



## CHEMIE IN DER OBERSTUFE – WAS ICH WISSEN MUSS



*Wir, die Chemielehrerinnen und -lehrer des Friedrich-Wilhelm-Gymnasiums, freuen uns, dass du dich für das Fach Chemie in der Oberstufe entschieden hast! Damit wir alle zu Beginn der Einführungsphase auf dem gleichen Stand sind, haben wir hier für Euch zusammengefasst, was ihr auf jeden Fall aus den letzten drei Jahren in der Sekundarstufe I für den Chemieunterricht in der Oberstufe braucht.*

### LOS GEHT'S!

## Stoffeigenschaften

*Stoffe haben verschiedene Eigenschaften. Dazu gehört z. B. Farbe, Verformbarkeit, elektrische Leitfähigkeit, Magnetisierbarkeit, Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte und Löslichkeit. Durch diese Eigenschaften lassen sich Stoffe eindeutig charakterisieren.*

### Löslichkeit

*Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel gibt an, wie viel Gramm des Stoffes sich in 100 g Lösemittel (z. B. Wasser) lösen. Lösungen haben andere Eigenschaften als die reinen Lösungsmittel (z. B. Dichte, Siedetemperatur).*

### Schmelz- und Siedetemperatur/ Aggregatzustände

*Die Temperatur, bei der Stoffe vom festen in den flüssigen bzw. vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergehen. Schmelz- und Siedetemperatur sind abhängig vom Druck. Eine Flüssigkeit siedet, wenn ihr Dampfdruck dem äußeren Druck entspricht. Im Folgenden findest du eine Abbildung, die die Aggregatzustände, die Übergänge zwischen ihnen sowie die Darstellung im Teilchenmodell und die zugehörigen Fachvokabeln zeigt.*

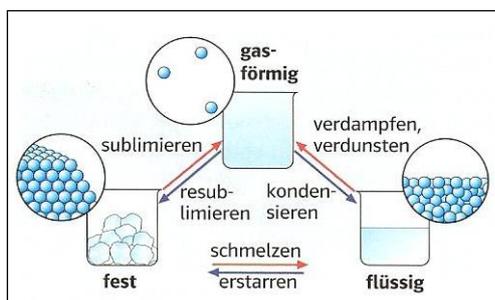


Abb. 1: Aggregatzustände

*Zur Erklärung verschiedener Phänomene haben sich Chemiker im Laufe der Jahre unterschiedlicher Modelle bedient. Zur Erklärung der Aggregatzustände und der Übergänge zwischen ihnen eignet sich das Teilchenmodell!*

### Teilchenmodell



Nach dem Teilchenmodell sind alle Stoffe aus kleinsten Teilchen aufgebaut, die meist als Kugeln dargestellt werden. Im Folgenden findest du eine Abbildung mit Beispielen zu den jeweiligen Aggregatzuständen.

Aggregatzustand	fest	flüssig	gasförmig
Abkürzung	s (solid)	l (liquid)	g (gaseous)
Beispiel	Aluminium(s)	Alkohol(l)	Sauerstoff(g)
Ordnung der Teilchen und Bewegung	Schwingen um feste Gitterplätze	keine festen Plätze, gegeneinander beweglich	kein Zusammenhalt, ungeordnete Bewegung
Wirkung der Anziehungskräfte zwischen den Teilchen	sehr stark	stark	schwach bzw. nicht vorhanden
Darstellung im Modell			

Abb. 2: Aggregatzustand und Teilchenmodell

Dichte

Die Masse (*m*) und das Volumen (*V*) sind Eigenschaften einer Stoffportion, aber nicht typisch für den Stoff! Der Quotient  $m/V$  ergibt hingegen eine für den Stoff typische Größe, die Dichte:

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

Die Dichte wird meistens in der Einheit  $g/cm^3$  angegeben. Dichten sind Abhängig von Druck und Temperatur – insbesondere die Dichte von Gasen!

Einteilung der Stoffe

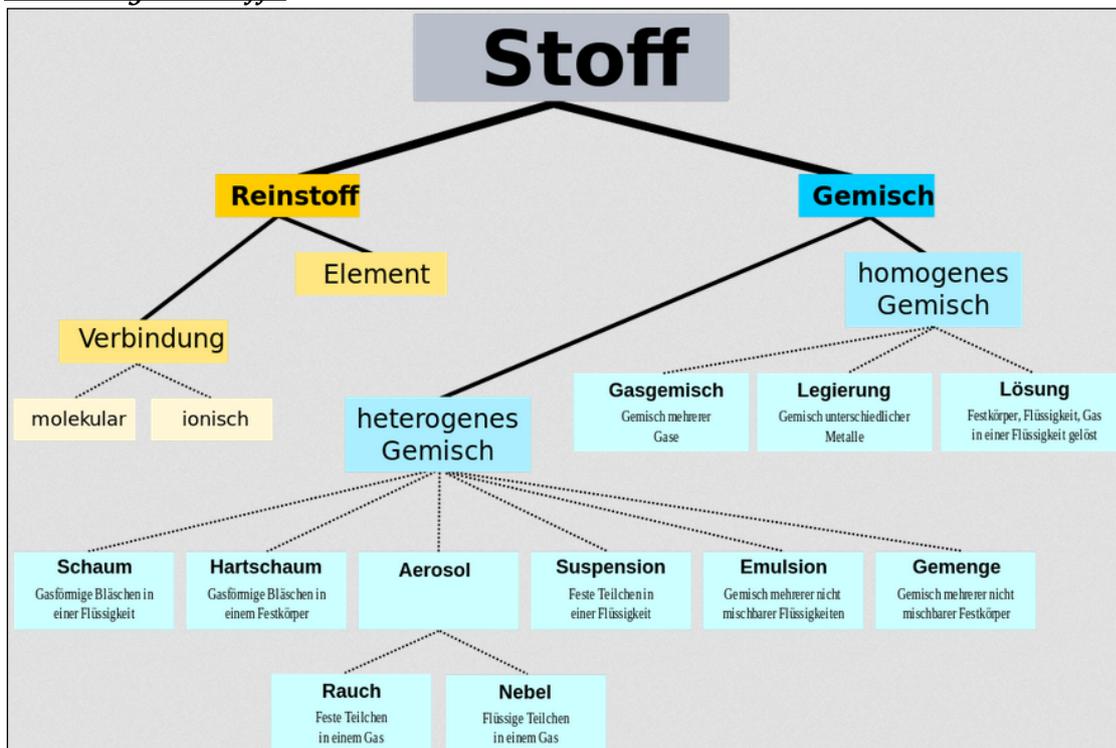


Abb. 3: Einteilung der Stoffe



Die Stoffe, die sich in Stoffklassen einteilen lassen, sind durch ihre messbaren Eigenschaften eindeutig gekennzeichnet, da sie nicht mit anderen Stoffen vermischt sind. Diese Stoffe nennt man **Reinstoffe**.

1. **Flüchtige Stoffe:** niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen (z.B. Wasser, Alkohol, alle Gase); die meisten dieser Stoffe sind bei Zimmertemperatur flüssig oder gasförmig; sie leiten den elektrischen Strom nicht;
2. **Salzartige Stoffe:** hart und spröde mit hoher Schmelztemperatur; können wie Kochsalz Kristalle bilden (z. B. Kupfersulfat, Gips, Eisenoxid); Salze lösen sich im Allgemeinen in Wasser; wässrige Lösungen der Salze leiten den elektrischen Strom;
3. **Metalle:** wichtige Werkstoffe, die alle eine gute Leitfähigkeit für el. Strom und Wärme haben, eine gute Verformbarkeit und den typischen Oberflächenglanz; Metalle werden in **Leicht- und Schwermetalle** unterteilt (Leichtmetalle haben eine Dichte kleiner als 5 g/cm<sup>3</sup>); **Edelmetalle** behalten ihren Glanz auch an feuchter Luft, während unedle Metalle nicht lange beständig sind an feuchter Luft. Werden verschiedene Metalle zusammengesmolzen, entstehen **Legierungen**, welche andere Eigenschaften haben als die reinen Metalle.

**Nicht alle Stoffe können diesen drei Stoffklassen zugeordnet werden. Beispiele dafür sind Diamant, Polyethylen, Zucker oder Glas!**

Die Mehrzahl der Stoffe, die uns im Alltag begegnen sind allerdings **Stoffgemische**.

### Stoffgemische

Stoffgemische bestehen aus mehreren Reinstoffen. Sie lassen sich durch **physikalische Trennverfahren** in die einzelnen Reinstoffe zerlegen. Reinstoffe lassen sich durch physikalische Trennverfahren nicht weiter zerlegen. Im Folgenden findet ihr eine Tabelle, in der mögliche Trennverfahren sowie die Stoffeigenschaft, die sich das jeweilige Verfahren zu Nutze macht, aufgelistet sind.

<b>Trennverfahren</b>	<b>Stoffeigenschaft, die ausgenutzt wird</b>
Auslesen	Aussehen (z. B. Farbe, Teilchengröße)
Sieben	Teilchengröße
Filtrieren	Teilchengröße
Sedimentieren	Dichte
Dekantieren	Dichte
Zentrifugieren	Dichte
Schwimmtrennung	Dichte
Extrahieren	Löslichkeit
Chromatografieren	Löslichkeit
Eindampfen	Siedetemperatur
Destillieren	Siedetemperatur

Tab. 1: Trennverfahren

## Analysemethoden



**Qualitative Analyse** → Was? Welche Atome, Ionen oder Moleküle?

**Quantitative Analyse** → Wie viel?

## Qualitative Analyse

**Nachweisreagenzien** sind zusätzlich zu den zu untersuchenden Proben benötigte Chemikalien.

### Fällungsreaktionen

Durch Zugabe des Nachweisreagenzes zu einer Prüflösung entsteht bei Anwesenheit bestimmter Ionen ein schwer lösliches Salz. Beispielsweise können die Halogenidionen (Chlorid-, Bromid- und Iodid-Ionen) mit Bariumionen  $\text{Ba}^{2+}$ , Sulfationen  $\text{SO}_4^{2-}$  und Carbonationen  $\text{CO}_3^{2-}$  in solchen Fällungsreaktionen nachgewiesen werden.

### Flammenfärbung

Alkali- und Erdalkalielemente rufen charakteristische Flammenfärbungen hervor. Im Folgenden findet ihr eine Übersicht.

<b>Element</b>	<b>Flammenfarbe</b>
Lithium	karminrot
Natrium	gelb
Kalium	violett
Rubidium	dunkelrot
Caesium	blau
Calcium	ziegelrot
Strontium	zinnoberrot
Barium	hellgrün

Tab. 2: Flammenfarben

### Glimmspanprobe (Nachweis von Sauerstoff)

Entzündet man einen Holzspan, bläst die Flamme wieder aus und hält den glimmenden Span in Sauerstoff, so flammt der Span wieder auf.

### Knallgasprobe (Nachweis von Wasserstoff)

Man fängt das zu prüfende Gas in einem Reagenzglas auf und nähert die Öffnung des Reagenzglases der Brennerflamme. Brennt das Gas in einem pfeifenden Geräusch ab, so liegt Wasserstoffgas vor. Ein Gemisch von Wasserstoff und Sauerstoff ist hochexplosiv und entzündet sich mit einem Knall.

### Kalkwasserprobe (Nachweis von Kohlenstoffdioxid)

Die milchige Trübung von Kalkwasser (wässrige Lösung von Calciumhydroxid  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) dient als Nachweis für Kohlenstoffdioxid, da beim Einleiten des Gases in die wässrige Calciumhydroxid-Lösung das schwerlösliche Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ) entsteht.

### Iod-Stärke-Reaktion (Nachweis von Iod und Stärke)

Stärke kann durch eine iodhaltige Lösung (z. B. Kaliumiodid-Lösung) und Iod hingegen durch eine Stärke-Lösung nachgewiesen werden. Die reaktion beruht auf der Entstehung einer Einschlussverbindung, die sich in einer intensiv blauen bis violetten Färbung zeigt.

## Chemische Reaktionen und Reaktionsgleichungen

### Chemische Reaktionen

Eine chemische Reaktion ist eine Stoffumwandlung, bei der aus den **Edukten** (Ausgangsstoffen) neue Stoffe, so genannte **Produkte** gebildet werden (*Synthese*). Mit



dem Teilchenmodell lässt sich die chemische Reaktion als Umgruppierung der Atome und Ausbildung eines neuen Beziehungsgefüges deuten. Dabei findet immer ein Energieumsatz statt!

## Reaktionsenergie

Der Energieumsatz ergibt sich aus der Differenz an innerer Energie zwischen Produkten und Edukten. Diese Energiedifferenz heißt Reaktionsenergie.

**Exotherme Reaktionen** verlaufen unter Energieabgabe, **endotherme Reaktionen** laufen nur unter dauernder Energiezufuhr ab. Meist wird bei chemischen Reaktionen die Energie in Form von thermischer Energie zugeführt oder abgegeben.

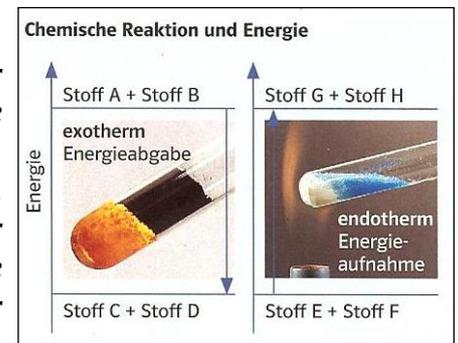


Abb. 4: Chem. Reaktion & Energie

## Aktivierungsenergie

Die zum Auslösen einer chemischen Reaktion benötigte Energie bezeichnet man als Aktivierungsenergie. Um die Teilchen der Ausgangsstoffe in einen reaktionsbereiten Zustand zu versetzen, muss die Aktivierungsenergie aufgewandt werden. Die frei werdende Reaktionsenergie weniger Teilchen reicht aus, dass sich die Reaktion fortpflanzt.

## Katalysator

Ein Katalysator ist ein Stoff, der eine chemische Reaktion beschleunigt, indem er die Aktivierungsenergie erniedrigt. Der Katalysator wird aber bei der Reaktion nicht verbraucht und liegt am Reaktionsende unverändert vor.

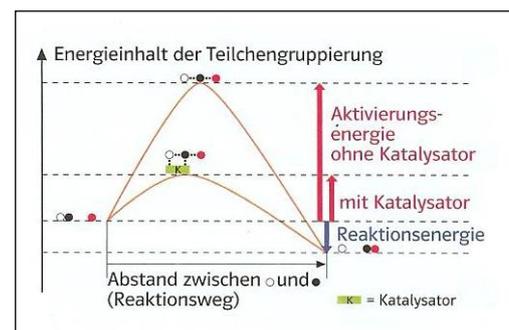


Abb. 5: Aktivierungsenergie

Insgesamt kann man sich merken, dass es drei verschiedene Teilchenarten gibt: die **Ionen**, die **Moleküle** und die **Atome**! Im Folgenden findet ihr eine Übersicht:

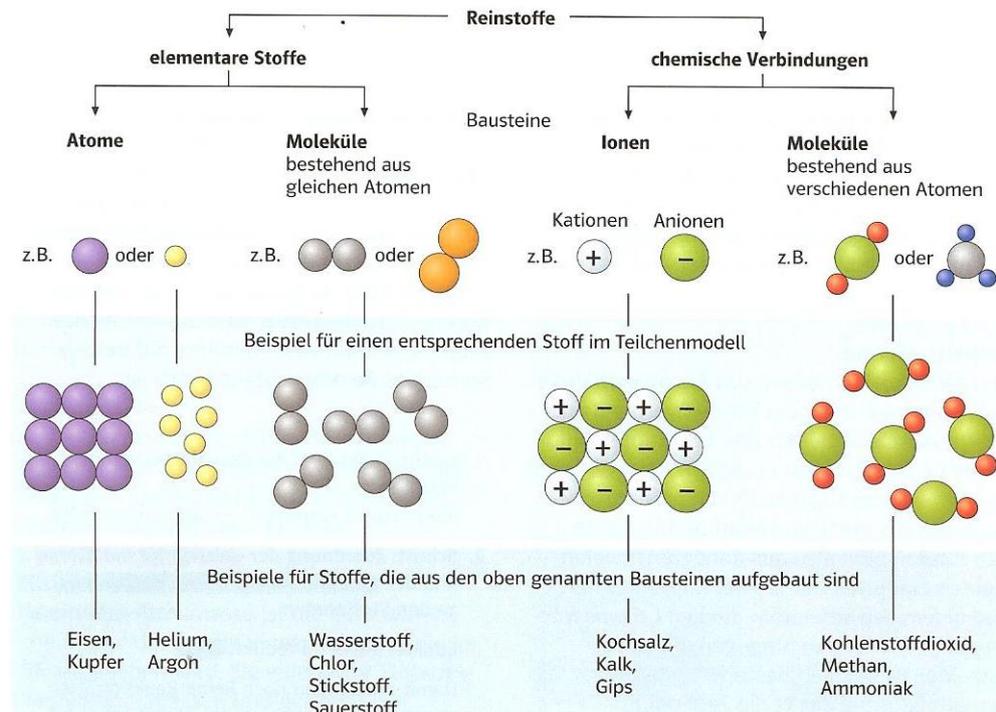


Abb. 6: Die drei Teilchenarten Atome, Ionen und Moleküle

### Elementare Stoffe

Reinstoffe, die sich chemisch nicht weiter zersetzen lassen, heißen elementare Stoffe. Die meisten dieser Stoffe bestehen aus **Atomen** (z. B. Eisen, Fe oder Helium, He), welches die kleinsten gleichen Teilchen sind, in die ein elementarer Stoff zerlegt werden kann. Manche elementare Stoffe können auch aus Molekülen bestehen. Das sind Teilchen, die aus mehreren gleichen Atomen aufgebaut sind (z. B. Sauerstoff  $O_2$ ).

### Elemente

Für alle Atomarten, die man im Periodensystem der Elemente findet, wird der Begriff **Element** benutzt. Beispielsweise bestehen die elementaren Stoffe Graphit und Diamant beide aus dem Element Kohlenstoff.

### Chemische Verbindung

Ein Reinstoff, der sich durch eine chemische Reaktion in andere Reinstoffe ersetzen lässt, heißt **chemische Verbindung**. Im Gegensatz zu Gemischen lässt sich eine Verbindung nicht durch physikalische Trennverfahren zerlegen, sondern nur durch eine chemische Zerlegung (*Analyse*).

Chemische Verbindungen können aus **Ionen** (z. B. Kochsalz  $NaCl$ ) oder **Molekülen**, die aus verschiedenen Atomen aufgebaut sind (z. B. Wasser  $H_2O$ ), bestehen. Das Anzahlverhältnis der unterschiedlichen Atomarten ist dabei immer konstant.

### Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bei jeder chemischen Reaktion ist die Gesamtmasse der Reaktionsprodukte gleich der Gesamtmasse der Edukte. Bei einer chemischen Reaktion werden keine Atome vernichtet!

### Verhältnisformel (Summenformel)

Verhältnisformeln geben das Anzahlverhältnis der Atomarten in einem Teilchenverband an.



**Beispiel:** Kupfersulfid ( $\text{Cu}_2\text{S}$ )  $\rightarrow$  Das heißt auf ein Schwefelatom kommen zwei Kupferatome. Man kann sich Kupfersulfid also aus unbegrenzt vielen kleinen Einheiten mit je zwei Kupferatomen und einem Schwefelatom denken.

Bei Stoffen hingegen, die aus einzelnen Molekülen bestehen, gibt die Verhältnisformel direkt die Zahl der im Molekül erhaltenen Atome an (z. B.  $\text{H}_2\text{O}$ ).

### Reaktionsgleichung

Im Gegensatz zum Reaktionsschema gibt die Reaktionsgleichung zusätzlich an, in welchem Anzahlverhältnis Teilchen miteinander reagieren. Aufgrund des Gesetzes von der Erhaltung der Masse ist zu beachten, dass die Anzahl der Atome der einzelnen Elemente auf beiden Seiten des Reaktionspfeils immer gleich ist!

1. Schritt: Aufstellen des Reaktionsschemas  
Beispiel:  
Aluminium + Schwefel  $\rightarrow$  Aluminiumsulfid

2. Schritt: Zuordnung der Zeichen für die Atome und der Formeln für die Elementargruppen zu den Stoffnamen  
Edukte: Al, S Produkt:  $\text{Al}_2\text{S}_3$

Damit erhält man noch keine Reaktionsgleichung, da die Anzahlen der Atome jeder Art vor und nach der Reaktion nicht gleich sind.

3. Schritt: Einfügen der Multiplikatoren:  
„Einrichten von Gleichungen“  
Durch Vervielfachen der Anzahlen der Atome und eventuell der Elementargruppen erhält man die Reaktionsgleichung.

$$2 \text{ Al} + 3 \text{ S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$$

Beachte: Beim Einrichten der Reaktionsgleichung darf die Formel für die Verbindung nicht verändert werden, da sie durch das Anzahlverhältnis der Atome in der Verbindung festgelegt ist. Die Zahl 1 vor dem Zeichen für ein Atom oder eine Elementargruppe wird meistens weggelassen.

Abb. 7: Schema zum Aufstellen einer Reaktionsgleichung

Reaktionsschema				
Kupfer	und	Schwefel	reagieren zu	Kupfersulfid
Kupfer	+	Schwefel	$\rightarrow$	Kupfersulfid
Reaktionsgleichung				
2 Cu	+	S	$\rightarrow$	$\text{Cu}_2\text{S}$
Edukte			$\rightarrow$	Produkte

Abb. 8: Reaktionsschema & Reaktionsgleichung

## Quantitative Aspekte

### Isotope



Isotope sind Atome eines Elements mit der gleichen Protonenanzahl im Kern, die sich aber in der Neutronenzahl unterscheiden und somit auch in der Atommasse.

Atomare Masseneinheit

Die atomare Masseneinheit (Symbol: *u*) wurde als zwölfter Teil der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops C-12 definiert.

$$1\ u = \frac{1}{12} \cdot m_t(612C)$$

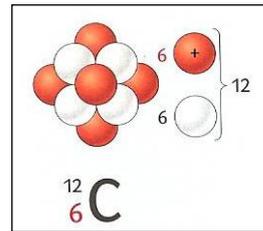


Abb. 9: Atomkern des Kohlenstoffisotops C-12

Teilchenmasse

Die Teilchenmasse  $m_t$  wird in der atomaren Masseneinheit *u* angegeben. Man unterscheidet je nach Aufbau des Stoffes Atommasse, Molekülmasse und Formelmasse.

Mittlere Atommasse

Die mittlere Atommasse ist die durchschnittliche Masse der Atome eines Elements, die im PSE angegeben wird. Sie wird unter Einbezug aller Isotopenmassen und der relativen Häufigkeit der Isotope berechnet.

isotope Magnesiumatome	12e 12p <sup>+</sup> 12n	12e 12p <sup>+</sup> 13n	12e 12p <sup>+</sup> 14n
Masse der Atome	24,0	25,0 u	26,0 u
Teilchenzahlanteil	79,0 %	10,0 %	11,0 %
mittlere Atommasse	0,79 · 24,0 u + 0,10 · 25,0 u + 0,11 · 26,0 u = 24,3 u		

Abb. 10: Berechnung der mittleren Atommasse

Molekülmasse

Man berechnet die Masse eines Moleküls, indem man die mittleren Atommassen, die das Molekül bilden, aus dem PSE abliest und dann addiert.

Teilchenzahl N

Die Teilchenzahl *N* ist der Quotient aus der Masse *m* einer Stoffportion und der Teilchenmasse  $m_t$ .

Mol

Das Mol ist die Einheit für die Anzahl von Teilchen.  $1\ mol = 6,022 \cdot 10^{23} \approx 6 \cdot 10^{23}$

Stoffmenge n

Die Stoffmenge *n* ist der Quotient aus der Teilchenzahl *N* und der Avogadro-konstanten  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} mol^{-1}$ .

Die Stoffmenge *n* ist auch der Quotient aus der Masse *m* und der molaren Masse *M*, was sehr häufig praktische Anwendung bei Berechnungen findet!

Molare Masse M

Die molare Masse *M* (Einheit g/mol) ist der Quotient aus der Masse und der Stoffmenge einer Stoffportion.

Molares Volumen  $V_m$

Das molare Volumen ist der Quotient aus dem Volumen *V* und der Stoffmenge *n*. 1 mol Teilchen eines Gases nimmt bei Normbedingungen (0°C, 1013 hPa) ein Volumen von 22,4 Liter ein.

Satz von Avogadro

Gleiche Volumina verschiedener Gase besitzen bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen.



Koeffizienten der Reaktionsgleichung

Die Koeffizienten in einer Reaktionsgleichung können als Zahlenwerte der Stoffmengenänderung (Stoffmengenangabe) gedeutet werden.

Im Folgenden findet ihr eine Mindmap, die alle wichtigen quantitativen Aspekte übersichtlich darstellt:

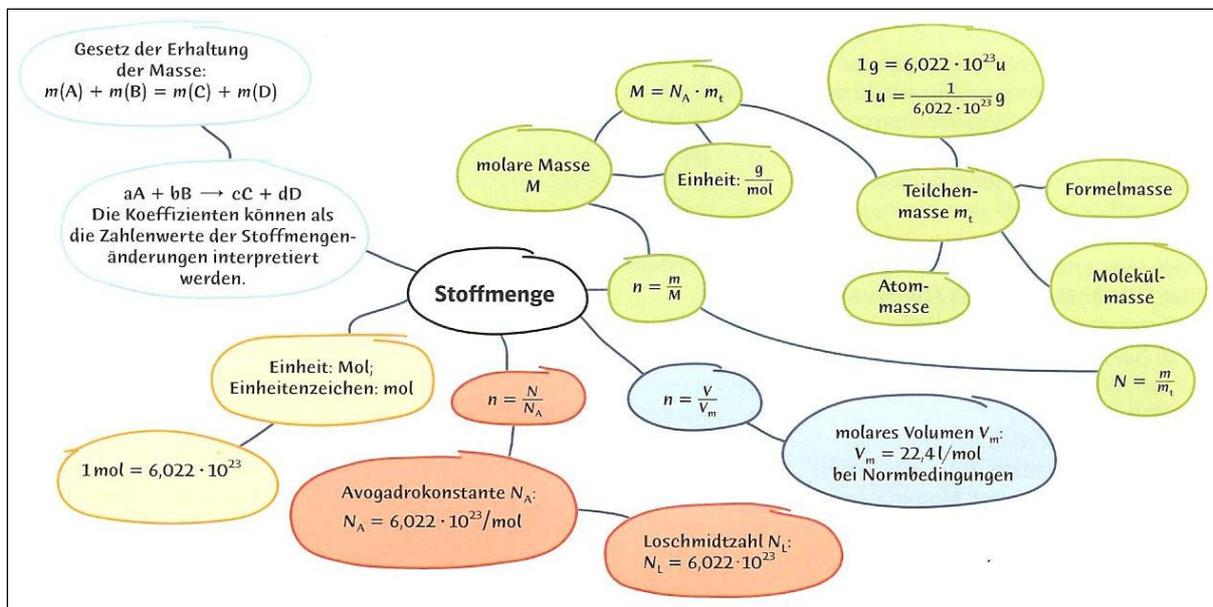


Abb. 11: Wichtige Formeln, Konstanten und Größen

Atombau und Periodensystem (PSE)

Atom, Atomkern und Kernladungszahl

Ein Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle. Der Atomkern setzt sich aus Nukleonen zusammen, den elektrisch **positiv geladenen Protonen** und den **ungeladenen Neutronen**. Die Anzahl an Protonen im Kern heißt auch **Kernladungszahl**. Sie ist charakteristisch für die Atome eines Elements.

Atomhülle

Der Atomkern wird von einer Atomhülle umgeben, die von elektrisch **negativ geladenen Elektronen** gebildet wird. Die Anzahl der Elektronen in der Hülle entspricht der Anzahl der Protonen im Kern.

Schalenmodell

Alle Elektronen in der Atomhülle besitzen einen unterschiedlichen Energiegehalt – man spricht von unterschiedlichen **Energienstufen**.

Das Schalenmodell veranschaulicht die Anordnung der Elektronen in der Atomhülle. Dabei werden die unterschiedlichen Energienstufen den jeweiligen Schalen zugeordnet. Die **Valenzelektronen** sind die äußersten, energiereichsten und für chemische Reaktionen wichtigsten Elektronen. Sie können mit der Valenzschreibweise angegeben werden.

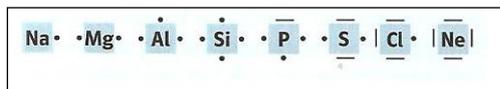


Abb. 12: Valenzschreibweise

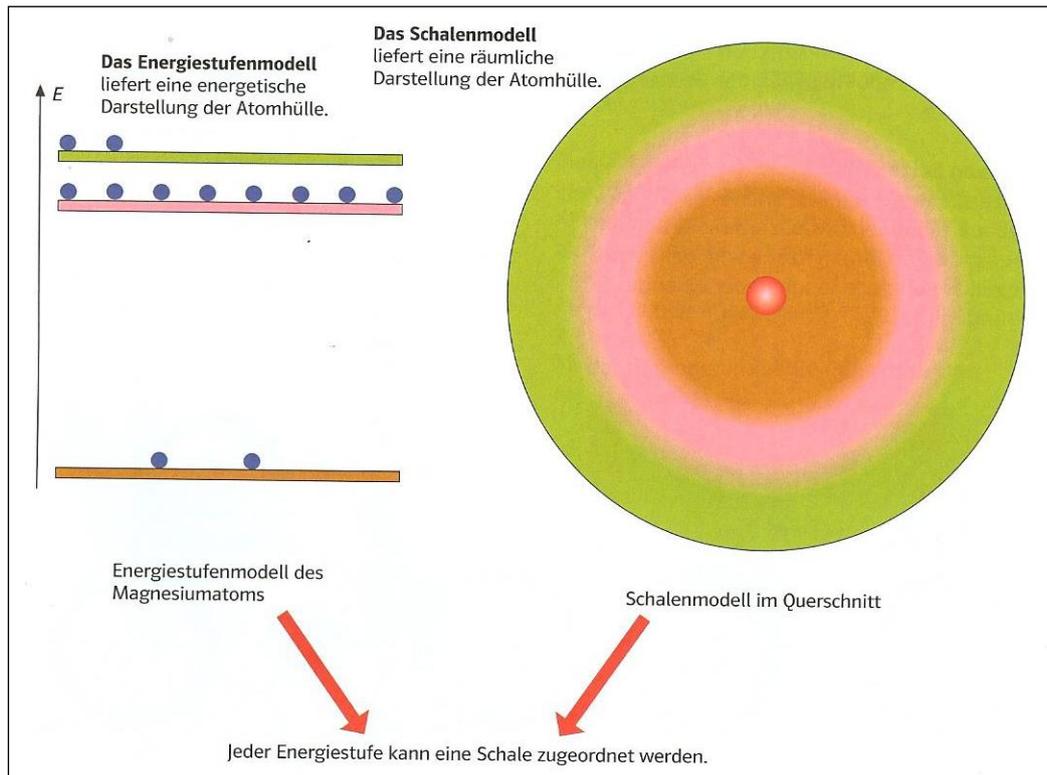


Abb. 13: Energiestufen- und Schalenmodell

### Ionen und Ionisierungsenergie

Aus ungeladenen Atomen können durch Elektronenabgabe oder –aufnahme Ionen entstehen. Ionen haben eine elektrische Ladung! Bei Elektronenabgabe ist das Ion positiv und bei Elektronenaufnahme negativ geladen. Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die einem Atom oder Ion zugeführt werden muss, um ein Elektron aus der äußersten Atomhülle (Valenzschale) zu entfernen.

### Periodensystem

Das Periodensystem der Elemente (kurz: PSE) zeigt alle entdeckten und künstlich hergestellten Elemente. Die Elemente sind nach steigender Ordnungszahl angeordnet. Die Ordnungszahl eines Elements entspricht der Anzahl der Protonen und somit auch der Anzahl der Elektronen eines Atoms.

### Perioden

Die sieben waagerechten Zeilen des PSE heißen Perioden. Die Atome der Elemente einer Periode haben die gleiche Anzahl an Schalen.

### Hauptgruppen

Im PSE stehen chemisch verwandte Elemente untereinander. Die senkrechten Spalten des gekürzten PSE (ohne Nebengruppen) nennt man Hauptgruppen. Die Anzahl der Valenzelektronen der Elemente innerhalb einer Hauptgruppe entspricht der Hauptgruppennummer. Im Folgenden findet ihr eine Tabelle, in der die Stoffgruppennamen der jeweiligen Hauptgruppen aufgelistet sind.

Hauptgruppe Nr.	Stoffgruppennamen
I	Wasserstoff und Alkalimetalle



II	Erdalkalimetalle
III	Borgruppe (Erdmetalle)
IV	Kohlenstoffgruppe
V	Stickstoffgruppe
VI	Sauerstoffgruppe (Chalkogene)
VII	Halogene
VIII	Edelgase

Tab. 3: Stoffgruppennamen

### Alkalimetalle

Alkalimetalle sind sehr reaktionsfähig. Sie reagieren mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und dem jeweiligen Alkalimetallhydroxid. Die Atome der Alkalimetalle besitzen ein Außenelektron.

### Edelgase

Die äußerste Schale der Edelgasatome besitzt die maximal mögliche Anzahl an Elektronen, ein Elektronenoktett bzw. Elektronendublett (bei Helium). Edelgase sind daher extrem reaktionsträge. Helium, Neon und Argon gehen keine Reaktion ein, die übrigen Edelgase reagieren in seltenen Fällen.

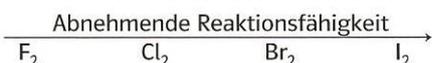
### Edelgasregel

Durch chemische Reaktionen erhalten andere Elemente meist Edelgaskonfiguration, d. h. sie haben dann eine volle äußere Schale mit 8 (bzw. 2) Valenzelektronen. Ionen erreichen dies durch Elektronenaufnahme oder -abgabe. In Molekülen ist die Gesamtzahl der Elektronen der bindenden und freien Elektronenpaare um einen Atomrumpf in der Regel acht.

## Ionenverbindungen

### Halogene

Halogen bedeutet Salzbildner. Halogene bilden mit Metallen Metallhalogenide, z. B. wird aus Natrium und Chlor Natriumchlorid.





Metallhalogenide gehören wie Metalloxide und Metallsulfide zu den Salzen!

### Ionen

Ionen sind Atome oder Moleküle, die elektrisch positiv (**Kationen**) oder elektrisch negativ (**Anionen**) geladen sind. Sie entstehen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen. Metallatome sind dabei **Elektronendonatoren** (d. h. sie geben Elektronen ab) und Nichtmetallatome sind **Elektronenakzeptoren** (d. h. sie nehmen Elektronen auf).

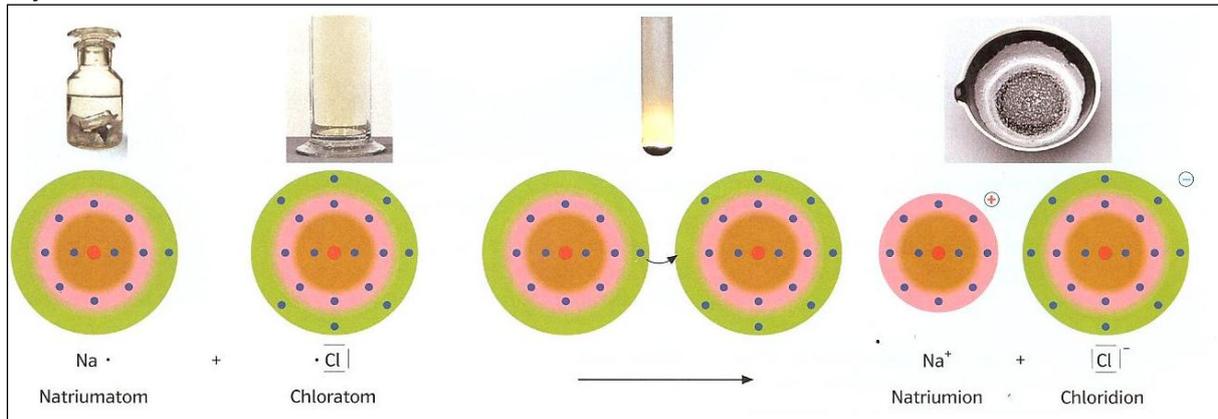


Abb. 14: Ionenbildung am Beispiel von Natrium- und Chloridionen

Die **Ionenbindung** ist eine sehr stabile Bindung, da sie auf den Anziehungskräften, welche die entgegengesetzt geladenen Ionen aufeinander ausüben, beruht!

### Gesetz von der Erhaltung der Ladung

Bei einer chemischen Reaktion ist die Gesamtladung der Produkte gleich der Gesamtladung der Edukte.

### Bau von Salzen

Salze sind aus Kationen und Anionen aufgebaut. Die Ionen ordnen sich in einem regelmäßigen Ionengitter so an, dass sich ungleich geladene Ionen nebeneinander befinden.

### Gitterenergie

Bei der Bildung eines Ionengitters aus den einzelnen Ionen wird Gitterenergie frei.

### Hydratationsenergie

Beim Lösen von Ionen in Wasser werden die Ionen mit Wassermolekülen umhüllt, eine **Hydrathülle** bildet sich aus. Die dabei freiwerdende Energie nennt man Hydratationsenergie.

## Elektronenpaarbindung und Metallbindung

### Elektronenpaarbindung

Atome in einem Molekül werden über gemeinsame Valenzelektronenpaare zusammengehalten („Elektronenpaarbindung“). Das Bindungselektronenpaar wird beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Die Elektronenpaare, die nicht an der Bindung beteiligt sind, heißen **freie** oder **nicht bindende Elektronenpaare**.



H-H	ein Elektronenpaar	Einfachbindung
$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$	zwei Elektronenpaare	Doppelbindung
$ \text{N} \equiv \text{N} $	drei Elektronenpaare	Dreifachbindung

Abb. 16: Einfach-, Doppel- und Dreifachbindung

Abb. 15: Valenzstrichformel mit freien und bindenden Elektronenpaaren

### Bindungsenergie

Wenn zwischen zwei Atomen eine Bindung entsteht, wird Bindungsenergie frei.

### Elektronenwolke (Orbital)

Die negative Ladung eines Elektrons ist über einen bestimmten Bereich um den Atomkern verteilt und hat keine scharfe Begrenzung. Diesen Raum nennt man **Elektronenwolke** oder **Orbital**.

### Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell)

Mit Hilfe des EPA-Modells lässt sich der **räumliche Bau von Molekülen** beschreiben. Man bedient sich folgender Regeln:

1. Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und bilden den jeweils größtmöglichen Winkel bzw. Abstand untereinander.
2. Nicht bindende Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.
3. Mehrfachbindungen werden in ihrer abstoßenden Wirkung wie Einfachbindungen behandelt.

Beim Vorliegen von z. B. vier Elektronenpaaren bilden diese ein Tetraeder. Bei drei Elektronenpaaren entsteht ein Dreieck.

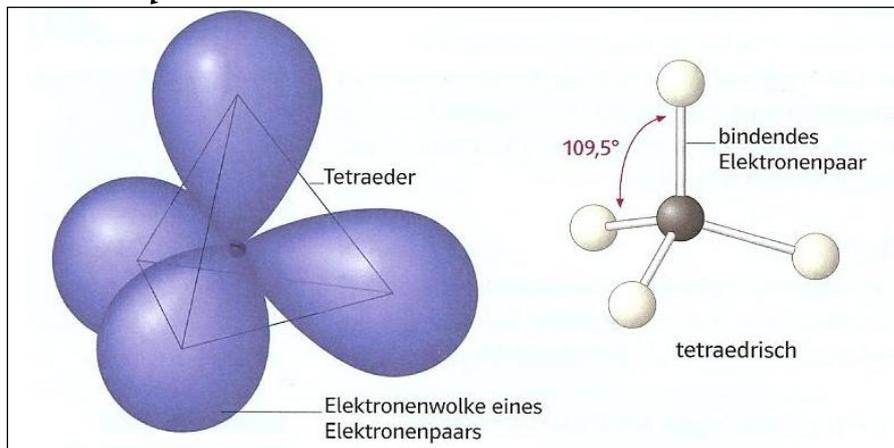


Abb. 17: Zwei Modelle zum räumlicher Bau des Methanmoleküls

### Modifikationen

Werden einem Element verschiedene elementare Stoffe zugeordnet, so spricht man von **Modifikationen**. Sie entstehen durch die unterschiedliche Anordnung der Atome. Bekannte Beispiele für verschiedene Kohlenstoffmodifikationen sind **Graphit** und **Diamant**.

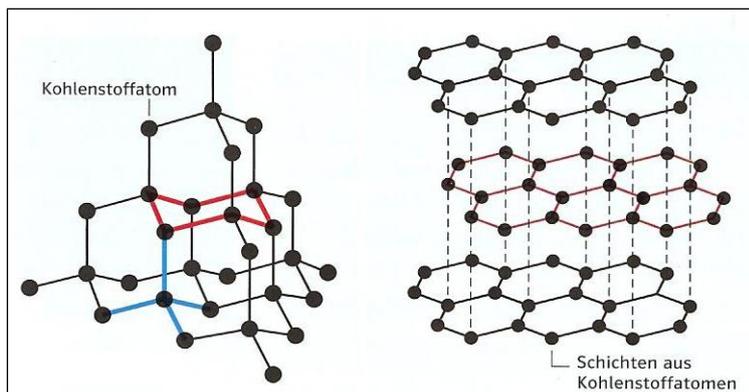


Abb. 18: Aufbau von Diamant (links), Graphit (rechts)

### Elektronegativität

Die Fähigkeit eines Atoms, in einer chemischen Bindung die Bindungselektronen an sich zu ziehen, wird durch die **Elektronegativität (EN)** beschrieben. Als elektronegativstem Element wurde Fluor der Wert 4,0 zugeordnet.

Die Elektronegativität nimmt innerhalb einer Periode zu und innerhalb einer Hauptgruppe von oben nach unten ab.

**Zur Information : Elektronegativitäten nach Pauling**

zunehmende Elektronegativität →

abnehmende Elektronegativität ↓

H							He
2,1							
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,7	1,8	1,9	2,5	2,5	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,7	0,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2	

© www.schule-studium.de

Abb. 19: Elektronegativitäten der Hauptgruppenelemente

### Polare Atombindung

Eine Bindung zwischen zwei Atomen unterschiedlicher Elektronegativität führt zu einer **unsymmetrischen Ladungsverteilung** zwischen verbundenen Atomkernen. Das elektronegativere Atom im Molekül trägt eine **partiell negative Ladung (Teilladung)**, das andere Atom eine **partiell positive Ladung**. Es entsteht eine **polare Atombindung**. Die Polarität einer Bindung steigt mit zunehmender **Elektronegativitätsdifferenz  $\Delta EN$** . Hat man diese berechnet, kann man entscheiden, ob im Molekül eine Ionenbindung, eine polare Atombindung oder eine unpolare Atombindung vorliegt.



Verbindung	NaCl	MgCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	SiCl <sub>4</sub>	PCl <sub>3</sub>	SCl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>
$\Delta EN$	2,1	1,8	1,5	1,2	0,9	0,5	0
Bindungstyp	Ionenbindung	Ionenbindung	Feststoff: Bindung mit Ionencharakter; Schmelze/Dampf: Al <sub>2</sub> Cl <sub>6</sub> -Moleküle	Polare Atombindung		Unpolare Atombindung	
			Polarität				
	←————— zunehmende Polarität der Bindung —————→						

Abb. 20: Elektronegativitätsdifferenzen und Bindungstypen der Chloride der 3. Periode

### Dipolmoleküle

Sind polare Atombindungen unsymmetrisch angeordnet, ist das Molekül als Ganzes polar. Man bezeichnet es als Dipolmolekül. Sind die Teilladung symmetrisch angeordnet, so fallen die Ladungsschwerpunkte zusammen und es liegt ein Dipol vor.

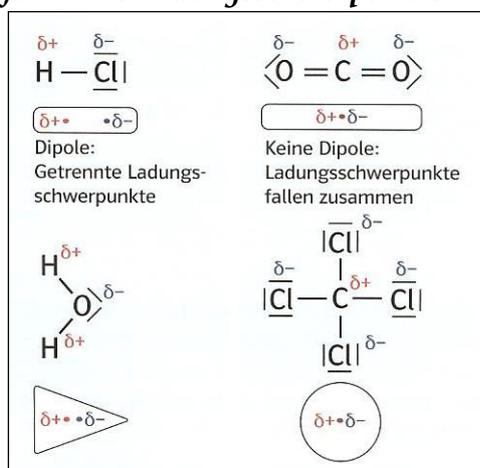


Abb. 21: Ladungsverteilung in Molekülen/ Beispiele für Dipole und keine Dipole

### Metallbindung

Bei der Bildung einer metallischen Bindung geben die Metallatome ihre Valenzelektronen ab. Die verbliebenen Atomrümpfe ordnen sich in einem regelmäßigen Metallgitter, die Valenzelektronen bewegen sich frei zwischen den Atomrümpfen (Elektronengas). Die Anziehung zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und den negativ geladenen Elektronen bewirkt die metallische Bindung. Mit dem Elektronengasmodell lassen sich Metalleigenschaften wie z. B. die elektrische Leitfähigkeit oder die Wärmeleitfähigkeit erklären.



## Zwischenmolekulare Kräfte

Zwischen einzelnen Teilchen können Wechselwirkungen auftreten. Beruhen sie auf temporären, induzierten Dipolen, spricht man von **Van-der-Waals-Kräften**. Je größer die Moleküloberfläche, desto größer die Van-der-Waals-Kräfte aufgrund der gegenseitigen Berührungs- und Polarisierungsmöglichkeiten.

Ist ein Molekül ein permanenter Dipol, sind die auftretenden zwischenmolekularen Kräfte meist deutlich stärker. Man spricht dann von **Dipol-Dipol-Kräften**.

Polar gebundene Wasserstoffatome in Dipolmolekülen, deren weitere Atome nicht bindende Elektronenpaare aufweisen, bilden **Wasserstoffbrücken** aus. Diese Form der Dipol-Dipol-Kraft ist die stärkste zwischenmolekulare Kraft.

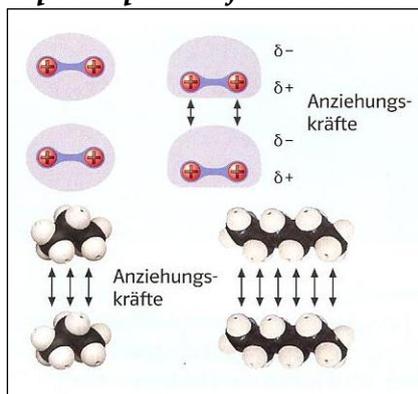


Abb. 22: Van-der-Waals-Kräfte

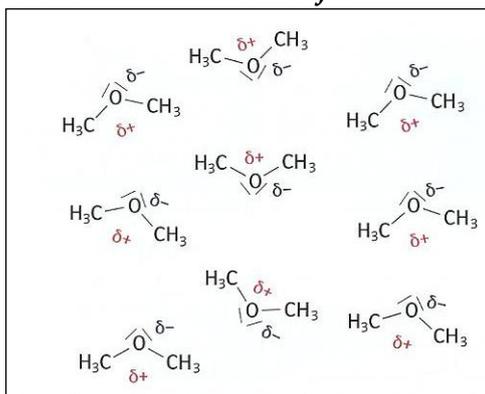


Abb. 23: Dipol-Dipol-Kräfte bei Dimethylether-Molekülen

Mit Wasserstoffbrücken zwischen Wassermolekülen lassen sich die besonderen Eigenschaften des Wassers, wie die hohe Siedetemperatur, die Dichteanomalien oder die Oberflächen-spannung, erklären.

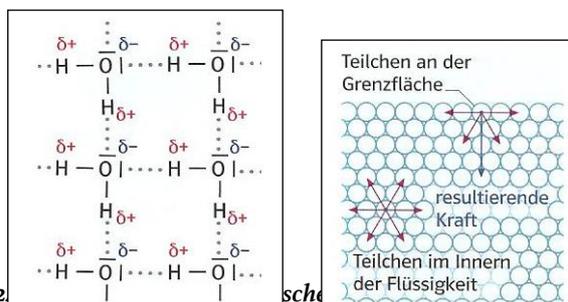


Abb. 24: Wasserstoffbrückenbindungen und Kräfte zwischen den Teilchen in der Flüssigkeit

Stärker als zwischenmolekulare Kräfte sind bei Beteiligung von Molekülen nur noch die **Dipol-Ionen-Kräfte**.

Im Folgenden findet ihr nochmal eine Übersicht:

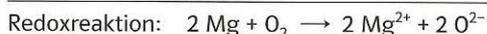
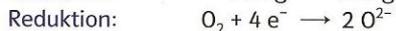
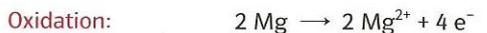
Zwischenmolekulare Kräfte		Dipol-Ionen-Kräfte
Van-der-Waals-Wechselwirkungen	Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	Kationen sowie Anionen werden von Dipolmolekülen, die sich entsprechend der Ladung der Ionen ausrichten, umgeben.
Moleküle, bei denen spontan Dipole auftreten, bewirken die Ausbildung induzierter Dipole bei Nachbarmolekülen.	Besitzen Moleküle einen permanenten Dipol, treten diese miteinander in Wechselwirkung.	
		Die Wasserstoffatome eines Moleküls treten in Wechselwirkung mit den freien Elektronenpaaren eines relativ stark elektronegativen Atoms eines anderen Moleküls

Abb. 25: Übersicht der zwischenmolekularen Kräfte

## Redoxreaktionen



Eine Redoxreaktion stellt einen Elektronenübergang dar. Die Abgabe von Elektronen heißt Oxidation und die Elektronenaufnahme heißt Reduktion. Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme sind immer aneinander gekoppelt.



Oxidationsmittel und Reduktionsmittel

Ein Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf, ein Reduktionsmittel liefert sie.

Galvanisches Element

Die unterschiedliche Fähigkeit zur Elektronenabgabe zwischen Metallatomen und -ionen kann man zum Aufbau einer elektrischen Spannung nutzen. Beim Daniell-Element nutzt man z. B. die Fähigkeit der Zinkatome zur Elektronenabgabe gegenüber Kupferionen aus.

Die Metalle tauchen dabei in ihre Metallsalzlösungen und sind über einen Draht miteinander verbunden. Die beiden Halbzellen sind durch ein Diaphragma getrennt, welches nur für bestimmte Ionen durchlässig ist. Der Ladungstransport findet im Draht durch Elektronenwanderung, in der Lösung durch die Ionenwanderung zwischen den Halbzellen statt.

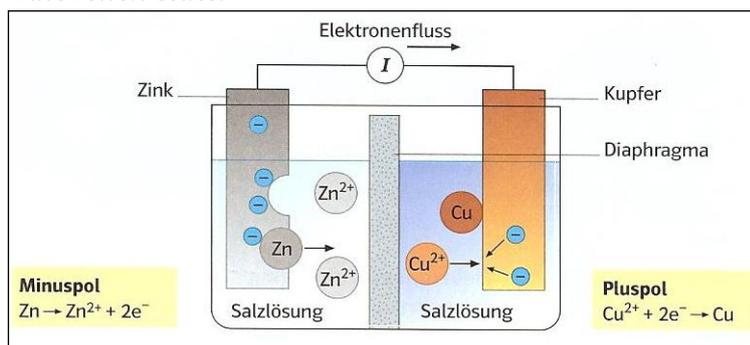


Abb. 26: Vorgänge in einem Daniell-Element

Batterien und Akkumulatoren

Batterien und Akkus sind galvanische Elemente. In ihnen wird durch Elektronenübergänge chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt. Im Gegensatz zu Batterien sind Akkus wieder aufladbar.

Elektrolyse

Elektrolysen sind Redoxreaktionen, die beim Anlegen einer Spannung durch Zufuhr elektrischer Energie bewirkt werden. Die Reaktionen werden somit im Gegensatz zum galvanischen Element erzwungen. Minus- und Pluspol, sowie Anode und Kathode sind dann vertauscht. Die Oxidation findet an der Anode, die Reduktion an der Kathode statt.

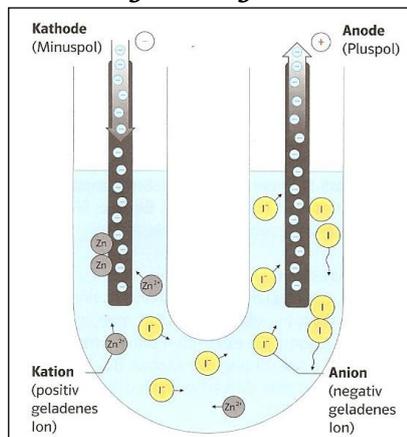


Abb. 27: Elektrodenvorgänge bei der Elektrolyse

Säuren und Basen

↑	Natronlauge	pH 14
		pH 13
	Geschirrspülmittellösung	pH 12



Saure ( $pH < 7$ ) und alkalische ( $pH > 7$ ) Lösungen färben Indikatoren und können sich gegenseitig neutralisieren. Die neutrale Lösung hat den pH-Wert 7. In der Abbildung rechts sind die pH-Werte ausgewählter wässriger Lösungen und deren Farben nach Zugabe von Universalindikator dargestellt.

Der pH-Wert ist der negative Zehnerlogarithmus der Oxoniumionen-konzentration:

$$pH = -\log_{10}(H_3O^+)$$

### Charakteristische Ionen

In sauren Lösungen befinden sich Oxonium-Ionen ( $H_3O^+$ ). In basischen (alkalischen) Lösungen sind Hydroxid-Ionen ( $OH^-$ ) enthalten.

### Brönsted-Säuren und -Basen

Teilchen, die bei einer Reaktion Protonen abgeben (**Protonendonatoren**), nennt man Brönsted-Säuren; Teilchen die Protonen aufnehmen (**Protonenakzeptoren**) nennt man Brönsted-Basen.

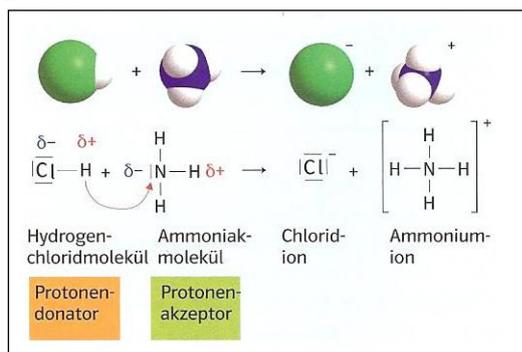
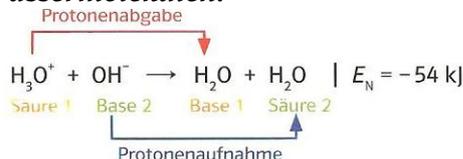


Abb. 28: Bildung von Ammoniumchlorid auf Teilchenebene

Die **Protolyse** ist eine Reaktion mit einem Protonenübergang.

### Neutralisation

Bei einer Neutralisation reagieren Oxonium-Ionen mit Hydroxid-Ionen exotherm zu Wassermolekülen.



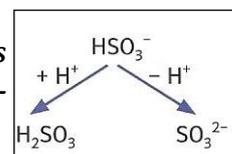
### Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration berechnet man mit der folgenden Formel:

$$c = n/V, \quad \text{Einheit: mol/l.}$$

### Ampholyt

Teilchen, das sowohl als Protonendonator (Säure) als auch als Protonenakzeptor (Base) wirken kann. Beispiel: Wasser oder Hydrogensulfid-Ion.



Im Folgenden findet ihr eine Übersicht über wichtige Säuren und Laugen:



## Wichtige Säuren und Laugen

Säure bzw. Lauge	Formel	Säurerestanion bzw. Basenkation	Name des Anions bzw. Kations
Salzsäure	HCl	Cl <sup>-</sup>	Chloridion
Schwefelsäure	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Hydrosulfation
		SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfation
Schweflige Säure	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrosulfition
		SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfition
Schwefelwasserstoff	H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	Hydrosulfidion
		S <sup>2-</sup>	Sulfidion
Kohlensäure	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Hydrogencarbonation
		CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonation
Salpetersäure	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitration
Natronlauge	NaOH	Na <sup>+</sup>	Natriumion
Kalilauge	KOH	K <sup>+</sup>	Kaliumion
Kalkwasser	Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca <sup>2+</sup>	Calciumion
Ammoniakwasser	NH <sub>4</sub> OH	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ammoniumion

*So, das war's! Drei Jahre Chemie in 19 Seiten zusammengefasst. Wir hoffen, dass ihr diese Grundlagen kennt, da sie die Voraussetzung für einen erfolgreichen Chemieunterricht in der Oberstufe bilden.*

*Wir würden uns natürlich freuen, wenn ihr auch darüber hinaus noch einiges gelernt habt ;-)!*

***Bis bald!***

***Die Chemie-Fachschaft am FWG***