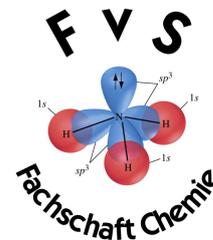


Wiederholungsthema:

Stöchiometrie



Zusammenfassung:

Stöchiometrie – die zwei beliebtesten Fächer der Mittelstufe finden zusammen: Mathematik und Chemie! Aber Scherz beiseite... Vielleicht ist es gerade diesem Faktum geschuldet, dass Schüler dieses Thema so ungerne angehen aufgrund einer Art „Formelphobie“, dabei handelt es sich hier um nichts mehr als einfachen Dreisatz zwischen den Größen Masse m und Stoffmenge n eines Stoffes, Masse m und Volumen V eines Stoffes und Stoffmenge n und Volumen V eines gasförmigen Stoffes. Hinter all diesem Rechnen steckt ein wichtiger Gedanke: **Wir zählen Teilchen mit der Waage!**

Masse und Stoffmenge

Masse m : Der Physiker beschreibt die Masse als ortsunabhängiges Maß für die Trägheit eines Körpers und gibt sie in der Einheit [kg] („Kilogramm“) an. Dahinter steckt ein einfacher Gedanke: je mehr Kilogramm ein Körper wiegt, umso schwerer ist er von seiner aktuellen Standort wegzutransportieren: Eine Hantel aus Eisen mit 100 kg ist also schwerer hochzuheben als eine Eisenhantel mit 20kg. Auch der Chemiker interessiert sich für die Masse einer Stoffportion, gibt sie aber aus praktischen Gründen in der Einheit [g] („Gramm“) an.
(1 g = 0,001kg, 1000 g = 1 kg)

Stoffmenge n : Die Stoffmenge n hängt unmittelbar mit der tatsächlichen Anzahl an Teilchen in einer Stoffportion zusammen. Die Einheit dieser wichtigen Größe ist das [mol]. Dabei kann man sich das Mol als ein Zahlenwort wie das Dutzend im Alltag vorstellen. Hinter dem Wort Dutzend steckt immer die Zahl 12. Ob jetzt von einem Dutzend Wildschweine oder von einem Dutzend Eier die Rede ist, es handelt sich um 12 Wildschweine und 12 Eier, so wie die Aussage „das halbe Dutzend Kugelschreiber“ 6 Stifte beschreibt. Anders als das Dutzend beschreibt das Mol allerdings die unvorstellbar große Menge von 602 Trilliarden ($6,02 \cdot 10^{23}$) Teilchen!

Molare Masse M : Die molare Masse dient nun mathematisch als Proportionalitätsfaktor zwischen den beiden Größen n und m und beschreibt die Masse von genau einem Mol einer Stoffportion. Die Einheit ist demnach [g/mol] („Gramm pro Mol“). Wenn man weiß, dass z.B. ein Mol Aluminium 27g wiegt, kann man schlussfolgern, dass eine Stoffportion Aluminium, die 54g wiegt, eine Stoffmenge von 2 mol Aluminium enthält – einfach deshalb, da doppelt so viele Aluminiumteilchen auch doppelt so schwer sein müssen! Der Vorteil dieser Größe ist, dass sie IMMER bekannt ist, die molaren Massen aller 112 Elemente steht im Periodensystem.
Die molare Molare Masse M einer Verbindung errechnet sich ganz einfach, indem die molaren Massen der in der Molekülverbindung enthaltenen Elemente zusammenaddiert werden:

1 Mol Wasser (H_2O) wiegt demnach soviel wie 2 Mol H-Atome und 1 Mol Sauerstoffatome, also $(2 \cdot 1 \text{ g/mol}) + (1 \cdot 16 \text{ g/mol}) = 18 \text{ g/mol} = M_{H_2O}$

Alle bisher geschriebenen Zeilen lassen sich nun mit **einer** einfachen Formel zusammenfassen:

$$m = n \cdot M$$

Masse und Volumen

Volumen V: Das Volumen beschreibt den Rauminhalt, den ein Körper einnimmt. Das Volumen wird im Alltag meist in [ℓ] („Liter“) oder [ml] („Milliliter“) angegeben. Naturwissenschaftlich ebenso gebräuchlich sind die Einheiten [m^3], [dm^3] oder [cm^3]. Hierbei gelten folgende Umrechnungen:

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} \qquad 1 \text{ dm}^3 = 1 \ell \qquad 1000 \ell = 1 \text{ m}^3$$

Dichte ρ : 1 kg Wasser nimmt im flüssigen Zustand 1 ℓ ein, es verwundert also nicht, dass 3 kg Wasser 3 ℓ Raum einnehmen. Die Größen Masse und Volumen sind proportional zueinander, d.h. es gibt einen Proportionalitätsfaktor zwischen diesen beiden Größen, die Dichte ρ . Sie beschreibt stoffspezifisch die Masse eines ganz bestimmten Rauminhalts und kann daher analog zur molaren Masse auch als „volumenbezogene Masse“ bezeichnet werden. Ihre Einheit ist daher z.B. [g/ml] („Gramm pro Milliliter“). Eisen hat z.B. die Dichte 7,6 g/ml , d.h. dass *ein* Milliliter Eisen 7,6 g wiegt.

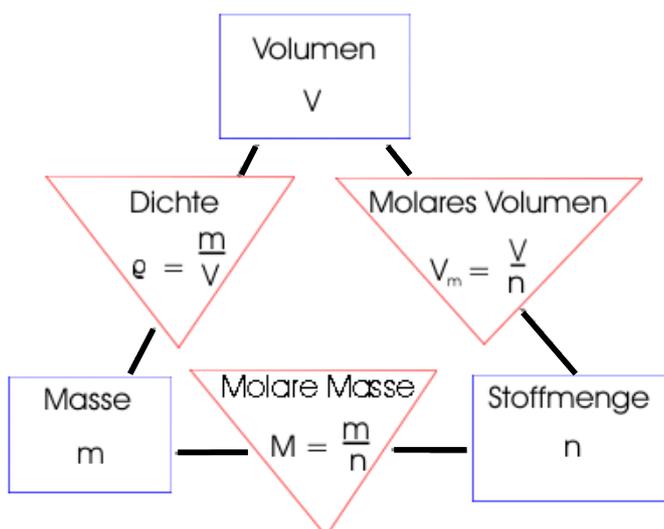
Wieder erspart uns die Mathematik viel Schreib- und Lesearbeit. Wir fassen kurz zusammen:

$$m = \rho \cdot V$$

Stoffmenge und Volumen von Gasen

Das molare Gasvolumen V_M :

1811 veröffentlichte der Italiener Amadeo Avogadro die Hypothese, dass gleiche Volumina verschiedener idealer Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl an Teilchen und damit die gleiche Stoffmenge beinhalten. Genauer: 1 mol eines (idealen) Gases nimmt bei 20°C immer das Volumen von 24 ℓ ein, egal um welches Gas es sich handelt! Der Proportionalitätsfaktor zwischen Stoffmenge und Volumen eines Gases heißt „molares Gasvolumen V_M “ und beträgt 24 ℓ/mol („Liter pro Mol“) Das wiederum heißt dann, dass z.B. 3 Mol eines Gases auch das Dreifache von 24 $\ell = 72 \ell$ einnimmt. Das geht kürzer... es lebe die Mathematik!



$$V = n \cdot V_M$$

Übungsaufgaben:

Feste Stoffe	ρ g/cm ³
Aluminium	2,70
Beton	2,2 – 2,5
Blei	11,35
Cobalt	8,8
Eis (-4 °C)	0,92
Eisen (Stahl)	7,86
Glas (für Laborgeräte)	2,23
Gold	19,3
Graphit	2,25
Iod	4,93
Kochsalz	2,16
Kupfer	8,93
Messing (MS 7,2)	8,6
Natrium	0,97
Paraffin	0,8 – 0,9
Platin	21,45
Plexiglas	1,16
Porzellan	2,3
Quarzglas	2,20
Schwefel	2,06
Silber	10,5
Silicium	2,4
Wolfram	19,27

1.

1a) Was hat die größere Masse: ein Schnapsgläschen (0,02 l) voll Gold oder ein Trinkglas (300 ml) voll Aluminium?
Berechne die Antwort mithilfe der Tabelle.

1b) Berechne nun die Stoffmengen der beiden Stoffportionen Gold und Aluminium aus Aufgabe 1a).

2. 6 g Natrium werden verbrannt (oxidiert).
Berechne das Volumen und die Masse an Sauerstoff, welches bei der Reaktion benötigt wird.

3. Kreuze an, ob folgende Aussagen zutreffend sind:

	richtig	falsch
Gleiche Massen von Wasserstoff und Stickstoff nehmen bei Raumtemperatur gleiche Volumina ein.		
Ein Mol Eisen wiegt mehr als ein Mol Schwefel, weil es mehr Teilchen enthält.		
Die Einheit der Masse ist g/mol		
Die molare Masse dient als Proportionalitätsfaktor, um von der Masse einer Stoffportion auf die Teilchenzahl zu schließen.		
Das molare Gasvolumen für Stickstoff ist geringer als das des Sauerstoffs, weil Stickstoff die auch die kleinere molare Masse hat.		
In 16 g Sauerstoff befinden sich etwa $3,011 \cdot 10^{23}$ Moleküle.		

4. In manchen Chemiebüchern findet man folgende Formel für die Berechnung der Dichte eines Gases:

$$\rho = \frac{M}{V_M}$$

Beweise mathematisch mit bereits kennengelernten Formeln, dass diese Formel richtig ist!

Lösungen:

1.

- 1a) Zunächst empfiehlt es sich die verschiedenen Volumeneinheiten zu vereinheitlichen. Aufgrund der gegebenen Einheit der Dichte (g / cm^3) bietet sich an, alle l und ml-Angaben in cm^3 umzurechnen:

$$V_{\text{Au}} = 0,021 \text{ l} = 20 \text{ ml} = 20 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{Al}} = 200 \text{ ml} = 200 \text{ cm}^3$$

Mit den gegebenen Angaben der Dichte und des Volumens können nun die Massen der Stoffportionen ausgerechnet werden:

$$m_{\text{Au}} = \rho_{\text{Au}} V_{\text{Au}} = 19,3 \text{ g} / \text{cm}^3 \cdot 20 \text{ cm}^3 = 386 \text{ g}$$

$$m_{\text{Al}} = \rho_{\text{Al}} V_{\text{Al}} = 2,7 \text{ g} / \text{cm}^3 \cdot 200 \text{ cm}^3 = 540 \text{ g}$$

Somit ist das Trinkglas voll Aluminium schwerer.

- 1b) Ein Blick ins Periodensystem gibt Informationen die die molare Masse der beiden Stoffe:

$$M_{\text{Au}} = 197 \text{ g} / \text{mol}$$

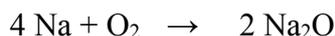
$$M_{\text{Al}} = 27 \text{ g} / \text{mol}$$

Mit den Ergebnissen aus 1a) kann man also nun die Stoffmenge errechnen.

$$n_{\text{Au}} = m / M = 386 \text{ g} / (197 \text{ g} / \text{mol}) = 1,95 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Al}} = m / M = 540 \text{ g} / (27 \text{ g} / \text{mol}) = 20 \text{ mol}$$

2. 1. Schritt: Reaktionsgleichung aufstellen:



D.h.: „**Vier** Atome Natrium reagieren mit **einem** Molekül Sauerstoff zu zwei Einheiten Na_2O .“
Die Reaktionsgleichung enthält eine sehr wichtige Information, die wir gleich benötigen: egal wie viele Teilchen oder wie viel mol Natrium reagieren, die Teilchenanzahl oder Stoffmenge von Sauerstoff ist immer ein Viertel von der des Natrium!

Mit den gegeben Größen lässt sich die Stoffmenge an Natrium errechnen, denn die Molare Masse ist durch das PSE immer gegeben, in der Aufgabenstellung sind von 6 g Masse die Rede:

$$n_{\text{Na}} = m / M = 6 \text{ g} / (23 \text{ g/mol}) = 0,26 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{1}{4} n_{\text{Na}} = 0,26 \text{ mol} : 4 = 0,065 \text{ mol}$$

damit ist $m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} = 0,065 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 2,1 \text{ g}$

und $V_{\text{O}_2} = n \cdot V_M = 0,065 \text{ mol} \cdot 24 \text{ l/mol} = 1,56 \text{ l}$

Lösungen (Fortsetzung):

3.

	richtig	falsch
Gleiche Massen von Wasserstoff und Stickstoff nehmen bei Raumtemperatur gleiche Volumina ein. <i>Gleiche Stoffmengen würden es tun...</i>		x
Ein Mol Eisen wiegt mehr als ein Mol Schwefel, weil es mehr Teilchen enthält. <i>Ein Mol ist immer ein Mol und enthält $6,02 \cdot 10^{23}$ Teilchen</i>		x
Die Einheit der Masse ist g/mol <i>nein, die Einheit der molaren Masse ist g / mol.</i>		x
Die molare Masse dient als Proportionalitätsfaktor, um von der Masse einer Stoffportion auf die Teilchenzahl zu schließen.	x	
Das molare Gasvolumen für Stickstoff ist geringer als das des Sauerstoffs, weil Stickstoff die auch die kleinere molare Masse hat. <i>Das molare Gasvolumen ist für alle Gase gleich.</i>		x
In 16 g Sauerstoff befinden sich etwa $3,011 \cdot 10^{23}$ Moleküle. <i>Sauerstoff besteht aus zweiatomaren Molekülen. Die Molare Masse im Periodensystem wird definitionsgemäß für ein Mol Atome angegeben.</i>	x	

4. Sowohl die molare Masse als auch das molare Gasvolumen beziehen sich wie der Name sagt auf jeweils die gleiche Stoffmenge, nämlich 1 Mol. Man formt die gegebenen Größen mathematisch um und kann den gleichen Term n wegekürzen, so dass die Definition der Dichte übrig bleibt:

$$\rho = \frac{M}{V_M} = \frac{\frac{m}{n}}{\frac{V}{n}} = \frac{m}{V}$$