

Inhalt

Vorwort	3
Die relative Atommasse und das Gesetz von der Erhaltung der Masse	4-5
Die relative Molekülmasse	6
Ausgleichen mittels LGS	7-8
Das Mol, die Einheit der Stoffmenge	9-10
Die molare Masse	11-13
Das molare Volumen	14
Energieumsetzung bei chemischen Reaktionen	15-16
Verlauf chemischer Reaktionen	17-18
Das Prinzip des kleinsten Zwangs	19
Katalysatoren	20-21
Redoxreaktionen	22-24
Verwendung von Oxidationszahlen	25-26
Lösungen	27-32

Vorwort

Das vorliegende Lehrmaterial hat die Thematik der chemischen Reaktionen zum Inhalt, die teilweise eine Brücke zur Physik darstellen, wie etwa die Behandlung der Energieumsetzung bei chemischen Reaktionen.

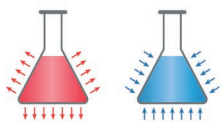
Es trägt dazu bei, bei den Schülern ein fundamentales Verständnis dafür zu entwickeln, dass zahlreiche chemische Reaktionen nur ablaufen, wenn bestimmte Bedingungen vorhanden sind. Gleichzeitig werden dabei einfache Lösungswege aufgezeigt, wie sich chemische Reaktionen weitgehend problemlos ausgleichen lassen. Speziell dieses Ausgleichen stellt für nicht wenige Schüler ein „Buch mit sieben Siegeln“ dar. In dem Maße, wie dieses „Problem aus der Welt geschafft wird“, steigt bei ihnen auch das Interesse an dem Fach Chemie.

Zahlreiche Übungen und (Mitmach-) Beispiele helfen den Schülern, vermitteltes Wissen zu festigen und versetzen sie dadurch in die Lage, ähnliche Aufgabenstellungen weitgehend selbstständig zu lösen.

Zu den weiteren wichtigen inhaltlichen Schwerpunkten des vorliegenden Unterrichtsmaterials gehören das Heranführen an die Nutzung des PSE bei stöchiometrischen Berechnungen, das Gesetz von der Erhaltung der Masse sowie der Themenkomplex der Redoxgleichungen.

Viel Spaß und Erfolg beim Durchdringen der chemischen Sachverhalte wünschen der Kohl-Verlag und





Die relative Atommasse und das Gesetz von der Erhaltung der Masse

Das Wort „Stöchiometrie“ setzt sich aus den altgriechischen Wörtern stoicheion (= Grundstoff) sowie metron (= Maß) zusammen. Die Stöchiometrie stellt ein einfaches, aber sehr effektives Hilfsmittel dar, um Mengenverhältnisse und Stoffmengen bei chemischen Reaktionen zu ermitteln. Eine wichtige Grundlage der Stöchiometrie ist das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**.

Zum noch besseren Verständnis ist es ratsam, wenn du dir das Periodensystem der Elemente (PSE) mit zur Hand nimmst. Direkt unter dem links oben stehenden Wasserstoff befindet sich das Kästchen mit **Lithium** samt weiteren Angaben zu diesem Element. Dieses Leichtmetall soll nachfolgend als Beispiel dienen. Unter dem Wort „Lithium“ steht die **Zahl 6,94**. Sie gibt die **Atommasse** an. Allerdings stellt diese Zahl nicht die tatsächliche Atommasse in Gramm oder Kilogramm dar, sondern die **relative Atommasse (A_r)** (ohne Einheit).

3	Li
	Lithium
	6,94

Die Angabe **6,94 u** mit der „**atomaren Masseneinheit**“ (**u**) beschreibt nun die **absolute Atommasse (m_A)** eines Lithiumatoms. Es gilt: $1 \text{ u} \approx 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Dabei handelt es sich um eine so winzige Zahl, die eigentlich für das menschliche Gehirn unvorstellbar ist. Als reine Dezimalzahl geschrieben stehen eine Null vor und 26 Nullen hinter dem Komma. Erst danach folgt die Ziffer 1 (sowie evtl. weitere Ziffern) und schließlich die Maßeinheit kg. Ein Lithiumatom wiegt also $6,94 \cdot 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 1,15 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

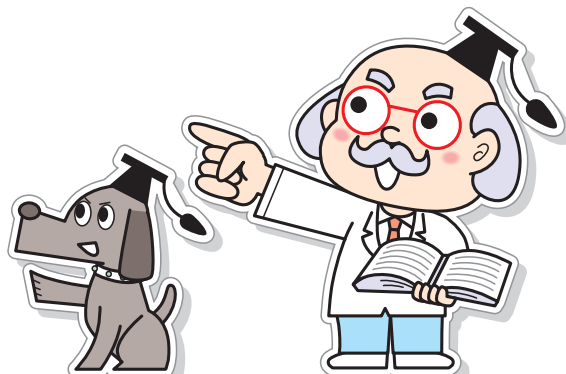
Die **relative Atommasse** (Symbol: A_r ; ohne Maßeinheit) gibt an, wie groß die Masse eines Atoms im Vergleich zu einem Zwölftel der Masse des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C ist.

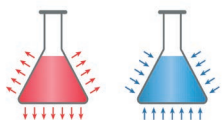
Isotope sind chemische Elemente mit **fester Ordnungszahl, aber verschiedenen Massenzahlen**. Die Isotope eines Elements enthalten **dieselbe Anzahl von Protonen**, während die **Anzahl ihrer Neutronen variiert**. Vom **Kohlenstoff** sind drei Isotope bekannt, die als ^{12}C , ^{13}C und ^{14}C bezeichnet werden. Die beiden Letztgenannten zeichnen sich durch radioaktive Eigenschaften aus und werden deshalb auch als Radiokarbon bezeichnet.

Ein Lithiumatom wiegt mit der relativen Atommasse A_r **von 6,94** also etwa das Siebenfache der Masse eines Zwölftels des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C .

Aufgabe 1: *Ermittle mit Hilfe des PSE, welches Vielfache eines Zwölftels ^{12}C ein Schwefel-, ein Sauerstoff- und ein Kohlenstoffatom wiegen. Du kannst dabei die Zahlen runden. Trage diese Zahlen in die nachstehende Tabelle ein.*

Element	Vielfaches eines Zwölftels ^{12}C
Schwefel (S)	
Sauerstoff (O)	
Kohlenstoff (C)	



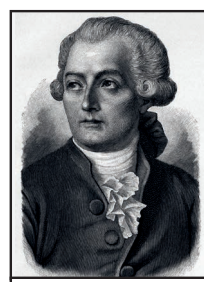


Die relative Atommasse und das Gesetz von der Erhaltung der Masse



Lomonossow

Im Jahre 1756 wurde das Gesetz von der Erhaltung der Masse durch Lomonossow entdeckt und im Jahre 1785 durch Lavoisier in die Chemie eingeführt.



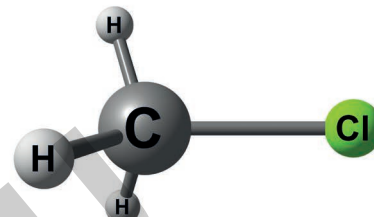
Lavoisier

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Bei einer chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der daran beteiligten Stoffe (Elemente) unverändert erhalten.

Beispiel: Überprüfung des Gesetzes von der Erhaltung der Masse an folgender Reaktionsgleichung:

Methan + molekulares Chlor → Salzsäure + Chlormethan

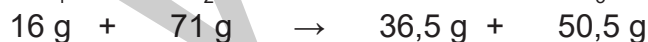


Im nächsten Schritt ermittelt man die (erforderlichenfalls auf ein halbes Gramm nach dem Komma gerundet) Atommassen der einzelnen Verbindungen, für die als Einheit Gramm (g) gewählt wurde. Anschließend werden die Atommassen in den jeweiligen Verbindungen/Molekülen addiert.

Masse jeder Verbindung = Summe ihrer einzelnen Atommassen	
<u>Methan</u> (enthält 4 H-Atome) C: 12 g H: 4 • 1 g = 4 g Summe: 16 g	<u>Salzsäure</u> H: 1 g Cl: 35,5 g Summe: 36,5 g
<u>Chlor</u> (enthält 2 Cl-Atome) Cl: 2 • 35,5 g = 71 g Summe: 71 g	<u>Chlormethan</u> (enthält 3 H-Atome) C: 12 g H: 3 • 1 g = 3 g Cl: 35,5 g Summe: 50,5 g

Schreibe unter die Gleichung die Massen der Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte.

Ausgangsstoffe → Reaktionsprodukte



linke Seite: 87 g → rechte Seite: 87 g

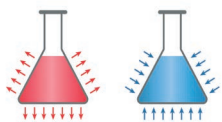
Fazit: Die Masse der Ausgangsstoffe stimmt mit der Masse der Reaktionsprodukte überein und damit ist das Gesetz von der Erhaltung der Masse an einem praktischen Beispiel nachgewiesen.

Aufgabe 2: Beweise, dass das Gesetz von der Erhaltung der Masse auch für die nachstehende Reaktionsgleichung Gültigkeit hat. Arbeite dabei mit gerundeten Atommassen.

(Als Einheit für die beteiligten Verbindung soll Gramm gewählt werden.)



Masse jeder Verbindung = Summe ihrer einzelnen Atommassen	
2 Kaliumhydroxid	Kaliumsulfat
Schwefelsäure	2 Wasser



Die molare Masse

Aufgabe 2: Berechne nach der Formel $M = N_A \cdot M_r \cdot u$ die molaren Massen der Atome ...

a) Germanium (Ge):

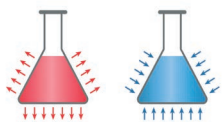
b) Selen (Se):

Aufgabe 3: Stelle für P, Ge und Se die aus dem PSE ablesbaren **relativen Atommassen** den per Formel $M = N_A \cdot M_r \cdot u$ errechneten molaren Massen in g/mol gegenüber. Was fällt dir auf?

Element	abgelesener Wert A_r aus PSE	berechneter Wert in g/mol nach $M = N_A \cdot A_r \cdot u$
P		
Ge		
Se		

Im Kapitel „Die relative Molekülmasse“ hast du nicht nur erfahren, dass es für diese keine Einheit gibt, sondern auch, wie deren Berechnung erfolgt. Bei der Ermittlung der absoluten Molekülmasse wird im Prinzip genauso verfahren. An das Ergebnis muss nur noch – genau wie bei der molaren Masse von Elementen – eine entsprechende massebezogene Einheit angefügt werden.





Die molare Masse

Aufgabe 4: Ermittle die molare Molekülmasse (in g/mol) von Methansäure (H-COOH), auch Ameisensäure genannt. Runde dabei die relativen Atommassen aus dem PSE auf ganze Zahlen. Formuliere auch einen kurzen Antwortsatz.

enthaltene Elemente	molare Massen in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ganzzahlig gerundet
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Summe	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$



Aufgabe 5: a) Eine Flüssigkeit hat die molare Molekülmasse von 60 g/mol. Handelt es sich dabei um Butanol ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$) oder um die umgangssprachlich als Essigsäure oder nur als Essig bezeichnete Ethansäure ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$)?

Elemente von Butanol	molare Massen in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ganzzahlig gerundet
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Summe	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

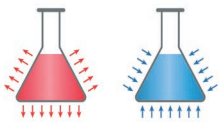


Elemente von Ethansäure	molare Massen in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ganzzahlig gerundet
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$
Summe	$\frac{\text{g}}{\text{mol}}$



Bei dem im Haushalt verwendeten Essig handelt es sich chemisch gesehen um Essigsäure.

b) Welche Stoffmenge ist davon in 4,2 kg enthalten? (Beachte dabei, dass du auch die Einheit umrechnen musst. Du darfst dabei mit gerundeten Zahlen arbeiten.)



Redoxreaktionen

Das Wort „Redoxreaktion“ stellt eine Abkürzung für **Reduktions-Oxidations-Reaktion** dar. So fest, wie die Begriffe „Reduktion“ und „Oxidation“ in dem Wort „Redoxreaktion“ verbunden sind, so innig verlaufen diese beiden Teilreaktionen auch in der Praxis. Anders ausgedrückt:

Keine Reduktion läuft ohne eine Oxidation ab und umgekehrt.

Im klassischen (jedoch inzwischen überholten) Sinne verstand man unter einer **Oxidation die Reaktion eines Elements mit Sauerstoff**.

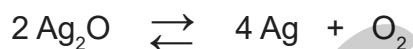
Beispiel: Das Element Eisen verbindet sich mit Sauerstoff und dabei entsteht Eisen(III)-oxid, ausgesprochen Eisen-drei-oxid (Fe_2O_3).



Eisen(III)-oxid

Unter einer **Reduktion**, abgeleitet von dem lateinischen Wort *reducere* (= zurückführen), verstand man ursprünglich die **Zerlegung eines Oxids in seine Ausgangsstoffe**. Bei einigen Oxiden war eine derartige Rückführung unter starker Hitzeeinwirkung möglich.

Beispiel: Die Formel für die Reduktion von Silber(I)-oxid, ausgesprochen Silber-eins-Oxid (Ag_2O), sieht folgendermaßen aus:



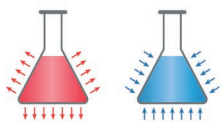
Im heutigen Sinne versteht man unter einer **Redoxreaktion** eine chemische Reaktion, bei der **Stoffe Elektronen austauschen**. Das geschieht in der Weise, dass ein Reaktionspartner Elektronen abgibt und diese vom anderen Partner aufgenommen werden. Dabei wird die **Elektronenabgabe** als **Oxidation** und die **Elektronenaufnahme** als **Reduktion** bezeichnet.

Denjenigen **Stoff, der die Elektronen abgibt** und **dabei oxidiert** wird, bezeichnet man als **Elektronendonator**, und den **aufnehmenden Stoff, der dabei reduziert** wird, als **Elektronenakzeptor**. Der Elektronen abgebende Stoff wird dabei zum (**positiv** geladenen) **Kation**. Der aufnehmende Stoff wird zum (**negativ** geladenen) **Anion**.

Beispiel: Elementares Kalium gibt ein Elektron ab und wird zum Kation:



Aufgabe 1: *Erstelle die Gleichung für die Elektronenaufnahme von elementarem Chlor (Cl).*

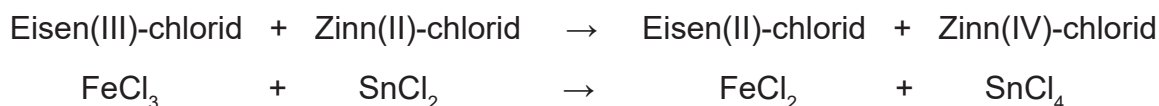


Verwendung von Oxidationszahlen

Wie bei allen Reaktionsgleichungen treffen auch auf Redoxgleichungen die Gesetze von der **Erhaltung der Masse** sowie der **Erhaltung der Ladungen** zu. Beim Erstellen einer Redoxgleichung sind folgende Teilschritte einzuhalten.

Beispiel: (In Verbindungen mit Metallen werden deren Oxidationszahlen hinter dem Elementnamen in Klammern angegeben.)

1. Aufstellen der nicht ausgeglichenen Basisgleichung



2. Für beteiligte Verbindungen Oxidationszahlen aufschreiben



3. Die Abnahme der Oxidationszahl des reduzierten Elements muss identisch sein mit der Zunahme der Oxidationszahl des oxidierten Elements: Das erreichst du durch das Einsetzen von Koeffizienten.



4. Prüfen, ob die Summen der Oxidationszahlen auf beiden Seiten übereinstimmen.

links:

$$\text{Fe} = +3 (\cdot 2) = +6$$

$$\text{Sn} = +2$$

$$\text{Summe Fe} + \text{Sn} = +8$$

$$\text{Cl}_3 \text{ (im Eisen(III)-chlorid)} = -1 \cdot 3 \cdot 2 = -6$$

$$\text{Cl}_2 \text{ (im Zinn(II)-chlorid)} = -1 \cdot 2 = -2$$

$$\text{Summe Cl} = -8 \quad (-6 - 2)$$

rechts:

$$\text{Fe} = +2 (\cdot 2) = +4$$

$$\text{Sn} = +4$$

$$\text{Summe Fe} + \text{Sn} = +8$$

$$\text{Cl}_2 \text{ (im Eisen(II)-chlorid)} = -1 \cdot 2 \cdot 2 = -4$$

$$\text{Cl} \text{ (im Zinn(IV)-chlorid)} = -1 \cdot 4 = -4$$

$$\text{Summe Cl} = -8 \quad (-4 - 4)$$

Die Summen der Oxidationszahlen stimmen auf beiden Seiten überein.

5. Prüfen, ob die Atome pro Element auf beiden Seiten identisch sind.

links: Element und Anzahl seiner Atome

$$\text{Fe} = 2$$

$$\text{Sn} = 1$$

$$\text{Cl} = 8 \quad (6 + 2)$$

rechts: Element und Anzahl seiner Atome

$$\text{Fe} = 2$$

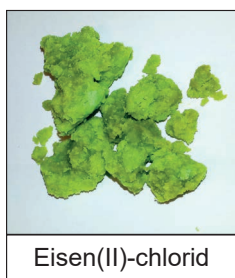
$$\text{Sn} = 1$$

$$\text{Cl} = 8 \quad (4 + 4)$$

Die Anzahl der Atome pro Element ist auf beiden Seiten identisch.



Eisen(III)-chlorid



Eisen(II)-chlorid



Zinn(II)

