

Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundlegende Kompetenzen und Inhalte der 8. Klasse NTG am G9










Stand: März 2020

Anmerkung: Gräu hinterlegter Text stellt kein Grundwissen dar, soll aber der Übersichtlichkeit und dem Einordnen der Inhalte in einen größeren Zusammenhang dienen. Beispiele werden kursiv geschrieben.

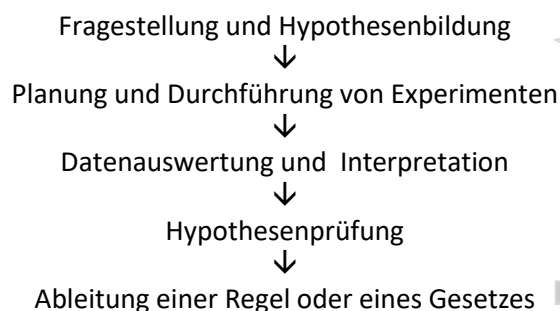
1. Wie Chemiker denken und arbeiten

1.1 Gefahrstoffkennzeichnung

Gefahrstoffe werden nach Gefährlichkeitsmerkmalen eingestuft. Das Gefährdungspotenzial der einzelnen Stoffe ist durch Gefahrenbezeichnungen und Gefahrensymbole erkennbar und wird durch **H-Sätze** (hazard statements, Gefahrenhinweise) und durch **P-Sätze** (precautionary statements, Sicherheitshinweise) differenzierter aufgeführt. Sie sind auf den Etiketten der Chemikalienbehälter abgedruckt. Die folgenden Symbole und ihre Bedeutung muss man kennen:

Symbol	Bedeutung	Symbol	Bedeutung
	<i>explosiv</i>		<i>akut toxisch oder reizend oder hautsensibilisierend</i>
	<i>entzündbar</i>		<i>ätzend</i>
	<i>unterstützt die Verbrennung</i>		<i>gesundheitsgefährdend</i>
	<i>unter Druck stehende Gase</i>		<i>gewässergefährdend</i>
	<i>giftig</i>		

1.2 Der naturwissenschaftliche Erkenntnisweg



1.3 Aufbau eines naturwissenschaftlichen Protokolls

Versuchsüberschrift mit Datum - Fragestellung - Hypothese - Material und Durchführung - Beobachtung – Auswertung/Erklärung

2. Stoffe und ihre Eigenschaften

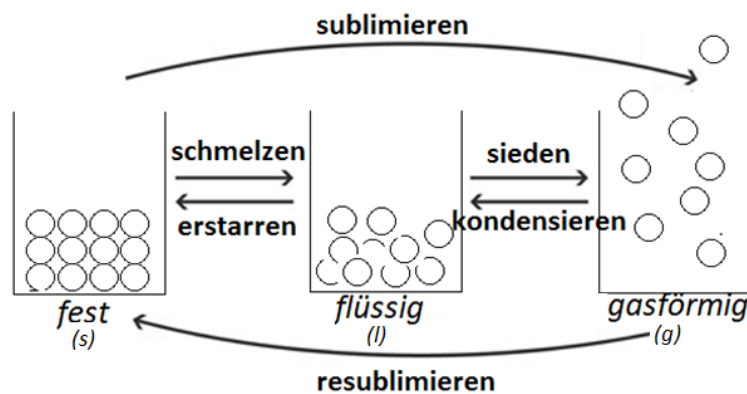
2.1 Zustandsformen eines Stoffes und das Teilchenmodell:

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

Die Zustandsänderung: Der Vorgang der Änderung der Zustandsform.

Das Teilchenmodell: Stoffe sind aus unzähligen kleinen, für das menschliche Auge unsichtbaren, Teilchen aufgebaut. Mit Hilfe dieser Modellvorstellung kann man die Eigenschaften oder das Verhalten von Stoffen erklären.

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.

2.2 Die verschiedenen Arten von Stoffen:

man unterscheidet:

Reinstoffe

- haben definierte Kenneigenschaften. (*Siedetemperatur, Schmelztemperatur, Dichte, Löslichkeit, magnetische Eigenschaft,...*)
- lassen sich **physikalisch** nicht weiter zerlegen.
- Alle Teilchen eines Reinstoffes sind gleich aufgebaut (nur eine Teilchensorte)

Stoffgemische

- lassen sich **physikalisch** in die Reinstoffe trennen, aus denen sie zusammengesetzt sind.
- Die Teilchen in einem Stoffgemisch sind unterschiedlich aufgebaut (zwei oder mehr Teilchensorten)

man unterscheidet:

Elemente

lassen sich **chemisch** nicht weiter zersetzen

man unterscheidet:

Metalle, Halbmetalle und Nichtmetalle

Verbindungen

lassen sich **chemisch** in mind. 2 Elemente zersetzen

man unterscheidet:

Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindungen und Metall-Nichtmetall-Verbindungen (Salze)

man unterscheidet:

Homogene Stoffgemische

Stoffgemisch sieht einheitlich aus

man unterscheidet:

Legierung (s-s)
Lösung (s-l, l-l, g-l)
Gasgemisch (g-g)
z.B. **Luft** aus *Stickstoff, Sauerstoff, Kohlenstoffdioxid und anderen Gasen*

Heterogene Stoffgemische

Stoffgemisch sieht nicht einheitlich aus

man unterscheidet:

Feststoffgemenge (s-s)
Suspension (s-l)
Emulsion (l-l)
Rauch (s-g)
Nebel (l-g)

2.3 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:

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

Weitere Beispiele:

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

2.4 Der Gehalt eines Reinstoffes an einem Stoffgemisch

Der **Gehalt eines Reinstoffes** in einem Stoffgemisch kann durch die **Massenkonzentration β** berechnet bzw. experimentell bestimmt werden.

Beispiel:

Die Massenkonzentration eines Feststoffes β in einer Lösung:

Experimentell kann man die Masse des Feststoffes durch z.B. Eindampfen der Lösung ermitteln. Das Volumen der gesamten Lösung wird zuvor abgemessen.

Berechnet wird dann die Massenkonzentration wie folgt:

$$\beta \text{ (Feststoff)} = m \text{ (Feststoff)} / V \text{ (Volumen der Lösung)}$$

2.5 Der Teilchenbegriff

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

Man unterscheidet grundlegend 3 Teilchentypen:

Atome (das Atom)
= kleinster ungeladener Baustein eines Stoffes

- Es gibt so viele verschiedene Atomsorten, wie es Elemente gibt.
- Die Atome eines Elements sind gleich groß und haben dieselbe Masse (s. Modell nach Dalton)

Ausnahme: Isotope

(= sind Atomsorten eines Elements, die die gleiche Protonenzahl, aber unterschiedliche Neutronenzahl haben und sich daher in der Massenzahl unterscheiden.)

Moleküle (das Molekül)
= Atomverband aus mindestens zwei Atomen

Ionen (das Ion)
= kleinster geladener Baustein eines Stoffes

man unterscheidet:

Kationen (= positiv geladene Ionen)

Anionen (= negativ geladene Ionen)

man unterscheidet:

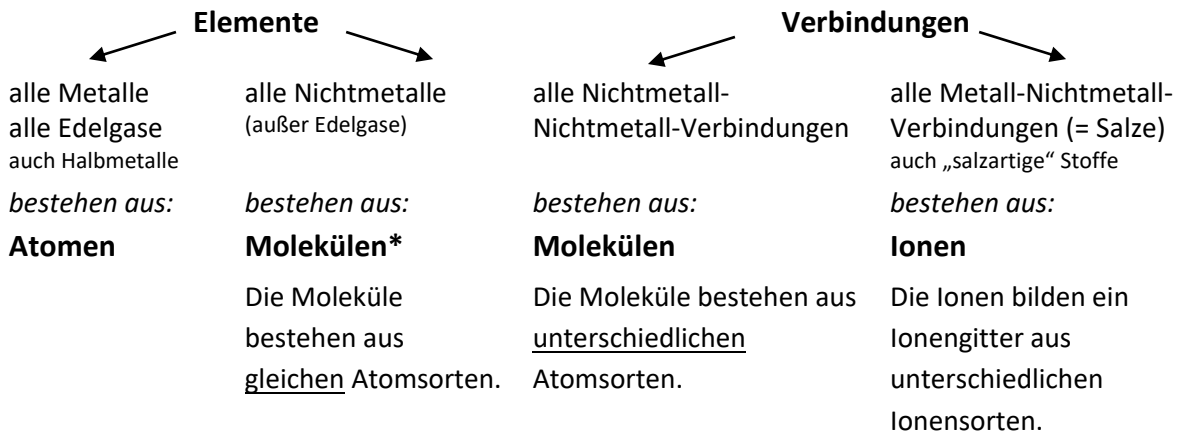
Atom-Ionen (= geladenes Atom)

z.B. Na^+ , Cl^-

Molekül-Ionen (= geladenes Molekül)

z.B. NH_4^+ , CO_3^{2-}

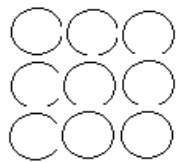
2.6 Ein Überblick über die Bausteine der Reinstoffe



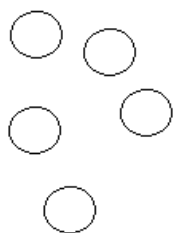
Beispiele:

Eisen (s)

besteht aus Eisenatomen

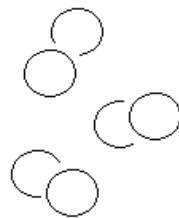


oder



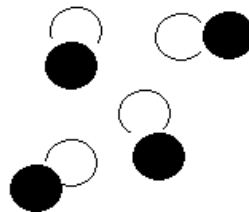
Helium (g)

besteht aus Heliumatomen



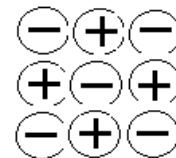
Sauerstoff (g)

besteht aus 2-atomigen Sauerstoffmolekülen (Elementmoleküle)



Kohlenstoffmonooxid (g)

besteht aus 2-atomigen Kohlenstoffmonooxidmolekülen (Verbindungsmoleküle)



Natriumchlorid (s)

besteht aus Natrium- und Chlorionen, die ein Ionengitter bilden

* Obwohl alle Nichtmetalle, außer den Edelgasen, eigentlich molekular vorkommen (z.B. S_8), werden diese in Reaktionsgleichungen vereinfacht wie atomare Stoffe geschrieben (z.B. S). Nur die zweiatomigen Elemente: Wasserstoff (H_2), Sauerstoff (O_2), Fluor (F_2), Brom (Br_2), Iod (I_2), Stickstoff (N_2) und Chlor (Cl_2) müssen in Reaktionsgleichungen als zweiatomige Moleküle berücksichtigt werden.

2.7 Nachweisreaktionen und das Prinzip der Blindprobe

Diese Nachweisreaktionen musst du kennen:

Name des Nachweises	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.
Nachweis mit einer Silbernitrat-Lösung	Chlorid-Ionen	Zutropfen der Silbernitrat-Lösung, bei Anwesenheit von Chlorid-Ionen fällt ein weißer Feststoff aus
<i>ähnlich bei</i>	<i>Bromid-Ionen</i> <i>Iodid-Ionen</i>	<i>→ ein gelblicher Niederschlag entsteht</i> <i>→ ein gelber Niederschlag entsteht</i>

Prinzip der Blindproben bei Nachweisreaktionen:

Bei Nachweisreaktionen sollten immer Blindproben durchgeführt werden, die die Funktionsfähigkeit der gewählten Nachweismethode sicherstellen. Man unterscheidet:

Die **positive** Blindprobe: Hier wird der nachzuweisende Stoff dem Gemisch zugesetzt und getestet. Hiermit wird sichergestellt, dass die Nachweismethode funktioniert oder dass die Nachweisreagenzien nicht veraltet sind.

Die **negative** Blindprobe: Hier wird der nachzuweisende Stoff nicht dem Gemisch zugesetzt. Hiermit wird sichergestellt, dass die Nachweismethode nicht zufällig positive Ergebnisse anzeigt.

Ionennachweise

Ionen können in Salzen und Salzlösungen auf verschiedene Weise nachgewiesen werden:

- Fällungsreaktionen
- Farbreaktionen
- Flammenfärbung

3. Die chemische Reaktion

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

Die **Stoffänderung:**

Edukte (= Ausgangsstoffe) und Produkte (= bei der Reaktion entstehende Stoffe) unterscheiden sich durch ihre Kenneigenschaften.

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.

* Auf **Teilchenebene** kann man eine chemische Reaktion als Umgruppierung von Atomen erklären. Dabei werden Atome weder zerstört, noch können sie sich in Atome anderer Elemente umwandeln.

4. 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.

Na₂O

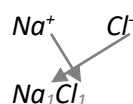
d.h. das Salz Natriumoxid ist aus Ionen aufgebaut,
die im Verhältnis **2** zu **1** vorkommen
(also: Auf jedes Sauerstoffion kommen 2 Natriumionen)

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“.

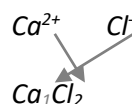
Aufstellen von Verhältnisformeln mit Hilfe der Kreuzregel:

1. Notiere die Formeln der im Salz vorkommenden Kationen und Anionen mit der entsprechenden Ionenladung. Die Ladung der Atom-Ionen kann man aus dem Periodensystem ableiten, die Ladung der Molekül-Ionen musst du lernen oder aus einer Tabelle ablesen. Sie werden als Einheit betrachtet.
2. Wähle das Verhältnis der Kationen zu den Anionen so, dass sich die positiven und negativen Ladungen im Ionengitter ausgleichen: Für eine binäre Verbindung A_aB_b gilt: **Ladung von A mal Index a = Ladung von B mal Index b**

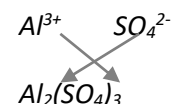
Beispiel: Natriumchlorid



Calciumchlorid



Aluminiumsulfat



Anmerkung: Es wird immer das kleinste Verhältnis angegeben!

Bsp. MgO und nicht Mg₂O₂

Wichtige Molekül-Ionen, die du kennen solltest:

Ammonium-Ion	NH_4^+	Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Carbonat-Ion	CO_3^{2-}	Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Hydroxid-Ion	OH^-	Nitrat-Ion	NO_3^-

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. **N_2O** : Distickstoffmonooxid

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 Ladung des Metallions in der Verbindung angibt

z.B. **Fe_2S_3** Eisen(III)-sulfid

Benennung der einfachsten Kohlenwasserstoffe

Die Kohlenwasserstoffe sind eine Verbindungsklasse, die nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoffatomen aufgebaut sind.

Die einfachsten Kohlenwasserstoffe sind die **Alkane**.

In der homologen Reihe der Alkane unterscheiden sich aufeinanderfolgende Vertreter durch die Verlängerung der Kohlenstoffkette um eine CH_2 -Gruppe.

Name	Molekülformel ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$)
Methan	CH_4
Ethan	C_2H_6
Propan	C_3H_8
Butan	C_4H_{10}
Pentan	C_5H_{12}
Hexan	C_6H_{14}
Heptan	C_7H_{16}
Octan	C_8H_{18}
Nonan	C_9H_{20}
Decan	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

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) | Wasserstoff | + | Sauerstoff | → | Wasser |
| | ↓ | | ↓ | | ↓ |
| 2. Jedes Edukt und Produkt in seine Formelschreibweise übersetzen.
(Diese Formel darf dann im Weiteren nicht mehr verändert werden!!!) | H ₂ | + | O ₂ | → | H ₂ O |
| 3. Mit Hilfe von Koeffizienten die Reaktionsgleichung „ausgleichen“, so dass auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung die gleiche Anzahl jeder Atomsorte steht. | 2 H ₂ | + | O ₂ | → | 2 H ₂ O |

Reaktionsgleichungen beschreiben chemische Reaktionen auch auf Teilchenebene:

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

5. Atommodelle

Das Atommodell nach Dalton: Elemente bestehen aus kleinsten Teilchen, den Atomen. Die Atome eines Elements sind in ihrer Masse und Größe gleich. Atome verschiedener Elemente (Atomarten) unterscheiden sich darin.

Der Atombau nach Rutherford:

Ein Atom besteht aus einem Atomkern und einer Atomhülle

Der Atomkern setzt sich aus Nucleonen zusammen. Nucleonen 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	----->	27 Nucleonen = 13 Protonen + 14 Neutronen
Elementsymbol	Al		
Z	13	----->	13 Protonen bzw. 13 Elektronen im ungeladenem Atom

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

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

6. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

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

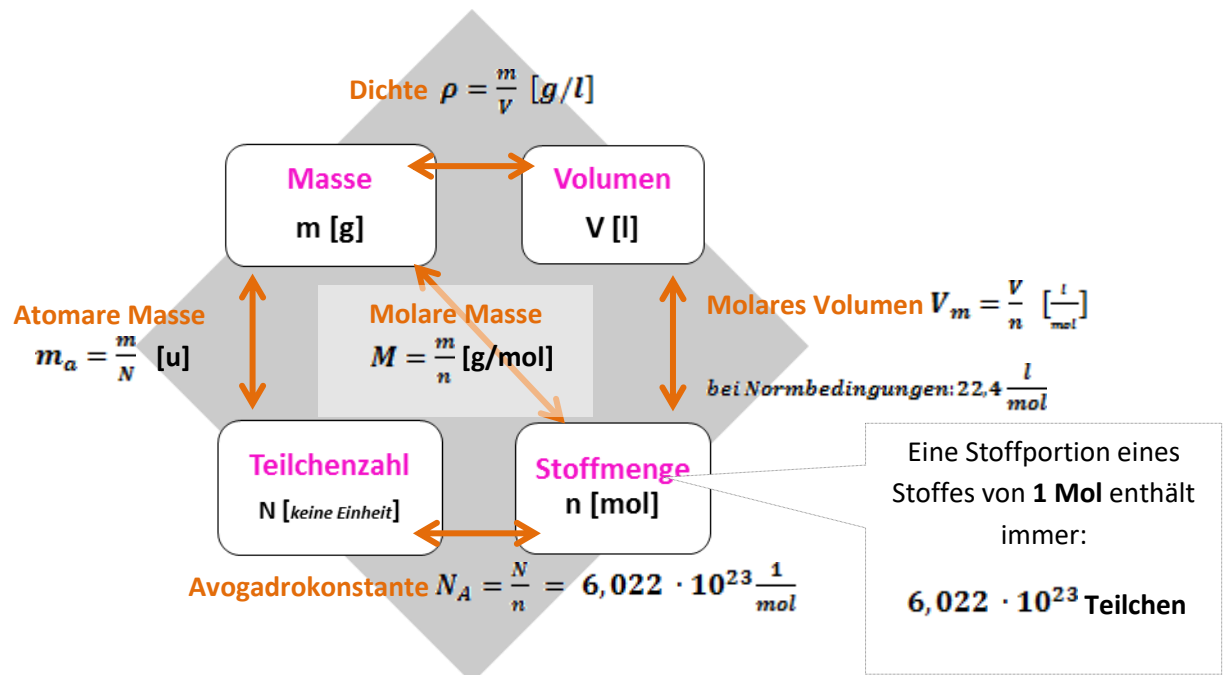
Beispiel:

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. Mithilfe eines Massenspektrometers kann die Masse von Atomen gemessen werden.

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 Dichte

Die Dichte eines Stoffes ist eine physikalische Kenneigenschaft. Sie wird als Quotient der Masse des Stoffes durch dessen Volumen beschrieben. Die Einheit ist z.B. Gramm pro Kubikzentimeter [g/cm³].

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 H₂O-Moleküls: $m_M(\text{H}_2\text{O}) = 18u$
molare Masse von Wasser: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$
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: $V_m(\text{H}_2) = 22,4 \text{ l/mol}$
d.h. bei Normbedingungen nimmt 1 Mol Wasserstoff das Volumen von 22,4 l ein.
Welches Volumen nehmen 2 Mol Wasserstoff ein?
Berechnung: $V_m(\text{H}_2) = 22,4 \text{ l/mol}$ $n(\text{H}_2) = 2 \text{ mol} \rightarrow$ $V = V_m \cdot n = 44,8 \text{ l}$
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 CO₂ nehmen ein Volumen von 71,7 l ein.

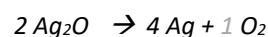
Rechenbeispiel 2

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. 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. 0,168 l Sauerstoff.

7. Chemische Verbindungen, Metalle und ihre jeweiligen Eigenschaften

Man unterscheidet in der Chemie verschiedene Verbindungsklassen: Das sind molekulargebaute Stoffe, zu denen z.B. die Kohlenwasserstoffe gehören und Salze bzw. salzartige Verbindungen. Metalle und Legierungen sind spezielle elementare Reinstoffe bzw. Stoffgemische, die durch ihre speziellen Bindungsverhältnisse besondere Eigenschaften haben.

7.1 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.

7.2 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.

7.3 Kohlenwasserstoffe

Kohlenwasserstoffe werden als Brennstoffe für die Energiebereitstellung verwendet. Fossile Energieträger, wie Heizöl oder Erdgas, haben einen hohen Brennwert, aber eine schlechtere Kohlenstoffdioxidbilanz als nachwachsende Energieträger, wie Biogas oder Holz.

Kohlenwasserstoffe reagieren in einer Verbrennungsreaktion mit ausreichend Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.