minærva

C

SKRIPT

4 Formeln, Gleichungen und Stoffmengen

Erklärskript

Die Aufgaben 105–138 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	C2 Atombau	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	C9 Kohlenwasserstoffe	C10 Alkohole, Ester

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht **4**
1 Erhaltung der Masse **5**
1.1 Wiegen im geschlossenen Gefäß 5
1.2 Massenerhaltung im Teilchenbild 6
2 Konstante Massenverhältnisse und Verhältnisformeln **7**
2.1 Kupfer und Schwefel in festem Verhältnis 7
2.2 Was übrig bleibt: der Überschuss 8
2.3 Atome haben eine Masse 8
2.4 Die Verhältnisformel 8
3 Chemische Formeln lesen **10**
3.1 Atomsymbole 10
3.2 Summenformel und Verhältnisformel 10
3.3 Strukturformel und räumliche Darstellung 11
3.4 Formeln mit dem Periodensystem aufstellen 12
4 Reaktionsgleichungen aufstellen **14**
4.1 Schritt für Schritt 14
4.2 Was eine Reaktionsgleichung aussagt 15
5 Stoffmenge und molare Masse **16**
5.1 Die Stoffmenge und das Mol 16
5.2 Die molare Masse 16
5.3 Rechnen mit Masse, Stoffmenge und Teilchenzahl 17
5.4 Rechnen mit Reaktionsgleichungen 18
5.5 Das molare Volumen von Gasen 19
6 Konzentration, Dichte und Massenanteil **20**
6.1 Die Dichte 20
6.2 Der Massenanteil 21
6.3 Die Stoffmengenkonzentration 21

Worum es geht

Wer Pfannkuchen backt, hält sich an ein Rezept: Es nennt die Zutaten und sagt, wie viel man von jeder braucht. Für doppelt so viele Pfannkuchen nimmt man doppelt so viel von allem. Auch Chemiker brauchen solche „Rezepte“. Wie viel Eisenerz braucht ein Hochofen für eine Tonne Eisen? Wie viel Kohlenstoffdioxid entsteht, wenn ein Auto einen Liter Benzin verbrennt? Wie viel Salz muss man abwiegen, damit eine Lösung genau die richtige Stärke hat?

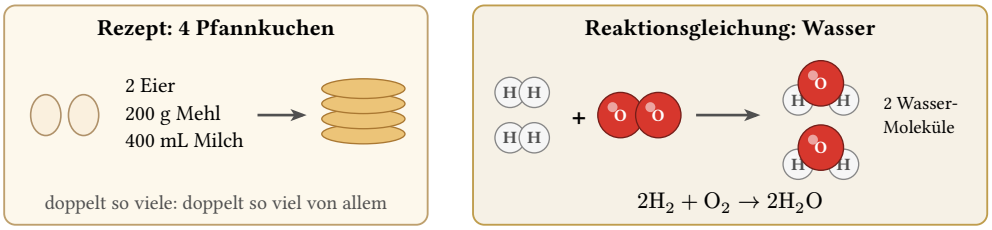


Abbildung 42: Ein Rezept und eine Reaktionsgleichung sagen beide, was zusammenkommt und in welchem Verhältnis.

Dieses Skript zeigt, dass bei chemischen Reaktionen keine Masse verloren geht und dass sich Stoffe immer in festen Massenverhältnissen verbinden. Es führt die Formelsprache der Chemie ein: Was steckt in einer Formel wie H_2O oder Al_2O_3, wie stellt man Formeln mit dem Periodensystem auf, und wie schreibt man eine Reaktion als Reaktionsgleichung? Zum Schluss lernst du die wichtigsten Größen kennen, mit denen Chemiker Stoffportionen beschreiben und berechnen: Stoffmenge, molare Masse, Dichte, Massenanteil und Konzentration.

Formeln, Gleichungen und Stoffmengen im Lehrplan. G8: Klasse 8–9. G9: Klasse 8–10. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, manche nur von der Lehrkraft selbst. Rechenbeispiele folgen immer demselben Weg: Gegeben – Gesucht – Formel – Rechnung – Ergebnis.

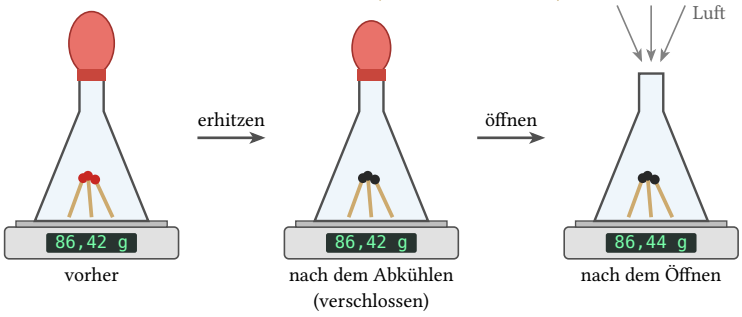
1 Erhaltung der Masse

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Verbrennt ein Holzscheit, bleibt nur ein kleines Häufchen Asche übrig. Verbrennt Eisenwolle auf der Waage, wird sie schwerer (Skript C3). Verschwindet beim Verbrennen von Holz Masse, und entsteht beim Verbrennen von Eisen neue? Um das zu klären, muss man alle Stoffe wiegen, die an der Reaktion beteiligt sind, auch die Gase.

1.1 Wiegen im geschlossenen Gefäß

Versuch — Streichhölzer im verschlossenen Kolben (Lehrerversuch)



Durchführung. In einen Erlenmeyerkolben aus feuerfestem Glas werden einige Streichhölzer gestellt. Der Kolben wird mit einem Luftballon dicht verschlossen und gewogen. Dann erhitzt man den Kolben von außen, bis sich die Streichholzköpfe entzünden. Nach dem Abkühlen wird der Kolben wieder gewogen. Zum Schluss nimmt man den Ballon ab und wiegt noch einmal.
Beobachtung. Die Streichhölzer flammen auf, der Ballon bläht sich auf und zieht sich beim Abkühlen wieder zusammen. Die Waage zeigt vor und nach der Reaktion dieselbe Masse, zum Beispiel 86,42 g. Nach dem Abnehmen des Ballons strömt Luft in den Kolben, die Masse steigt auf 86,44 g.
Deutung. Im verschlossenen Kolben kann kein Stoff entweichen und keiner hinzukommen. Die Masse der Produkte (Asche, Rauch, Gase) ist genauso groß wie die Masse der Edukte (Streichholzköpfe, Holz und der verbrauchte Sauerstoff). Weil Sauerstoff verbraucht wurde, strömt beim Öffnen Luft nach.
Sicherheit. Schutzbrille; Kolben aus Borosilikatglas, gleichmäßig erhitzen; den Ballon im Abzug abnehmen, Rauch nicht einatmen.

Den gleichen Befund liefert ein einfacher Versuch, den man selbst machen kann.

Versuch — Brausetablette in der Flasche

Durchführung. Eine Kunststoffflasche mit etwas Wasser und eine Brausetablette werden zusammen gewogen. Man gibt die Tablette ins Wasser und schraubt die Flasche sofort fest zu. Nach dem Sprudeln wird wieder gewogen. Im zweiten Durchgang bleibt die Flasche offen.
Beobachtung. Verschlossen: vorher 251,3 g, nachher 251,3 g. Offen: vorher 245,6 g, nachher 245,1 g.
Deutung. Bei der Reaktion entsteht das Gas Kohlenstoffdioxid. In der offenen Flasche entweicht es in die Luft, die Waage zeigt weniger an. In der verschlossenen Flasche bleibt es drin, die Masse bleibt gleich.
Sicherheit. Schutzbrille, Flasche nicht auf Personen richten, langsam öffnen (Überdruck).

Gefäße, aus denen kein Stoff entweichen und in die keiner eindringen kann, nennt man **geschlossene Gefäße** (oder geschlossene Systeme). In einem **offenen Gefäß** können Gase entweichen oder aus der Luft hinzukommen. Schon im 18. Jahrhundert haben Chemiker wie Antoine Laurent de Lavoisier durch sorgfältiges Wiegen in geschlossenen Gefäßen gezeigt, dass die Masse bei einer Reaktion gleich bleibt.

Merksatz

Gesetz von der Erhaltung der Masse: Bei einer chemischen Reaktion ist die Masse der Produkte genauso groß wie die Masse der Edukte. Masse geht weder verloren, noch entsteht sie neu.

Beispiel 1

Holz und Eisen noch einmal. Verbrennt Holz, entstehen vor allem Kohlenstoffdioxid und Wasserdampf. Diese Gase entweichen; zurück bleibt nur die Asche. Rechnet man die Gase mit, ist die Masse der Produkte größer als die des Holzes allein, denn der Sauerstoff aus der Luft hat mitreagiert. Bei der Eisenwolle bleibt das Produkt Eisenoxid als Feststoff liegen. Es ist schwerer als das Eisen, weil es den gebundenen Sauerstoff enthält. Beides passt zum Gesetz:

Masse (Eisen) + Masse (Sauerstoff) = Masse (Eisenoxid)

Typischer Fehler

Falsch: Beim Verbrennen von Holz verschwindet Masse, beim Verbrennen von Eisen entsteht Masse.

Richtig: Bei beiden Reaktionen bleibt die Masse erhalten. Man muss nur alle Stoffe wiegen: auch den Sauerstoff, der mitreagiert, und die Gase, die entweichen.

1.2 Massenerhaltung im Teilchenbild

Warum bleibt die Masse erhalten? Die Antwort gibt das Atommodell von Dalton (C3): Bei einer chemischen Reaktion werden Atome weder zerstört noch neu gebildet, sie werden nur neu verbunden. Vor und nach der Reaktion sind also **gleich viele Atome jeder Sorte** vorhanden (Abbildung 43). Jedes Atom behält dabei seine Masse.

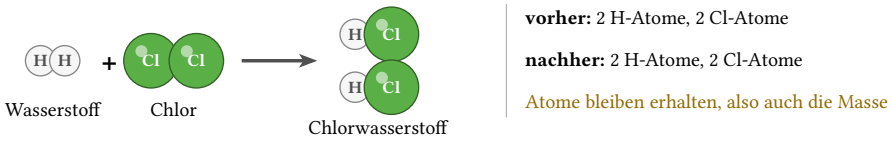


Abbildung 43: Wasserstoff und Chlor reagieren zu Chlorwasserstoff. Die Atome werden neu verbunden; vorher und nachher sind es 2 Wasserstoff-Atome und 2 Chlor-Atome.

Merksatz

Massenerhaltung und Atomanzahlerhaltung: Bei einer chemischen Reaktion bleibt die Anzahl der Atome jeder Sorte erhalten. Weil jedes Atom seine Masse behält, bleibt auch die Gesamtmasse erhalten.

Das Gesetz von der Erhaltung der Masse ist also eine Folge davon, dass die Atome erhalten bleiben. Auf diesem Gedanken beruhen auch die Reaktionsgleichungen in Abschnitt 4: Auf beiden Seiten müssen gleich viele Atome jeder Sorte stehen.

Wie genau gilt das Gesetz?

Bei chemischen Reaktionen wird Energie frei oder aufgenommen. Nach Einstein ist damit eine winzige Massenänderung verbunden. Sie ist aber so klein, dass sie auch mit den genauesten Waagen nicht messbar ist: Bei der Verbrennung von 1 kg Kohle wären es weniger als ein millionstel Gramm. Für die Chemie gilt das Gesetz deshalb ohne Einschränkung.

Fachbegriffe: Gesetz von der Erhaltung der Masse · geschlossenes Gefäß · offenes Gefäß · Massenerhaltung · Atomanzahlerhaltung

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Reaktionsgleichungen ausgleichen** ↗

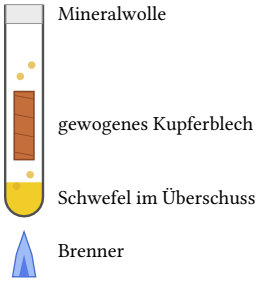
2 Konstante Massenverhältnisse und Verhältnisformeln

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8

Kupfer reagiert mit Schwefel zu schwarzem Kupfersulfid (C3). Spielt es eine Rolle, wie viel Schwefel man nimmt? Entsteht mit mehr Schwefel ein „schwefelreicheres“ Kupfersulfid? Ein Versuch mit der Waage gibt die Antwort.

2.1 Kupfer und Schwefel in festem Verhältnis

Versuch — Massenverhältnis bei Kupfersulfid (Lehrerversuch)



Durchführung. Ein Kupferblech wird gewogen, aufgerollt und in einem schwer schmelzbaren Reagenzglas über reichlich Schwefel erhitzt, bis es vollständig schwarz ist. Der überschüssige Schwefel verdampft oder verbrennt an der Öffnung. Nach dem Abkühlen wird das Kupfersulfid gewogen. Fünf Gruppen arbeiten mit unterschiedlich großen Kupferblechen.
Beobachtung. Das Kupferblech glüht im Schwefeldampf auf und wird zu einem schwarzgrauen, spröden Stoff. Typische Messwerte stehen in Tabelle 19.
Deutung. Das Kupfer hat jeweils so viel Schwefel gebunden, wie es seiner Masse entspricht; der Rest des Schwefels blieb übrig.
Sicherheit. Schwefel reizt die Haut, Schwefeldampf ist entzündlich, beim Verbrennen entsteht giftiges Schwefeldioxid: im Abzug arbeiten, Schutzbrille, Reagenzglas locker mit Mineralwolle verschließen.

Die Masse des gebundenen Schwefels erhält man nach dem Gesetz von der Erhaltung der Masse als Differenz: $m(\text{Schwefel}) = m(\text{Kupfersulfid}) - m(\text{Kupfer})$.

Gruppe	1	2	3	4	5
Masse Kupfer in g	0,50	1,00	1,50	2,00	2,50
Masse Kupfersulfid in g	0,63	1,25	1,87	2,51	3,12
Masse Schwefel in g	0,13	0,25	0,37	0,51	0,62
$m(\text{Kupfer}) : m(\text{Schwefel})$	3,8 : 1	4,0 : 1	4,1 : 1	3,9 : 1	4,0 : 1

Tabelle 19: Typische Messwerte zur Reaktion von Kupfer mit Schwefel.

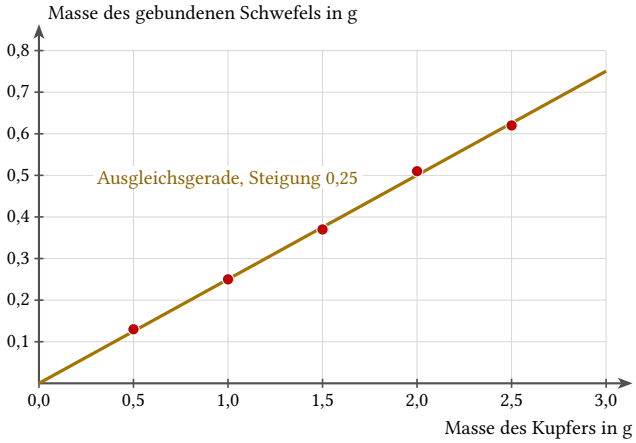


Abbildung 44: Masse des gebundenen Schwefels über der Masse des Kupfers. Die Messpunkte liegen auf einer Ursprungsgeraden: Doppelte Masse Kupfer bindet doppelte Masse Schwefel.

Alle Gruppen finden innerhalb der Messgenauigkeit dasselbe Verhältnis: Kupfer und Schwefel reagieren im Massenverhältnis von etwa 4 : 1. Trägt man die Messwerte in ein Diagramm ein, liegen sie auf einer Geraden durch den Ursprung (Abbildung 44): Die Masse des Schwefels ist proportional zur Masse des Kupfers. Ihre Steigung von etwa 0,25 bedeutet: Jedes Gramm Kupfer bindet etwa 0,25 g Schwefel.

Merksatz

Gesetz der konstanten Massenverhältnisse: In einer Verbindung sind die Elemente immer im selben Massenverhältnis enthalten. Bei der Bildung einer Verbindung reagieren die Elemente deshalb immer im selben Massenverhältnis.

Das Gesetz fand der französische Chemiker Joseph Louis Proust um 1800. Es gilt für jede Verbindung, wobei jede Verbindung ihr eigenes Verhältnis hat. Bei Magnesiumoxid sind es zum Beispiel etwa 3 g Magnesium auf 2 g Sauerstoff.

2.2 Was übrig bleibt: der Überschuss

Gibt man von einem Edukt mehr dazu, als zum Verhältnis passt, reagiert nur der passende Teil. Der Rest bleibt unverändert übrig: Dieses Edukt liegt im **Überschuss** vor.

Beispiel 2

Kupfer und Schwefel im Überschuss. Man erhitzt 6,0 g Kupfer mit 3,0 g Schwefel. Im Verhältnis 4 : 1 bindet das Kupfer $6{,}0\ \text{g} : 4 = 1{,}5\ \text{g}$ Schwefel. Es entstehen $6{,}0\ \text{g} + 1{,}5\ \text{g} = 7{,}5\ \text{g}$ Kupfersulfid, und $3{,}0\ \text{g} - 1{,}5\ \text{g} = 1{,}5\ \text{g}$ Schwefel bleiben übrig. Im Versuch verdampft dieser Rest; deshalb darf man reichlich Schwefel nehmen, ohne das Ergebnis zu verfälschen.

2.3 Atome haben eine Masse

Warum ist das Massenverhältnis fest? Weil sich in einer Verbindung immer gleich viele Atome der einen Sorte mit gleich vielen der anderen verbinden, und weil jede Atomsorte ihre eigene Masse hat. Atome sind unvorstellbar leicht. Man gibt ihre Masse deshalb nicht in Gramm an, sondern in der **atomaren Masseneinheit** u (von englisch *unit*):

$$1\ \text{u} = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ \text{g}$$

Ein Wasserstoff-Atom hat etwa die Masse 1 u. Die **Atommasse** jedes Elements steht im Periodensystem (Tabelle 20).

Element	H	C	N	O	Mg	S	Fe	Cu
Atommasse in u	1,0	12,0	14,0	16,0	24,3	32,1	55,8	63,5

Tabelle 20: Atommassen einiger Elemente (auf 0,1 u gerundet).

Ein Kupfer-Atom ist also etwa doppelt so schwer wie ein Schwefel-Atom (63,5 u gegen 32,1 u). Wären in Kupfersulfid gleich viele Kupfer- und Schwefel-Atome, müsste das Massenverhältnis etwa 2 : 1 sein. Gemessen wurde aber etwa 4 : 1. Also kommen auf jedes Schwefel-Atom zwei Kupfer-Atome.

2.4 Die Verhältnisformel

Definition

Eine **Verhältnisformel** gibt an, in welchem Zahlenverhältnis die Atome (oder Ionen) der Elemente in einer Verbindung vorkommen. Man schreibt die Atomsymbole hintereinander und die Anzahl als kleine tiefgestellte Zahl, den **Index**, rechts dahinter. Den Index 1 schreibt man nicht.

Für Kupfersulfid ergibt sich so die Verhältnisformel Cu_2S: zwei Kupfer-Atome auf ein Schwefel-Atom. Magnesiumoxid hat die Verhältnisformel MgO (1 : 1), Aluminiumoxid Al_2O_3 (2 : 3). Verhältnisformeln verwendet man für Stoffe, die nicht aus einzelnen Molekülen bestehen, sondern aus einem großen Verband von Atomen oder Ionen, zum Beispiel für Salze und Metallverbindungen.

Aus den Messwerten lässt sich die Verhältnisformel auch direkt berechnen. Teilt man die Masse einer Stoffportion durch die Masse eines ihrer Atome, erhält man ein Maß für die Anzahl der Atome. Das Verhältnis dieser Zahlen ist das Anzahlverhältnis.

Beispiel 3

Verhältnisformel von Kupfersulfid aus Messwerten. Gruppe 2 hat aus 1,00 g Kupfer 1,25 g Kupfersulfid erhalten; gebunden wurden 0,25 g Schwefel.

Gegeben: $m(\mathrm{Cu}) = 1{,}00\ \mathrm{g}$, $m(\mathrm{S}) = 0{,}25\ \mathrm{g}$; Atommassen 63,5 u und 32,1 u

Gesucht: Anzahlverhältnis $N(\mathrm{Cu}) : N(\mathrm{S})$ und Verhältnisformel

Formel: $$N(\mathrm{Cu}) : N(\mathrm{S}) = \frac{m(\mathrm{Cu})}{m_{\mathrm{Atom}}(\mathrm{Cu})} : \frac{m(\mathrm{S})}{m_{\mathrm{Atom}}(\mathrm{S})}$$

Rechnung: $$\frac{1{,}00}{63{,}5} : \frac{0{,}25}{32{,}1} = 0{,}0157 : 0{,}0078 \approx 2{,}0 : 1$$

Ergebnis: Auf ein Schwefel-Atom kommen zwei Kupfer-Atome: $\mathrm{Cu_2S}$.

Kupfersulfid ist nicht gleich Kupfersulfid

Kupfer und Schwefel können auch eine zweite Verbindung bilden, CuS, die sich unter anderen Bedingungen bildet. Damit man die beiden unterscheidet, heißt $\mathrm{Cu_2S}$ genauer Kupfer(I)-sulfid und CuS Kupfer(II)-sulfid. Jede der beiden Verbindungen hat ihr eigenes, festes Massenverhältnis.

Fachbegriffe: Gesetz der konstanten Massenverhältnisse · Massenverhältnis · Überschuss · atomare Masseneinheit u · Atommasse · Verhältnisformel · Index

Üben: **noctua** ↗

3 Chemische Formeln lesen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 9

H_2O kennt fast jeder: Das ist Wasser. Aber was genau sagt diese Formel? Und warum schreibt man Kochsalz NaCl, Traubenzucker aber $C_6H_{12}O_6$ und nicht CH_2O? Chemische Formeln sind eine Kurzschrift, mit der Chemiker auf der ganzen Welt dieselben Stoffe gleich bezeichnen. Wer sie lesen kann, erfährt viel über den Aufbau eines Stoffes.

3.1 Atomsymbole

Jedes Element hat ein **Atomsymbol** aus einem oder zwei Buchstaben, der erste groß, der zweite klein. Es geht auf den schwedischen Chemiker Jöns Jakob Berzelius zurück und leitet sich oft vom lateinischen oder griechischen Namen ab. Ein Atomsymbol steht für das Element und zugleich für **ein** Atom dieses Elements.

Symbol	Element	Herkunft	Symbol	Element	Herkunft
H	Wasserstoff	*Hydrogenium*	Fe	Eisen	*Ferrum*
C	Kohlenstoff	*Carboneum*	Cu	Kupfer	*Cuprum*
N	Stickstoff	*Nitrogenium*	Ag	Silber	*Argentum*
O	Sauerstoff	*Oxygenium*	Au	Gold	*Aurum*
S	Schwefel	*Sulfur*	Hg	Quecksilber	*Hydrargyrum*
Na	Natrium	*Natrium*	Pb	Blei	*Plumbum*

Tabelle 21: Einige Atomsymbole und ihre Herkunft.

Einige Elemente bestehen nicht aus einzelnen Atomen, sondern aus Molekülen mit zwei Atomen. Das sind Wasserstoff H_2, Stickstoff N_2, Sauerstoff O_2 und die Halogene Fluor F_2, Chlor Cl_2, Brom Br_2 und Iod I_2. Metalle, Kohlenstoff und Schwefel schreibt man in Gleichungen einfach mit dem Atomsymbol: Fe, Cu, C, S.

3.2 Summenformel und Verhältnisformel

Definition

Die **Summenformel** (auch **Molekülformel**) gibt an, aus welchen Atomen und wie vielen Atomen jeder Sorte **ein Molekül** besteht. Die Zahl vor einer Formel heißt **Koeffizient**; sie gibt an, wie viele Moleküle gemeint sind.

Der Unterschied zwischen Index und Koeffizient ist wichtig (Abbildung 45): 2 H sind zwei einzelne Wasserstoff-Atome, H_2 ist ein Molekül aus zwei Atomen, $2H_2$ sind zwei solche Moleküle. Der Index gehört zur Formel und beschreibt den Bau eines Teilchens, der Koeffizient zählt Teilchen.

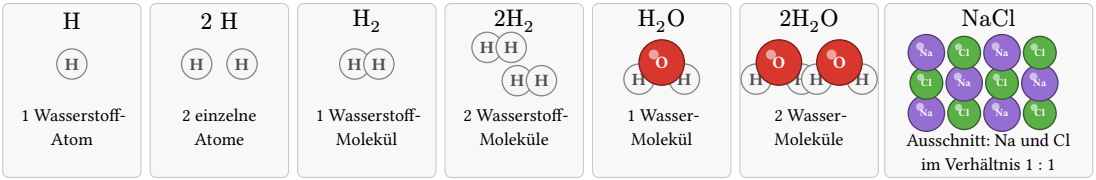


Abbildung 45: Was Formeln über Teilchen sagen. Beim Natriumchlorid gibt es keine einzelnen Moleküle; die Formel NaCl nennt nur das Verhältnis der Teilchen im Gitter.

Salze wie Natriumchlorid bestehen nicht aus Molekülen, sondern aus einem riesigen Gitter von Ionen. Für sie gibt es nur eine Verhältnisformel. Die kleinste Gruppe, die dieses Verhältnis zeigt (hier ein Na und ein Cl), heißt **Formeleinheit**. Bei Molekülen dagegen darf man die Summenformel **nicht kürzen**: Wasserstoffperoxid besteht aus Molekülen H_2O_2 mit je zwei Wasserstoff- und zwei Sauerstoff-Atomen. Seine Verhältnisformel wäre HO, aber ein Teilchen HO ist etwas ganz anderes. Ebenso hat Traubenzucker die Summenformel $C_6H_{12}O_6$, obwohl das Verhältnis 1 : 2 : 1 ist.

Manche Formeln enthalten Klammern. Sie fassen eine Atomgruppe zusammen, die als Einheit mehrfach vorkommt, zum Beispiel ein Ion aus mehreren Atomen wie das Hydroxid-Ion OH^-. In $Ca(OH)_2$ (Calciumhydroxid, gelöst als Kalkwasser) gehört der Index 2 zur ganzen Klammer: Auf ein Calcium kommen 2 Sauerstoff- und 2 Wasserstoff-Atome.

Beispiel 4

Atome zählen.

CO_2: 1 Kohlenstoff-Atom, 2 Sauerstoff-Atome, zusammen 3 Atome in einem Molekül.

$3CO_2$: 3 Moleküle mit zusammen 3 Kohlenstoff- und 6 Sauerstoff-Atomen.

$Al_2(SO_4)_3$: 2 Aluminium-Atome, 3 Schwefel-Atome, $3 \cdot 4 = 12$ Sauerstoff-Atome.

3.3 Strukturformel und räumliche Darstellung

Die Summenformel sagt, welche Atome in einem Molekül sind, aber nicht, wie sie verbunden sind. Das zeigt die **Strukturformel**: Jeder Strich steht für eine Bindung zwischen zwei Atomen (genauer für ein gemeinsames Elektronenpaar, siehe C5). Ein Doppelstrich ist eine Doppelbindung.

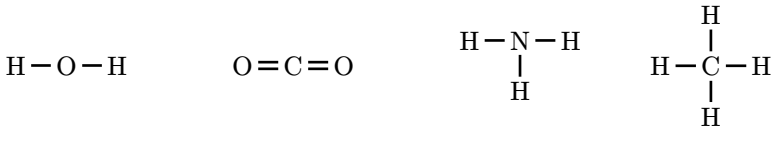


Abbildung 46: Strukturformeln. Sauerstoff hat immer 2 Bindungen, Stickstoff 3, Kohlenstoff 4, Wasserstoff 1.

Wie viel mehr eine Strukturformel verrät, zeigt ein Beispiel: Zwei ganz verschiedene Stoffe haben dieselbe Summenformel C_2H_6O. Ethanol (Trinkalkohol) ist eine Flüssigkeit, die bei 78 °C siedet. Dimethylether ist ein Gas, das schon bei −24 °C siedet und als Treibgas verwendet wird. Erst die Strukturformel zeigt den Unterschied (Abbildung 47): Beim Ethanol sind die beiden Kohlenstoff-Atome direkt verbunden, und am Sauerstoff hängt ein Wasserstoff-Atom; beim Dimethylether sitzt das Sauerstoff-Atom zwischen den beiden Kohlenstoff-Atomen.



Abbildung 47: Gleiche Summenformel C_2H_6O, verschiedene Strukturformeln, verschiedene Stoffe.

Moleküle sind aber nicht flach wie das Papier. Ihre **räumliche Darstellung** zeigt Modelle (Abbildung 48): Im **Kugel-Stab-Modell** sind die Atome Kugeln und die Bindungen Stäbe; man erkennt gut die Winkel zwischen den Bindungen. Im **Kalottenmodell** durchdringen sich die Kugeln teilweise; es zeigt besser, wie viel Raum ein Molekül einnimmt und wie seine Oberfläche aussieht. So sieht man, dass das Wasser-Molekül gewinkelt ist, das Kohlenstoffdioxid-Molekül dagegen gestreckt, obwohl beide aus drei Atomen bestehen. Warum das so ist, erklärt C5.

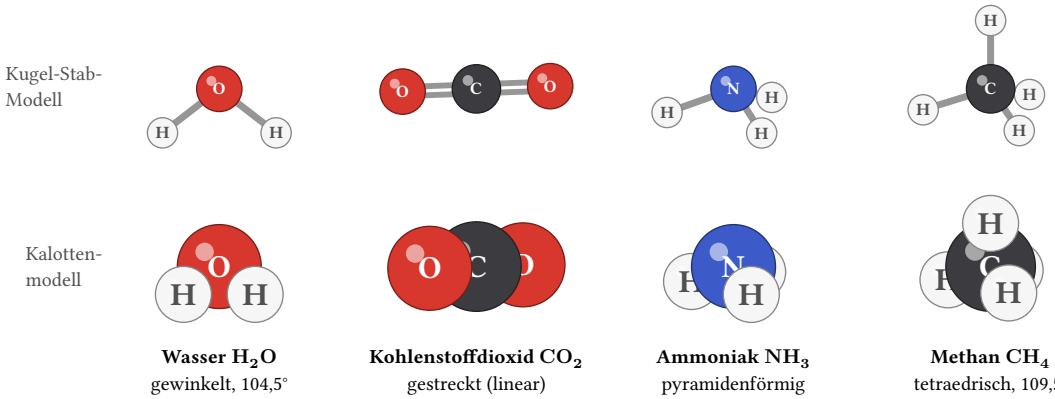


Abbildung 48: Räumliche Darstellung im Kugel-Stab-Modell und im Kalottenmodell. Die Winkel zwischen den Bindungen sind gemessen: Wasser 104,5°, Ammoniak 107°, Methan 109,5°.

Darstellung	Beispiel	Das zeigt sie
Atomsymbol	O	das Element; ein Atom
Verhältnisformel	Al_2O_3	Zahlenverhältnis der Atome oder Ionen in einem Verband (Salze, Metallverbindungen)
Summenformel	C_2H_6O	Art und Anzahl der Atome in einem Molekül
Strukturformel	H–O–H	welche Atome miteinander verbunden sind, Einfach- und Doppelbindungen
räumliche Darstellung	Kugel-Stab-, Kalottenmodell	die Gestalt des Moleküls im Raum, Bindungswinkel, Platzbedarf

Tabelle 22: Der Informationsgehalt chemischer Formeln nimmt von oben nach unten zu.

3.4 Formeln mit dem Periodensystem aufstellen

Wie viele Wasserstoff-Atome sich an ein Sauerstoff-Atom binden, muss man nicht auswendig lernen. Man kann es aus dem Periodensystem ablesen. Grundlage ist die **Edelgasregel** aus C2: Atome verbinden sich so, dass jedes Atom auf der äußeren Schale 8 Elektronen hat wie ein Edelgas (Wasserstoff 2 Elektronen wie Helium).

Moleküle aus Nichtmetallen. Ein Nichtmetall-Atom bildet so viele Bindungen, wie ihm Elektronen bis zur Achterschale fehlen. Diese Zahl heißt **Bindigkeit** (früher Wertigkeit): Für die Hauptgruppen IV bis VII ist sie 8 − Hauptgruppennummer, Wasserstoff ist einbindig.

Hauptgruppe	I (H)	IV	V	VI	VII
Beispiel	H	C, Si	N, P	O, S	F, Cl, Br, I
Bindigkeit	1	4	3	2	1

Tabelle 23: Bindigkeit der Nichtmetalle nach der Edelgasregel.

Beispiel 5

Formel der Wasserstoffverbindung des Stickstoffs. Stickstoff steht in der V. Hauptgruppe und ist dreibindig, Wasserstoff ist einbindig. Also binden sich drei Wasserstoff-Atome an ein Stickstoff-Atom: NH_3 (Ammoniak). Ebenso: Kohlenstoff ist vierbindig, Sauerstoff zweibindig, also kommen zwei Sauerstoff-Atome auf ein Kohlenstoff-Atom: CO_2 mit zwei Doppelbindungen.

Salze aus Metall und Nichtmetall. Metall-Atome geben ihre Außenelektronen ab und werden zu positiv geladenen Ionen, Nichtmetall-Atome nehmen Elektronen auf und werden zu negativ geladenen Ionen (C2). Die Ladung liest man an der Hauptgruppe ab: I $\longrightarrow +1$, II $\longrightarrow +2$, III $\longrightarrow +3$; V $\longrightarrow -3$, VI $\longrightarrow -2$, VII $\longrightarrow -1$. In einem Salz gleichen sich die Ladungen aus, es ist insgesamt ungeladen.

Beispiel 6

Verhältnisformel von Aluminiumoxid.

1. Ionen bestimmen: Aluminium (III. Hauptgruppe) bildet Al^{3+}, Sauerstoff (VI.) bildet O^{2-}.
2. Ladungen ausgleichen: Das kleinste gemeinsame Vielfache von 3 und 2 ist 6. Sechs positive Ladungen liefern 2 Aluminium-Ionen, sechs negative Ladungen 3 Oxid-Ionen.
3. Formel schreiben: Al_2O_3. Probe: $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$.

Ebenso: Magnesiumchlorid Mg^{2+} und Cl^- ergibt $MgCl_2$; Natriumsulfid Na^+ und S^{2-} ergibt Na_2S; Calciumoxid Ca^{2+} und O^{2-} ergibt CaO.

Metalle wie Eisen und Kupfer, die nicht in einer Hauptgruppe stehen, können verschiedene Ionen bilden. Die Ladung schreibt man dann als römische Zahl in den Namen: Eisen(III)-oxid enthält Fe^{3+}-Ionen und hat die Formel Fe_2O_3, Kupfer(II)-oxid enthält Cu^{2+} und hat die Formel CuO.

Namen. In Salzen und anderen Verbindungen aus zwei Elementen steht das Metall vorn, das Nichtmetall hinten mit der Endung **-id**: Oxid (Sauerstoff), Sulfid (Schwefel), Chlorid (Chlor), Nitrid (Stickstoff), Fluorid, Bromid, Iodid. Bei Molekülen aus zwei Nichtmetallen sagen griechische Zahlwörter, wie viele Atome einer Sorte im Molekül sind: Kohlenstoffmonooxid CO, Kohlenstoffdioxid CO_2, Schwefeltrioxid SO_3, Distickstoffmonooxid N_2O (Lachgas).

Anzahl	1	2	3	4	5	6	10
Zahlwort	mono	di	tri	tetra	penta	hexa	deca

Tabelle 24: Griechische Zahlwörter in Namen von Molekülverbindungen.

Fachbegriffe: Atomsymbol · Summenformel (Molekülformel) · Koeffizient · Formeleinheit · Strukturformel · räumliche Darstellung · Kugel-Stab-Modell · Kalottenmodell · Edelgasregel · Bindigkeit · Ionenladung

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Molekülbau mit dem EPA-Modell** ↗

4 Reaktionsgleichungen aufstellen

G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 9

In C3 wurden Reaktionen mit Wortgleichungen beschrieben, zum Beispiel:

Wasserstoff + Sauerstoff ⟶ Wasser

Mit Formeln lässt sich genauer sagen, was auf der Ebene der Teilchen passiert. Setzt man die Formeln einfach ein, erhält man $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$. Zählt man die Atome, stimmt etwas nicht: Links stehen zwei Sauerstoff-Atome, rechts nur eines. Ein Sauerstoff-Atom kann aber nicht verschwinden (Abschnitt 1). Die Gleichung muss also ausgeglichen werden.

Definition

Eine **Reaktionsgleichung** beschreibt eine chemische Reaktion in **Formelschreibweise**. Links stehen die Formeln der Edukte, rechts die der Produkte, dazwischen der Reaktionspfeil. Auf beiden Seiten müssen gleich viele Atome jeder Sorte stehen. Das erreicht man mit **Koeffizienten**, den Zahlen vor den Formeln.

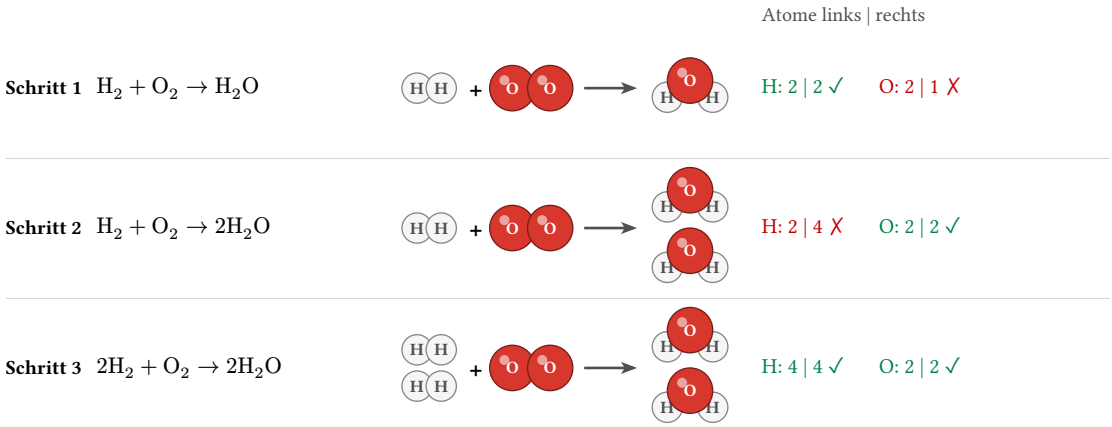


Abbildung 49: Ausgleichen der Knallgasreaktion im Teilchenbild. Rechts die Zählung der Atome links und rechts vom Pfeil; erst in Schritt 3 stimmt beides.

Beim Ausgleichen darf man nur Koeffizienten setzen, **niemals die Indizes ändern**. Ein geänderter Index würde einen anderen Stoff bedeuten.

Typischer Fehler

Falsch: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$ – jetzt stimmt die Zahl der Atome.

Richtig: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$. Die Formel H_2O_2 beschreibt Wasserstoffperoxid, nicht Wasser. Die Formeln der Stoffe stehen fest; ändern darf man nur die Koeffizienten.

4.1 Schritt für Schritt

Merksatz

So stellt man eine Reaktionsgleichung auf:

1. Wortgleichung aufschreiben.
2. Formeln einsetzen. Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und die Halogene als zweiatomige Moleküle (H_2, N_2, O_2, Cl_2 …), Metalle, Kohlenstoff und Schwefel mit dem Atomsymbol, Salze mit der Verhältnisformel.
3. Atome jeder Sorte links und rechts zählen.
4. Mit Koeffizienten ausgleichen. Man beginnt mit einem Element, das links und rechts nur in je einer Formel vorkommt; Sauerstoff und Wasserstoff kommen oft zuletzt. Die Indizes bleiben unverändert.
5. Probe: Stimmen alle Atomsorten? Sind die Koeffizienten so klein wie möglich?

Beispiel 7

Magnesium verbrennt.

Wortgleichung: Magnesium + Sauerstoff ⟶ Magnesiumoxid

Formeln: $Mg + O_2 \rightarrow MgO$. Zählen: Mg 1 | 1, O 2 | 1.

Sauerstoff ausgleichen: $Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$. Jetzt Mg 1 | 2.

Magnesium ausgleichen: $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$. Probe: Mg 2 | 2, O 2 | 2.

Beispiel 8

Kupfer und Schwefel. Kupfer(I)-sulfid hat die Verhältnisformel Cu_2S (Abschnitt 2).
$Cu + S \rightarrow Cu_2S$: Cu 1 | 2, also 2 $Cu + S \rightarrow Cu_2S$. Probe: Cu 2 | 2, S 1 | 1.

Beispiel 9

Aluminium verbrennt.
$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$: O 2 | 3. Das kleinste gemeinsame Vielfache von 2 und 3 ist 6:
$Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$: O 6 | 6, aber Al 1 | 4.
$4\ Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$. Probe: Al 4 | 4, O 6 | 6.

Beispiel 10

Erdgas (Methan) verbrennt zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$. Kohlenstoff: 1 | 1, stimmt.
Wasserstoff: 4 | 2, also $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$.
Sauerstoff zuletzt: links 2, rechts $2 + 2 = 4$, also $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$.
Probe: C 1 | 1, H 4 | 4, O 4 | 4.

Beispiel 11

Silberoxid wird zerlegt (Analyse, C3). Silberoxid hat die Formel Ag_2O.
$Ag_2O \rightarrow Ag + O_2$: O 1 | 2, also $2Ag_2O \rightarrow Ag + O_2$; dann Ag 4 | 1:
$2Ag_2O \rightarrow 4\ Ag + O_2$. Probe: Ag 4 | 4, O 2 | 2.

4.2 Was eine Reaktionsgleichung aussagt

Eine Reaktionsgleichung kann man auf zwei Ebenen lesen. Die Gleichung $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ sagt auf der Ebene der Stoffe: Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu Wasser. Auf der Ebene der Teilchen sagt sie: Je zwei Wasserstoff-Moleküle reagieren mit einem Sauerstoff-Molekül zu zwei Wasser-Molekülen. Die Koeffizienten geben also das **Teilchenzahlverhältnis** an, hier 2 : 1 : 2.

Oft schreibt man zu den Formeln noch den Aggregatzustand: (s) für fest (englisch *solid*), (l) für flüssig (*liquid*), (g) für gasförmig (*gaseous*) und (aq) für in Wasser gelöst (lateinisch *aqua*):

$$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O\ (l)$$

Die Massenerhaltung lässt sich mit den Atommassen nachprüfen: Links stehen $2 \cdot 2{,}0\ \text{u} + 32{,}0\ \text{u} = 36{,}0\ \text{u}$, rechts $2 \cdot 18{,}0\ \text{u} = 36{,}0\ \text{u}$.

Typischer Fehler

Falsch: Die Gleichung $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ bedeutet: 2 g Wasserstoff reagieren mit 1 g Sauerstoff.

Richtig: Die Koeffizienten geben an, wie viele **Teilchen** miteinander reagieren, nicht wie viel Gramm. Weil ein Sauerstoff-Molekül 16-mal so schwer ist wie ein Wasserstoff-Molekül, reagieren 4 g Wasserstoff mit 32 g Sauerstoff. Wie man das berechnet, zeigt der nächste Abschnitt.

Fachbegriffe: Reaktionsgleichung · Formelschreibweise · Koeffizient · Index · Ausgleichen · Teilchenzahlverhältnis · Aggregatzustand (s), (l), (g), (aq)

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Reaktionsgleichungen ausgleichen** ↗

5 Stoffmenge und molare Masse

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Nach der Gleichung $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ reagieren zwei Wasserstoff-Moleküle mit einem Sauerstoff-Molekül. Im Labor kann man aber keine Moleküle abzählen. Sie sind viel zu klein: Ein einziger Wassertropfen von 0,05 g enthält etwa $1{,}7 \cdot 10^{21}$ Wasser-Moleküle, das sind 1,7 Trilliarden. Wie kommt man von den Teilchen zu Gramm, die man abwiegen kann?

Im Alltag zählt man kleine Dinge auch nicht einzeln. Druckerpapier kauft man im Paket zu 500 Blatt, Eier im Zehnerkarton. Die Chemie hat dafür ebenfalls eine „Packungsgröße“, nur eine riesige: das Mol.

5.1 Die Stoffmenge und das Mol

Definition

Die **Stoffmenge** n gibt an, wie viele Teilchen eine Stoffportion enthält, gezählt in der Einheit **Mol** (mol). Ein Mol enthält $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Diese Zahl pro Mol heißt **Avogadro-Konstante**:

$$N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23} \ \frac{1}{\text{mol}}$$

Für die **Teilchenzahl** N gilt:

$$N = n \cdot N_A$$

Die Avogadro-Konstante ist seit 2019 exakt festgelegt ($6{,}022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$ pro Mol); für Rechnungen genügt $6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{mol}}$. Benannt ist sie nach dem italienischen Physiker Amedeo Avogadro. Das Mol ist eine SI-Einheit wie Meter, Kilogramm und Sekunde.

Warum gerade diese krumme Zahl? Sie ist so gewählt, dass 1 mol Teilchen genau so viele Gramm wiegt, wie ein Teilchen in u wiegt. Rechnet man nach: $6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ \text{g} \approx 1{,}00\ \text{g}$. Ein Mol Wasserstoff-Atome (je 1,0 u) wiegt also 1,0 g, ein Mol Kohlenstoff-Atome (je 12,0 u) wiegt 12,0 g.

5.2 Die molare Masse

Definition

Die **molare Masse** M eines Stoffes ist die Masse von einem Mol seiner Teilchen. Sie ist der Quotient aus der **Masse** m einer Stoffportion und ihrer Stoffmenge n:

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{Einheit:} \quad \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Der Zahlenwert der molaren Masse ist gleich der Masse eines Teilchens in u.

Die molaren Massen der Elemente stehen im Periodensystem. Für eine Verbindung addiert man die molaren Massen aller Atome der Formel.

Beispiel 12

Molare Massen berechnen (mit den gerundeten Werten aus dem Periodensystem).

$M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M(CO_2) = 12{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 44{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M(NaCl) = 23{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M(CaCO_3) = 40{,}1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100{,}1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Ein Mol ist für jeden Stoff gleich viele Teilchen, aber eine andere Masse und ein anderes Volumen (Abbildung 50). Ein Mol Wasser sind 18 g, gerade ein großer Schluck. Ein Mol Zucker (Saccharose) dagegen wiegt 342 g, weil ein Zucker-Molekül aus 45 Atomen besteht.

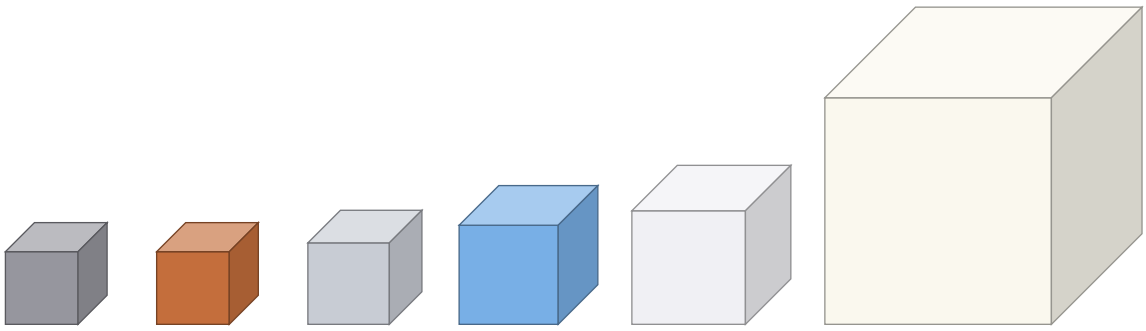


Abbildung 50: Je ein Mol verschiedener Stoffe als Würfel (Maßstab 1 : 2). Jeder Würfel enthält $6{,}022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Das Volumen ist aus molarer Masse und Dichte berechnet.

Typischer Fehler

Falsch: 1 mol Wasserstoff und 1 mol Sauerstoff haben dieselbe Masse.

Richtig: Sie enthalten gleich viele Moleküle. Ein Sauerstoff-Molekül ist aber 16-mal so schwer wie ein Wasserstoff-Molekül: 1 mol H_2 wiegt 2,0 g, 1 mol O_2 wiegt 32,0 g.

5.3 Rechnen mit Masse, Stoffmenge und Teilchenzahl

Die Stoffmenge ist die Brücke zwischen der Masse, die man wiegen kann, und der Teilchenzahl, die man nicht zählen kann (Abbildung 51). Mit der molaren Masse kommt man von der Masse zur Stoffmenge und zurück, mit der Avogadro-Konstante von der Stoffmenge zur Teilchenzahl.

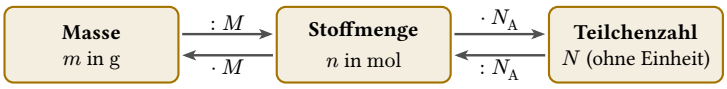


Abbildung 51: Von der Masse über die Stoffmenge zur Teilchenzahl und zurück.

$$n = \frac{m}{M} \qquad m = n \cdot M \qquad N = n \cdot N_\mathrm{A} \qquad n = \frac{N}{N_\mathrm{A}}$$

Beispiel 13

Stoffmenge aus der Masse. Welche Stoffmenge sind 9,0 g Wasser?

Gegeben: $m = 9{,}0\ \mathrm{g}$, $M(\mathrm{H_2O}) = 18{,}0\ \dfrac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$

Gesucht: Stoffmenge n

Formel: $n = \dfrac{m}{M}$

Rechnung: $n = \dfrac{9{,}0\ \mathrm{g}}{18{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}50\ \mathrm{mol}$

Ergebnis: 9,0 g Wasser sind 0,50 mol.

Beispiel 14

Teilchenzahl aus der Masse. Wie viele Moleküle sind in diesen 9,0 g Wasser?

Gegeben: $n = 0{,}50\ \mathrm{mol}$ (siehe oben), $N_\mathrm{A} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \dfrac{1}{\mathrm{mol}}$

Gesucht: Teilchenzahl N

Formel: $N = n \cdot N_\mathrm{A}$

Rechnung: $N = 0{,}50\ \mathrm{mol} \cdot 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \dfrac{1}{\mathrm{mol}} = 3{,}0 \cdot 10^{23}$

Ergebnis: 9,0 g Wasser enthalten $3{,}0 \cdot 10^{23}$ Moleküle.

Beispiel 15

Masse aus der Stoffmenge. Wie viel Kochsalz muss man für 0,250 mol abwiegen?

Gegeben: $n = 0{,}250\ \text{mol}$, $M(\text{NaCl}) = 58{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Gesucht: Masse m

Formel: $m = n \cdot M$

Rechnung: $m = 0{,}250\ \text{mol} \cdot 58{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14{,}6\ \text{g}$

Ergebnis: Man muss 14,6 g Kochsalz abwiegen.

Beispiel 16

Masse eines einzelnen Moleküls. Wie schwer ist ein Kohlenstoffdioxid-Molekül?

Gegeben: $M(\text{CO}_2) = 44{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $N_\text{A} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{mol}}$

Gesucht: Masse m eines Moleküls

Formel: Ein Mol wiegt M und enthält N_A Moleküle, also $m = \frac{M}{N_\text{A}}$.

Rechnung: $$m = \frac{44{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\text{mol}}} = 7{,}31 \cdot 10^{-23}\ \text{g}$$

Ergebnis: Ein Molekül wiegt $7{,}31 \cdot 10^{-23}$ g (oder 44,0 u).

Beim Rechnen werden die Einheiten wie Zahlen mitgerechnet und gekürzt: In g : $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ kürzt sich das Gramm, übrig bleibt mol. Stimmt die Einheit des Ergebnisses nicht, war die Formel falsch. Das Ergebnis rundet man auf so viele Stellen, wie die ungenaueste Angabe hat.

5.4 Rechnen mit Reaktionsgleichungen

Jetzt lässt sich die Frage vom Anfang beantworten. Die Koeffizienten einer Reaktionsgleichung geben das Teilchenzahlverhältnis an. Weil ein Mol immer gleich viele Teilchen enthält, ist das zugleich das **Stoffmengenverhältnis**: Nach $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ reagieren 2 mol Wasserstoff mit 1 mol Sauerstoff zu 2 mol Wasser.

Merksatz

Rechnen mit Reaktionsgleichungen:

1. Reaktionsgleichung aufstellen.
2. Gegebene Masse in Stoffmenge umrechnen: $n = \frac{m}{M}$.
3. Mit dem Stoffmengenverhältnis aus den Koeffizienten die gesuchte Stoffmenge bestimmen.
4. Gesuchte Stoffmenge in Masse umrechnen: $m = n \cdot M$.

Beispiel 17

Wasser aus Wasserstoff. Wie viel Wasser entsteht, wenn 4,0 g Wasserstoff verbrennen?

Gegeben: $m(\text{H}_2) = 4{,}0\ \text{g}$; $M(\text{H}_2) = 2{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; Gleichung $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

Gesucht: Masse $m(\text{H}_2\text{O})$

Formel: $n = \frac{m}{M}$; $n(\text{H}_2\text{O}) : n(\text{H}_2) = 2 : 2$; $m = n \cdot M$

Rechnung: $$n(\text{H}_2) = \frac{4{,}0\ \text{g}}{2{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2{,}0\ \text{mol}, \text{ also } n(\text{H}_2\text{O}) = 2{,}0\ \text{mol};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2{,}0\ \text{mol} \cdot 18{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 36\ \text{g}$$

Ergebnis: Es entstehen 36 g Wasser. Probe mit der Massenerhaltung: Gebraucht wird 1,0 mol Sauerstoff, also 32 g; $4{,}0\ \text{g} + 32\ \text{g} = 36\ \text{g}$.

Beispiel 18

Magnesiumoxid aus Magnesium. Wie viel Magnesiumoxid entsteht aus 6,00 g Magnesium?

Gegeben: $m(\mathrm{Mg}) = 6{,}00\ \mathrm{g}$; $M(\mathrm{Mg}) = 24{,}3\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$, $M(\mathrm{MgO}) = 40{,}3\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$; Gleichung $2\ \mathrm{Mg} + \mathrm{O_2} \rightarrow 2\ \mathrm{MgO}$

Gesucht: Masse $m(\mathrm{MgO})$

Formel: $n = \frac{m}{M}$; $n(\mathrm{MgO}) : n(\mathrm{Mg}) = 2 : 2$; $m = n \cdot M$

Rechnung:

$$n(\mathrm{Mg}) = \frac{6{,}00\ \mathrm{g}}{24{,}3\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}247\ \mathrm{mol} = n(\mathrm{MgO});$$

$$m(\mathrm{MgO}) = 0{,}247\ \mathrm{mol} \cdot 40{,}3\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 9{,}95\ \mathrm{g}$$

Ergebnis: Aus 6,00 g Magnesium entstehen 9,95 g Magnesiumoxid.

5.5 Das molare Volumen von Gasen

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 11

Gase wiegt man selten; man misst ihr Volumen. Dabei hilft eine Entdeckung von Avogadro: Gleiche Volumina verschiedener Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleich viele Teilchen. Ein Mol **jedes** Gases nimmt deshalb (fast) dasselbe Volumen ein, das **molare Volumen** V_m:

$$V_\mathrm{m} = \frac{V}{n} \approx 24{,}0\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}} \quad \text{bei } 20\ ^\circ\mathrm{C} \text{ und } 1013\ \mathrm{hPa}$$

Bei 0 °C sind es $22{,}4\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$. Damit gilt $n = \frac{V}{V_\mathrm{m}}$.

Beispiel 19

Ein Liter Kohlenstoffdioxid. Welche Masse hat 1,0 L Kohlenstoffdioxid bei 20 °C?

Gegeben: $V = 1{,}0\ \mathrm{L}$, $V_\mathrm{m} = 24{,}0\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$, $M(\mathrm{CO_2}) = 44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$

Gesucht: Masse m

Formel: $n = \frac{V}{V_\mathrm{m}}$, $m = n \cdot M$

Rechnung:

$$n = \frac{1{,}0\ \mathrm{L}}{24{,}0\ \frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}} = 0{,}042\ \mathrm{mol}; \quad m = 0{,}042\ \mathrm{mol} \cdot 44{,}0\ \frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}} = 1{,}8\ \mathrm{g}$$

Ergebnis: 1 L Kohlenstoffdioxid wiegt etwa 1,8 g, deutlich mehr als 1 L Luft (1,2 g).

Fachbegriffe: Stoffmenge · Mol · Teilchenzahl · Avogadro-Konstante · molare Masse · Masse · Stoffmengenverhältnis · molares Volumen (G8)

Üben: **noctua ↗** · **Umstell-Training ↗** Ausprobieren: **Stoffportionen: Masse, Stoffmenge, Teilchenzahl ↗** · **Zehnerpotenzen-Reise ↗**

6 Konzentration, Dichte und Massenanteil

G8 · Kl. 9 G9 · Kl. 10

Auf vielen Verpackungen stehen Gehaltsangaben: „Meersalz“, „Goldschmuck 585“, „Mineralwasser mit 120 mg Calcium pro Liter“. Wer Lösungen herstellt oder Stoffe vergleicht, muss angeben, wie viel von einem Stoff in einem Volumen oder in einem Gemisch steckt. Dafür gibt es drei wichtige Größen.

6.1 Die Dichte

Ein Liter Wasser wiegt etwa 1 kg, ein Liter Speiseöl etwa 0,9 kg, ein Liter Quecksilber über 13 kg. Wie schwer ein bestimmtes Volumen eines Stoffes ist, ist eine Stoffeigenschaft (C1).

Definition

Die **Dichte** ρ (griechisch „rho“) eines Stoffes ist der Quotient aus Masse und Volumen:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \text{Einheit:} \quad \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = \frac{\text{g}}{\text{mL}} = \frac{\text{kg}}{\text{L}}$$

Stoff	Ethanol	Wasser	Kochsalz	Aluminium	Eisen	Kupfer	Blei	Gold
ρ in $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	0,79	1,00	2,16	2,70	7,87	8,96	11,3	19,3

Tabelle 25: Dichten einiger Stoffe bei 20 °C (Wasser genau 0,998). Gase haben eine viel kleinere Dichte, Luft zum Beispiel $0{,}0012\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 1{,}2\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$.

Beispiel 20

Masse aus Volumen und Dichte. Welche Masse haben 250 mL Ethanol?

Gegeben: $V = 250\ \text{mL}$, $\rho = 0{,}789\ \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

Gesucht: Masse m

Formel: $\rho = \frac{m}{V}$, also $m = \rho \cdot V$

Rechnung: $m = 0{,}789\ \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 250\ \text{mL} = 197\ \text{g}$

Ergebnis: 250 mL Ethanol wiegen 197 g.

Beispiel 21

Ein Metall erkennen. Ein Metallstück verdrängt im Messzylinder 5,0 mL Wasser und wiegt 44,8 g. Aus welchem Metall ist es?

Gegeben: $m = 44{,}8\ \text{g}$, $V = 5{,}0\ \text{mL} = 5{,}0\ \text{cm}^3$

Gesucht: Dichte ρ

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

Rechnung: $\rho = \frac{44{,}8\ \text{g}}{5{,}0\ \text{cm}^3} = 8{,}96\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Ergebnis: Nach der Tabelle ist das Metall Kupfer.

Mit der Dichte kommt man auch vom Volumen zur Stoffmenge. Ein Liter Wasser ($\rho = 1{,}00\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) wiegt 1000 g. Seine Stoffmenge ist

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000\ \text{g}}{18{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 55{,}6\ \text{mol}.$$

6.2 Der Massenanteil

Definition

Der **Massenanteil** w eines Stoffes in einem Gemisch ist der Quotient aus der Masse dieses Stoffes und der Masse des ganzen Gemischs:

$$w(\text{Stoff}) = \frac{m(\text{Stoff})}{m(\text{Gemisch})}$$

Er hat keine Einheit und wird oft in Prozent angegeben.

Beispiel 22

Zuckerlösung. 20 g Zucker werden in 230 g Wasser gelöst. Welchen Massenanteil hat der Zucker?

Gegeben: $m(\text{Zucker}) = 20\ \text{g}$, $m(\text{Wasser}) = 230\ \text{g}$

Gesucht: Massenanteil $w(\text{Zucker})$

Formel: $w = \dfrac{m(\text{Zucker})}{m(\text{Lösung})}$ mit $m(\text{Lösung}) = m(\text{Zucker}) + m(\text{Wasser})$

Rechnung: $w = \dfrac{20\ \text{g}}{20\ \text{g} + 230\ \text{g}} = \dfrac{20\ \text{g}}{250\ \text{g}} = 0{,}080$

Ergebnis: Der Massenanteil beträgt 0,080 = 8,0 %.

Typischer Fehler

Falsch: $w = \frac{20\ \text{g}}{230\ \text{g}} = 8{,}7\,\%$

Richtig: Man teilt durch die Masse der ganzen Lösung, also Zucker und Wasser zusammen: $w = \frac{20\ \text{g}}{250\ \text{g}} = 8{,}0\,\%$.

Massenanteile begegnen einem oft. Meerwasser enthält Salze mit einem Massenanteil von etwa 3,5 %: In 2,0 kg Meerwasser stecken $0{,}035 \cdot 2000\ \text{g} = 70\ \text{g}$ Salz. Die Zahl 585 auf Goldschmuck bedeutet $w(\text{Gold}) = 58{,}5\,\%$.

Auch der Anteil eines Elements in einer Verbindung ist ein Massenanteil. Er lässt sich aus der Formel berechnen.

Beispiel 23

Eisen im Eisenerz. Welchen Massenanteil hat Eisen in reinem Eisen(III)-oxid Fe_2O_3?

Gegeben: Formel Fe_2O_3, $M(\text{Fe}) = 55{,}8\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M(\text{O}) = 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Gesucht: Massenanteil $w(\text{Fe})$

Formel: In 1 mol Fe_2O_3 sind 2 mol Fe: $w(\text{Fe}) = \dfrac{2 \cdot M(\text{Fe})}{M(Fe_2O_3)}$

$$M(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}8\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 159{,}6\ \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

Rechnung: $$w(\text{Fe}) = \frac{111{,}6\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{159{,}6\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0{,}699$$

Ergebnis: Eisen(III)-oxid besteht zu 69,9 % aus Eisen.

6.3 Die Stoffmengenkonzentration

In der Chemie arbeitet man meist mit Lösungen, die man mit dem Messzylinder oder der Pipette abmisst. Dann ist es praktisch zu wissen, wie viele gelöste Teilchen in einem bestimmten Volumen der Lösung sind (Abbildung 52).

Definition

Die **Stoffmengenkonzentration** c (kurz **Konzentration**) eines gelösten Stoffes ist der Quotient aus seiner Stoffmenge und dem Volumen der **Lösung**:

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{Einheit:} \quad \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

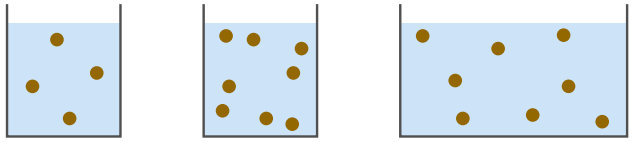


Abbildung 52: Die Konzentration sagt, wie viele gelöste Teilchen auf ein Volumen kommen. Doppelte Stoffmenge im gleichen Volumen: doppelte Konzentration. Gleiche Stoffmenge im doppelten Volumen: halbe Konzentration.

Eine Lösung mit genau bekannter Konzentration stellt man im **Messkolben** her (Abbildung 53). Wichtig ist, dass man nicht einen Liter Wasser nimmt, sondern so lange Wasser zugibt, bis die **Lösung** das gewünschte Volumen hat: Der gelöste Stoff nimmt selbst etwas Platz ein.

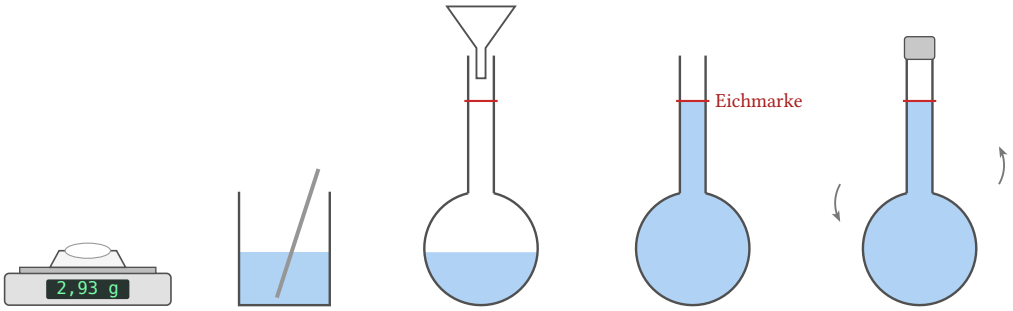


Abbildung 53: Herstellen von 250 mL Kochsalzlösung mit $c = 0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ im Messkolben.

Beispiel 24

Kochsalzlösung herstellen. Wie viel Kochsalz braucht man für 250 mL Lösung mit $c(\text{NaCl}) = 0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$?

Gegeben: $V = 250\ \text{mL} = 0{,}250\ \text{L}, c = 0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}, M(\text{NaCl}) = 58{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Gesucht: Masse $m(\text{NaCl})$

Formel: $c = \frac{n}{V}$, also $n = c \cdot V$; $m = n \cdot M$

Rechnung:
$$n = 0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0{,}250\ \text{L} = 0{,}050\ \text{mol};$$
$$m = 0{,}050\ \text{mol} \cdot 58{,}5\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2{,}9\ \text{g}$$

Ergebnis: Man löst 2,9 g Kochsalz (genauer gewogen 2,93 g) und füllt im Messkolben auf 250 mL auf.

Beispiel 25

Konzentration berechnen. 4,0 g Natriumhydroxid werden gelöst, die Lösung wird auf 500 mL aufgefüllt. Welche Konzentration hat die Lösung?

Gegeben: $m = 4{,}0\ \text{g}, V = 500\ \text{mL} = 0{,}500\ \text{L}; M(\text{NaOH}) = 23{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 40{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Gesucht: Konzentration c

Formel: $n = \frac{m}{M}, c = \frac{n}{V}$

Rechnung: $n = \frac{4{,}0\ \text{g}}{40{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0{,}10\ \text{mol}; c = \frac{0{,}10\ \text{mol}}{0{,}500\ \text{L}} = 0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Ergebnis: Die Natronlauge hat die Konzentration $0{,}20\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Beim **Verdünnen** gibt man Wasser hinzu. Die Stoffmenge des gelösten Stoffes bleibt gleich, das Volumen wird größer, die Konzentration kleiner: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$. Füllt man zum Beispiel 100 mL einer Lösung mit $c = 1{,}0\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ auf 1,0 L auf, hat die neue Lösung die Konzentration $0{,}10\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

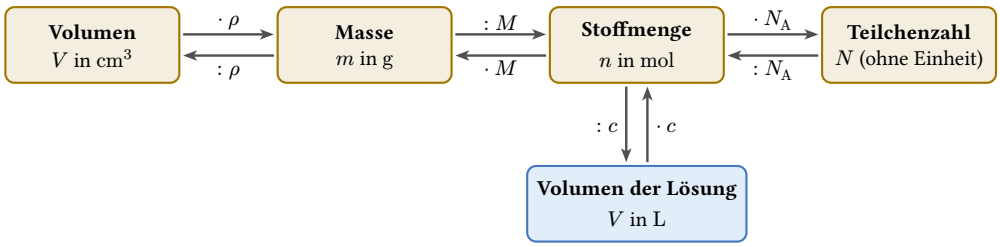


Abbildung 54: Übersicht: Dichte, molare Masse, Avogadro-Konstante und Konzentration verbinden die Größen.

Größe	Formelzeichen	Formel	Einheit
Masse	m	–	g, kg
Volumen	V	–	$\mathrm{cm^3} = \mathrm{mL}$, L
Dichte	ρ	$\rho = \frac{m}{V}$	$\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{cm^3}}$
Teilchenzahl	N	$N = n \cdot N_\mathrm{A}$	–
Stoffmenge	n	$n = \frac{m}{M}$	mol
Avogadro-Konstante	N_A	$6{,}022 \cdot 10^{23}\ \frac{1}{\mathrm{mol}}$	$\frac{1}{\mathrm{mol}}$
molare Masse	M	$M = \frac{m}{n}$	$\frac{\mathrm{g}}{\mathrm{mol}}$
Massenanteil	w	$w = \frac{m(\mathrm{Stoff})}{m(\mathrm{Gemisch})}$	– (oft in %)
Stoffmengenkonzentration	c	$c = \frac{n}{V(\mathrm{Lösung})}$	$\frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$
molares Volumen (G8)	V_m	$V_\mathrm{m} = \frac{V}{n}$	$\frac{\mathrm{L}}{\mathrm{mol}}$

Tabelle 26: Die Größen dieses Skripts auf einen Blick, wie in einer Formelsammlung.

Fachbegriffe: Dichte · Massenanteil · Stoffmengenkonzentration · Lösung · Messkolben · Verdünnen

Üben: **noctua** ↗ · **Umstell-Training** ↗ Ausprobieren: **Dichte** ↗

