Etappe 3 - Die Abzähleinheit Mol

Stoffportionen im Alltag

Aus der unvorstellbaren Winzigkeit der Atome ergibt sich neben der geringen Masse eine weitere Konsequenz. Wird in einem Schul- oder Hochschul-Labor gearbeitet, so liegen die Massen der eingesetzten Stoffportionen gewöhnlich im Grammbereich.

In einer solchen Portion muss sich dann aber eine unvorstellbar große Zahl an Teilchen befinden. So zeigen dann auch genaue Untersuchungen, dass zum Beispiel in einem Gramm Nickel etwa 10 Trilliarden Nickel-Atome enthalten sind, das ist eine 1 mit immerhin 22 Nullen. Für die **Teilchenzahl N** in einem Gramm Nickel erhält man demnach:

$$N_{(Nickel-Atome)} = 10\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

Mit Hilfe der Exponentialschreibweise lässt sich natürlich auch diese ungeheuer große Zahl einfacher schreiben:

$$N_{(Nickel-Atome)} = 1 \cdot 10^{22}$$

Trotzdem bleibt der Umgang mit solchen Zahlen sehr umständlich. Aus diesem Grunde wurde im Jahr 1971 für den atomaren Bereich eine neue physikalische Größe, die **Stoffmenge n** eingeführt.

Von Schuhen, Bierdosen und Eiern

Aus dem Alltag bekannt ist die Abzähleinheit „Paar". Wenn von einem Paar Schuhen gesprochen wird, so ist immer die Anzahl „zwei" gemeint:

$$N_{(Schuhe)} = 2$$

Das kann nun auch mit der neuen physikalischen Größe ausgedrückt werden:

$$n_{(Schuhe)} = 1\ Paar$$

Würde im Labor mit einem „Paar" Nickel-Atome gearbeitet, so müssten $m_{(Nickel-Atome)} = 2 \cdot 58{,}7\,u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} g = \underline{\underline{2{,}0 \cdot 10^{-22} g}}$ Nickel abgewogen werden – das ist weit entfernt von jeder Laborrealität.

Die angewandte Abzähleinheit muss also vergrößert werden. Ebenfalls aus dem Alltag bekannt ist die Abzähleinheit „Sixpack". Ein Sixpack enthält gewöhnlich sechs Dosen Bier:

$$N_{(Bierdosen)} = 6$$

Durch die neue physikalische Größe ausgedrückt erhalten wir:

$$n_{(Bierdosen)} = 1\ Sixpack$$

Würde im Labor mit zwei „Sixpack" Nickel-Atomen gearbeitet, so müssten $m_{(Nickel-Atome)} = 2 \cdot 6 \cdot 58{,}7\,u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} g = \underline{\underline{11{,}8 \cdot 10^{-22} g}}$ Nickel abgewogen werden – ebenfalls höchst unrealistisch.

Wird die Einheit weiter vergrößert, so kommt man bei einem „Dutzend“ an. Mit einem Dutzend Eier sind immer zwölf Eier gemeint:

$$N_{(Eier)} = 12$$

Auch hier lässt sich mit der neuen physikalischen Größe arbeiten:

$$n_{(Eier)} = 1\ Dutzend$$

Würde im Labor mit vier „Dutzend“ Nickel-Atome gearbeitet, so müssten $m_{(Nickel-Atome)} = 4 \cdot 12 \cdot 58{,}7\,u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} g = \underline{\underline{4{,}8 \cdot 10^{-21} g}}$ Nickel abgewogen werden – immer noch befindet man sich weit ab von jeder tatsächlichen Laborarbeit.

Die Abzähleinheit, mit der im Labor vernünftig gearbeitet werden kann, muss viel größer als „Paar“, „Sixpack“ oder „Dutzend“ sein. Eingeführt wurde zu diesem Zweck die Abzähleinheit „Mol“. Mit einem Mol Teilchen sind immer $6{,}02 \cdot 10^{23}$ Teilchen gemeint:

$$N_{(Teilchen)} = 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

Würde nun also im Labor mit zwei Mol Nickel-Atomen gearbeitet, so müssten $m_{(Nickel-Atome)} = 2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 58{,}7\,u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} g = 117{,}3\,g$ Nickel abgewogen werden, eine durchaus vernünftige Größenordnung.

Ein weiteres Beispiel soll diese Vorgehensweise noch einmal verdeutlichen: Im Labor wurden 24 Gramm Kohlenstoff abgewogen. Da ein Mol Kohlenstoff die Masse 12 Gramm besitzt, wurde also die Stoffmenge $n_{(C)} = 2\,mol$ abgewogen.

Warum die Zahl $6{,}02 \cdot 10^{23}$ durchaus mit Vernunft gewählt wurde

Auf den ersten Blick scheint die Abzähleinheit „Mol“ rein willkürlich eingeführt worden zu sein. Auch kann man sich unter der Zahl $6{,}02 \cdot 10^{23}$ nichts Vernünftiges vorstellen. Warum kann diese unglaubliche Zahl trotzdem den Überblick deutlich vereinfachen? Um diese Frage zu beantworten, wird nun die Masse von einem Mol Kohlenstoff-Atomen in der Einheit „Gramm“ berechnet. Es gilt:

$$m_{(C-Atome)} = n_{(C-Atome)} \cdot m_{(C-Atome)}$$

$$m_{(C-Atome)} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 12\,u$$

$$m_{(C-Atome)} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \cdot 12\,u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24} g$$

$$m_{(C-Atome)} = 12\,g$$

Als Ergebnis für die Masse von einem Mol C-Atome in der Einheit „Gramm“ erhält man den gleichen Zahlenwert, wie er sich für die Masse eines C-Atoms in der Einheit „u“ ergibt. Und das ist kein Zufall. Für jedes Element im PSE ist die angegebene Atommasse in der Einheit „u“ vom Zahlenwert her identisch mit der Masse eines Mols der Element-Atome in der Einheit „Gramm“ - eine große Vereinfachung!

Vervollständige die folgende Tabelle:

Atomsorte	Atommasse in u	Stoffmenge in mol	Atommasse in Gramm
Sauerstoff		1	
Natrium		1	
Schwefel		2	