



## Etappe 4 - Die molare Masse

### Eine kleine Wiederholung am Anfang

Im Verlauf der ersten drei Tour-Etappen wurden schon viele wichtige Aspekte angesprochen:

- 1) Alle Stoffe sind aus kleinen Teilchen aufgebaut, Atomen und Molekülen.
- 2) Die kleinen Teilchen besitzen nur unvorstellbar kleine Massen.
- 3) Um besser handhabbare Zahlenwerte für die Teilchenmassen zu bekommen, wurde die *Atomare Masseneinheit u* eingeführt. Sie ist identisch mit der Masse eines Wasserstoff-Atoms und hat umgerechnet den Wert  $1 u = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ .
- 4) Alle Atommassen lassen sich (in sehr guter Näherung) als Vielfaches der atomaren Masseneinheit *u* angeben. Entsprechende Werte sind in (fast) allen PSE aufgeführt.
- 5) Molekülmassen ergeben sich bei Berücksichtigung der stöchiometrischen Koeffizienten (der am Aufbau des Moleküls beteiligten Atomanzahlen) durch Aufsummieren der Atommassen.
- 6) Die in einem Labor eingesetzten Teilchenzahlen sind aufgrund der geringen Masse einzelner Teilchen unvorstellbar groß.
- 7) Um besser handhabbare Zahlenwerte für die Teilchenzahl zu bekommen, wurde die Abzählmenge Mol eingeführt. Ein Mol besteht immer aus  $6,02 \cdot 10^{23}$  Teilchen.
- 8) Die zunächst einmal willkürliche Wahl dieser Teilchenzahl hat den Vorteil, dass die im PSE aufgeführten Atommassen in der Einheit *u* identisch sind mit der Masse von einem Mol der entsprechenden Teilchen in der Einheit Gramm.

An dieser Stelle macht es Sinn, eine weitere neue physikalische Größe einzuführen. Die Masse von einem Mol eines beliebigen Stoffes, also die Masse von  $6,02 \cdot 10^{23}$  Teilchen, wird als **molare Masse M** bezeichnet. Sie wird in der Einheit  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$  (gelesen: Gramm pro Mol) angegeben und lässt sich leicht mit Hilfe des PSE berechnen. Das soll nun am Beispiel des Kohlenstoffdioxids gezeigt werden. Die molaren Massen der am Aufbau eines Kohlenstoffdioxid-Moleküls beteiligten Elemente Kohlenstoff und Sauerstoff, können direkt aus den im PSE angegebenen Atommassen abgeleitet werden. Beim Sauerstoff muss allerdings berücksichtigt werden, dass er mit zwei Atomen zum Aufbau eines Kohlenstoffdioxid-Moleküls beiträgt. Man erhält demnach für die molare Masse des Kohlenstoffdioxids:

$$M_{(\text{CO}_2)} = M_{(\text{C})} + 2 \cdot M_{(\text{O})} = 12,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

### Rechnen mit Formeln? Sieht schlimmer aus als es ist!

Formeln in den Naturwissenschaften haben häufig einen faden Beigeschmack. Schülerinnen und Schüler wollen experimentieren, nicht rechnen. Wenn aber erst einmal eine gewisse Ordnung in den „Formelschunegel“ gebracht wurde, fällt es später um so leichter, mit Hilfe geeigneter Berechnungen Experimente zu planen bzw. Ergebnisse von Experimenten vorherzusagen. Also: Augen zu und durch!

Die Formel zur Berechnung molarer Massen *M* kann direkt aus den Einheiten abgeleitet werden. Im Zähler steht die Einheit Gramm, also eine Masse *m*. Im Nenner steht die Einheit Mol, also eine Stoffmenge *n*. Das ergibt zusammen die folgende Formel:

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



In einer solchen Formel tauchen drei physikalische Größen auf. Sie ist lösbar, wenn zu zwei dieser Größen entsprechende Angaben vorliegen. Im ersten Schritt sollte also das Informationsmaterial gesichtet werden. Alle wichtigen gegebenen Informationen werden notiert. Im zweiten Schritt wird festgehalten, welche Größe unbekannt ist, also gesucht wird. Anschließend wird aus dem „Formelfundus“ die Formel gewählt, in der die in den ersten beiden Schritten festgehaltenen Größen miteinander verknüpft werden. Eventuell muss die Formel dabei noch durch Äquivalenzumformungen in die richtige Form gebracht werden. Diese Vorgehensweise soll nun an zwei einfachen Beispielen verdeutlicht werden.

**Aufgabenstellung 1:** In einem Experiment sollen 2 Mol Schwefel mit Sauerstoff umgesetzt werden. Wie viel Gramm Schwefel müssen dafür abgewogen werden?

Gegeben:	$n_{(S)} = 2 \text{ mol}, M_{(S)} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (dem PSE entnommen!)
Gesucht:	$m_{(S)}$
Es gilt:	$M_{(S)} = \frac{m_{(S)}}{n_{(S)}}$
Umstellen nach $m_{(S)}$ :	$m_{(S)} = M_{(S)} \cdot n_{(S)}$
Ergebnis:	$m_{(S)} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ mol} = 64 \text{ g}$

**Aufgabenstellung 2:** In einem Experiment wurden durch Reaktion zwischen Ethen und Wasser 115 Gramm Ethanol gewonnen. Berechne die Stoffmenge an produziertem Ethanol!

Gegeben:	$m_{(C_2H_5OH)} = 115 \text{ g}, M_{(C_2H_5OH)} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ (mit Hilfe des PSE berechnet!)
Gesucht:	$n_{(C_2H_5OH)}$
Es gilt:	$M_{(C_2H_5OH)} = \frac{m_{(C_2H_5OH)}}{n_{(C_2H_5OH)}}$
Umstellen nach $n_{(C_2H_5OH)}$ :	$n_{(C_2H_5OH)} = \frac{m_{(C_2H_5OH)}}{M_{(C_2H_5OH)}}$
Ergebnis:	$n_{(C_2H_5OH)} = \frac{115 \text{ g}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$