

Erhitzt man 1 g Kupferpulver mit 1 g Schwefel, bleiben nach der Reaktion 0,75 g Schwefel übrig; setzt man 1 g Kupferpulver mit 2 g Schwefel um, bleiben 1,75 g Schwefel zurück. In beiden Fällen erhält man also gleich viel, nämlich 1,25 g Kupfer(II)-sulfid. Kupfer und Schwefel reagieren demnach immer in einem konstanten Masseverhältnis miteinander. Allgemein gilt das **Gesetz der konstanten Masseverhältnisse**:

In einer Verbindung sind die Elemente in einem bestimmten Masseverhältnis enthalten. Die konstanten Masseverhältnisse bei chemischen Reaktionen lassen sich im Teilchenmodell erklären: Die Atome eines Elementes reagieren mit den Atomen eines anderen Elementes stets in einem bestimmten Anzahlverhältnis.

Damit eine Reaktion vollständig abläuft, müssen Stoffproben abgewogen werden, die eine bestimmte Anzahl der Teilchen enthalten. Um die Teilchenanzahl einer Stoffprobe anzugeben, haben die Chemiker die Größe *Stoffmenge* eingeführt (Formelzeichen: n , Einheit: Mol, Einheitszeichen: mol). Im Normblatt DIN 1301 steht folgende Definition für das Mol: „Das Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso vielen Teilchen besteht, wie Atome in 0,012 kg des Kohlenstoffnuklids C enthalten sind. Bei Benutzung des Mol müssen die Einzelteilchen spezifiziert sein und können Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen sowie andere Teilchen oder Gruppen solcher Teilchen genau angegebener Zusammensetzung sein.“

Demnach enthält ein Mol jedes Stoffes gleich viele Teilchen, nämlich $6 \cdot 10^{23}$. Diese hohe Teilchenanzahl kann jedoch nicht abgezählt werden. Selbst wenn jeder der ca. 80 Millionen Bundesbürger Tag und Nacht ein Teilchen pro Sekunde zählen würde, bräuchte man etwa 20 Millionen Jahre. Kennt man jedoch die Masse eines Teilchens, so kann man durch Wägung ermitteln, wie viele Teilchen in einer Stoffportion vorliegen (Zählen durch Wiegen).

Zwischen der Masse eines Teilchens und der Masse von $6 \cdot 10^{23}$ Teilchen besteht folgender Zusammenhang: Ein Wasserstoff-Atom wiegt etwa $1,66 \cdot 10^{-24}$ g. Dies entspricht recht genau der der atomaren Masseinheit u ($1 u = 1,66 \cdot 10^{-24}$ g). Ein Mol Wasserstoff-Atome wiegen $1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 6 \cdot 10^{23} = 1$ g.

Entsprechend wiegt ein Kupfer-Atom 63 u = $1,05 \cdot 10^{-22}$ g und 1 Mol Kupfer-Atome $1,05 \cdot 10^{-22} \cdot 6 \cdot 10^{23} = 63$ g.

Ersetzt man die Einheit u durch die entsprechende Masse in g, so erhält man die Masse von einem Mol der Stoffe.

Molare Masse. Den Quotienten aus der Masse einer Stoffportion und der in ihr enthaltenen Teilchenanzahl (Stoffmenge) bezeichnet man als die molare Masse M (Einheit: $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Sie ist die kennzeichnende Größe für jede Teilchenart. Die molare Masse von Wasserstoff beträgt $1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, die von Kupfer $63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Der molare Stoffumsatz. Wird bei einer Reaktion gerade die Stoffmenge (in mol) umgesetzt, wie sie die Faktoren in der zugehörigen Reaktionsgleichung angeben, so spricht man von dem molaren Formelumsatz. Aus dem molaren Formelumsatz kann man auf einfache Weise den Stoffumsatz für eine konkrete Reaktion berechnen.

Schwefel	+	Sauerstoff	→	Schwefeldioxid
S	+	O ₂	→	SO ₂
1 Atom Schwefel	reagiert mit	1 Molekül Sauerstoff	zu	1 Molekül Schwefeldioxid.
$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Atome	reagieren mit	$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Molekülen	zu	$1 \cdot 6 \cdot 10^{23}$ Molekülen.
1 mol Schwefel	reagiert mit	1 mol molekularem Sauerstoff	zu	1 mol Schwefeldioxid.
$1 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Schwefel	reagieren mit	$1 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Sauerstoff	zu	$1 \text{ mol} \cdot 64 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ Schwefeldioxid.
32 g Schwefel	reagieren mit	32 g Sauerstoff	zu	64 g Schwefeldioxid.

Untersuche nach oben angegebenem Schema den Stoffumsatz folgender Reaktionen in deinem Hefter.

- Bildung von Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff.
- Reaktion von Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid.

- Berechne die Stoffmengen von
 - $5 \cdot 10^{24}$ Schwefel-Atomen,
 - $3,6 \cdot 10^{22}$ Sauerstoff-Molekülen,
 - $3,6 \cdot 10^{22}$ Wasserstoff-Atomen.
(8,3 mol; 0,03 mol; 0,06 mol)
- Wie viele Teilchen enthalten die folgenden Stoffportionen?
 - 1,5 mol Wasser
 - 3,7 mol Chlor
 - 2 mmol Wasserstoff
($9 \cdot 10^{23}$; $22,3 \cdot 10^{23}$; $1,2 \cdot 10^{21}$)
- Welche Masse hat eine Stoffportion Helium mit der Stoffmenge $n = 1$ mol? (4 g)
 - Welche Masse hat eine Neon-Portion mit der Stoffmenge $n = 1$ mmol? (20 mg)
 - Wie groß ist die Stoffmenge einer Kohlenstoff-Portion mit der Masse $m = 0,2$ g? (0,017 mol)
- In einer Klassenarbeit gibt eine Schülerin an, eine Stoffportion Wasserstoff mit der Stoffmenge $n = 1$ mol habe die Masse $m = 1$ g. Ein anderer Schüler meint, sie habe die Masse $m = 2$ g. Beide Aussagen sind richtig. Gib eine Begründung an.
- Berechne die Masse der Stoffportionen von
 - 5,8 mol Schwefel,
 - 37 mmol Stickstoff,
 - 45,5 kmol Kohlenstoff.
(1,49 kg; 0,01 g; 546 kg)
- Berechne die Stoffmengen von
 - 5 kg Kohlenstoff,
 - 2 g Ozon,
 - 256 g Wasser.
(417 mol; 0,04 mol; 14,2 mol)
- 0,5 mol eines Elements entsprechen einer Masse von rund 14 g. Erkläre, um welches Element es sich handelt.
- Wie viele Atome sind in folgenden Stoffproben enthalten?
 - 12 g Kohlenstoff
 - 32 g Sauerstoff
 - 230 g Schwefel
 - 20 g Chlor
($6,023 \cdot 10^{23}$; $6,023 \cdot 10^{23}$; $5,4 \cdot 10^{23}$; $1,7 \cdot 10^{23}$)
- Berechne die molaren Massen von
 - Ozon (O_3),
 - Schwefeltrioxid (SO_3),
 - Schwefel (S_8).
(48 g \cdot mol $^{-1}$; 80 g \cdot mol $^{-1}$; 256 g \cdot mol $^{-1}$)
- Wie viele Wasser-Moleküle sind in folgenden Wassermengen jeweils enthalten?
 - 9 g
 - 36 g
 - 54 g
 - 900 g
 - 2000 kg
(0,5 mol; 2 mol; 3 mol; 50 mol; 111,11 mol)
- Ein Gemisch aus 3,5 g Eisenpulver und 2 g Schwefelpulver wird mit einem glühenden Eisendraht gezündet. Es bleiben keine Ausgangsstoffe zurück. Wie viel Gramm Schwefel wären für die Umsetzung von 20 g Eisen notwendig? (11,4 g)
- Berechne die Masse von Schwefeldioxid (SO_2), die bei der Verbrennung von 4 kg Schwefel gebildet wird. (8 kg)
- Wie viel Schwefel benötigt man, um 75 g Silbersulfid herzustellen? (9,6 g)
- Es sollen 10 g Bleisulfid (PbS) hergestellt werden. Wie viel Gramm Blei und Schwefel müssen abgewogen werden?
($m(Pb) = 8,66$ g; $m(S) = 1,34$ g)
- Es werden 5,5 g Kochsalz in 175 g Wasser aufgelöst. Gib den Gehalt an Kochsalz in der Lösung an. ($w = 3,04$ %)
- Es liegen 200 g einer 5%igen Kochsalzlösung vor. Berechne die Masse an Natriumchlorid, die zur Herstellung dieser Lösung erforderlich ist. (10 g)
- In einem Liter Wein sind 90 ml Alkohol gelöst. Berechne den Alkoholgehalt des Weines.
($\varphi = 9$ %)
- Berechne das Volumen an reinem Alkohol, das in 0,7 Litern 32%igen Branntweins enthalten ist. (0,224 l)
- Erkläre die Begriffe absolute und relative Atommasse.

Hinweis: Benutze zur Lösung der Aufgaben das Periodensystem in deinem Tafelwerk oder Lehrbuch.

Aufgabe zum Deckblatt:

Benenne die Laborgeräte und ergänze die fehlenden Angaben zu den Größen und Größenbeziehungen.

1. a) Definiere die molare Masse und gib ihre Einheit an.

b) Gib die Formeln folgender Verbindungen an und berechne ihre molaren Massen mit Hilfe des Periodensystems.

Wasser	Stickstoffmonoxid	Schwefeldioxid
_____	_____	_____
_____	_____	_____
Kohlenstoffmonoxid	Stickstoffdioxid	Schwefeltrioxid
_____	_____	_____
_____	_____	_____
Kohlenstoffdioxid	Distickstoffpentoxid	Chlordioxid
_____	_____	_____
_____	_____	_____
Ozon	Diphosphorpentoxid	Dichlorheptoxid
_____	_____	_____
_____	_____	_____

2. Berechne die molaren Massen für folgende Stoffproben. Um welche Stoffe handelt es sich?

m [g]	256	83,2	84	76	96
n [mol]	4	2,6	3	4	8
M [g · mol ⁻¹]					
Stoff					

3. Ergänze die folgende Tabelle.

Stoff	H ₂ O	SO ₂	CO ₂	SO ₃	P ₂ O ₅
M [g · mol ⁻¹]	18				142
n [mol]		3		2	0,5
m [g]	15000		88	160	

Lösungsbeispiel:

1. Es werden Eisen und Schwefel zur Reaktion gebracht. Berechne wie viel Gramm Eisen mit Schwefel reagieren müssen, um 132 g Eisen(II)-sulfid zu erhalten.

a: Gesucht: m_{Fe} Gegeben: m_{FeS}

b: Reaktionsgleichung: $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$

c: Rechnung:
$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{FeS}}} = \frac{n_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}}}{n_{\text{FeS}} \cdot M_{\text{FeS}}}$$

$$m_{\text{Fe}} = \frac{1 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 132 \text{ g}}{1 \text{ mol} \cdot 88 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

d: Ergebnis: $m_{\text{Fe}} = 84 \text{ g}$

e: Antwort: Es werden 84 g Eisen benötigt, um 132 g Eisen(II)-sulfid herzustellen.

2. Berechne wie viel Gramm Schwefel zu Bildung von 66 g Eisen(II)-sulfid benötigt werden.

a: Gesucht: _____ Gegeben: _____

b: Reaktionsgleichung: _____

c: Rechnung:

d: Ergebnis: _____

e: Antwort: _____

3. Eisen reagiert mit Sauerstoff zu Eisen(III)-oxid.

Berechne, wie viel Gramm Eisen(III)-oxid entstehen, wenn 2 g, 15 g, 26 g, 32 g und 40 g Eisen mit Sauerstoff reagieren.

Trage die errechneten Werte in ein Koordinatensystem ein. Diskutiere den Kurvenverlauf.

Hinweis: Führe die Berechnungen in deinem Hefter durch und trage die Werte in das Koordinatensystem ein.

