

# Chemisches Rechnen

## eine Kurzanleitung aus Schülersicht

von Christian Neubauer

Chemisches Rechnen: Vielen entgleisen bei diesem Begriff die Gesichtszüge. Manche fragen sich: Wofür das Ganze? Was nutzt mir das? Nach genauerem Hinschauen erkennt man jedoch, dass dieser Prozess auch im Alltag eine wichtige Rolle spielt. Natürlich hat die Chemie dabei ihre eigene Sprache und Vokabeln. Und wenn man diese erst einmal beherrscht, stellt sie eine große Arbeitserleichterung dar.

Mit diesem kurzen Überblick zum chemischen Rechnen möchte ich euch näher an das chemische Rechnen heranführen. Dabei werden auch neue Vokabeln wie zum Beispiel das „Mol“ auftauchen. Wichtig: Für den Lernerfolg ist es sehr wichtig, dass du akkurat arbeitest um den „roten Faden“ nicht zu verlieren. Dazu gehört zum Beispiel das Rechnen mit Einheiten. Setzt man diese direkt mit ein, weiß man am Ende immer, welche Einheit das Ergebnis hat.

### 1. Wie schwer ist ein Atom? - relative Atommasse

Atommasse  $m_r(1 \text{ x})$  in  $u$  ( $u = \text{Unit, engl.: Einheit}$ )

Die Atommasse verschiedener Elemente sind unterschiedlich schwer. Oder: Elemente haben verschiedene Atommassen. Am leichtesten sind Wasserstoffatome mit der Masse von jeweils  $1u$ . Diese wiegen jedoch viel, viel weniger als 1 Gramm. Da solch kleine Zahlen zum Umrechnen zu unhandlich sind, wurde die Einheit  $u$  eingeführt.

Die Massenzahlen anderer Atome entsprechen den Nukleonenzahlen des jeweiligen Atoms. Diese sind im Periodensystem zu finden. So besitzt ein Sauerstoff-Atom (O) die relative Atommasse  $16 u$ .

**Achtung:** Die Molekülmasse errechnet man durch Addition der Atommassen der am Aufbau des betrachteten Moleküls beteiligten Atome.

Beispiel:  $m_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 * m_r(\text{H}) + 1 * m_r(\text{O}) = 2 * 1u + 16 u = 18u$

### 2. Das Mol: Eine Avogardokonstante

Ein Mol eines Stoffes enthält 602.000.000.000.000.000.000 Teilchen. Das lässt sich

leichter schreiben als  $N_A = 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$

### 3. Die Stoffmenge

Stoffmenge  $n(X)$  in mol

In einem normalen Labor gibt es keine Waage, mit der man die Masse von Atomen bestimmen kann. Wie viele Atome mit unvorstellbar kleinen Atommassen muss man nehmen, um in den wägbaren Bereich zu gelangen? Sehr viele! Hierzu brauchen wir eine riesige Zahl als Umrechnungsfaktor.

Beispiel: Um 12 Gramm Kohlenstoff zu erhalten, müsste man ungefähr  $6 \cdot 10^{23}$  C-Atome auf die Waage legen. Diese große Zahl eignet sich nicht so gut zum Rechnen. Deshalb hat sie einen anderen Namen: 1 mol.

Also gilt:  $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$

Das Mol ist exakt so gewählt, dass 1 mol Teilchen genauso viel in Gramm wiegt wie 1 Teilchen in der Einheit u.

Beispiel: 1 H<sub>2</sub> Molekül „wiegt“ 2u

1 mol H<sub>2</sub> Moleküle „wiegen“ 2g

Also: u ↔ g

---

**Im obigen Teil habe ich die Bedeutung des Mol aufgezeigt. Auf das Mol bezogene Größen werden auch als *molar* bezeichnet.**

#### 3.1 Die molare Masse

Molare Masse  $M$  in  $\frac{g}{mol}$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{\text{Masse in gramm}}{\text{Stoffmenge in Mol}}$$

Die Molare Masse ist die Masse eines ganzen Mols ( $6.02 \cdot 10^{23}$ ) an Teilchen dieser Stoffart. Da ein Teilchen eine zu geringe Masse besitzt, gibt man direkt die Masse eines ganzen Mol an (Vgl. 3.)

#### 3.2 Das molare Volumen

Molares Volumen  $V_m$  in  $\frac{l}{mol}$

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{\text{Volumen in Liter}}{\text{Stoffmenge in Mol}}$$

1 Mol an Teilchen nimmt bei Normbedingungen (0°C, 1023mbar) im gasförmigen Zustand ein Volumen von 22,4 Litern an.

#### 4. Die Stoffmengenkonzentration c

Die Konzentration ist zum Beispiel das Verhältnis einer Verdünnung.

---

##### *Reihenfolge zur Berechnung*

1. Erkennen der gesuchten und gegebenen Größen
2. Aufstellen der Gleichungen in ihren Grundformen
3. eventuelles Umrechnen und Umstellen der Größen bzw. Gleichung
4. Einsetzen der Größen in die Gleichungen (mit Einheiten!!!)
5. Ergebnis ausrechnen

##### Allgemeine Gleichungen im Chemischen Rechnen

$$c = \frac{n}{V} \quad \leftrightarrow \quad \text{Konzentration} = \frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \leftrightarrow \quad \text{Stoffmenge} = \frac{\text{Masse}}{\text{molare Masse}}$$

$$m = n \cdot M \quad \text{Masse} = \text{Stoffmenge} \cdot \text{molare Masse}$$

$$D = \frac{m}{V} \quad \leftrightarrow \quad \text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}}$$

$$N = n \cdot N_A \quad \text{Teilchenzahl} = \text{Stoffmenge} \cdot \text{Avogadrokonstante}$$

$$V = n \cdot V_m \quad \text{Volumen} = \text{Stoffmenge} \cdot \text{molares Volumen}$$

Hinweise: -Einheiten mit einsetzen!

-Durch Umstellen der Gleichungen erhält man weitere.

## Abschlusstest

Wenn ihr euch eingehend mit dieser Zusammenfassung beschäftigt habt, findet ihr hier einen kurzen Abschlusstest, um euer Wissen zu vertiefen und zu überprüfen. Viel Spaß!!!

1. Aus welchem Grund wurde das Mol eingeführt?
2. Gib die Teilchenzahl von 1mol an.
3. Wie viel H<sub>2</sub>O Moleküle sind in einem Liter Wasser enthalten?
4. Berechne die Molekülmasse von CO<sub>2</sub> in u!
5. Wie viel wiegt ein Mol des Gases Wasserstoff? Achtung: H<sub>2</sub>-Moleküle!!!

## Lösungen

1. Weil das Gewicht eines einzelnen Atoms schlecht messbar ist.
2.  $6,02 \cdot 10^{23}$  mol
3. Masse: 1000g; Masse von 1 H<sub>2</sub>O-Molekül 18u; 1mol H<sub>2</sub>O = 18g

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1000 \text{ g}}{18 \text{ g}} = 55,6 \text{ mol}$$

In einem Liter Wasser sind  $55,6 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 3,35 \cdot 10^{25}$  H<sub>2</sub>O-Moleküle enthalten.

4.  $1 \cdot 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 44 \text{ u}$
5. 2 Gramm weil es ein Molekül mit 2 Wasserstoffatomen ist