weiß welches Gas vorliegt? (Vergleich: zwei gefüllte Luftballons)

**Die Frage, die sich stellt:**

**Gibt es einen Umrechnungsfaktor zwischen Volumen und Stoffmenge?**

Bedenke: Wenn gleiche Volumen **verschiedener** Gase unter gleichem Druck und gleicher Temperatur immer die gleiche Anzahl von Teilchen enthalten (Gesetz des Avogadro), so besitzt doch die **Stoffmenge 1 mol** aller Gase unter gleichen Bedingungen immer das **gleiche Volumen**, oder?

⇒ Bei gleichem Volumen ist unabhängig vom Gas immer die gleiche Stoffmenge vorhanden.

**Nur welche Stoffmenge ist dies?**

es gilt: 
$$\frac{V \text{ (eines Gases)}}{V} \sim n = n \cdot V_m$$

$$V_m = \text{molare Volumen [l/mol]}$$

⇒  $V = n \cdot 22,4 \text{ l/mol}$

⇒  $n = 10 \text{ l} / 22,4 \text{ l/mol} = \underline{0,45 \text{ mol}}$

**Das molare Volumen ist ein Umrechnungsfaktor zwischen Stoffmenge und Volumen. Für Gase<sup>19</sup> hat es bei Normalbedingungen (0°C und 1013 hPa) immer den Wert 22,4 l/mol.**

⇒ Das Molare Volumen  $V_M$  ist für Gase eine unveränderbare Konstante :  $V_M = 22,4 \text{ l/mol}$   
 ⇒ 22,4 l eines beliebigen Gases enthalten 1 mol Teilchen.

**Beachte: der genaue Wert gilt nach Avogadro nur für Normalbedingungen:**

Molare Volumen bei Normalbedingungen (0°C (=273K), 1013,25 hPa) = 22,413996 l/mol

**Im Labor sind allerdings höhere Temperaturen üblich, deshalb rechnet man hier oft mit den angepassten Standardbedingungen:**

Molare Volumen bei Standardbedingungen (25°C (=298K), 1013,25 hPa) = 24,4640424 l/mol

<sup>19</sup> bei Flüssigkeiten ist der Wert stoffspezifisch

### Chemisches Rechnen: Die Dichte

Wie kann man zwei Körper unterschiedlicher Form hinsichtlich ihres Gewichtes vergleichen?  
- gar nicht! Man muss das Volumen mit in Betracht ziehen, sonst könnte man Kohle sei schwerer als Blei, nur weil man ein großes Stück Kohlenstoff mit einem kleinen Bleiwürfel vergleicht

#### **Bestimmung der Dichte:**

Ein Körper (z.B. ein Al-Stückchen) wird gewogen und sein Volumen bestimmt.  
(Durch Ansteigen von Flüssigkeit in einem Standzylinder.)

**Die Dichte (Formelzeichen:  $\rho$  (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse (m) eines Körpers zu seinem Volumen (V). Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.**

$$\rho = \frac{m}{V}$$

**Die (SI-) Einheit der Dichte ist  $\text{kg/m}^3$   
Oft ist die Dichte noch in  $\text{g/cm}^3$  angegeben.**

Durch Wiegen und Verdrängung von Wasser im Messzylinder kann die Dichte dabei leicht bestimmt werden. Es gilt 1l entspricht  $1000\text{cm}^3$ .

Manchmal wird die Dichte auch als spezifisches Gewicht ausgedrückt.

**Chemisches Rechnen: Übersicht zum Rechnen mit molaren Größen****Symbole und Einheiten**

Größe	Symbol	Einheit
Stoffmenge	n	mol
Masse	m	g
Atommasse	m	u
Molare Masse	M	g/mol
Volumen	V	l
Molares Volumen	V <sub>M</sub>	l/mol
Avogadrozahl	N <sub>A</sub>	mol <sup>-1</sup>
Stoffmengenkonzentration	c	mol/l

**Zusammenhänge****Stoffmenge (n) und Molare Masse (M):**

$$n(\text{mol}) = m / M$$

$$\Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\Rightarrow n = m / M$$

**Stoffmenge (n) und Molarem Volumen (V<sub>M</sub>):**

$$V_M = V / n$$

$$\Rightarrow n = V / V_M$$

$$\Rightarrow V = V_M \cdot n$$

**Stoffmenge (n) und Konzentration (c):**

$$c = n / V(\text{Lösung})$$

**Dichte:**

$$\delta = m / V$$

$$\Rightarrow \delta \cdot V = m$$

**molare Masse und molares Volumen:**

$$\Rightarrow m/M = V_m/V$$

$$\text{bzw: } n \cdot M = \delta \cdot V$$