Grundwissen Chemie 8. Klasse

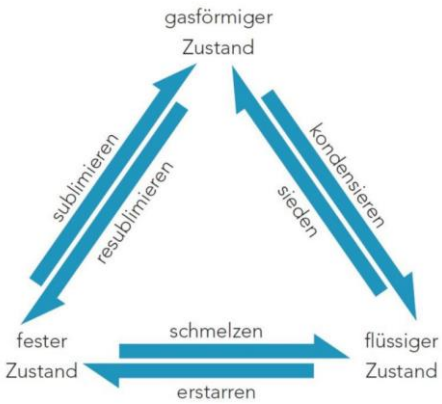
Hinweis: Die folgenden Texte und Abbildungen sind dem im Unterricht eingesetzten Schulbuch entnommen [Quelle: Hollweck (Hrsg.), Chemie 8 NTG Gymnasium Bayern, 1. Auflage, Bamberg: C.C. Buchner].

1. Physikalische Eigenschaften von Stoffen auf Stoffebene (vgl. S. 40-43)

Ein **Reinstoff** besteht aus einer Stoffart und ist durch **Kenneigenschaften** (z. B. Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Dichte, Löslichkeit) identifizierbar.

Kennt man das **Volumen V** und die **Masse m** einer Stoffportion, so kann man daraus die **Dichte ρ** des Stoffes nach folgender Formel berechnen:
Dichte (Stoff) = Masse (Stoff) : Volumen (Stoff) **ρ (Stoff) = m (Stoff) : V (Stoff)**

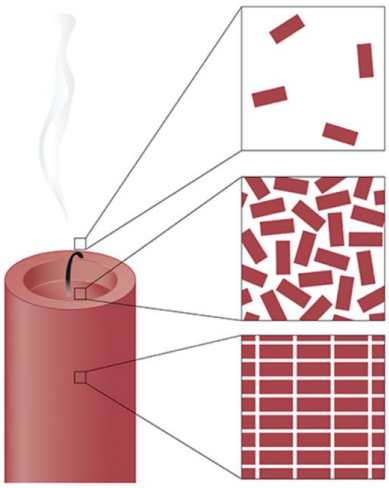
Stoffe können die **Aggregatzustände** fest, flüssig und gasförmig annehmen.



Schmelz- bzw. **Siedetemperaturen** nennt man die Temperaturen, bei denen ein Stoff vom festen in den flüssigen bzw. vom flüssigen in den gasförmigen Zustand übergeht.

Stoffe können in einem bestimmten **Lösemittel** löslich oder unlöslich sein. Wasserlösliche Stoffe können mit Wasser **saure, basische** oder **neutrale Lösungen** bilden.
Blaukrautsaft ändert seine Farbe je nachdem, ob eine Lösung sauer (rötlich), neutral (violett) oder basisch (blaugrün) ist und dient somit als **Indikator** für den Säuregrad einer Lösung.

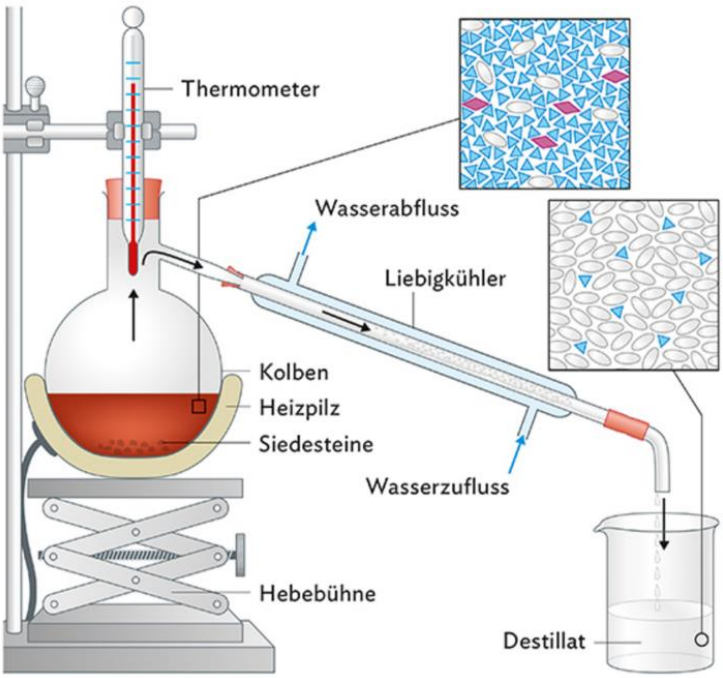
2. Das Teilchenmodell zur Erklärung von Stoffeigenschaften auf Teilchenebene (vgl. S. 34-37)



Die Eigenschaften eines Stoffes versucht man mithilfe des **Teilchenmodells** zu erklären (**Stoff-Teilchen-Konzept**). Man nimmt dazu an, dass die Teilchen eines Stoffes sehr klein sind und zwischen den einzelnen Teilchen leerer Raum ist. Die Teilchen verschiedener Stoffe unterscheiden sich in ihrer Größe und Masse. Zwischen den Teilchen gibt es Anziehungskräfte, die bei verschiedenen Stoffen unterschiedlich stark sind.
Alle Teilchen sind in ständiger und ungerichteter Bewegung. Die Geschwindigkeit der Bewegung nimmt mit steigender Temperatur zu. Die Eigenbewegung der Teilchen erklärt die selbstständige und gleichmäßige Durchmischung (**Diffusion**) der Stoffe in Lösungen oder in einem Gasgemisch.
In einer Lösung verteilen sich Teilchen des gelösten Stoffes zwischen den Teilchen des Lösemittels.

3. Stoffgemische und Trennverfahren (vgl. S. 50 f., 54 f., S. 60-62)

Stoffgemische sind Mischungen verschiedener Reinstoffe. Kann man die verschiedenen Bestandteile mit dem Mikroskop oder dem Auge erkennen, nennt man das Stoffgemisch **heterogen** (z. B. Gemenge, Suspension, Emulsion, Rauch, Nebel). Sind die einzelnen Bestandteile nicht mehr unterscheidbar, so nennt man es **homogen** (z. B. Lösung, Legierung, Gasgemisch).
Die Eigenschaften der Stoffgemische hängen von deren Zusammensetzung ab.



Aufgrund der unterschiedlichen Kenneigenschaften der Reinstoffe lassen sich Stoffgemische mithilfe geeigneter **Trennverfahren** (z. B. Extraktion, Chromatographie, Destillation) in die einzelnen Reinstoffe trennen.

Luft ist ein homogenes Stoffgemisch, das v.a. die Gase Stickstoff, Sauerstoff und Argon enthält. Durch Verflüssigung (**LINDE-Verfahren**) und anschließende Destillation kann Luft in diese Bestandteile getrennt werden.

4. Nachweis wichtiger Gase (vgl. S. 63)

Die Gase **Kohlenstoffdioxid**, **Sauerstoff** und **Wasserstoff** können durch folgende Versuche nachgewiesen werden:
Kohlenstoffdioxid wird mit der **Kalkwasserprobe** nachgewiesen. Beim Einleiten von Kohlenstoffdioxid in Kalkwasser trübt sich dieses weiß. Es bildet sich Kalk.

Zum Nachweis von Sauerstoff wird die **Glimmspanprobe** durchgeführt. Ein glimmender Span flammt in reinem Sauerstoff wieder auf.

Wasserstoff kann mit der **Knallgasprobe** nachgewiesen werden. Ist Wasserstoff bzw. ein Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch vorhanden, so hört man einen leisen Pfeifton bzw. ein Knallen.

5. Der Gehalt eines Reinstoffes in einem Stoffgemisch (vgl. S. 48, 65)

Der Gehalt eines Reinstoffes in einem Stoffgemisch kann experimentell und/oder rechnerisch ermittelt werden.
Die Masse m eines Feststoffes, der in einer wässrigen Lösung vorliegt, kann z. B. durch Eindampfen eines bestimmten Volumens V des Wassers der Lösung experimentell ermittelt werden. Aus den erhaltenen Werten kann schließlich die Massenkonzentration β des Feststoffes in der Lösung folgendermaßen berechnet werden:

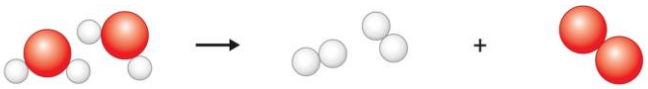
β (Feststoff) = m (Feststoff) : V (Volumen der Lösung)

Um vergleichbare Messwerte zu erhalten, sollte ein Versuch stets mehrmals wiederholt werden und mögliche Fehlerquellen gesucht und behoben werden.

6. Kennzeichen chemischer Reaktionen (vgl. S. 80-85)

Neben dem **Energieumsatz** ist der **Stoffumsatz** ein Kennzeichen einer **chemischen Reaktion**.
Aus **Edukten** entstehen **Produkte** mit anderen Kenneigenschaften. **Verbindungen** können durch chemische Reaktion in **Elemente** zerlegt werden.
In einem Reaktionsschema werden chemische Reaktionen verkürzt dargestellt:
Wasser (l) → Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g)
Die Namen der Edukte stehen links, die Namen der Produkte rechts. Sie sind durch einen Reaktionspfeil (→) verbunden.
Hinter den Stoffnamen wird in Klammern angegeben, ob es sich um einen Feststoff (s), eine Flüssigkeit (l), ein Gas (g) oder um einen gelösten Stoff (aq) handelt.

Nach **DALTONS Atomvorstellung** sind Atome die kleinsten Teilchen. **Element-Moleküle** bestehen aus einer **Atomart**. **Verbindungs-Moleküle** sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut.



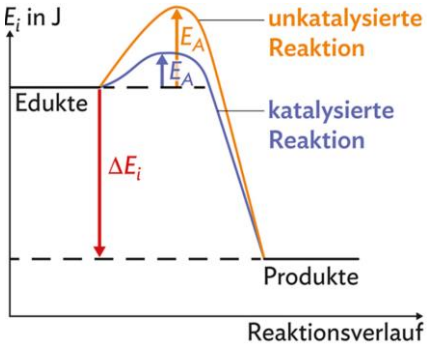
Mit dem Atommodell nach DALTON kann eine chemische Reaktion als Umgruppierung von Atomen beschrieben werden.
Das **Periodensystem der Elemente** liefert Informationen über ein Element auf Stoffebene. Elemente können den Stoffklassen der **Metalle**, **Halbmetalle** oder **Nichtmetalle** zugeordnet werden. Das **Periodensystem der Atomarten** gibt Informationen über eine Atomart auf Teilchenebene.

7. Massenerhalt bei chemischen Reaktionen (vgl. S. 88-91)

Bei chemischen Reaktionen in einem **geschlossenen System** findet im Gegensatz zum **offenen System** kein Stoffaustausch mit der Umgebung statt. Es gilt LAVOISIERS **Satz von der Erhaltung der Masse**. Er besagt, dass sich die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe bei einer chemischen Reaktion nicht ändert. Es findet eine Umgruppierung der Atome statt.

8. Energieumsatz, Aktivierung und Katalyse bei chemischen Reaktionen (vgl. S. 94 ff., 100 ff.)

Bei chemischen Reaktionen findet ein **Energieumsatz** statt. Bei **exothermen Reaktionen** wird Wärme an die Umgebung abgegeben und bei **endothermen Reaktionen** aus der Umgebung aufgenommen. Die Differenz zwischen dem Gehalt an **innerer Energie E_i** der Produkte und Edukte wird als **Reaktionsenergie ΔE_i** bezeichnet. Entsprechend dem **Energieerhaltungssatz** findet bei chemischen Reaktionen eine Energieumwandlung statt.
Die zum Start einer chemischen Reaktion erforderliche Energie wird als **Aktivierungsenergie E_A** bezeichnet. Diese kann durch einen **Katalysator** herabgesetzt werden. Der Katalysator wird dabei nicht verbraucht und hat keinen Einfluss auf die Reaktionsenergie ΔE_i .



9. Molekülformel (vgl. S. 106-110)

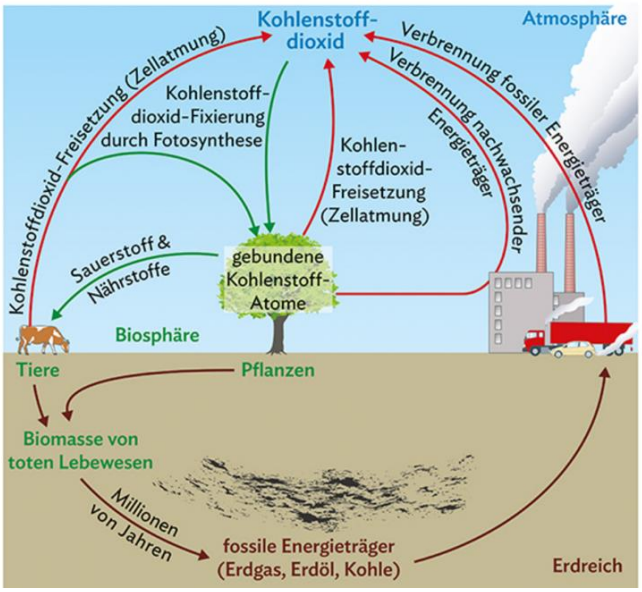
Gase mit gleichen Volumina enthalten bei Standardbedingungen gleich viele Teilchen (**Hypothese von AVOGADRO**) und reagieren im ganzzahligen Verhältnis miteinander (**Volumengesetz für Gasreaktionen**).

Moleküle sind Verbände aus mindestens zwei Atomen. Manche Elemente sind aus zweiatomigen Molekülen aufgebaut (**Element-Moleküle**: H_2, O_2, F_2, Br_2, I_2, N_2, Cl_2).
Verbindungs-Moleküle sind aus mindestens zwei Atomarten aufgebaut und können mit den Atomartensymbolen in einer chemischen Formel dargestellt werden. Aus dieser **Molekülformel** lässt sich der korrekte Name ableiten und umgekehrt.
Bsp.: CO_2 Kohlenstoffdioxid

10. Verbrennung von Kohlenwasserstoffen (vgl. S. 114-121)

Alkane gehören zur Gruppe der Kohlenwasserstoffe. Sie sind durch die Molekülformel $\mathbf{C_nH_{2n+2}}$ gekennzeichnet. Aufeinanderfolgende Vertreter der homologen Reihe unterscheiden sich durch eine CH_2-Gruppe.
Bei der **Verbrennung** von Alkanen mit ausreichend Sauerstoff entstehen als Reaktionsprodukte Kohlenstoffdioxid und Wasser.
Reaktionsgleichung für die Verbrennung von Propan:
$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$

Kohlenwasserstoffe können als Brennstoffe für die Energiebereitstellung verwendet werden
Nachwachsende Energieträger besitzen gegenüber fossilen Energieträgern eine neutrale Kohlenstoffdioxidbilanz und ihre Verwendung ist nachhaltiger.



11. Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen (vgl. S. 124-131)

Messbare Größen (**Quantitätsgrößen**) können direkt im Experiment gemessen und mithilfe von **Umrechnungsgrößen** ineinander überführt werden.

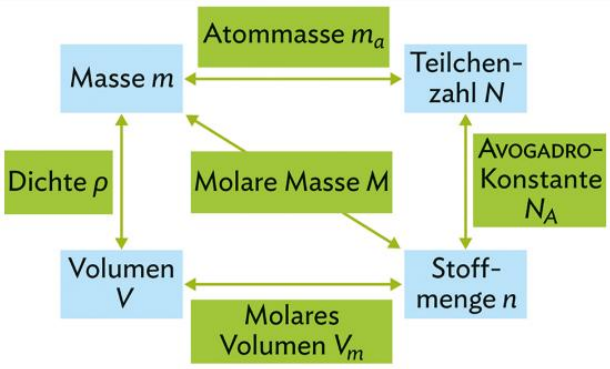
Mithilfe dieser Größen kann stöchiometrisch z. B. die Masse eines Edukts oder eines Produkts einer chemischen Reaktion ermittelt werden. Es gelten u.a. folgende Beziehungen:

$$N_A(\text{Stoff}) = \frac{N(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \qquad \text{(Einheit: 1/mol)}$$

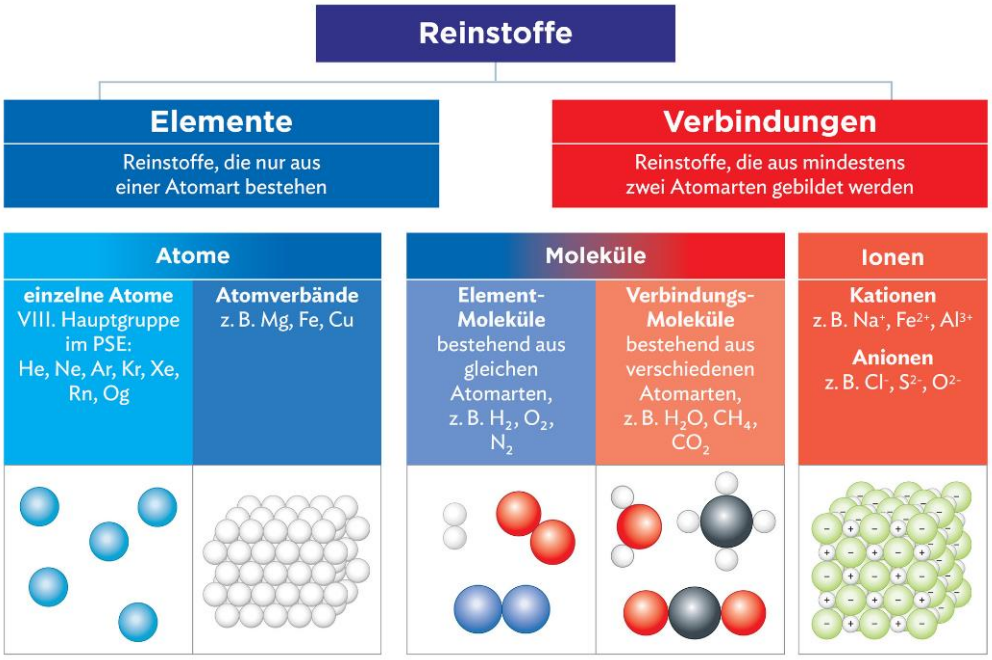
$$M(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \qquad \text{(Einheit: g/mol)}$$

$$V_m(\text{Stoff}) = \frac{V(\text{Stoff})}{n(\text{Stoff})} \qquad \text{(Einheit: L/mol)}$$

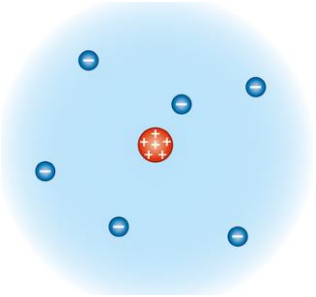
(mit V_m = 22,4 L/mol für (ideale) Gase bei Normbedingungen)



12. Bausteine der Reinstoffe und Verbindungsklassen (vgl. S. 151, 160f., 186 f.)



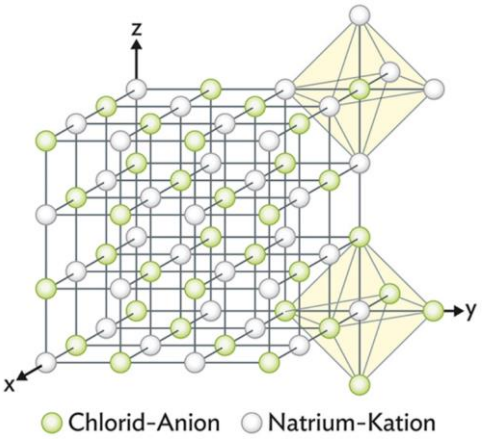
13. Das Kern-Hülle-Modell zum Atombau (vgl. S. 154 f.)



Nach dem **Kern-Hülle-Modell** von RUTHERFORD bestehen Atome aus einem sehr kleinen Atomkern und einer großen, den Kern umgebenden Atomhülle.
Der Atomkern enthält positiv geladene Teilchen, die **Protonen**. Diese haben eine Masse von jeweils 1 u (atomare Masseneinheit). Die Anzahl der Protonen in den Atomkernen eines Elements ist immer gleich. Sie ist für ein Element charakteristisch.
Neben den Protonen befinden sich auch **Neutronen** im Atomkern. Ihre Anzahl kann innerhalb eines Elements variieren. Neutronen sind nicht geladen und haben ebenfalls eine Masse von 1 u.
Näherungsweise befindet sich die gesamte **Atommasse** im Atomkern.
Die Atomhülle ist überwiegend leerer Raum und enthält negative Ladungsträger, die **Elektronen**. Sie sind beweglich und haben nur eine sehr geringe Masse.
Im ungeladenen Atom ist die Anzahl der Elektronen gleich der Anzahl der Protonen. Die Atome eines Elements haben stets die gleiche Anzahl an Protonen im Kern. Bei Ionen sind in der Hülle weniger oder mehr Elektronen enthalten als Protonen im Kern.

	Proton	Neutron	Elektron
Symbol	p^+	n	e^-
Ladung in Elementarladungen	+1	0	-1
Masse	1 u	1 u	0,0005 u
Modelldarstellung	+		−

14. Aufbau und Eigenschaften von Salzen (vgl. S. 158-163, 170f.)



Alle Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind, werden **Ionenverbindungen** oder Salze genannt. Salze können aus chemischen Reaktionen von Metallen und Nichtmetallen gewonnen werden.

Die starken, ungerichteten Anziehungskräfte zwischen positiv geladenen **Kationen** und negativ geladenen **Anionen** sind Grundlage der starken **Ionenbindung**. Da sich entgegengesetzt geladene Ionen anziehen und gleichnamig geladene Ionen abstoßen, entsteht bei großen Mengen an Ionen ein regelmäßiges **Ionengitter**. Die **Verhältnisformel** gibt das Verhältnis von Kationen zu Anionen im Kristall wieder.

Salze haben charakteristische Eigenschaften wie Kristallinität, Sprödigkeit und hohe Schmelztemperaturen. In Schmelzen und Lösungen sind sie aufgrund der beweglichen Ionen elektrisch leitfähig, nicht aber im festen Zustand.

15. Ionennachweise (vgl. S. 176-178, 182 f.)

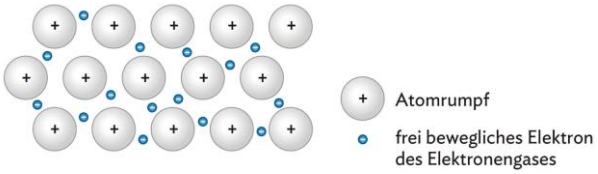
Ionen können in Salzen und Salzlösungen auf verschiedene Weise nachgewiesen werden. Bei einer **Fällungsreaktion** bilden sich in klaren Lösungen durch Zugabe eines Nachweisreagenzes ein sichtbarer, schwer löslicher Niederschlag. Halogenid-Anionen bilden bei Zugabe von Silber(I)-nitratlösung einen *(weißen)* Niederschlag. *[Hinweis: Bei Cl^- ist der Niederschlag weiß, bei Br^- weiß-gelblich und bei I^- gelb]*
Die Zugabe von Bariumchloridlösung dient als Nachweis für Sulfat- und Carbonat-Ionen, wobei sich Carbonate durch Zugabe saurer Lösungen wieder auflösen lassen, Sulfate nicht.

Eisen(III)- und Kupfer(II)-Ionen lassen sich durch **Farbreaktionen** nachweisen. Bei der Zugabe von Lösungen mit Thiocyanat-Ionen (SCN^-) färben sich Lösungen, die Eisen(III)-Ionen enthalten, rot. Kupfer(II)-Ionen bilden mit Ammoniak-Lösung eine tiefblaue Färbung.

Mittels **Flammenfärbung** lassen sich viele Alkali- und Erdalkalimetalle nachweisen. Je nach vorhandener Atomart (bzw. Ionenart) erhält die rauschende Brennerflamme eine charakteristische Farbe.

16. Metalle und Metallbindung (vgl. S. 186-188)

Die typischen Eigenschaften von Metallen wie metallischer Glanz, Verformbarkeit, Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit lassen sich mit dem **Elektronengasmodell** erklären. Bei Metall-Atomen sind manche Elektronen nur schwach gebunden. Diese negativ geladenen Elektronen sind im Metallgitter frei beweglich, während die positiv geladenen Atomrümpfe an festen Gitterplätzen sitzen.



Dadurch sind die Metalle nach außen ungeladen. Die freien Elektronen, die man in ihrer Gesamtheit als **Elektronengas** bezeichnet, „schwirren“ um die Atomrümpfe herum und sorgen daher im Metallgitter für starke Anziehungskräfte: Dieser Zusammenhalt der Teilchen wird als **Metallbindung** bezeichnet. Die ständige Bewegung der freien Elektronen im Metallgitter ist die Ursache für die charakteristischen Eigenschaften von Metallen.

Fachmethode: Binäre Moleküle benennen (vgl. S. 110)

Anm.: Die Benennung wird beispielhaft an den Molekülen CO und CO_2 erklärt.

So geht's

1. Suche die beteiligten Atomarten und die Namen der entsprechenden Elemente im Periodensystem (vorne oder hinten im Buchdeckel). Handelt es sich um zwei Nichtmetalle, so liegt eine Molekülformel vor.
   Kohlenstoff und Sauerstoff sind Nichtmetalle.
2. Benenne das **erste Nichtmetall** der Formel mit dem Elementnamen. Verwende für das **zweite Nichtmetall** den entsprechenden Namen aus der Tabelle in **B2**.
   Kohlenstoff *und* ***Oxid*** *(für Sauerstoff)*
3. Verwende nun **griechische Zahlworte**, um anzugeben, wie viele Atome einer Atomart im Molekül vorhanden und aneinander gebunden sind (siehe Index). Die griechischen Zahlworte lauten: **mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, octa-, nona-, deca-**. Stelle das Zahlwort immer voran. Das Zahlwort mono- (eins) am Namensanfang kannst du weglassen.
   CO: ***Monokohlenstoffmonooxid*** bzw. ***Kohlenstoffmonooxid***
   CO_2: ***Monokohlenstoffdioxid*** bzw. ***Kohlenstoffdioxid***

Element	Name in der Molekülformel
Sauerstoff	-oxid
Schwefel	-sulfid
Stickstoff	-nitrid
Fluor	-fluorid
Chlor	-chlorid
Brom	-bromid
Iod	-iodid
Wasserstoff (selten)	-hydrid

B2 Benennung des zweiten Nichtmetalls in einer Molekülformel

Fachmethode: Reaktionsgleichungen aufstellen (vgl. B. 116)

So geht's

1. Formuliere das Reaktionsschema der Reaktion auf der Stoffebene. Gib dabei auch die Aggregatzustände (g, l, s) der beteiligten Stoffe an (**B2**).
2. Ersetze die Stoffnamen durch die chemischen Formeln: Schreibe die chemischen Formeln der Edukt- und Produktteilchen mit Platzhaltern davor auf. Beachte dabei, dass einige Elemente als zweiatomige Moleküle vorliegen. Leite bei Verbindungen die Formel vom Namen des Stoffes ab.
3. Da der Satz von der Erhaltung der Masse gilt, muss die Anzahl der Atome auf beiden Seiten des Reaktionspfeils gleich sein. Setze schrittweise **Koeffizienten** (vgl. Info) zum Ausgleich der Zahl der angegebenen Atome vor den Formeln ein. **Die Indizes der Formeln dürfen nicht geändert werden!**
4. Kontrolliere, ob die Atombilanz ausgeglichen ist: Die Anzahl der Atome der gleichen Atomart muss links und rechts des Reaktionspfeiles gleich sein.

Info

Als Koeffizient bezeichnet man die Zahl vor einer chemischen Formel. Diese bezieht sich auf die gesamte, dahinter stehende Formel und gibt an, wie oft die Formeleinheit vorkommt. Der Koeffizient 1 wird weggelassen.

	Beispiel 1: Bildung von Kohlenstoffmonooxid	Beispiel 2: Zerlegung von Wasser
1.	Kohlenstoff (s) + Sauerstoff (g) ⟶ Kohlenstoffmonooxid (g)	Wasser (l) ⟶ Wasserstoff (g) + Sauerstoff (g)
2.	$_\,C + _\,O_2 \longrightarrow _\,CO$	$_\,H_2O \longrightarrow _\,H_2 + _\,O_2$
3.	$2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO$	$2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_2 + O_2$
4.	Eduktseite: 2 (= 2 · 1) Kohlenstoff-Atome und 2 (= 1 · 2) Sauerstoff-Atome Produktseite: 2 (= 2 · 1) Kohlenstoff-Atome und 2 (= 2 · 1) Sauerstoff-Atome ➔ Die Atombilanz ist ausgeglichen!	Eduktseite: 4 (= 2 · 2) Wasserstoff-Atome und 2 (= 2 · 1) Sauerstoff-Atome Produktseite: 4 (= 2 · 2) Wasserstoff-Atome und 2 (= 1 · 2) Sauerstoff-Atome ➔ Die Atombilanz ist ausgeglichen!

B2 Schritt 1 bis 4 zum Aufstellen einer Reaktionsgleichung

Fachmethode: Salze benennen (vgl. B. S. 162)

So geht's

1. Setze den Namen des Salzes aus den Element-Bezeichnungen (vgl. PSE hinten im Buchdeckel) der Kationen und Anionen zusammen (**B2**). Nenne zuerst den **deutschen Namen des Kations** und hänge dann den **lateinischen Namen des Anions mit der Endung –id** an. Das Verhältnis der Kationen und Anionen musst du dabei nicht berücksichtigen.

   Beispiel: Benenne die Salze mit den Formeln $AlCl_3$ *und* Na_2S.

   Lösung: ***Aluminiumchlorid*** und ***Natriumsulfid***

2. Einige Elemente – v. a. **Nebengruppenelemente** wie z. B. Eisen, Kupfer oder Nickel – können Kationen mit unterschiedlicher Ladung bilden. Gib in diesen Fällen zur eindeutigen Benennung die Ladung des Kations als **römische Zahl in Klammern** mit an und verbinde sie durch einen **Bindestrich** mit dem Rest.

   Beispiel: Benenne die Salze, die aus den Ionen Fe^{3+} *und* O^{2-} *bzw.* Fe^{2+} *und* O^{2-} *zusammengesetzt sind.*

   Lösung: ***Eisen(III)-oxid*** und ***Eisen(II)-oxid***

3. Einige Salze enthalten **Molekül-Ionen**. Meistens handelt es sich dabei um Molekül-Anionen. Es gibt aber auch Molekül-Kationen wie z. B. das Ammonium-Kation NH_4^+. Identifiziere vorkommende Molekül-Ionen in der Verhältnisformel des Salzes und verwende zur Benennung solcher Salze die Namen der jeweiligen Molekül-Ionen aus der Tabelle.

   Beispiel: Benenne die Salze mit den Formeln KNO_3 *und* NH_4HCO_3.

   Lösung: KNO_3: K^+ *und* NO_3^-; *Name:* ***Kaliumnitrat***;
   NH_4HCO_3: NH_4^+ *und* HCO_3^-;
   Name: ***Ammoniumhydrogencarbonat***

-Kation		-Anion	
Na^+	Natrium-	F^-	-fluorid
K^+	Kalium-	Cl^-	-chlorid
Ca^{2+}	Calcium-	Br^-	-bromid
Al^{3+}	Aluminium-	I^-	-iodid
Fe^{2+}	Eisen(II)-	O^{2-}	-oxid
Fe^{3+}	Eisen(III)-	S^{2-}	-sulfid
Cu^+	Kupfer(I)-	N^{3-}	-nitrid
Cu^{2+}	Kupfer(II)-	P^{3-}	-phosphid
Zn^{2+}	Zink-	C^{4-}	-carbid

B2 Symbole und Namen für häufig vorkommende Kationen und Anionen

Name des Molekül-Ions	Formel
Ammonium-Ion	NH_4^+
Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
Hydroxid-Ion	OH^-
Nitrat-Ion	NO_3^-
Nitrit-Ion	NO_2^-
Permanganat-Ion	MnO_4^-
Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Sulfit-Ion	SO_3^{2-}

Fachmethode: Verhältnisformeln aufstellen (vgl. B. S. 163)

So geht's

1. Notiere die Formel der im Salz vorkommenden Kationen und Anionen mit der entsprechenden Ionenladung. Ermittle die Ionenladungen mithilfe des Periodensystems der Atome und Ionen (S. 164 f.) bzw. mithilfe der Tabelle der Molekül-Ionen.

   Calciumchlorid: Ca^{2+} *und* Cl^-
   Magnesiumoxid: Mg^{2+} *und* O^{2-}
   Kaliumcarbonat: K^+ *und* CO_3^{2-}
   Aluminiumsulfat: Al^{3+} *und* SO_4^{2-}

2. Wähle das Verhältnis der Kationen zu den Anionen so, dass sich die positiven und negativen Ladungen im Ionengitter ausgleichen. Wende dazu die **Kreuzregel** an, die besagt, dass in der Formel die Ladungszahl eines Ions jeweils als Index (ohne Vorzeichen) des anderen Ions angegeben wird. Betrachte Molekül-Ionen dabei als Einheit und setze sie in Klammern.

   $Ca^{2+}\ Cl^{1-}$ → Ca_1Cl_2 $\quad$ $Mg^{2+}\ O^{2-}$ → Mg_2O_2 $\quad$ $K^{1+}\ CO_3^{2-}$ → $K_2(CO_3)_1$ $\quad$ $Al^{3+}\ SO_4^{2-}$ → $Al_2(SO_4)_3$

3. Lass die Angabe des Index 1 weg und kürze die Indexzahlen, wenn möglich, sodass das kleinste Verhältnis der Zahlen angegeben wird (vgl. Info). Bei Molekül-Ionen, die den Index 1 erhalten würden, kannst du die Klammern nun auch weglassen.

   $CaCl_2$ $\quad$ MgO $\quad$ K_2CO_3 $\quad$ $Al_2(SO_4)_3$

Info

Das Berechnen von Verhältnissen ist dir bereits aus dem Mathematikunterricht bekannt. Verhältnisse geben die Beziehungen zwischen beliebigen Mengen an. Besteht eine Schulklasse z. B. aus 14 Mädchen und 14 Jungen, so beträgt das Verhältnis von Mädchen zu Jungen 14:14. Verhältnisse darf man wie Brüche behandeln, also auch kürzen. Das gekürzte Verhältnis ist daher 1:1. Ebenso liegt dieses Verhältnis bei einer Schule vor, die von 500 Mädchen und 500 Jungen besucht wird.