

# Grundlagen Chemischer Gleichungen

Lehrprogramm zum Erlernen der Grundlagen zum Aufstellen und verstehen Chemischer Gleichungen und Formeln.

© Björn Schulz, Berlin 2004

[www.lernmaus.de](http://www.lernmaus.de)

[www.polarographie.de](http://www.polarographie.de)

## Inhalt

### Chemische Symbole und Formeln

Symbole

Tabelle

Formeln

### Chemische Gleichungen

Beachte

Aufstellen von Gleichungen

Zusammenfassung

### Größe und Masse der Atome

Atomare Masseneinheit u

### Die Stoffmenge des Mol

### Stoff- und Teilchenbezeichnungen

### Wertigkeit

Molmasse - Molekülmasse

### Die Masse von Stoffmengen

### Schon vergessen?

## Chemische Symbole und Formeln

### Symbole:

Symbole sind Abkürzungen des lateinischen, griechischen etc. Namen von Elementen aus dem periodischen System. Sie bedeuten die **Stoffmenge (1 mol)** des Elements und symbolisieren **1 Atom** dieses Elementes.

Die Symbole enthalten dabei folgende **Bedeutungen:**

1. das Element an sich (z. B.: Hg: bedeutet **1.** das Element Quecksilber)
2. ein Atom des Elements (z. B.: Hg: bedeutet **2.** ein Atom Quecksilber)
3. eine ganz bestimmte Stoffmenge des Elementes (1 mol)  
(z. B.: Hg: bedeutet **3.** ein Mol Quecksilber, das sind 200,6 g)

Lerne folgende Symbole auswendig:

deutscher Name des Elements	lateinischer / griechischer Name des Elements	Symbol	deutscher Name des Elements	lateinischer / griechischer Name des Elements	Symbol
Wasserstoff	Hydrogenium	H	Kohlenstoff	Carboneum	C
Natrium	Natrium	Na	Zinn	Stannum	Sn
Eisen	Ferrum	Fe	Blei	Plumbum	Pb
Platin	Platinum	Pt	Stickstoff	Nitrogenium	N
Kupfer	Cuprum	Cu	Phosphor	Phosphorus	P
Silber	Argentum	Ag	Antimon	Stibium	Sb
Gold	Aurum	Au	Sauerstoff	Oxygenium	O
Zink	Zincum	Zn	Schwefel	Sulfur	S
Quecksilber	Hydrargyrum	Hg	Chlor	Chlorum	Cl
Aluminium	Aluminium	Al			

Werden Symbole kombiniert, erhält man chemische Verbindungen, die durch Formeln dargestellt werden:

### Formeln:

Eine **Formel** ist die *chemische Schreibweise für Elemente, Atome oder Moleküle*. Man kann mit Formeln die Zusammensetzung (**Summenformel**) und auch die räumliche Anordnung (**Strukturformel**) von Atomen in einem Molekül darstellen.

Beispiel für eine Summenformel:  $\text{SO}_2$

Beispiel für eine Strukturformel:  $\text{O}=\text{S}=\text{O}$

Im einfachsten Falle werden die Symbole einfach aneinandergereiht:

z.B.: CaO • 1 Molekül Kalziumoxid  
 ZnS • 1 Molekül Zinksulfid  
 HCl • 1 Molekül Salzsäure

Es kommt aber häufig vor, dass in einem Molekül mehrere Atome des gleichen Elements vorkommen. Dabei wird ihre Anzahl durch Indizes hinter dem Elementsymbol angegeben:

$\text{CO}_2$  • 1 Molekül Kohlendioxid, besteht aus einem Atom Kohlenstoff und zwei Atomen Sauerstoff  
 $\text{Al}_2\text{O}_3$  • 1 Molekül Aluminiumoxid („Korund“), besteht aus zwei Atomen Aluminium und drei Atomen Sauerstoff

## Übersichten zum Lernen

Symbole:	Formeln:	Reaktionsgleichungen
haben drei Bedeutungen:		
<ol style="list-style-type: none"> <li>1. stoffliche Bedeutung</li> <li>2. teilchenartige Bedeutung</li> <li>3. quantitative Bedeutung</li> </ol>		

	Symbol: <b>Mg</b>	Formel: <b>Cu<sub>2</sub>O</b>
stoffliche Bedeutung	das Element Magnesium	die Verbindung Kupfer(I)oxid
teilchenartige Bedeutung	1 Atom Magnesium	1 Molekül Kupfer(I)oxid, bestehend aus 2 Atomen Kupfer und 1 Atom Sauerstoff
quantitative Bedeutung	1 Mol Magnesium = 64g = $6,023 \cdot 10^{23}$ Atome	1 Mol Kupfer(I)oxid = 144g = $6,023 \cdot 10^{23}$ Moleküle

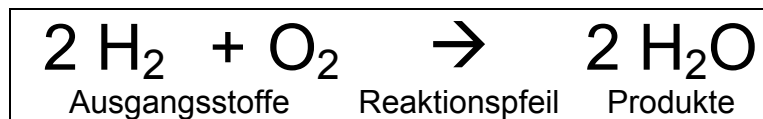
<b>Formel</b>	<b>2 Zn</b>	<b>+</b>	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>→ 2 ZnO</b>
<b>stoffliche Bedeutung</b>	Zink	+	Sauerstoff	→ Zinkoxid
<b>teilchenartige Bedeutung</b>	2 Atome Zink	+	1 Elementmolekül Sauerstoff	→ 2 Moleküle Zinkoxid
<b>quantitative Bedeutung</b>	2 Mol Zink = 130g (= $2 \cdot 65g$ ) = $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Atome	+	1 Mol Sauerstoff = 32g (= $2 \cdot 16g$ ) = $6,023 \cdot 10^{23}$ Elementmoleküle	2 Mol Zinkoxid = 162g (= $2 \cdot 81g$ ) = $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Moleküle
<b>Massenerhaltung</b>	162 g		=	162 g

## Chemische Gleichungen

Die Chemie befasst sich mit den Stoffen, ihren Eigenschaften und ihren Umsetzungen, also ihren Reaktionen.

Chemische Reaktionen werden durch chemische Gleichungen dargestellt. Chemische Gleichungen werden mit Hilfe von Symbolen und Formeln aufgeschrieben.

Reagieren z.B. Wasserstoff und Sauerstoff, was man im Chemieunterricht wunderbar durch die Knallgasreaktion vorführen kann, zu Wasser, so kann diese Reaktion mit Hilfe einer Reaktionsgleichungen beschrieben werden:



Links vom Reaktionspfeil stehen dabei die Ausgangsstoffe (auch „Edukte“ genannt), rechts vom Reaktionspfeil stehen dabei die Produkte (auch: „Reaktionsprodukte“, Endprodukte“). Die Formeln behalten dabei ihre drei oben genannten Bedeutungen bei.

Die Gleichung  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  sagt damit folgendes aus:

- 1.) Die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff reagieren zu der Verbindung Wasser
- 2.) 2 Elementmoleküle Wasserstoff reagieren mit einem Elementmolekül Sauerstoff zu zwei Molekülen Wasser
- 3.) 2 mol Wasserstoff reagieren mit einem mol Sauerstoff zu 2 mol Wasser

### Achte bei chemischen Gleichungen immer auf folgendes:

- die Anzahl der Atome auf der rechten Seite ist immer gleich der Anzahl der Atome auf der linken Seite (niemals können Atome „verloren gehen“!!!)
- Die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe (Summe aus den einzelnen Massen der beteiligten Atome oder Moleküle) ist stets gleich der Gesamtmasse der Produkte (Summe aus den einzelnen Massen der beteiligten Atome oder Moleküle): Gesetz der Erhaltung der Masse
- Bestimmte Elemente, z.B. Sauerstoff,  $\text{O}_2$ , Stickstoff,  $\text{N}_2$ , Chlor  $\text{Cl}_2$ , Wasserstoff  $\text{H}_2$  etc. kommen in der Natur als zweimolekulare Gase vor, sie werden Elementmoleküle genannt.

## Aufstellen von Gleichungen:

1. Schreibe die **Wortreaktionsgleichung** auf:

Beispiel: Eisen + Kupferoxid  $\rightarrow$  Eisen

2. Ersetze die Elemente in der Wortgleichung durch die entsprechenden **chemischen Symbole** oder Formeln:

Beachte dabei immer die Wertigkeit der umgesetzten Elemente!

Beispiel: Eisen + Kupferoxid  $\rightarrow$  Eisenoxid + Kupfer *wird zu*  
 $\text{Fe} + \text{CuO} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Cu}$  *denn*

Fe: dreiwertig

Cu: zweiwertig

O: zweiwertig

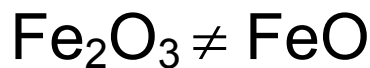
3. **Ausgleichen:** prüfe nach, ob auf beiden Seiten die gleiche Anzahl an gleichen Atomen auftreten.

Ist dieses nicht der Fall, so muss man durch **Vervielfachen** der Symbole und Formeln auf beiden Seiten die gleiche Anzahl an Atomen herstellen.

Dabei werden ganze, natürliche Zahlen (später kann man auch rationale Zahlen verwenden) den Symbolen bzw. Formeln vorangestellt und gelten für die darauffolgende Formel bzw. Symbol, bis das nächste Zeichen (+ oder  $\rightarrow$ ) kommt.

Formel an sich darf nicht verändert werden, wenn ihre Zusammensetzung experimentell ermittelt wurde:

Es gibt Eisen(II)oxid FeO und Eisen(III)oxid Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, ändere nichts an dieser Formel, wenn ein bestimmtes Eisenoxid vorgegeben wird: NIE!



Unser Beispiel:

links 1 Fe    rechts Fe<sub>2</sub> = 2 Fe

links 1 O    rechts O<sub>3</sub> = 3 O

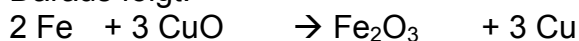
links 1 Cu    rechts 1 Cu

Da auf der rechten Seite die Symbole 2 · Fe und 3 · O auftreten, muss die linke Seite folgendermaßen geändert werden:



Jetzt stimmt die Anzahl von Fe und O auf beiden Seiten. Gleichzeitig stimmt jetzt aber die Anzahl vom Symbol Cu auf der rechten Seite nicht mehr. Daher muss man jetzt auf der rechten Seite die Anzahl an Cu der linken Seite angleichen, indem man Cu mit 3 multipliziert.

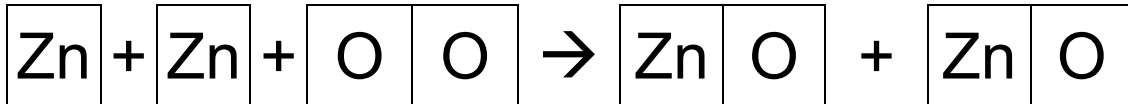
Daraus folgt:



## Zusammenfassung:

### → Chemische Reaktionsgleichung:

1. Wortgleichung: **Zink + Sauerstoff → Zinkoxid**
2. Formelgleichung:  **$2 \text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ZnO}$**
3. Darstellung im Teilchenmodell:



4. Bedeutung: **Die Elemente Zink und Sauerstoff reagieren zu Zinkoxid.**
- 5.1 Menge: **1 Atom Zink + 1 Elementmolekül Sauerstoff reagieren zu der 2 Molekülen der chemischen Verbindung Zinkoxid.**
- 5.2 Menge: **2 mol Zink + 1 mol Sauerstoff (O<sub>2</sub>) reagieren zu 2 mol Zinkoxid.**

### → Formel:

Die Formel ZnO hat drei wesentliche **Bedeutungen**: ZnO ist

1. eine chemische Verbindung ZnO
2. ein Molekül ZnO
3. ein Mol (Stoffmenge an) ZnO

### → Begriffe:

Ein **chemisches Symbol** besteht aus einem oder zwei Buchstaben (Anfangsbuchstabe + evtl. weiterer Buchstabe) des entsprechenden lateinischen oder griechischen (o.ä.) Namens des beschriebenen Elementes.

Eine **chemische Formel** besteht aus den chemischen Symbolen und evtl. Zahlen, die als Indizes angegeben werden.

Eine **chemische Gleichung** gibt bei einem chemischen Umsatz die Ausgangsstoffe und Endprodukte an, die Verlauf der Reaktion wird durch einen Reaktionspfeil gegeben.

Die Gesamtmasse an Ausgangsstoffen ist gleich der Gesamtmasse an Endprodukten.

Die Anzahl an Atomen eines jeden in einer chemischen Reaktion umgesetzten Elementes ist auf beiden Seiten des Reaktionspfeils gleich groß.

## Größe und Masse der Atome

### Atome sind winzig klein.

Atome unterschiedlicher Elemente haben eine unterschiedliche Größe. Z.B. ist das Wasserstoffatom das kleinste Atom unter den Elementen.

Nehme man an, ein einziges Atom hat eine Gestalt einer Kugel und der Radius eines Wasserstoffatoms [nach Pauling] habe einen Radius von 37 pm, das sind 0,0000000037 cm. Mit  $V = \frac{4}{3} \pi r^3$  kann man dann das Volumen eines einzigen Wasserstoffatoms ausrechnen:  $V = 0,0000000000000000000000002122 \text{ cm}^3!$

Ein Wasserstoffatom hat die Masse:  $M_H = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 06070 \text{ g}$ .

### Die atomare Masseneinheit u

Es ist umständlich mit diesen kleinen Massen umzugehen. Daher hat man ein handlicheres Bezugssystem eingeführt. Die Masseneinheit der Atome wird demnach mit der Atommasseneinheit u angegeben.

Dabei ist 1 u definiert als die Masse von  $\frac{1}{12}$  des Kohlenstoffatoms (genauer: des Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$ ).

Hat ein Atom dann z.B. die Masse 45 u, dann heißt das, dass es 45 mal schwerer als die Masse von  $\frac{1}{12}$  des Kohlenstoffatoms .

#### **Merke:**

**Die atomare Masseneinheit u gibt an, um wie viel ein bestimmtes Atom schwerer ist als  $\frac{1}{12}$  der Masse des Kohlenstoffatoms(-isotops)  $^{12}\text{C}$ . Für jedes Element gibt es eine charakteristische (unterschiedliche) Größe.**

Die Größe der Atommasseneinheit muss in Tabellenwerken in speziellen Atommassentabellen nachgesehen werden. Sie werden zu schulischen Zwecken gerundet.

Vereinfachend kann man sagen, dass ein Atom eines Elements eine bestimmte Atommasse hat, z.B. Wasserstoff hat die Atommasse 1 u, Sauerstoff 16 u, Kupfer 64 u etc.

## Zusammenfassung:

### Atommassen

#### Absolute Atommassen

Magnesium 0,000 000 000 000 000 000 000 000 004 g

Kohlenstoff 0,000 000 000 000 000 000 000 000 002 g

#### Relative Atommassen

Magnesium  $\frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 004\ \text{g} \cdot 12\ \text{u}}{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 002\ \text{g}} = 24\ \text{u}$

Kohlenstoff  $\frac{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 002\ \text{g} \cdot 12\ \text{u}}{0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 002\ \text{g}} = 12\ \text{u}$

Die **relative Atommasse** gibt das Verhältnis an, in dem die Atommassen der Elemente zu einem Zwölftel der Masse der Kohlenstoffatome (Kohlenstoffisotope  $^{12}\text{C}$ ) stehen!

Die relative Molekülmasse ist die Summe der relativen Atommasse aller in einem Molekül enthaltenen Atome.



## Die Stoffmenge des Mol

Einzelne Atome haben eine sehr geringe Masse. Das ist beim Rechnen mit Massen, z.B. bei chemischen Reaktionen äußerst ungünstig.

Daher fasst man eine ganz bestimmte Anzahl an Atomen einheitlich in eine wohldefinierte Stoffmenge zusammen.

Dadurch ergibt sich aus einer sehr, sehr kleinen Zahl mal einer sehr, sehr großen Zahl eine „normal große“, handliche Zahl.

Die Größe, die die Teilchenmenge angibt, wird als Stoffmenge  $n$  bezeichnet. Es trägt die Einheit 1 mol:

Stoffmenge: $n$	Einheit: mol
<b>1 <math>n</math> = 1 mol</b>	

### Merke:

Die Stoffmenge 1 mol eines Elementes oder auch Moleküls, ist die Stoffmenge, die genauso viele Teilchen enthält, wie Atome in 12g des Kohlenstoffs ( $^{12}\text{C}$  Kohlenstoffisotops) enthalten sind.

Da man jetzt genau weiß, wie groß die Anzahl der Atome der Stoffmenge 1 mol ist, könnte man, würde man sie zählen auf eine genaue Zahl stoßen.

Man weiß also, dass in der Stoffmenge 1 mol einer Verbindung oder eines Elementes  $6,0221367 \cdot 10^{23}$ , also ungefähr  **$6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen** enthalten sind.

### Merke:

Ein mol ( $n = 1 \text{ mol}$ ) gibt an, dass  **$6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen** in einer Stoffmenge (mit charakteristischer Masse  $m$ ) eines Elementes oder Moleküls enthalten sind. Diese Konstante wird:

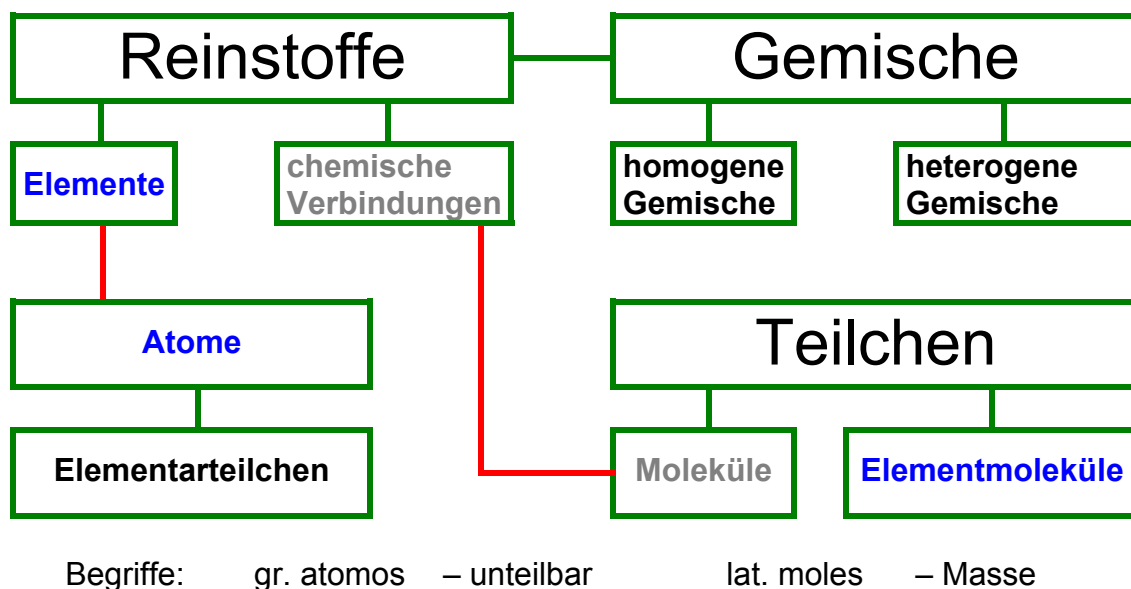
- zu Ehren eines italienischen Chemikers (Avogadro) mit  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$  oder
- zu Ehren eines anderen Chemikers (Loschmidt) mit  $N_L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$  angegeben.

**Beispiele:**

1 Mol				
Kupfer	Schwefel	Wasser	Sauerstoff	Magnesiumoxid
Cu	S	H <sub>2</sub> O	O <sub>2</sub>	MgO
64g	32g	18g	32g (= 2 · 16g)	40g
= 6,023 · 10 <sup>23</sup>				
Atome Kupfer	Atome Schwefel	Moleküle Wasser	Elementmoleküle Sauerstoff	Moleküle Magnesiumoxid

**Stoff- und Teilchenbezeichnungen:**

**Übersicht:**



**Eine weitere Reaktion:**



**Bedeutungen:**

- 1.) Das Element Aluminium reagiert mit der chemischen Verbindung Kupferoxid zu der chemischen Verbindung Aluminiumoxid und dem Element Kupfer
- 2.) Zwei Atome Aluminium reagieren mit drei Molekülen Kupferoxid zu einem Molekül Aluminiumoxid und drei Atomen Kupfer
- 3.) Zwei mol Aluminium reagieren mit drei mol Kupferoxid zu einem mol Aluminiumoxid und drei mol Kupfer

## Die Wertigkeit:

Unter **Wertigkeit** versteht der Chemiker die Anzahl der Wasserstoffatome, die durch ein anderes Atom (oder Atomgruppe) ersetzt oder gebunden werden können.

Die Anzahl gleichartiger Atome oder Atomgruppen, die sich zu einem Molekül vereinigt haben, nennt man **stöchiometrische Zahl**. Sie wird durch herabgesetzte arabische Indexpzahlen gekennzeichnet.

Wasserstoff ist immer einwertig,  
Kalium ist immer einwertig,  
Sauerstoff ist immer zweiwertig,  
Stickstoff ist immer dreiwertig,  
Kohlenstoff ist immer vierwertig,  
Aluminium ist immer dreiwertig,  
Eisen kann zweiwertig oder dreiwertig sein.  
Magnesium ist immer 2 wertig.

### Erstellen von Formeln

Man muss die Wertigkeit der beteiligten Elemente kennen.

Man muss die Gesamtwertigkeit angeben (eine Art „Hauptnenner“)

Man muss Ausgleichen, so dass die Elemente der Gesamtwertigkeit genügt:

#### 1. Beispiel: $\text{SO}_2$ (Schwefeldioxid)

- Schwefel ist vierwertig
- Sauerstoff ist zweiwertig
- Gesamtwertigkeit ist hier 4
- Wir brauchen 1 Schwefelatom ( $4 = 1 \cdot 4$ ) und zwei Sauerstoffatome ( $4 = 2 \cdot 2$ )
- Wir erhalten:  $\text{SO}_2$

#### 2. Beispiel: Eisen(III)oxid

- Eisen ist dreiwertig (angegeben durch die römische III in den Klammern)
- Sauerstoff ist zweiwertig
- Gesamtwertigkeit ist hier  $3 \cdot 2 = \underline{6}$
- Wir brauchen 2 Eisenatome ( $6 = 2 \cdot 3$ ) und drei Sauerstoffatome ( $6 = 3 \cdot 2$ )

Wir erhalten:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

#### 3. Beispiel: Phosphor(V)oxid

- Phosphor ist fünfwertig (angegeben durch die römische V in den Klammern)
- Sauerstoff ist zweiwertig
- Gesamtwertigkeit ist hier  $5 \cdot 2 = \underline{10}$
- Wir brauchen 2 Phosphoratome ( $10 = 2 \cdot 5$ )
- und fünf Sauerstoffatome ( $10 = 5 \cdot 2$ )

Wir erhalten:  $\text{P}_2\text{O}_5$

## Molmasse – Molekülmasse

Ebenso wie für die Teilchen einer einzelnen Sorte (also Elementen), kann man auch für die Teilchen unterschiedlicher Sorten (also Molekülen) eine Stoffmenge von 1 mol definieren.

Auch hier gilt die gleiche **Definition**:

**Ein mol ( $n = 1 \text{ mol}$ ) gibt an, dass  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen in einer Stoffmenge (mit charakteristischer Masse  $m$ ) eines Elementes oder Moleküls enthalten sind. Diese Konstante wird:**

- a) (**Avogadro**) mit  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$
- b) (**Loschmidt**) mit  $N_L = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen/mol}$  angegeben.

### Beispiel:

Welche Masse hat ein mol Aluminiumoxid.

Wir erinnern uns, dass die Masse eines Stoffes in g mit der Stoffmenge 1 mol der Größe mit der Teilchenmasse, die in u angegeben wird übereinstimmt.

Die Molekülmasse (Masse eines Molekülteilchens) ergibt sich durch Addition der Atommassen der darin erhaltenen Atome (Gesetz zur Erhaltung der Masse).

Die Atommassen müssen im periodischen System der Elemente nachgesehen werden, sie werden dort in Gramm [g] pro einem Mol [1 mol] angegeben!

Auf 1 mol bezogen gilt dann:

1 mol Al: 27g                      1 mol O: 16g (Achtung: Elementmolekül, 1 mol O<sub>2</sub>: 32g)

Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> enthält 2 · Al und 3 · O

2 · Al: 2 · 27g = 54g              3 · O: 3 · 16g = 48g

1 mol Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> enthält 54g (2Al) + 48g (3O) = 102g

Zusammenfassung:

**Jedes Symbol hat drei Bedeutungen:**

- a) Das Element überhaupt
- b) Ein Atom des Elementes und seine Atommasse in u
- c) Ein Mol des Elementes

**Jedes Formel hat drei Bedeutungen:**

- a) Die Verbindung überhaupt
- b) Ein Molekül der Verbindung und seine Molekülmasse in u
- c) Ein Mol der Verbindung

## Die Massen von Stoffmengen

Stöchiometrische Berechnungen („chemisches Rechnen“) dienen dazu, die Masse an Reaktionsprodukten und/oder Ausgangsstoffen zu berechnen. Sie dienen dazu, damit, z.B. ein Apotheker die richtige Mengen für ein bestimmtes Präparat bereitstellt, oder für große Ansätze in der chemischen Industrie (Kesselreaktor).

Zu diesen Berechnungen benötigt man einen mathematischen Zusammenhang zwischen der Stoffmenge (Anzahl der Mole eines Stoffes) und der Masse  $m$  eines Stoffes.

Diesen Zusammenhang liefert uns die molare Masse.

Es gilt:

$$M = \frac{m}{n}$$

Dabei sind:      M:    molare Masse / Molmasse in g/mol  
                      m:    Masse in g  
                      n:    Stoffmenge in mol

Diese Gleichung gibt an, dass wenn man die Masse eines Stoffes in g durch die Anzahl der in der gegebenen Masse enthaltenen Mole, erhält man ein eine konstante Molmasse.

Durch Umformen erhält man  $m = M \cdot n$ , woraus man bei gegebener Molmasse (aus dem periodischen System) und Anzahl der Mole (aus der Formel oder Gleichung) die Masse eines Stoffes errechnen kann.

Die Masse eines Stoffes erhält man, indem man die gegebene Stoffmenge mit der gegebenen Molmasse multipliziert.

### Beispielaufgabe:

*Berechne die Masse von 4 Mol Aluminiumoxid.*

Aluminiumoxid ist  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , hat 2Al und 3O, ein Mol  $\text{Al}_2\text{O}_3$  wiegt daher  $2 \cdot 27\text{g} + 3 \cdot 16\text{g} = 102\text{g}$ , denn 1 mol Al wiegt 27g und 1 mol O wiegt 16g.  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , hat daher eine molare Masse von 102g/mol.

$$\begin{aligned} m(\text{Al}_2\text{O}_3) &= n \cdot M \\ m(\text{Al}_2\text{O}_3) &= 4 \text{ mol} \cdot 102\text{g/mol} \\ m(\text{Al}_2\text{O}_3) &= 408 \text{ g} \end{aligned}$$

Antwort: Die Stoffmenge 4 mol Aluminiumoxid hat eine Masse von 408g.

Wendet man diese Kenntnisse auf chemische Gleichungen an, kann man über die Stoffmengen, die man ja aus der chemischen Gleichung direkt ablesen kann, die Masse in g genau ausrechnen, die man benötigt, um eine bestimmte Masse an einem Reaktionsprodukt zu erhalten.

Befinden sich die Ausgangsstoffe in exaktem errechneten Verhältnis vor, dann werden sie vollständig umgesetzt. Man spricht in diesem Fall von einem stöchiometrischen Verhältnis.

Liegt ein anderes Verhältnis vor, d.h. ist einer der Ausgangsstoffe überschüssig vorhanden, dann wird die überschüssige Menge letztendlich nicht umgesetzt und bleibt zum Schluss übrig.

---

### Schon vergessen?

Atommasse:

Unter dem Wort Atommasse versteht der Chemiker stets die Summe der Massen von Atomkern und Atomhülle.

Er unterscheidet:

- Die **absolute Atommasse**  $m_a$ , sie ist jene Masse des Atoms, welche in Masseneinheiten (atomare Masseneinheit) ausgedrückt wird.  
 $u = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- Die **relative Atommasse**  $m_r$ , sie ist jene Masse des Atoms, welche der absoluten Atommasse gleichgestellt ist, jedoch durch  $1/12$  der Kohlenstoffmasse  $m(^{12}\text{C})$  dividiert wird. Sie ist dimensionslos.

Früher nannte man die Atommasse auch das „Atomgewicht“. Im Sprachgebrauch der Chemie versteht man unter Atommasse immer die relative Masse.

Mol:

Unter einem Mol versteht der Chemiker die Stoffmenge in g, welche  $6,023 \cdot 10^{23}$  Atome oder Moleküle enthält.

Dabei sind  $6,023 \cdot 10^{23}$  Teilchen genau in 12 g des Kohlenstoffs (Kohlenstoffisotops  $^{12}\text{C}$ ) enthalten.

Man schreibt:

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \frac{\text{Teilchen}}{\text{mol}}$$