

© Rüdiger Kuhnke 2020

Die molare Masse

Die molare Masse M gibt an, wie viel Gramm ein Mol einer Substanz wiegt. Der Zusammenhang zwischen der molaren Masse M , der Masse m und der Stoffmenge n ist durch die Formel

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

gegeben. Mit dem Gramm als Einheit der Masse und dem Mol als Einheit der Stoffmenge ergibt sich für die Molmasse die Einheit Gramm pro Mol: $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Die molare Masse eines Atoms lässt sich im Periodensystem der Elemente bzw. anhand der dort angegebenen (relativen) Massenzahl ablesen: man setzt einfach hinter die Massenzahl die Einheit Gramm pro Mol.

Beispielsweise ist für das Helium die Massenzahl 4,002602 angegeben. Das bedeutet: In 4,002602 g Helium befindet sich ein Mol, also $6,02 \cdot 10^{23}$ Heliumatome. Anders ausgedrückt: Die molare Masse von Helium beträgt 4,002602 g/mol.

Die molare Masse einer Verbindung erhält man durch Addition der molaren Massen ihrer Atome.

Um z. B. die molare Masse von NaCl zu bestimmen, muss man zunächst die molaren Massen von Natrium und von Chlor kennen: $M(\text{Na}) = 22,989770 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,452 \text{ g/mol}$. Die Addition $22,989770 \text{ g/mol} + 35,452 \text{ g/mol}$ ergibt $58,44177 \text{ g/mol}$. Dies ist die molare Masse des Natriumchlorids.

In der Praxis (und in Prüfungsaufgaben) wird meistens mit gerundeten Zahlen gearbeitet. So werden z. B. $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$ und $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$ angegeben.

Vorsicht bei Elementen, die stets zweiatomig auftreten! Die molare Masse von Sauerstoff beträgt 16 g/mol . Diese Angabe benötigt man, um z. B. die molare Masse von H_2O auszurechnen: $M(\text{H}) = 1,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$. Das zweiatomige Gas Sauerstoff in der Luft hingegen hat eine molare Masse von $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$.

Masse und Stoffmenge

Die Stoffmenge n , die Masse m und die molare Masse M stehen in folgender Beziehung zueinander:

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

Beispiel: Gegeben seien 100 g Kupfer. Die molare Masse beträgt $M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ g/mol}$. Wie groß ist die Stoffmenge $n(\text{Cu})$? Umstellen der Formel und Einsetzen der Werte liefert

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})}, \quad n(\text{Cu}) = \frac{100 \text{ g}}{63,54 \text{ g/mol}} = 1,574 \text{ mol.} \quad \square$$

Entsprechend lassen sich durch Formelumstellung aus gegebener Masse und gegebener Stoffmenge die molare Masse berechnen oder aus gegebener molarer Masse und gegebener Stoffmenge die Masse berechnen.

Die Stoffmengenkonzentration

Die Stoffmengenkonzentration c ist die Angabe der Stoffmenge n pro Volumen V der Gesamtlösung:

$$c = \frac{n}{V}$$

Beispiel: Vorgelegt seien 100 g NaCl in einem Messkolben mit einem Volumen von 5 L. Wie groß ist die Konzentration, nachdem der Kolben bis zur Ringmarke mit aq. dest. aufgefüllt wurde?

1. Schritt: Umrechnen der Masse in die Stoffmenge:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} \rightarrow n(\text{NaCl}) = \frac{100 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 1,711 \text{ mol.}$$

2. Schritt: Berechnung der Konzentration:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{Lsg})} = \frac{1,711 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,342 \text{ mol/L.} \quad \square$$

Die Massenkonzentration

Die Massenkonzentration β ist die Angabe der Masse m pro Volumen V der Gesamtlösung:

$$\beta = \frac{m}{V}$$

Beispiel: Werden 2 g Kochsalz in 10 L Wasser gelöst, ergibt sich für die Massenkonzentration

$$\beta(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{V(\text{Lsg})} = \frac{2 \text{ g}}{10 \text{ L}} = 0,2 \text{ g/L.} \quad \square$$

Der Massenanteil

Nicht alle Stoffe sind für chemische Laborarbeiten rein genug. Solche Stoffe tragen die Reinheitsangabe „Roh“ oder „Technisch“. In einer der Übungsaufgaben ist von einem „technischen Kaliumbromid“ mit einer Reinheit von 98,1 % die Rede.

Das bedeutet: Wenn man 100 g dieser Substanz abwägt, hat man nur 98,1 g KBr, die restlichen 1,9 g sind Verunreinigungen. In diesem Falle spricht man von einem *Massenanteil* von 98,1 % oder 0,981:

$$w(\text{KBr}) = \frac{m(\text{KBr})}{m_{\text{Tech}}} \quad \text{bzw.} \quad w(\text{KBr}) = \frac{98,1 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 0,981$$

Beispiel: Gegeben seien 1,024 g einer Kaliumchloridlösung mit einer Massenkonzentration von $w(\text{KCl}) = 3,0 \%$. Wie viel Milligramm von den 1,024 g sind reines KCl?

$$\begin{aligned} w(\text{KCl}) &= \frac{m(\text{KCl})}{m_{\text{gesamt}}} \rightarrow m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m_{\text{gesamt}} = 0,03 \cdot 1,024 \text{ g} \\ &= 0,0307 \text{ g} = 30,7 \text{ mg.} \quad \square \end{aligned}$$

Beispielaufgabe 1

Wie viel Gramm eines technischen Kaliumbromids mit einer Reinheit von 98,1 % müssen eingewogen werden, um 1 kg einer Kaliumbromidlösung mit $w(\text{KBr}) = 8 \%$, herzustellen?

Auswahlantworten: 81,5 g 40,8 g 78,5 g 163,0 g 70,2 g

Vorüberlegung: Hier ist von einer Lösung mit einem bestimmten Gehalt an KBr die Rede, nämlich einer 8%igen KBr-Lösung. Hergestellt wird sie aus einem Stoff, der ebenfalls einen gewissen Anteil an KBr enthält, nämlich dem technischen Kaliumbromid mit einem Massenanteil von 98,1 %.

Wichtig: Man darf nicht für beide Stoffe die gleiche Bezeichnung $m(\text{KBr})$ bzw. $w(\text{KBr})$ benutzen! Man muss unterscheiden, ob von dem KBr in der Lösung oder dem im technischen KBr die Rede ist.

Wir beginnen mit dem Ziel: Wir brauchen 1 kg einer Lösung, die 8 % reines KBr enthält. Wie viel KBr ist das?

Festlegung: Dieser Anteil wird mit $w(\text{KBr})$ bezeichnet, die Masse des reinen KBr wird mit $m(\text{KBr})$ bezeichnet. Diese Festlegung unbedingt beibehalten!

Die Masse des benötigten reinen Kaliumbromids in der Lösung lässt sich im Kopf ausrechnen: 8 % von 1000 g sind 80 g.

Wir haben aber kein reines KBr, sondern technisches Kaliumbromid, das nur zu 98,1 % aus KBr besteht.

Festlegung: Diesen Anteil nennen wir $w(\text{Tech})$ und die Masse des technischen KBr $m(\text{Tech})$. Diese Festlegung unbedingt beibehalten!

- Gegeben bzw. schon ausgerechnet:

Masse des benötigten (reinen) Kaliumbromids, $m(\text{KBr}) = 80 \text{ g}$

Massenanteil des techn. Kaliumbromids, $w(\text{Tech}) = 98,1 \%$

- Gesucht:

Masse des technischen KBr, $m(\text{Tech})$

Die Formel, die uns weiterhilft:

$$w(\text{Tech}) = \frac{m(\text{KBr})}{m(\text{Tech})}$$

Formelumstellung liefert uns:

$$m(\text{Tech}) = \frac{m(\text{KBr})}{w(\text{Tech})}$$

Einsetzen der Werte:

$$m(\text{Tech}) = \frac{80 \text{ g}}{0,981} = \underline{\underline{81,5 \text{ g}}}$$

□

Beispielaufgabe 2

Eine Ratte mit der Körpermasse 200 g soll 10,0 mmol Chlorid-Ionen pro kg Körpermasse erhalten.

Dazu wurden ihr zunächst 2,0 mL einer NaCl-Lösung, $\beta(\text{NaCl}) = 50 \text{ mg/mL}$, appliziert. Wie viele Milliliter einer Lösung, $w(\text{KCl}) = 3,0 \%$, $\rho = 1,024 \text{ g/mL}$, muss das Tier noch erhalten?

$M(\text{K}) = 39,1 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$

Auswahlantworten: 0,33 mL 0,68 mL 0,70 mL 1,3 mL 2,7 mL

In diesem Fall würde das Schema *Gegeben/Gesucht* keine besondere Klarheit schaffen, trotzdem ist das Hinschreiben empfehlenswert:

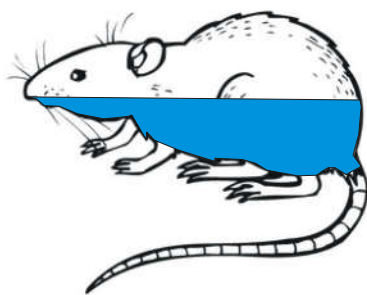
- Gegeben:

$m(\text{Rat}) = 200 \text{ g}$, $n(\text{Cl}^-) = 10,0 \text{ mmol/kg}$, $V(\text{NaCl-Lsg}) = 2,0 \text{ mL}$, $\beta(\text{NaCl}) = 50 \text{ mg/mL}$, $w(\text{KCl}) = 3,0 \%$, $\rho(\text{KCl-Lsg}) = 1,024 \text{ g/mL}$

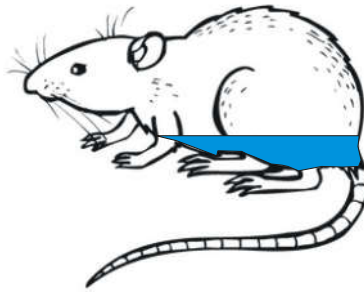
- Gesucht:

$V(\text{KCl-Lsg})$

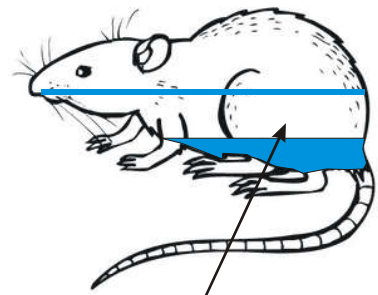
Manchmal hilft es, sich den Sachverhalt an einer Skizze zu verdeutlichen:



Ziel: Soviel soll drin sein



Istzustand: Soviel ist schon drin



Die Differenz ist aufzufüllen

Oft ist es sinnvoll, die Aufgabe in Teilaufgaben zu zerlegen, wie im Folgenden gezeigt.

Teilaufgabe 1

Beginnen wir wie in Aufgabe 1 mit dem Ziel: Da pro Kilogramm Körpermasse 10,0 mmol Chlorid-Ionen benötigt werden, die Ratte aber nur 200 g wiegt, reichen 2,0 mmol Cl^- -Ionen.

Teilaufgabe 2

Wie viele mmol Cl^- -Ionen hat das Tier mit der NaCl-Lösung schon erhalten?

Hier helfen uns die Definition der Massenkonzentration

$$\beta_i = \frac{m_i}{V_{\text{Lsg}}}$$

und die Angaben über die Kochsalzlösung weiter:

$$V(\text{Lsg}) = 2,0 \text{ mL}, \beta(\text{NaCl}) = 50 \text{ mg/mL}$$

Formelumstellung liefert uns

$$m(\text{NaCl}) = \beta(\text{NaCl}) \cdot V(\text{Lsg})$$

und das Einsetzen der gegebenen Größen führt zum Ergebnis

$$m(\text{NaCl}) = 50 \text{ mg/mL} \cdot 2,0 \text{ mL} = 100 \text{ mg}$$

Diese Masse müssen wir als Stoffmenge ausdrücken. Mit

$$n_i = \frac{m_i}{M_i}$$

haben wir

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}}$$

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{100 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{mol}}{58,5 \text{ g}} = 1,71 \text{ mmol}$$

Teilaufgabe 3

Da $n(\text{NaCl}) = n(\text{Cl}^-)$ ist, wissen wir nun, dass die Ratte schon 1,71 mmol Cl^- bekommen hat. Mit der KCl-Lösung müssen ihr also nur noch 0,29 mmol Cl^- zugeführt werden.

Mit

$$m(\text{KCl}) = n(\text{KCl}) \cdot M(\text{KCl})$$

erhalten wir

$$m(\text{KCl}) = 0,29 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 21,6 \text{ mg}$$

Nicht verwechseln: Es handelt sich hier um die Masse des KCl, nicht um die Masse der KCl-Lösung!

Teilaufgabe 4

Gegeben ist die Dichte ρ der KCl-Lösung: 1 mL Lösung hat eine Masse von 1,024 g.

Massenkonzentration: $w(\text{KCl}) = 3,0 \%$

Das heißt: von den 1,024 g KCl-Lösung sind nur 30,7 mg reines KCl.

$$(1,024 \text{ g} \cdot 0,03 = 0,0307 \text{ g} = 30,7 \text{ mg})$$

In 1 mL sind also 30,7 mg KCl enthalten. Benötigt werden aber nur 21,6 mg, also $\frac{21,6}{30,7}$ eines Milliliters, d. h. 0,70 mL.

Endergebnis: Die Ratte muss 0,70 mL der KCl-Lösung erhalten. □

Beispielaufgabe 3

Wie viel Gramm chemisch gebundenen Stickstoff enthalten 240 g Ammoniumnitratlösung mit einem Massenanteil $w(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 15,0 \%$?

$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g/mol}$, $M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80,0 \text{ g/mol}$

Man beachte, dass NH_4NO_3 zwei Stickstoffatome enthält! (In den Prüfungsaufgaben fehlt dieser Hinweis!)

Auswahlantworten: 65,4 g 33,6 g 27,4 g 16,8 g 12,6 g

Berechnung der Masse Ammoniumnitrat in der Lösung:

$$w(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{m(\text{Lsg})} \Leftrightarrow m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = w(\text{NH}_4\text{NO}_3) \cdot m(\text{Lsg})$$

$$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,15 \cdot 240 \text{ g} = 36 \text{ g}$$

Berechnung des Stickstoffanteils am Ammoniumnitrat mit Hilfe von $m = M \cdot n$:

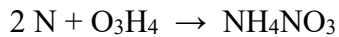
$$w_{\text{N}} = \frac{m_{\text{N}}}{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{M_{\text{N}} \cdot n_{\text{N}}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} = \frac{M_{\text{N}} \cdot 2}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} \cdot 1}$$

$$w_{\text{N}} = \frac{14 \cdot 2 \text{ g/mol}}{80 \text{ g/mol}} = 0,35$$

In den 36 g NH_4NO_3 befinden sich also $0,35 \cdot 36 \text{ g} = \underline{\underline{12,6 \text{ g}}}$ Stickstoff. □

Was hat es mit dem Faktor 2 auf sich?

Man benötigt zwei Stickstoffatome, um ein Molekül Ammoniumnitrat zu erzeugen:



$$\Rightarrow n(\text{N}) : n(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 : 1$$