

Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundwissen der 9. Klasse SG

Stand: Juni 2017

In der Jahrgangsstufe 9 SG erwerben die Schüler folgendes Grundwissen:

- ✓ Die Schüler können das Stoff-Teilchen Konzept auf Stoffe aus ihrer Lebenswelt anwenden.
- ✓ Sie können chemische Formeln und Reaktionsgleichungen erstellen und interpretieren.
- ✓ Sie sind mit Grundlagen der chemischen Energetik vertraut.
- ✓ Sie können eine Modellvorstellung zum Atombau und das Ordnungsprinzip des gekürzten Periodensystems der Elemente beschreiben.
- ✓ Sie kennen wichtige Salze, Metalle und molekular gebaute Stoffe und können deren Eigenschaften anhand der jeweils vorliegenden Bindungsverhältnisse modellhaft erklären.
- ✓ Sie haben eine grundlegende Vorstellung vom Weg der naturwissenschaftlichen Erkenntnisgewinnung.
- ✓ Sie sind in der Lage, einfache Berechnungen zum Stoffumsatz durchzuführen.
- ✓ Sie sind in der Lage, Versuche zu protokollieren und auszuwerten.

[vgl. ISB Lehrplan, Chemie 9 SG]

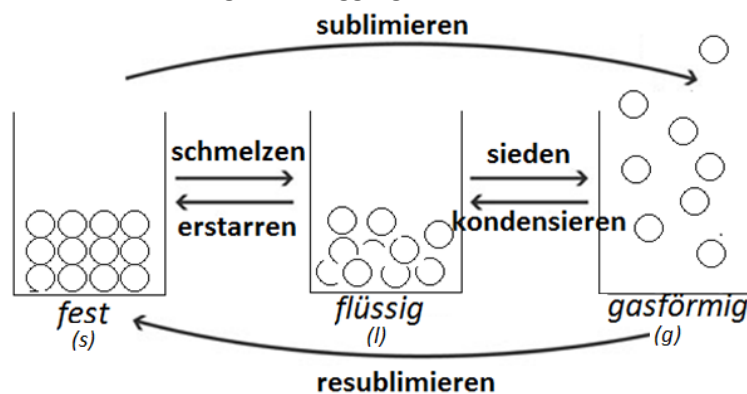
1. Stoffe und Stoffeigenschaften

1.1 Zustandsformen eines Stoffes:

Der Aggregatzustand: Ein Stoff kann in **verschiedenen Zustandsformen** vorkommen, nämlich als Feststoff, Flüssigkeit oder Gas.

Die Zustandsänderung: Der Vorgang der Änderung der Zustandsform.

In der Abbildung sind die Vorstellungen der Aggregatzustände auf **Teilchenebene** dargestellt:

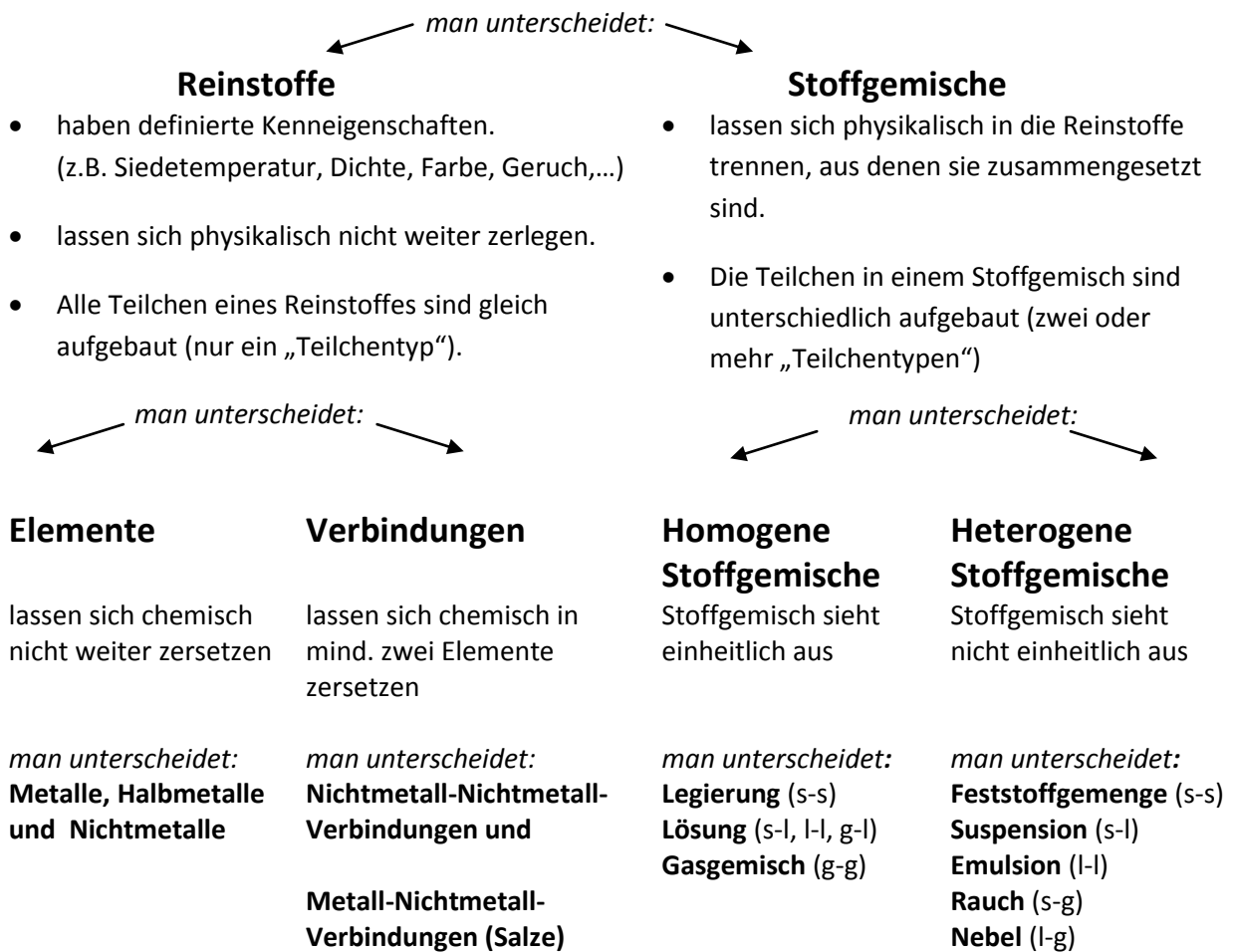


Im **festen** Zustand sind die Teilchen fest auf ihren Gitterplätzen und streng geordnet. Es herrschen Anziehungskräfte zwischen den Teilchen.

Im **flüssigen** Zustand können sich die Teilchen gegeneinander bewegen, sie sind nicht mehr geordnet, berühren sich aber noch, weil Anziehungskräfte zwischen ihnen noch immer bestehen.

Im **gasförmigen** Zustand bewegen sich die Teilchen absolut ungeordnet, die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen sind überwunden.

1.2 Die verschiedenen Arten von Stoffen:



1.3 Physikalische Trennverfahren

Physikalische Trennverfahren nutzen die unterschiedlichen Kenneigenschaften von Reinstoffen aus, damit man diese aus einem Stoffgemisch isolieren kann.

Wichtige Trennverfahren, die du kennen musst:

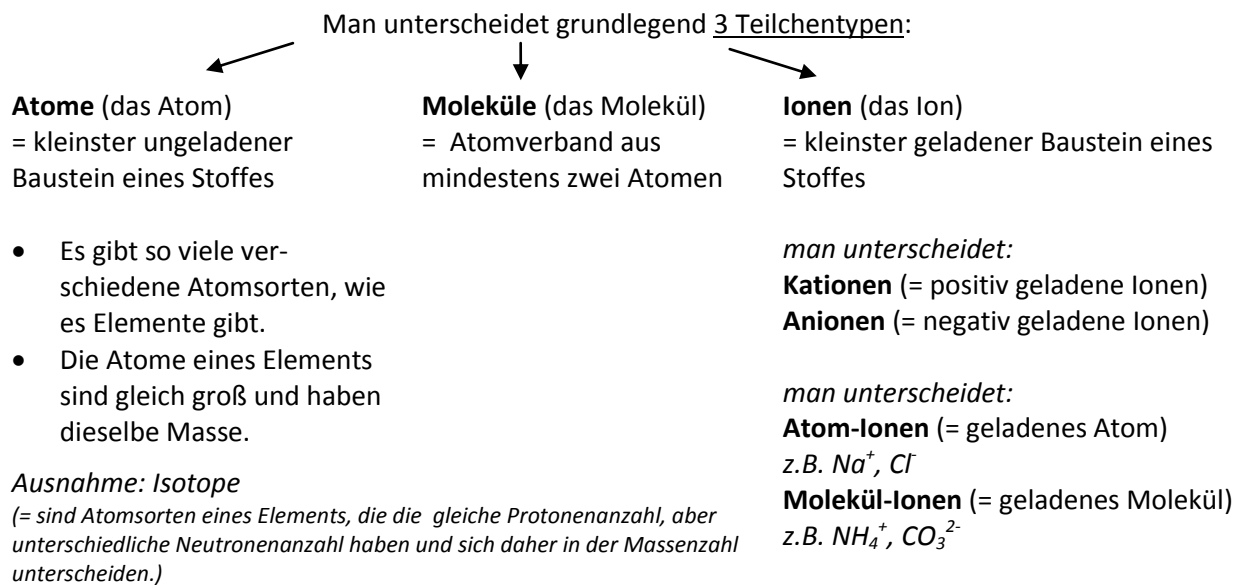
Name des Trennverfahrens		Kenneigenschaft(en) nach denen das Stoffgemisch aufgetrennt wird
die Destillation	destillieren	Die Reinstoffe haben eine unterschiedliche Siedetemperatur.
die Filtration	filtrieren	Die Reinstoffe liegen in unterschiedlicher Partikelgröße vor.

Weitere Beispiele (kein Grundwissen):

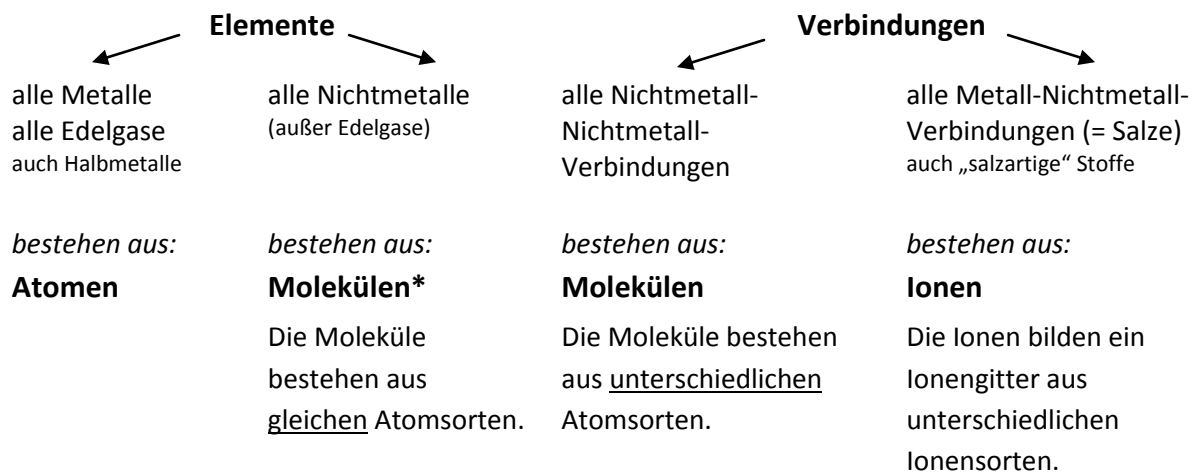
sedimentieren (die Sedimentation), dekantieren (die Dekantation), zentrifugieren (die Zentrifugation), extrahieren (die Extraktion), chromatografieren (die Chromatografie), magnetscheiden (das Magnetscheiden), abdampfen (das Abdampfen)

1.4 Der Teilchenbegriff

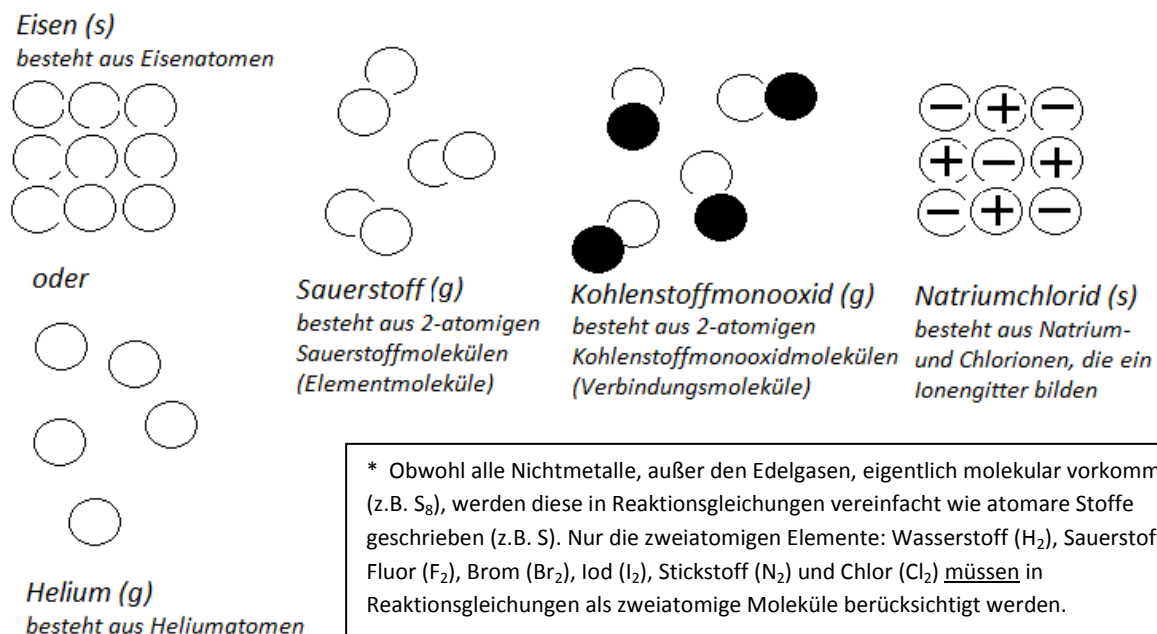
Ein Reinstoff besteht aus kleinsten Teilchen, die identisch aufgebaut sind.



1.5 Überblick über die Bausteine der Reinstoffe



Beispiele:



1.6 Chemische Symbol- und Formelsprache

Allgemeines

- **Chemische Elemente** und ihre **Atomsorten** werden mit chemischen **Symbolen** gekennzeichnet, die im PSE abzulesen sind. (Achtung: der zweite Buchstabe wird immer klein geschrieben!)
- **Molekülformeln** beschreiben die Anzahl der jeweiligen Atome in einem Molekül (bei molekularen Elementen und Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen)
z.B.

Der **Koeffizient** vor einer Molekülformel gibt an, wie viele Teilchen der nachstehenden Formel gemeint sind.
(Anmerkung: Der Koeffizient „1“ wird nicht geschrieben.)

2 H₂O

Der **Index** bezieht sich auf das linksstehende Element und die Anzahl dieser Atomsorte im Molekül
(Anmerkung: Darf nie verändert werden! „1“ wird nicht geschrieben)

d.h. **2 Wassermoleküle**
jedes Wassermolekül besteht aus **2 Wasserstoffatomen** und **1 Sauerstoffatom**

- **Verhältnisformeln** beschreiben die Mengen-Verhältnisse der Ionen zueinander (bei Metall-Nichtmetall-Verbindungen)
z.B.



d.h. das Salz Natriumoxid ist aus Ionen aufgebaut, die im Verhältnis **2** zu **1** vorkommen
(also: Auf jedes Sauerstoffion kommen 2 Natriumionen)

Faustregel: Die Reihenfolge der Elemente in einer chemischen Formel bzw. Formeleinheit ergibt sich aus der Stellung der Elemente im PSE: „Links“ und „unten“ kommt vor „rechts“ und „oben“.

Aufstellen von Formeln mit Hilfe der Wertigkeit:

Einige Elemente können unterschiedliche Wertigkeiten aufweisen, daher kann man nicht immer von der Wertigkeit, die man aus dem PSE ablesen kann, ausgehen. Man sucht bei der Bestimmung nach bekannten Bezugselementen und geht immer nach dieser Reihenfolge vor:

1. Das Wasserstoffatom besitzt immer die Wertigkeit I.
2. Die Halogenatome F, Cl, Br, I besitzen immer die Wertigkeit I.
3. Das Sauerstoffatom besitzt grundsätzlich die Wertigkeit II.
4. Erst dann kann man die Wertigkeiten entsprechend dem Periodensystem nehmen:

Hauptgruppe	1	2	3	4	5	6	7	8
Wertigkeit	I	II	III	IV	III	II	I	0

Für eine binäre Verbindung A_aB_b gilt: **Wertigkeit von A mal Index a = Wertigkeit von B mal Index b**

Benennung von binären Verbindungen (= Verbindung aus zwei Elementen)

Das erstgenannte Element wird mit der unveränderten deutschen Bezeichnung angesprochen, das zweitgenannte mit seinem lateinischen/griechischen Wortstamm, an den die Endung „-id“ angehängt wird.

Die **Endungen** von Verbindungen geben Hinweise auf die Elementzusammensetzung:

-oxid (→ Sauerstoff), -sulfid (→ Schwefel), -fluorid (→ Fluor), -chlorid (→ Chlor), -bromid (→ Brom), -iodid (→ Iod),
-nitrid (→ Stickstoff), -phosphid (→ Phosphor), -hydrid (→ Wasserstoff)

Spezielle Benennungsregeln bei den verschiedenen Verbindungstypen:

Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung

Die Anzahl der jeweiligen Atome in dem Molekül wird mit griechischen Zahlwörtern angegeben.

(*mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta,...*)

z.B. **N₂O**: Distickstoffmonoxid

Metall-Nichtmetall-Verbindung

Metall der Hauptgruppe

Zuerst wird der Name des Metalls angegeben und dann der Name des Nichtmetalls, wobei die Endung aus dem Griechischen oder Lateinischen abgeleitet ist.

z.B. **NaCl** Natriumchlorid

Metall der Nebengruppe

Bei Metallen der Nebengruppe wird in Klammern eine röm. Ziffer angegeben, welche die Wertigkeit/Ladung des Metallions in der Verbindung angibt

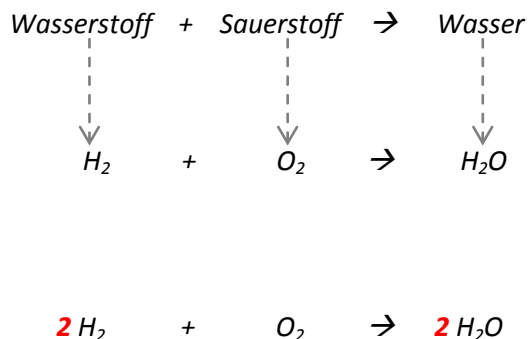
z.B. **Fe₂S₃** Eisen(III)-sulfid

Aufstellen von Reaktionsgleichungen

Reaktionsgleichungen beschreiben eine chemische Reaktion in Symbolschreibweise. Beim Aufstellen von Reaktionsgleichungen geht man am besten folgendermaßen vor:

Beispiel: Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser.

1. Sich klarmachen, was Edukte und Produkte sind
(Wortgleichung ggf. formulieren)
2. Jedes Edukt und Produkt in seine Formelschreibweise übersetzen.
(Diese Formel darf dann im Weiteren nicht mehr verändert werden!!!)
3. Mit Hilfe von **Koeffizienten** die Reaktionsgleichung „ausgleichen“, so dass auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung die gleiche Anzahl jeder Atomsorte steht.



Reaktionsgleichungen beschreiben chemische Reaktionen auch auf Teilchenebene:

In unserem Beispiel: Zwei Moleküle Wasserstoff reagieren mit einem Molekül Sauerstoff zu zwei Molekülen Wasser.

2. Die chemische Reaktion

Chemische Reaktionen kann man an **zwei Kennzeichen** auf Stoffebene erkennen:

Die **Stoffänderung:**

Edukte und Produkte unterscheiden sich durch ihre Kenneigenschaften.

man unterscheidet:

die **Analyse**

= Eine Reaktion, bei der aus einem Edukt zwei oder mehrere Produkte entstehen.

die **Synthese**

= Eine Reaktion, bei der aus mind. zwei Edukten ein neues Produkt entsteht.

die **Umsetzung**

= Eine Reaktion, bei der aus mind. zwei Edukten mind. zwei Produkte entstehen.

Es gilt der **Massenerhaltungssatz**: Die Gesamtmasse der beteiligten Stoffe bleibt gleich!

Die **Energiebeteiligung:**

Die Aktivierungsenergie ist die Energie, die den Edukten zugeführt werden muss, damit die chemische Reaktion eintritt.

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

man unterscheidet:

die **exotherme Reaktion**

= Eine Reaktion, bei der Energie an die Umgebung abgegeben wird.

die **endotherme Reaktionen**

= Eine Reaktion, bei der Energie aus der Umgebung aufgenommen und permanent benötigt.

Energie kann in verschiedenen Formen auftreten (thermische Energie, Lichtenergie, chemische Energie (= Innere Energie), elektrische Energie) und kann in andere Energieformen umgewandelt werden.

Es gilt der **Energieerhaltungssatz!**

Ein Katalysator ist ein Stoff, der schon in kleinen Mengen chemische Reaktionen beschleunigt oder bei niedrigeren Temperaturen ermöglicht, ohne dabei verbraucht zu werden. Er erniedrigt die Aktivierungsenergie.

Diese Nachweisreaktionen musst du kennen:

Wichtige Nachweisreaktionen	Nachzuweisender Stoff	Beschreibung
Glimmspanprobe	Sauerstoff	Glühender Glimmspan leuchtet bei Anwesenheit von Sauerstoff auf.
Knallgasprobe	Wasserstoff	Aufgefangenes Wasserstoffgas „ploppt“ beim Zünden im Reagenzglas.
Kalkwasserprobe	Kohlenstoffdioxid	Farblose Calciumhydroxid-Lösung trübt sich weiß. $\text{Ca(OH)}_2 (\text{aq.}) + \text{CO}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CaCO}_3 (\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; width: 100%;"> Kalkwasser Kalk </div>

Anmerkung: Die Reaktionsgleichung ist kein Grundwissen.

3. Atombau und Periodensystem

3.1 Der Atombau

Ein Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle

Der Atomkern setzt sich aus Nukleonen zusammen. Nukleonen sind entweder elektrisch positiv geladene Protonen (p^+) oder ungeladene Neutronen (n).

Die Protonenzahl Z ist gleich der Kernladungszahl (= Ordnungszahl). Sie charakterisiert die Atomsorte.

Die Atomhülle wird von elektrisch negativ geladenen Elektronen (e^-) gebildet.

Protonen, Neutronen und Elektronen werden auch Elementarteilchen genannt.

Das kann man aus dem PSE ablesen:

Beispiel: Aufbau des Aluminium-Atoms

A	27 ----- \rightarrow	27 Nukleonen = 13 Protonen + 14 Neutronen
Elementsymbol	Al	
Z	13 ----- \rightarrow	13 Protonen bzw. 13 Elektronen im ungeladenem Atom

A = Nukleonenzahl (= Massenzahl) = Protonenzahl Z + Neutronenzahl N

Z = Protonenzahl (= Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom)

3.2 Die Elektronenkonfiguration eines Atoms bzw. Ions

Da die Elektronen einen unterschiedlichen Energiegehalt besitzen, besetzen sie unterschiedliche Energiestufen (= Schalen) in der Atomhülle.

Die Verteilung der Elektronen eines Atoms bzw. Ions auf die einzelnen Energiestufen bezeichnet man als Elektronenkonfiguration.

allgemein Schreibweise: **Schalenummer** Anzahl der Elektronen der jeweiligen Schale

Na: $1^2 2^8 3^1$

in Worten: Das Natriumatom besitzt insgesamt 11 Elektronen. Zwei auf der ersten, acht auf der zweiten und eines auf der dritten „Schale“.

Na⁺: $1^2 2^8 3^0$

in Worten: Das Natriumion besitzt insgesamt 10 Elektronen. Zwei auf der ersten, acht auf der zweiten und keines auf der letzten „Schale“.

Die **Valenzelektronen** sind die äußersten, energiereichsten und für chemische Reaktionen wichtigsten Elektronen. Im PSE sind Elemente mit gleicher Anzahl an Valenzelektronen zu Hauptgruppen zusammengefasst, da sie ein ähnliches chemisches Reaktionsverhalten zeigen.

Edelgase reagieren kaum mit anderen Elementen, da sie ein stabiles Elektronenoktett bzw.

Elektronenduplett (Helium) in der äußersten Schale haben. Diese besondere Elektronenkonfiguration nennt man Edelgaskonfiguration. Um Elektronen aus der Atomhülle zu entfernen, muss die

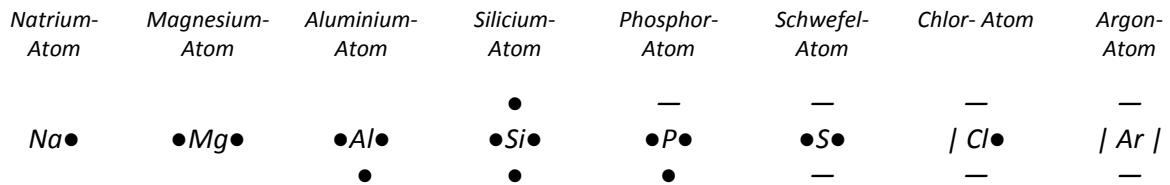
Ionisierungsenergie aufgewendet werden.

3.3 Die Valenzstrichschreibweise eines Atoms bzw. Ions

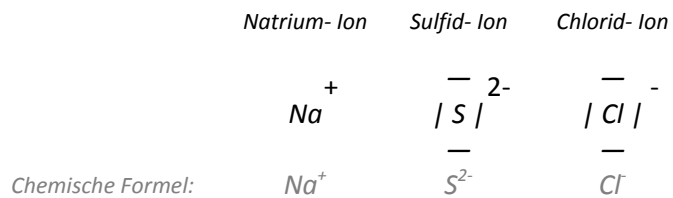
Die Valenzschreibweise ist eine Darstellung der Valenzelektronen eines Atoms bzw. eines Ions:

Beispiele:

Valenzstrichschreibweise der Atome aus der 3. Periode



Valenzstrichschreibweise von Ionen:



Legende:

Ein • steht für ein ungepaartes Elektronen

Ein — steht für ein Elektronenpaar.

4. Salze, Metalle und molekular gebaute Stoffen

4.1 Eigenschaften und Bindungsverhältnisse in Salzen

Salze sind Verbindungen, die aus Kationen und Anionen aufgebaut sind. Die regelmäßige Anordnung von Ionen nennt man Ionengitter. Die Bindung nennt man Ionenbindung. Die Ionenbindung beruht auf den elektrostatischen Anziehungskräften von Kationen und Anionen.

Diese Anziehungskräfte sind sehr stark, so dass Salze sehr hart und spröde sind und hohe Schmelzpunkte aufweisen. Wässrige Lösungen von Salzen und Salz-Schmelzen leiten Strom. Die elektrische Leitfähigkeit wird durch frei bewegliche Ionen ermöglicht. Man sagt auch, dass Salze daher Leiter 2. Ordnung sind.

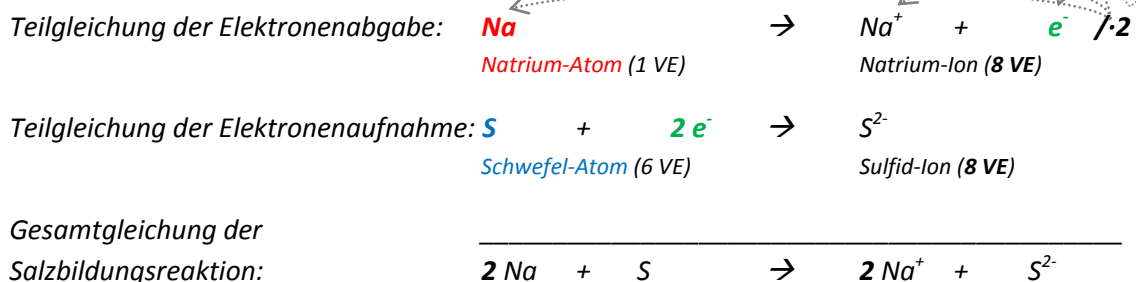
Salzbildung

Salze können gebildet werden, wenn ein Metall mit einem Nichtmetall reagiert. Dabei kommt es auf Teilchenebene zu einem Elektronenübergang von den Metallatomen auf die Nichtmetallatome:

Metallatome reagieren durch Elektronenabgabe zu positiv geladenen Kationen, **Nichtmetallatome** reagieren durch Elektronenaufnahme zu negativ geladenen Anionen. Durch Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen besitzen die Ionen dann die stabile **Edelgaskonfiguration**.

Diesen Vorgang kann mit Hilfe von Teilgleichungen und einer Gesamtgleichung darstellen:

Beispiel: Bildung von Natriumsulfid aus den Elementen



4.2 Eigenschaften und Bindungsverhältnisse in Metallen

Metalle sind Elektronendonatoren. Das heißt, dass sie leicht ihre Valenzelektronen abgeben. In einem Metallgitter entstehen daher positiv geladene Atomrümpfe und frei bewegliche (= delokalisierte) Elektronen, (= das „Elektronengas“). Im Metall werden die positiv geladenen Atomrümpfe durch Wechselwirkung mit dem negativ geladenen Elektronengas zusammengehalten. Diese Bindung nennt man Metallbindung.

Die Eigenschaften von Metallen sind die elektrische Leitfähigkeit im festen Zustand (durch frei bewegliche Valenzelektronen). Metalle sind Leiter 1. Ordnung. Sie haben eine große Wärmeleitfähigkeit, sind verformbar und haben einen typischen metallischen Oberflächenglanz.

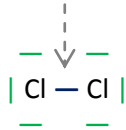
Man unterscheidet edle Metalle und unedle Metalle. Unedle Metalle reagieren mit verdünnter Salzsäure, edle Metalle hingegen nicht.

4.3 Bindungsverhältnisse in molekular gebauten Stoffen

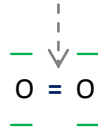
Nichtmetalle und Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen sind molekular gebaute Stoffe. Die Atome werden durch Ausbildung von mindestens einem gemeinsamen bindenden Elektronenpaar zu einem Molekül fest verbunden. Diese Bindung nennt man Atombindung oder Elektronenpaarbindung.

Valenzstrichschreibweise eines Chlor-Moleküls, Sauerstoff-Moleküls, Stickstoff-Moleküls als Beispiel für eine...

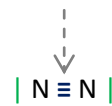
...Einfachbindung



...Doppelbindung



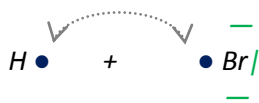
...Dreifachbindung



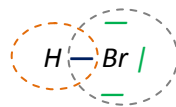
grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Durch Ausbildung von gemeinsamen bindenden Elektronenpaaren erreichen die Bindungspartner die stabile **Edelgaskonfiguration**.

Beispiel: Ausbildung **eines gemeinsamen Elektronenpaares** in einem Wasserstoffbromid-Molekül



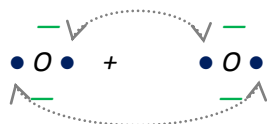
→



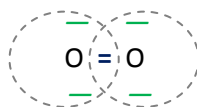
grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine einfache Elektronenpaarbindung stellt jedes Atom jeweils **ein freies Elektron** zur Verfügung. Das **bindende Elektronenpaar** wird beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Das Wasserstoff-Atom hat somit ein **stabiles Elektronenduplett**, das Brom-Atom ein **stabiles Elektronenoktett**.

Beispiel: Ausbildung von **zwei gemeinsamen Elektronenpaaren** in einem Sauerstoff-Molekül



→



grün markiert: nichtbindende Elektronenpaare

Für eine Doppelbindung stellt jedes Atom jeweils **zwei freie Elektronen** zur Verfügung. Die beiden **bindenden Elektronenpaare** werden beiden darüber verbundenen Atomen des Moleküls zugeordnet. Beide Sauerstoff-Atome haben somit ein **stabiles Elektronenoktett**.

5. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Die **Stoffgrößen** geben die Größe bzw. Menge an, in denen eine Stoffportion beschrieben werden kann.

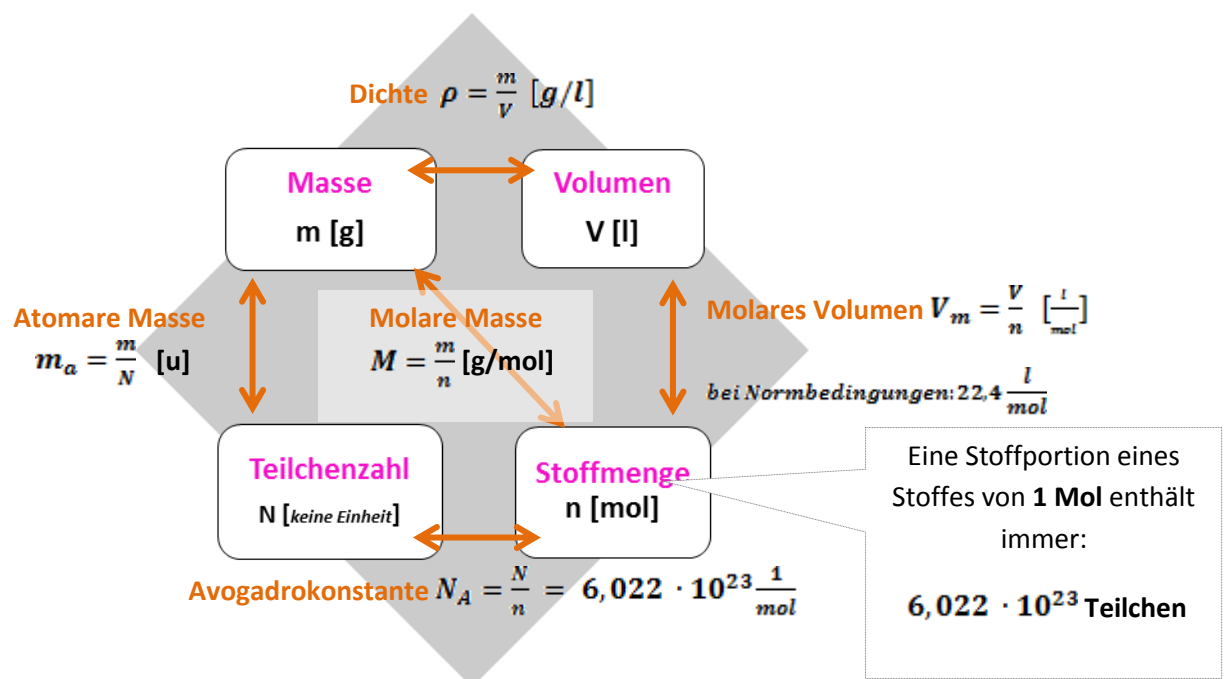
Beispiel:

Eine **Stoffportion flüssiges Wasser** von **1 Mol** (= **Stoffmenge n**) wiegt **18 g** (= **Masse m**) oder nimmt **18 ml** (= **Volumen V**) Raum ein. In dieser Stoffportion sind genau **$6,022 \cdot 10^{23}$ Wassermoleküle** (= **Teilchenzahl N**) enthalten.

kurz ausgedrückt: $n(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ mol}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ ml}$; $N(\text{H}_2\text{O}) = 6,022 \cdot 10^{23}$

Die **Umrechnungsgrößen** stellen Zusammenhänge zwischen den Stoffgrößen her. Mit ihrer Hilfe kann man von einer Stoffgröße in die andere Stoffgröße umrechnen.

Überblick:



Atomare Masse

Die Atommasse m_a

Da die Masse eines Atoms unvorstellbar klein ist, hat man die atomare Masseneinheit u eingeführt. Die Atommassen der einzelnen Atomarten stehen im PSE links oberhalb des Elementsymbols. Sie geben die relativen Massen der jeweiligen Atome an.

Beispiel:

$m_a(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $m_a(\text{O}) = 16 \text{ u}$. D.h. ein Sauerstoff-Atom ist also 16 mal schwerer als ein Wasserstoff-Atom.

Die Molekül- und Formelmasse m_M

Die Masse eines Moleküls ergibt sich durch Addition der Massen der Atome, die das Molekül bilden.

Beispiel: Wasser

Molekülformel: H_2O

$m_M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot m_a(\text{H}) + m_a(\text{O}) = 2u + 16u = 18u$

Bei Salzen bezieht man die Masse auf ihre Verhältnisformel. Man nennt sie deshalb Formelmasse.

Beispiel: Magnesiumbromid

Verhältnisformel: MgBr_2

Formelmasse: $m_M(\text{MgBr}_2) = m_a(\text{Mg}) + 2 \cdot$

$m_a(\text{Br}) = 24u + 160u = 184u$

Die Avogadrokonstante N_A

Diese Konstante ist die Umrechnungsgröße zwischen der Stoffmenge und der Teilchenzahl. Eine Stoffportion eines Stoffes von 1 Mol enthält immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

Die molare Masse M

Die molare Masse gibt die Masse von 1 Mol des Stoffes in Gramm an. Der Zahlenwert entspricht der atomaren Masse der Teilchen des jeweiligen Stoffes.

Beispiel: Molekülmasse eines H_2O -Moleküls: $m_M(H_2O) = 18u$

molare Masse von Wasser: $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$

d.h. 1 Mol des Stoffes Wasser wiegt genau 18 g

Das molare Volumen V_m

Das molare Volumen ist das Volumen, das ein Gas der Stoffmenge von 1 Mol einnimmt. Bei Normbedingungen beträgt das molare Volumen bei allen Gasen 22,4 l/mol.

Beispiel: $V_m(H_2) = 22,4 \text{ l/mol}$

d.h. bei Normbedingungen nimmt 1 Mol Wasserstoff das Volumen von 22,4 l ein.

Welches Volumen nehmen 2 Mol Wasserstoff ein?

Berechnung: $V_m(H_2) = 22,4 \text{ l/mol}$ $n(H_2) = 2 \text{ mol} \rightarrow$ $V = V_m \cdot n = 44,8 \text{ l}$
2 Mol Wasserstoff
nehmen bei 44,8 l ein.

Rechenbeispiel 1

Welches Volumen (bei Normbedingungen) hat eine Stoffportion von 140,8 g Kohlenstoffdioxid?

gegeben: $m(\text{CO}_2) = 140,8 \text{ g}$

gesucht: $V(\text{CO}_2)$

1. Schritt: Berechnung der Stoffmenge $n(\text{CO}_2)$

Formel: $M = m/n \rightarrow n = m/M$

$n(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/M(\text{CO}_2) = 140,8 \text{ g} / 44,0 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ mol}$

2. Schritt: Berechnung des Volumens

Formel: $V_m = V/n \rightarrow V = n \cdot V_m$

$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 3,2 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 71,7 \text{ L}$

Ergebnis: 140,8 g CO_2 nehmen ein Volumen von 71,7 L ein.

Rechenbeispiel 2

Berechne die Masse und das Volumen des Sauerstoffs, der (bei Normbedingungen) bei der Thermolyse von 3,5 g Silberoxid entsteht.

gegeben: $m(\text{Ag}_2\text{O}) = 3,5 \text{ g}$

gesucht: $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$

1. Reaktionsgleichung aufstellen:

$2 \text{ Ag}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Ag} + 1 \text{ O}_2$

2. Aus den Koeffizienten das Stoffmengenverhältnis

der in Beziehung stehenden Edukte und Produkte ablesen:

$n(\text{O}_2) : n(\text{Ag}_2\text{O}) = 1 : 2$

$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot n(\text{Ag}_2\text{O})$

3. Berechnung von $n(\text{O}_2)$ über $n(\text{Ag}_2\text{O})$

$n(\text{O}_2) = 0,5 \cdot m(\text{Ag}_2\text{O}) / M(\text{Ag}_2\text{O}) = 0,5 \cdot 3,5 \text{ g} / 232 \text{ g/mol} = 0,0075 \text{ mol}$

4. Berechnung von $m(\text{O}_2)$ und $V(\text{O}_2)$ aus $n(\text{O}_2)$

$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 0,0075 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 0,24 \text{ g}$

$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,0075 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ l} = 0,168 \text{ l}$

Ergebnis: Bei der Thermolyse entstehen 0,24 g bzw. 0,168l Sauerstoff.

Empfehlenswerte Seite zur selbstständigen Einübung und Wiederholung:

www.meingrundwissen.de