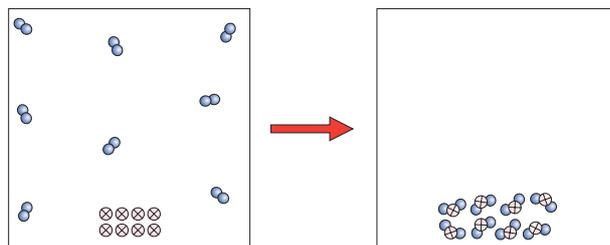


## CORRECCIÓN DEL EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN

1. En el dibujo hemos representado al cloro formado por moléculas diatómicas separadas entre sí, indicando con ello que se encuentra el cloro en estado gaseoso. El azufre formado por moléculas de ocho átomos (sólo hemos dibujado una para que no se complique demasiado el dibujo). En el caso de las moléculas de dicloruro de azufre las hemos representado próximas pero desordenadas, intentando representar a la estructura de una sustancia en estado líquido.



⊗ Azufre  
● Cloro

La ecuación química es:  $8 \text{Cl}_2 + \text{S}_8 \longrightarrow 8 \text{SCl}_2$

Para descomponer una sustancia compuesta no podemos utilizar medios físicos como la destilación, la decantación, etc., que sólo sirven para separar sustancias presentes en una mezcla. Tendremos que usar una nueva reacción química con otra sustancia o bien una descomposición térmica (que es también una transformación química, ya que desaparecen unas sustancias y aparecen otras nuevas). En este caso, si calentamos por encima de  $60^\circ\text{C}$  conseguiremos descomponerlo.

2. a) Es necesario indicar la presión y la temperatura a la que está, si queremos utilizar el volumen para medir la cantidad de sustancia gaseosa. Por ejemplo, el gas ciudad se mide en metros cúbicos, que pueden ser en condiciones normales ( $1 \text{ atm}$  y  $273 \text{ K}$ ) o en otras condiciones que hay que especificar.

Si no se indica la presión tendremos problemas para saber de qué cantidad de gas hablamos. Por ejemplo, si el gas ciudad nos lo sirvieran a  $2 \text{ atm}$ , y a una temperatura determinada, nos estarían dando el doble de gas en el volumen que hayamos utilizado. Según la TCM si tenemos a la misma temperatura el doble de presión, debe haber el doble de choques de las moléculas del gas con las de la superficie del recipiente que las contiene y para que esto ocurra, debe de haber el doble de moléculas en dicho volumen, luego tendríamos el doble de cantidad de gas. ¡Qué pena que esto no ocurra nunca!

Si un volumen determinado nos lo venden a una temperatura superior a la especificada, nos estarán engañando. Menos moléculas del gas serán necesarias para producir los choques que la TCM asocia con la presión, ya que según esta teoría las moléculas del gas tendrían más velocidad y los choques serían más intensos y en mayor número. Luego con menos cantidad de gas logramos la presión especificada para la venta de la sustancia gaseosa.

Un ejemplo de todo esto lo vemos en el apartado siguiente.

b) Para poder comparar volúmenes tiene que estar en las mismas condiciones de presión y temperatura. Así, para calcular qué volumen ocuparán los  $8 \text{ L}$  a  $2 \text{ atm}$  y  $10^\circ\text{C}$  si estuviesen en las condiciones del otro volumen:

$$\frac{2 \cdot 8}{283} = \frac{1 \cdot V_2}{293} ; V_2 = 16,6 \text{ L}$$

Por lo tanto hay más amoníaco en  $20 \text{ L}$  a  $1 \text{ atm}$  y  $20^\circ\text{C}$  que en  $8 \text{ L}$  a  $2 \text{ atm}$  y  $10^\circ\text{C}$ .

Otra forma de verlo es calculando el producto  $P \cdot V/T$  para ambos gases. La constante que hallamos sólo depende de la cantidad de gas. Por tanto, cuanto mayor sea esta constante más cantidad de gas tenemos.

3. a) Según la ley de Proust, la proporción en que se combinan el carbón y el oxígeno para formar un mismo compuesto debe ser fija. Aplicándolo para estos datos:

$$\frac{48 \text{ g de oxígeno}}{18 \text{ g de carbón}} = \frac{x \text{ g de oxígeno}}{9 \text{ g de carbón}} ; x = 24 \text{ g de oxígeno.}$$

b) Según la teoría atómica de Dalton, la cantidad que reacciona de cada sustancia se puede calcular como sigue:

- Masa de carbón = número de átomos de carbono ( $N_C$ ) · masa de un átomo de carbono ( $m_C$ )
- Masa de oxígeno = número de átomos de oxígeno ( $N_O$ ) · masa de un átomo de oxígeno ( $m_O$ )

Dada la fórmula del compuesto formado,  $\text{CO}_2$ , el número de átomos de oxígeno debe ser doble que el número de átomos de carbono que se hayan unido. Por lo tanto,  $N_O = 2 N_C$ . Si hacemos el cociente al que se refiere la ley de Proust:

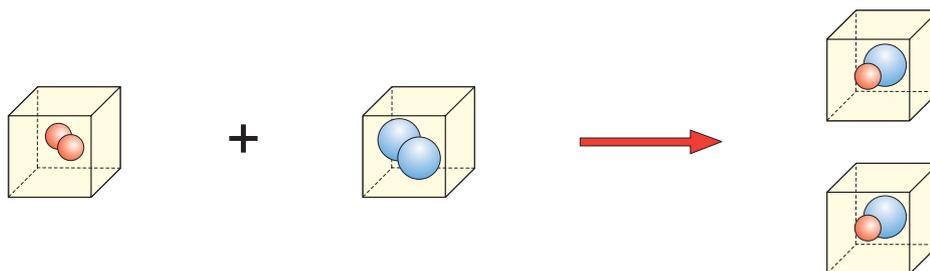
$$\frac{\text{masa de oxígeno}}{\text{masa de carbono}} = \frac{N_O m_O}{N_C m_C} = 2 \frac{m_O}{m_C} = \text{constante}$$

Vemos que a partir de las hipótesis de Dalton podemos justificar la ley de Proust, ya que la masa de los átomos de carbono y oxígeno siempre valen lo mismo, de acuerdo con la teoría atómica.

c) La constante de la expresión anterior la podemos calcular con cualquier pareja de valores de las masas de los reactivos que intervienen en esta reacción. Tomando los datos del enunciado obtenemos:

$$\frac{\text{masa de oxígeno}}{\text{masa de carbono}} = \frac{48}{18} = 2,667 = 2 \frac{m_O}{12}; \quad \text{luego } m_O = \frac{2,667 \cdot 12}{2} = 16$$

4. Si proponemos como diatómicas las moléculas de cloro e hidrógeno, es sencillo de explicar tal como muestra el siguiente diagrama en el que en cada volumen (representado por un cuadrado) se ha dibujado una molécula que es la manera más fácil de representar la situación (se tiene que cumplir según la ley de Avogadro, que en cada uno de los volúmenes exista el mismo número de moléculas):



5. Si no se hubiese hecho esa inversión, algunos elementos habrían quedado colocados en grupos o familias con propiedades muy distintas a las suyas y no se habría respetado la ley periódica. Por ejemplo, el potasio, que es un metal muy reactivo, quedaría en el lugar del argón y por tanto con la familia de los gases nobles, a los que no se parece en nada. Por su parte el argón, que es una de las sustancias simples menos reactivas que se conocen, quedaría encuadrada entre los metales alcalinos, que son de los más activos que se conocen.

Actualmente ese «cambio de orden» no es tal, puesto que el criterio que se acepta para ordenar los elementos es colocarlos en orden creciente de sus números atómicos, en cuyo caso no hay que hacer ninguna inversión pues potasio y argón aparecen correctamente colocados y se respeta la ley periódica.

6. No está bien expresado lo que se quiere decir. Con la rotundidad con que se dice, la frase parece indicar que en la materia no hay nada y que además esa es una verdad comprobada. En realidad lo que se quiere decir es que en la materia predominan los espacios vacíos, los huecos más que las zonas ocupadas (modelo atómico de Rutherford). Pero es que además esta es una de las hipótesis o suposiciones que hoy se aceptan sobre la naturaleza de la materia, y, como todas las hipótesis, sólo tiene sentido en el marco de una teoría determinada.

7. a) Número atómico,  $Z = 15$ ; Número másico,  $A = 32 (15 + 17)$

b) Es un isótopo del fósforo (el número atómico del P es 15), concretamente el isótopo 32.

c) El número atómico de otro isótopo debe ser el mismo:  $Z = 15$ . El número másico debe ser un valor diferente, aunque no mucho, del número másico del otro isótopo. En el fósforo se conocen isótopos de números másicos: 27, 28, 29, 30, 31, 32, 33, 34 y 35, aunque el más abundante, con mucha diferencia, es el fósforo-31.

**8.** Se trata de un ion puesto que tiene diferente número de protones que de electrones.

El número atómico es  $Z = 20$ , que coincide con el número de protones.

El número másico,  $A = 42$  es igual a la suma del número de protones, 20, y el de neutrones, 22.

La carga será  $+2$  ue (hay dos protones más que electrones).

**9.** a) Un átomo de calcio tiene 20 electrones, dos de ellos en su último nivel. Un átomo de cloro tiene 17 electrones, 7 de ellos en el último nivel.

b) En su último nivel el átomo de azufre tiene 6 electrones; el de potasio tiene 1 electrón.

c) El ion sulfuro es un átomo de azufre que ha tomado 2 electrones (pues su carga es  $-2$ ) con lo que tiene 18 electrones ( $16 + 2$ ), de los que en el último nivel tiene 8 electrones (estructura electrónica externa propia de un gas noble).

d) El ion potasio tiene carga  $+1$ , lo que indica que es un átomo de potasio con un electrón menos. Por tanto tiene 18 electrones, de los que en su último nivel tiene 8 (estructura de gas noble).

e) El calcio  $+2$ , el cloro  $-1$ , el azufre  $-2$  y el potasio  $+1$ .

**10.** Cada elemento posee unos valores de energía permitidos para sus electrones. Decimos que la energía del electrón está cuantizada, es decir, que sólo puede tener estos valores determinados agrupados en sus distintos niveles y subniveles de energía.

Para explicar los espectros suponemos que cuando a los electrones de un átomo se les comunica energía se colocan en posiciones más alejadas del núcleo tomando valores de energía que corresponden a niveles o subniveles superiores. Posteriormente estos electrones «caen» a un nivel inferior (cuanto menos energía más estable será el sistema), y la diferencia de energía es emitida mediante una radiación luminosa.

La luz que emite una sustancia simple en estas circunstancias es la que dispersada por un prisma forma el espectro. Como los valores de energía permitidos son siempre los mismos para cada elemento, la luz que emite la sustancia será siempre la misma.

**11.** a) En el modelo de Thomson la masa y la carga positiva estaban distribuidas en todo el átomo, mientras que en el modelo de Rutherford la carga positiva y casi toda la masa del átomo se encontraban localizadas en una zona muy pequeña: el núcleo. Respecto a los electrones, Thomson los distribuía en todo el átomo pero no se refería a su movimiento, mientras que Rutherford los consideraba recorriendo órbitas circulares alrededor del núcleo.

b) Puedes repasarlos en el apartado correspondiente en la página 33.

c) Con el modelo de Bohr los espectros de emisión se explican considerando que cuando un electrón pasa de una órbita en la que el electrón tiene más energía a otra órbita en la que tiene menos energía, la diferencia de energía es emitida en forma de luz (o radiación electromagnética) cuya frecuencia corresponde al valor de esa diferencia de energía.

**12.** Las semejanzas se basan en que ambos tienen el mismo número atómico e incluso, si proceden de un mismo isótopo, tienen el mismo número másico. Sin embargo la diferencia fundamental estriba en que el anión yoduro ( $I^-$ ) por tener carga  $-1$  debe tener un electrón más que un átomo de yodo. Además con ese electrón consigue tener en su último nivel 8 electrones (estructura de gas noble) con lo que es bastante más estable que el átomo de yodo, que tiene sólo 7 electrones en su último nivel y es bastante más inestable que el yoduro. Habrá por tanto diferencias entre las propiedades de ambos, sobre todo de las propiedades químicas. Así, el yodo no está



red, por lo que no podemos saber teóricamente dónde está un electrón determinado ni podemos asignarlo a un átomo concreto. Por eso hablamos de deslocalización. Estos electrones tienen facilidad de movimientos por la red por lo que al aplicar una diferencia de potencial eléctrico al metal, se ponen en movimiento constituyendo una corriente eléctrica.

En las no electrólitos los electrones están compartidos por dos átomos. Por eso decimos que están localizados. Estos electrones no tienen facilidad de movimientos ya que están ligados a los átomos que los comparten; por ello, las sustancias no electrólitos o covalentes son malas conductoras.

17. a) Las ecuaciones de disociación son:



Óxido de cloro (I) es una sustancia covalente. No se disocia.

b) Habría electrólisis en los dos primeros casos, por tratarse de sustancias iónicas, que conducen la corriente eléctrica cuando están en disolución. Los iones de un signo se desplazan hacia el electrodo conectado al polo de signo contrario al suyo, donde toman electrones (los cationes en el cátodo) o los ceden (los aniones en el ánodo). Como consecuencia, los iones se transforman en átomos neutros y podemos detectar en los electrodos la presencia de las sustancias simples correspondientes. En el tercer caso, óxido de cloro (I), no pasaría la corriente y no ocurriría nada, pues se trata de una sustancia covalente.

18. a) Las fórmulas de las especies químicas son:

cation hierro (III):	$\text{Fe}^{3+}$	hidruro de litio:	$\text{LiH}$
anion cloruro:	$\text{Cl}^-$	óxido de cobre (I):	$\text{Cu}_2\text{O}$
amoníaco:	$\text{NH}_3$	pentacloruro de fósforo:	$\text{PCl}_5$
cation aluminio:	$\text{Al}^{3+}$	bromuro de mercurio (I):	$\text{Hg}_2\text{Br}_2$
pentaóxido de dinitrógeno:	$\text{N}_2\text{O}_5$	ácido yodhídrico:	$\text{HI}$

b) El nombre de las especies químicas es:

$\text{PbS}$ : sulfuro de plomo (II)	$\text{KCl}$ :	cloruro de potasio
$\text{O}^{2-}$ : anion óxido	$\text{Ag}^+$ :	cation plata
$\text{CrO}_3$ : óxido de cromo (VI)	$\text{MnO}_2$ :	óxido de manganeso (IV) o dióxido de manganeso
$\text{H}_2\text{S}$ : sulfuro de hidrógeno	$\text{ClF}_5$ :	fluoruro de cloro (V) o pentafluoruro de cloro
$\text{Cu}^{2+}$ : cation cobre (II)	$\text{SO}_3$ :	óxido de azufre (VI) o trióxido de azufre.

19. Son afirmaciones teóricas las frases: b), c), e), f), g).

Se refieren a observaciones experimentales las frases: a) y d).

## ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

---

### 1. LEY DE DALTON DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

---

La ley de las proporciones múltiples «amplía» la ley de Proust al caso de que al reaccionar dos sustancias simples puedan dar lugar a más de un compuesto. En su tiempo constituyó un gran apoyo para el establecimiento de la teoría atómica, ya que ésta predecía el contenido de la ley y los datos experimentales que se tenían la corroboraron ampliamente.