

## 2.2. Desarrollo de la hipótesis atómico-molecular

Las consecuencias de la hipótesis atómico-molecular nos permiten plantear nuevos problemas que esta poderosa herramienta nos abre la posibilidad de estudiar; entre ellos, la determinación de las masas atómicas y moleculares relativas, y la ordenación de los elementos químicos.

### 2.2.1. Determinación de masas atómicas y moleculares relativas. (Opcional.)

Hemos comentado la existencia de un centenar de átomos distintos y hemos visto la existencia de enormes posibilidades de combinación entre ellos para formar diferentes moléculas. Conocer la masa atómica relativa de los átomos, o sea, determinar cuántas veces es mayor la masa de un átomo que la de otro de referencia, servirá de base para la ordenación de los átomos que caracterizan los elementos químicos, y para profundizar en el estudio de los mismos.



**A.27.** Cuando en un recipiente hermético tenemos 3'55 g de gas cloro y 0'10 g de gas hidrógeno y calentamos hasta los 200 °C, se obtiene, sin que sobre nada de las sustancias iniciales, cloruro de hidrógeno, sustancia cuyas moléculas están formadas por un átomo de hidrógeno y uno de cloro (HCl). Calculad cuántas veces es mayor la masa de un átomo de cloro que la de un átomo de hidrógeno a partir de la ley de las proporciones constantes.

Independientemente de los átomos que formen las moléculas de cloro y de hidrógeno, sabemos que, por cada átomo de cloro, es necesario un átomo de hidrógeno para formar moléculas de cloruro de hidrógeno. Así pues, la masa de cloro se puede expresar como  $m_{Cl} = N \cdot M_{Cl}$ ; y la masa hidrógeno,  $m_H = N \cdot M_H$ ; donde  $M_H$  y  $M_{Cl}$  son las masas de los átomos de hidrógeno y de cloro. El cociente entre estas masas, que ya vimos que era constante, es:

$$\frac{3'55}{0'10} = \frac{N \cdot M_{Cl}}{N \cdot M_H} = 35'5$$

De donde  $M_{Cl} = 35,5 \cdot M_H$ , o sea, la masa de cada átomo de cloro es 35'5 veces mayor que la masa de cada átomo de hidrógeno.

Haciendo estudios semejantes con otros muchos compuestos se ha encontrado que la masa atómica del hidrógeno es la más pequeña conocida; por tanto, si le asignamos el valor de 1 u (unidad de masa atómica), la masa atómica del cloro será de 35'5 u, o lo que es lo mismo, 35'5 veces mayor que la masa del átomo de hidrógeno.<sup>6</sup>

<sup>6</sup> Actualmente la comunidad científica utiliza otro patrón para obtener la unidad de masa atómica. La que aquí hemos considerado es una buena aproximación para estudios iniciales de Química.



**A.28.** Al descomponer el agua mediante electrólisis, se ha determinado que, por cada 9 g de agua, se obtienen 8 g de oxígeno y 1 g de hidrógeno. Conocida la fórmula química del agua,  $H_2O$ , determinad la masa atómica relativa del oxígeno.

Un razonamiento análogo al anterior permite escribir:  $m_o = N \cdot M_o$ ; y, sin embargo, al existir dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, su masa la escribiremos:  $m_H = 2 N \cdot M_H$ . La razón constante entre las masas será:

$$\frac{m_o}{m_H} = \frac{N \cdot M_o}{2 \cdot N \cdot M_H} = \frac{8}{1} = 8$$

Joaquín Martínez Torregrosa

De donde la masa del átomo de oxígeno es  $M_o = 16 \cdot M_H$ , o sea, 16 u.

Conocidas las masas atómicas relativas, podemos calcular, a partir de las fórmulas químicas, las masas moleculares relativas.



**A.29.** Solicita los datos necesarios para calcular las masas moleculares relativas de los compuestos químicos:

- a) monóxido de carbono ( $CO$ ); b) butano ( $C_4H_{10}$ ); c) amoníaco ( $NH_3$ ); d) dióxido de carbono ( $CO_2$ ).

El conocimiento de las masas atómicas y moleculares relativas no sólo tiene utilidad por las consecuencias cuantitativas que de ellas se pueden obtener en la práctica química, sino que fue el origen de la ordenación y la sistematización del estudio de los distintos tipos de átomos y, por tanto, de los elementos químicos.



**E.10.** Cuando decimos que la masa molecular del agua es 18 u, queremos decir que:

- a) Una molécula de agua tiene una masa de 18 g.
  - b) Hay 18 moléculas de agua en 1 g de agua.
  - c) Una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la masa de 1 átomo de hidrógeno.
- Elegid, razonadamente, una de estas respuestas.





**D.1.** El metano (un gas que se desprende en los pantanos y del estiércol en descomposición) tiene por fórmula química  $\text{CH}_4$ . ¿Qué quiere decir esto? Al descomponer dos muestras diferentes de metano, se han obtenido los siguientes resultados:

masa de metano descompuesta (g)	masa de carbono (g)	masa de hidrógeno (g)
15'56	11'67	3'89
21'27	15'95	5'32

- Comprobad que se cumple la ley de las proporciones constantes.
- Deducid cuántas veces es mayor la masa del átomo de carbono que la del hidrógeno.



**D.2.** Los datos de la tabla siguiente corresponden a la reacción entre el oxígeno y el carbono para formar un óxido de carbono determinado:

oxígeno (g)	carbono (g)	óxido de carbono (g)
6'0	16'0	
3'0		
	4'0	

Completad razonadamente los datos que faltan en las casillas en blanco de la tabla.

### 2.2.2. Un éxito fundamental de la hipótesis atómico-molecular: El sistema periódico.

Conocidas las masas atómicas relativas, surge la necesidad de la ordenación de los elementos químicos. La complejidad de su estudio fue creciendo en el siglo XIX, cuando se aislaron muchas sustancias simples nuevas a partir de la descomposición electrolítica y térmica de compuestos, considerados, hasta entonces, sustancias simples.



**A.30.** Proponed algún método que permita estudiar y estructurar el conocimiento de la centena de elementos químicos distintos conocidos.

Durante el siglo XIX diferentes químicos prestigiosos protagonizaron varios intentos de ordenación de los elementos químicos. Todos ellos, de igual forma a como hemos podido discutir, consideraron, para la ordenación, no sólo todas las propiedades físicas y químicas conocidas de las sustancias simples, sino, también, la masa atómica relativa del átomo característico del elemento.

Con la intención de aproximarnos a la complejidad de este estudio, se exponen a continuación unas fichas con las propiedades físicas y químicas de algunas sustancias simples:

Joaquín Martínez Torredorsa

<p><b>Litio (Li)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 7 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: sólido, metal, p. de fusión 186 °C, p. de ebullición 1.336 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2</math></li> <li>4. Fórmula* de compuestos con oxígeno: <math>\text{Li}_2\text{O}</math></li> </ol>	<p><b>Calcio (Ca)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 40 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: sólido, metal, p. de fusión 851 °C, p. de ebullición 1.437 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2</math></li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{CaO}</math>.</li> </ol>
<p><b>Magnesio (Mg)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 24 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: sólido, metal, p. de fusión 651 °C, p. de ebullición 1.107 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2</math></li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{MgO}</math>.</li> </ol>	<p><b>Berilio (Be)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 9 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: sólido, metal, p. de fusión 1.280 °C, p. de ebullición 2.270 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: no reacciona debido a que se forma enseguida una capa protectora de óxido</li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{BeO}</math>.</li> </ol>
<p><b>Bromo (Br)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 80 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: líquido, p. de fusión -7 °C, p. de ebullición 59 °C</li> <li>3. Reacción con agua: <math>\text{Br}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{Hbr} + \text{HOBr}</math></li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{Br}_2\text{O}</math></li> </ol>	<p><b>Argón (Ar)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 40 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: gas, p. de fusión -189 °C, p. de ebullición -186 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: no reacciona.</li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: no forma.</li> </ol>
<p><b>Flúor (F)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 19 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: gas, p. de fusión -223 °C, p. de ebullición -187 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2</math></li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{F}_2\text{O}</math></li> </ol>	<p><b>Potasio (K)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 39 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: sólido, metal, p. de fusión 62 °C, p. de ebullición 760 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow 2\text{HOH} + \text{H}_2</math>, violenta.</li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{K}_2\text{O}</math>.</li> </ol>
<p><b>Cloro (Cl)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 35,5 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: gas, p. de fusión -102 °C, p. de ebullición -35 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: <math>\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow \text{HCl} + \text{HOCl}</math></li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: <math>\text{Cl}_2\text{O}</math> y otros</li> </ol>	<p><b>Helio (He)</b></p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Masa atómica: 4 u.</li> <li>2. Propiedades físicas: gas, p. de fusión -272 °C, p. de ebullición -269 °C.</li> <li>3. Reacción con agua: no reacciona.</li> <li>4. Fórmula de compuestos con oxígeno: no forma.</li> </ol>

\* Las fórmulas de los compuestos cristalinos que aparecen en esta tabla indican la proporción de átomos de cada elemento que componen la «macromolécula» (como se ha señalado en la nota 5).