

# LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

## Leyes ponderales.

- 1.- Dejamos a la intemperie una chapa de hierro de 450 g. Pasado un tiempo observamos que se ha oxidado y que su masa es de 470 g. ¿Se ha incumplido la ley de Lavoisier de conservación de la masa? Explica razonablemente lo sucedido. ☒
- 2.- Razona y justifica si se siguió utilizando la hipótesis de la máxima simplicidad de Dalton cuando se comprobó que no se ajustaba a los hechos experimentales. ☒
- 3.- Completa la tabla siguiente en la que aparecen las masas en gramos de hierro y azufre que reaccionan totalmente para producir sulfuro de hierro (II): ☒
- |                        |        |       |      |       |
|------------------------|--------|-------|------|-------|
| Hierro                 | 55,8 g | 100 g |      |       |
| Azufre                 | 32,1 g |       | 20 g |       |
| Sulfuro de hierro (II) |        |       |      | 200 g |
- 4.- Pon un ejemplo que explique la ley de las proporciones múltiples de la teoría atómica de Dalton. ☒
- 5.- Comprueba que se cumple la ley de Dalton con dos compuestos de nitrógeno y oxígeno. Su proporción de nitrógeno es, respectivamente, el 30,43 % y el 25,93 %. ☒
- 6.- Analizamos dos muestras de dos óxidos de níquel. En 2,00 g del primero encuentra 1,57 g de níquel y en 10 g del segundo halla 7,10 g de níquel. Suponiendo que la fórmula del primero es NiO, determina si se trata del mismo compuesto y en caso negativo la fórmula del segundo. (Sol: No, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) ☒
- 7.- 35,5 g de cloro reaccionan con 23,0 g de sodio para dar cloruro de sodio. Calcula: **a)** La cantidad necesaria de sodio para que reaccionen totalmente 20 g de cloro; **b)** la cantidad de cloruro de sodio que se formará al hacer reaccionar 40 g de cloro con 30 g de sodio. (Sol: **a)** 13 g; **b)** 66 g) ☒
- 8.- Observa la tabla siguiente y complétala. Determina cuántos compuestos diferentes aparecen y comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples. (Sol: 2 compuestos) ☒
- | Comp. de Pb y Cl | m total (g) | m (Cl) (g) | m Pb (g) |
|------------------|-------------|------------|----------|
| 1.º              | 454,0       | 269,4      | -----    |
| 2.º              | 42,60       | -----      | 10,9     |
| 3.º              | 29,81       | 22,20      | -----    |
- 9.- El oxígeno y el hierro reaccionan dando los compuestos distintos: monóxido de hierro, FeO, y trióxido de dihierro, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Calcula el porcentaje de cada elemento en cada uno de los compuestos. (Sol: **a)** 77,7 % de Fe; **b)** 69,9 % de Fe) ☒
- 10.- El oxígeno y el aluminio se combinan para dar óxido de aluminio (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). La densidad de este óxido es 3,97 g/cm<sup>3</sup>. El análisis químico indica que su contenido en oxígeno es del 47,1 %. Sabiendo que la masa atómica del oxígeno es de 16 UMAs, ¿cual será la masa atómica del aluminio? Nota: No podéis usar, como es lógico, el dato que viene en la Tabla Periódica. (Sol: 27,0) ☒

## Ley volumétrica de Gay-Lussac. Principio de Avogadro.

- 11.- ¿Puede reaccionar un volumen de un gas a 25°C y 1 atm de presión con reacciona con 0,905 volúmenes de otro gas, a 50 °C y 3 atm de presión”. (Sol: Sí) ☒
- 12.- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrige estas últimas: **a)** “Todo sustancia química (elemento o compuesto) es una sustancia pura”. **b)** “Una mezcla es una sustancia compuesta por átomos de diferentes elementos”. **c)** “Dos

volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas". (Sol: V, F, V) ☒

- 13.- Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrige estas últimas: **a)**- "En una reacción química el número total de átomos es igual al principio y al final de la reacción". **b)**- "En una reacción química el número total de moléculas es igual al principio y al final de la reacción". **c)** - "Dos volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen la misma masa". (Sol: V, F, F) ☒

- 14.- El hidrógeno  $H_2$ , y el cloro  $Cl_2$ , reaccionan para dar cloruro de hidrógeno,  $HCl$ . Demuestra la ley de Gay-Lussac a partir de los siguientes resultados obtenidos en laboratorio.

Volúmenes iniciales (ml)		Volúmenes finales (ml)		
$H_2$	$Cl_2$	$HCl$	$H_2$	$Cl_2$
50	50	100	0	0
70	40	80	30	0

- 15.- ☒ 2 volúmenes de hidrógeno,  $H_2$ , reaccionan con 1 volumen de oxígeno,  $O_2$ , para producir 2 volúmenes de vapor de agua. Completa la siguiente tabla de datos suponiendo que todos los volúmenes se han medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Volúmenes iniciales (ml)		Volúmenes finales (ml)		
$H_2$	$O_2$	$H_2O$	$H_2$	$O_2$
5		5	0	0
3	2		0	0,5
7	2	4		

- 16.- ☒ **a)** Calcula el número de átomos de nitrógeno contenidos en 1,72 moles de átomos de nitrógeno; **b)** ¿Y en 5 moles de moléculas nitrógeno,  $N_2$ ? (Sol: **a)**  $1,036 \cdot 10^{24}$  **b)**  $6,02 \cdot 10^{24}$ ) ☒
- 17.- Calcula el número de moles de átomos contenidos en 200 g. de fósforo. La masa atómica del fósforo es 30,97 u. (Sol: 6,458 mol) ☒
- 18.- ¿Cuántos moles de átomos de calcio, carbono y oxígeno y cuántos átomos hay en 5 moles de carbonato de calcio,  $CaCO_3$ . (Sol:  $3,01 \cdot 10^{24}$  de Ca y C;  $9,03 \cdot 10^{24}$  de O) ☒
- 19.- Tenemos 4,5 moles de dióxido de carbono. Calcula: **a)** Su masa; **b)** El número de moles de átomos de carbono y de oxígeno contenido; **c)** El número de átomos de carbono y de oxígeno contenidos. (Sol: **a)** 198 g; **b)** 4,5 y 9; **c)**  $2,71 \cdot 10^{24}$  y  $5,42 \cdot 10^{24}$ ) ☒
- 20.- Calcula dónde hay mayor número de átomos: **a)** En 20 g de fósforo. **b)** En 20 g de cromo. **c)** En 10 g de litio. (Sol: **c)**) ☒
- 21.- Cuántos átomos hay en 5 moles de: **a)** nitrógeno,  $N_2$ ; **b)** ozono,  $O_3$ ; **c)** azufre,  $S_8$ ; **d)** fósforo,  $P_4$ . (Sol: **a)**  $6,02 \cdot 10^{24}$ ; **b)**  $9,03 \cdot 10^{24}$ ; **c)**  $2,408 \cdot 10^{25}$  **d)**  $1,204 \cdot 10^{25}$ ) ☒
- 22.- Calcula el número de moléculas contenidas en 50 g de: **a)** Óxido de cinc; **b)** Trióxido de dicloro; **c)** carbonato de calcio. (Sol: **a)**  $3,70 \cdot 10^{23}$ ; **b)**  $2,53 \cdot 10^{23}$ ; **c)**  $3,01 \cdot 10^{23}$ ) ☒
- 23.- Tenemos  $5,02 \times 10^{24}$  moléculas de agua. Calcula: **a)** El número de átomos de hidrógeno y de oxígeno contenidos. **b)** La masa en gramos de la misma. ☒
- 24.- El compuesto fluoruro de xenón está formado por moléculas del tipo  $XeF_n$ , donde  $n$  es un número natural. Si la masa de  $9,03 \cdot 10^{20}$  moléculas del compuesto es 0,311 g, calcula el valor de  $n$ . La masa atómica del xenón es 131,3 u y la del flúor, 19,0 u. (Sol:  $n = 4$ ) ☒
- 25.- Calcula la masa de una molécula de carbonato de calcio. Exprésala en unidades de masa atómica y en unidades S.I. ¿En qué unidades se expresa la masa molecular relativa?  $M_{at}(Ca) = 40,08$  u.  $M_{at}(C) = 12,011$  u.  $M_{at}(O) = 15,9994$  u.  $1$  u =  $1,6605 \cdot 10^{-27}$  kg. (Sol: 100,09 u;  $1,6612 \cdot 10^{-25}$  kg) ☒

## Composición centesimal y fórmula empírica.

- 26.- Escribir las fórmulas empíricas de: **a)** Glucosa, conocida también como dextrosa, cuya fórmula molecular es  $C_6H_{12}O_6$ ; **b)** Óxido de nitrógeno (I), gas usado como anestésico, de fórmula molecular  $N_2O$ . ☒
- 27.- Determinar la fórmula empírica de un compuesto que contiene un 63,5 % de Ag, un 8,24 % de N y un 28,25 % de O. ☒
- 28.- Determina la fórmula empírica de un determinado aminoácido cuya composición centesimal es: 40,45 % de C, 35,955 % de O, 7,865 % de H y 15,73 % de N. ☒
- 29.- Un compuesto orgánico está formado por un 85,63 % de C y 14,37 % de H. Calcula sus fórmulas empírica y molecular si se sabe que su masa molecular es 28 g/mol. ☒
- 30.- **a)** ¿Cual será la masa molecular de la sacarosa ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ )? **b)** ¿Cual será su fórmula empírica? **c)** ¿Qué porcentaje de C, H y O habrá en dicha sustancia? ☒
- 31.- **a)** Determina la fórmula empírica de un compuesto orgánico que contiene un 60 % de carbono, un 13,33 % de hidrógeno y un 26,66 % de oxígeno. **b)** Si su masa molecular es de 120 g/mol, ¿cual será su fórmula molecular?. (Sol:  $C_3H_8O$ ,  $C_6H_{16}O_2$ ) ☒
- 32.- Un compuesto está formado por 14,2 g de cloro y 16 g de oxígeno. Hallar: **a)** su composición centesimal **b)** su fórmula empírica. ☒

## Cuestiones y problemas generales.

- 33.- El neón es un elemento químico de número atómico 10. En la naturaleza se encuentran tres isótopos del mismo de masas 19,99 u, 20,99 u y 21,99 u. Si sus proporciones son del 90,92 %, 0,26 % y 8,82 %, respectivamente, calcula la masa de un átomo del elemento **a)** en UMAs **b)** en unidades del S.I. ☒
- 34.- Un litro de nitrógeno reacciona con 3 litros de hidrógeno para dar 2 litros de amoníaco. Asimismo, un litro de hidrógeno reacciona con otro de cloro para dar 2 litros de cloruro de hidrógeno. ¿Contradice alguna de estas dos reacciones la ley de conservación de Lavoisier? Razona la respuesta. ☒
- 35.- (\*) Dos óxidos de nitrógeno A y B tienen una relación de masas N/O 0,437 y 0,35 respectivamente. Por otro lado, sabemos que 4 volúmenes de óxido de nitrógeno (A) se combina con 1 volumen de  $O_2$  para formar 2 volúmenes de óxido de nitrógeno (B). Deduce las fórmulas de ambos óxidos. ☒

## Soluciones a los ejercicios

- ☒ No se ha incumplido la ley de Lavoisier. Al dejar la chapa de hierro a la intemperie, la superficie exterior de ésta ha reaccionado con 20 g del oxígeno existente en el aire produciéndose óxido de hierro que al ser sólido y quedar adherido al metal es pesado conjuntamente con éste.
- ☒ Cuando Dalton observó que había masas atómicas relativas distintas para el mismo elemento, obtenidas a partir de distintos compuestos binarios, descartó la hipótesis de máxima simplicidad y admitió la posibilidad de moléculas con más de un átomo de cada elemento, si bien siguió pensando que el número de estos no debería ser muy alto.

3.

Hierro	55,8 g	100 g	34,8 g	127,0 g
Azufre	32,1 g	57,5 g	20 g	73,0
Sulfuro de hierro (II)	87,9 g	157,5 g	54,8 g	200 g

4.  “Cuando dos elementos se combinan entre sí para dar compuestos diferentes, las diferentes masas de uno de ellos que se combinan con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números sencillos”.

Óxidos de carbono	% carbono	% oxígeno	masa carbono / masa oxígeno
I	42,9	55,1	0,78
II	27,3	72,7	0,38

**0,38** **0,78 /**  
**≅ 2**

5.

Óxidos de nitrógeno	% nitrógeno	% oxígeno	masa nitrógeno / masa oxígeno
I	30,43	69,57	0,4374
II	25,93	74,07	0,3501

$$03501 / 0,4374 \cong 0,800 = 4/5$$

6.

óxidos de níquel	m (g)	m (g) Ni	% níquel	% oxígeno	masa níquel/masa oxígeno
I	2	1,57	78,5	21,5	3,65
II	10	7,10	71,0	29,0	2,45

Se tra- de dos óxidos distintos pues tienes diferente proporción de Ni y O.

$$2,45 / 3,65 = 0,67 \cong 2/3. \text{ Luego si I} = \text{NiO, entonces II} = \text{Ni}_2\text{O}_3.$$

7.  a) 
$$\frac{m(\text{Cl})}{m(\text{Na})} = \frac{35,5 \text{ g}}{23,0 \text{ g}} = \frac{20 \text{ g}}{x} \Rightarrow x = 13,0 \text{ g de Na}$$

b) Con 40 g de Cl reaccionarían, por tanto, 26 g de Na formándose **66 g de NaCl**.

Como hay 30 g de Na significa que 4 g de Na quedarán sin reaccionar.

8.

Comp. de Pb y Cl	m total (g)	m (Cl) (g)	m Pb (g)	m (Cl) / m Pb
1.º	454,0	269,4	184,6	1,46
2.º	42,60	31,7	10,9	2,91
3.º	29,81	22,20	7,61	2,92

Esto hace suponer que hay dos óxidos de plomo distintos el 1º y el 2º o 3º que resultan ser el mismo.

Si se cumple la ley de proporciones múltiples ya que  $2,92 / 1,46 = 2$ , es decir una proporción de dos números enteros.

9.  En un mol de FeO (55,8 g + 16,0 g = 71,8 g)

$$\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{FeO})} = \frac{55,8 \text{ g}}{71,8 \text{ g}} = \frac{x}{100 \text{ g}} \Rightarrow x = 77,7 \text{ g de Fe} \Rightarrow \text{77,7 \% de Fe y 22,3 \% de O}$$

En un mol de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (2 x 55,8 g + 3 x 16,0 g = 159,6 g)

$$\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \times 55,8 \text{ g}}{159,6 \text{ g}} = \frac{y}{100 \text{ g}} \Rightarrow y = 69,9 \text{ g de Fe} \Rightarrow \text{69,9 \% de Fe y 30,1 \% de O}$$

10.  En 100 g de óxido habrá 47,1 g de O y 52,9 g de Al.

$$\frac{m(\text{Al})}{m(\text{O})} = \frac{52,9 \text{ g}}{47,1 \text{ g}} = \frac{M_{\text{at}}(\text{Al}) \times 2}{16,0 \times 3} \Rightarrow M_{\text{at}}(\text{Al}) = 27,0$$

11.  Sí, pues no se contradice la ley de volúmenes de combinación de Gay-Lussac, puesto que ésta especifica que para que se combinen dos gases en relación numérica sencilla, éstos tienen que encontrarse en las mismas condiciones de presión y temperatura, condiciones que no se dan en la afirmación.

Cuando en la unidad siguiente se estudie la ley de los gases veremos que efectivamente la proporción en moles es de 2 a 5, lo que indica que se encuentran en proporción numérica sencilla, y por tanto, se cumple la ley de Gay-Lussac.

12.  a) **VERDADERO**. b) **FALSO**. Todos los compuestos que son sustancias puras están formados por distintos elementos. c) **VERDADERO** (hipótesis de Avogadro).
13.  a) **VERDADERO**. b) **FALSO**. El nº de moléculas de reactivos no tiene porqué ser igual al nº de moléculas de productos. c) **FALSO**. Aunque haya el mismo nº de moléculas, al tener éstas distinta masa según sea la sustancia, la masa total será pues distinta.
14.  En el primer caso vemos que reaccionan volúmenes iguales de H<sub>2</sub> y Cl<sub>2</sub>, es decir en proporción 1:1. En el segundo caso quedan 30 ml de H<sub>2</sub> sin reaccionar, lo cual significa que sólo han reaccionado 40 ml, es decir en la misma proporción que en el primer caso.

15.  En el primer caso 5 vol. de H<sub>2</sub> deberán reaccionar con **2,5 vol. de O<sub>2</sub>** para que se formen 5 vol de H<sub>2</sub>O.

En el segundo caso 3 vol. de H<sub>2</sub> deberán reaccionar con 1,5 vol. de O<sub>2</sub> (proporción 2:1) por lo que se formarán **3 vol. de H<sub>2</sub>O** y quedará 0,5 vol. de O<sub>2</sub> sin reaccionar.

En el tercer caso 2 vol. de O<sub>2</sub> sólo reaccionarán con 4 vol. de H<sub>2</sub> por lo que sobrarán **3 vol. de H<sub>2</sub>** y no sobrá O<sub>2</sub>.

16.  a) 
$$1,72 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} = \mathbf{1,036 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}}$$

b) Al tener cada molécula 2 átomos

$$5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc}}{\text{mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{6,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}}$$

17.  
$$n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{200 \text{ g}}{30,97 \text{ g/mol}} = \mathbf{6,458 \text{ moles de P}}$$

18.  En cinco moles de carbonato de calcio hay: 5 moles de Ca, 5 moles de C y 15 moles de O.

$$5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{\text{molécula}} = \mathbf{3,01 \cdot 10^{24} \text{ át de Ca}}$$

$$5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{\text{molécula}} = \mathbf{3,01 \cdot 10^{24} \text{ át de C.}}$$

$$5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc}}{\text{mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{9,03 \cdot 10^{24} \text{ át de O}}$$

19.  a)  $M(\text{CO}_2) = 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u} = 44 \text{ u}$

$$m = n \cdot M = 4,5 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = \mathbf{198 \text{ g.}}$$

b) 
$$4,5 \text{ mol (moléc)} \cdot \frac{1 \text{ mol (átomo)}}{\text{mol (moléc)}} = \mathbf{4,5 \text{ mol (átomos) de C}}$$

$$4,5 \text{ mol (moléc)} \cdot \frac{2 \text{ mol (átomo)}}{\text{mol (moléc)}} = \mathbf{9 \text{ mol (átomos) de O}}$$

$$\text{c)} \quad 4,5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} = \mathbf{2,71 \cdot 10^{24} \text{ átomos C}}$$

$$9,0 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{\text{mol}} = \mathbf{5,42 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}}$$

$$20. \quad \text{a)} \quad n(\text{P}) = \frac{m(\text{P})}{M_{\text{at}}(\text{P})} = \frac{20 \text{ g}}{31,97 \text{ g/mol}} = 0,646 \text{ moles de P}$$

$$\text{b)} \quad n(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M_{\text{at}}(\text{Cr})} = \frac{20 \text{ g}}{52,0 \text{ g/mol}} = 0,385 \text{ moles de Cr}$$

$$\text{c)} \quad n(\text{Li}) = \frac{m(\text{Li})}{M_{\text{at}}(\text{Li})} = \frac{10 \text{ g}}{6,94 \text{ g/mol}} = 1,440 \text{ moles de Li}$$

**Hay moles, y por tanto más átomos, de Li** que de los otros dos elementos.

$$21. \quad \text{a)} \quad n(\text{N}_2) = 5 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas (N}_2\text{)}}{\text{mol}} \times \frac{2 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{6,02 \times 10^{24} \text{ átomos de N}}$$

$$\text{b)} \quad n(\text{O}_3) = 5 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas (O}_3\text{)}}{\text{mol}} \times \frac{3 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{9,03 \times 10^{24} \text{ átomos de O}}$$

$$\text{c)} \quad n(\text{S}_8) = 5 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas (P}_4\text{)}}{\text{mol}} \times \frac{8 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{2,408 \times 10^{25} \text{ átomos de P}}$$

$$\text{d)} \quad n(\text{P}_4) = 5 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas (P}_4\text{)}}{\text{mol}} \times \frac{4 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = \mathbf{1,204 \times 10^{25} \text{ átomos de P}}$$

$$22. \quad \text{a)} \quad n(\text{ZnO}) = \frac{m(\text{ZnO})}{M(\text{ZnO})} = \frac{50 \text{ g}}{81,37 \text{ g/mol}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = \mathbf{3,70 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$$

$$\text{b)} \quad n(\text{Cl}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Cl}_2\text{O}_3)}{M(\text{Cl}_2\text{O}_3)} = \frac{50 \text{ g}}{118,9 \text{ g/mol}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = \mathbf{2,53 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$$

$$\text{c)} \quad n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{50 \text{ g}}{100,1 \text{ g/mol}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = \mathbf{3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$$

$$23. \quad \text{a)} \quad n(\text{H}) = 5,02 \times 10^{24} \text{ moléculas (H}_2\text{O)} \times \frac{2 \text{ átomos (H)}}{\text{molécula (H}_2\text{O)}} = \mathbf{1,004 \times 10^{25} \text{ átomos de H}}$$

$$n(\text{O}) = 5,02 \times 10^{24} \text{ moléculas (H}_2\text{O)} \times \frac{1 \text{ átomo (O)}}{\text{molécula (H}_2\text{O)}} = \mathbf{5,02 \times 10^{24} \text{ átomos de O}}$$

$$\text{b)} \quad m = n \times M = 5,02 \times 10^{24} \text{ moléculas} \times \frac{\text{mol}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{18 \text{ g}}{\text{mol}} = \mathbf{150 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

$$24. \quad \text{a)} \quad M(\text{XeF}_n) = \frac{m}{n} = \frac{0,311 \text{ g}}{9,03 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}} \times \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = 207,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$207,3 = 131,3 + 19,0 n \Rightarrow n = 4$$

$$25. \quad \text{a)} \quad M(\text{CaCO}_3) = 1 \cdot M_{\text{at}}(\text{Ca}) + 1 \cdot M_{\text{at}}(\text{C}) + 3 \cdot M_{\text{at}}(\text{O}) = \\ = 40,08 \text{ u} + 12,011 \text{ u} + 3 \cdot 15,9994 \text{ u} = \mathbf{100,09 \text{ u}} \\ 100,09 \text{ u} \cdot (1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg/u}) = \mathbf{1,6612 \cdot 10^{-25} \text{ kg}}$$

La masa molecular relativa no tiene unidades.

26. **a)** Los subíndices de la fórmula empírica son los números enteros más pequeños que expresan la relación correcta de átomos. Dichos números se obtendrán dividiendo los subíndices de la fórmula molecular por su máximo común divisor, que en este caso es 6. La fórmula empírica resultante es **CH<sub>2</sub>O**. **b)** Los subíndices en **N<sub>2</sub>O** son ya los enteros más bajos posibles. Por lo tanto, **la fórmula empírica coincide con la molecular**.

$$27. \quad \text{a)} \quad \frac{63,5 \text{ g}}{107,9 \text{ g/mol}} = 0,589 \text{ mol Ag}; \quad \frac{8,24 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 0,589 \text{ mol N}; \quad \frac{28,25 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,766 \text{ mol O}$$

Dividiendo todos por el menor (0,589) obtenemos 1 mol de Ag, 1 mol de N y 3 moles de O, lo que da una fórmula empírica: **AgNO<sub>3</sub>**

$$28. \quad \text{a)} \quad \frac{40,45 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 3,371 \text{ mol C}; \quad \frac{35,955 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,247 \text{ mol O} \\ \frac{7,865 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 7,865 \text{ mol H}; \quad \frac{15,73 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 1,124 \text{ mol N}$$

Dividiendo todos por el menor (1,124) obtenemos 3 moles de C, 2 moles de O y 7 moles de H, y 1 mol de N, lo que da una fórmula empírica: **C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>NO<sub>2</sub>**

$$29. \quad \text{a)} \quad \frac{85,63 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 7,136 \text{ mol C}; \quad \frac{14,37 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 14,37 \text{ mol H}$$

Dividiendo ambos por el menor (7,136) obtenemos 1 mol de C por cada 2 moles de H, lo que nos da una **fórmula empírica: CH<sub>2</sub>**

Como la masa correspondiente a la fórmula empírica es (12 + 2 x 1 = 14), que es justo la mitad de la masa molecular, sucederá que su **fórmula molecular** será **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>**, fórmula que mantiene la proporción y cuya masa molecular se ajusta a la dada en el enunciado del ejercicio.

$$30. \quad \text{a)} \quad M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \times 12,01 + 22 \times 1,01 + 11 \times 16,00 = \mathbf{342,34}$$

**b)** La fórmula molecular coincide con la empírica (**C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>**), al ser ésta irreducible,

$$\text{c)} \quad \frac{12 \times 12,01}{342,34} \times 100 = \mathbf{42,10 \% \text{ C}}; \quad \frac{22 \times 1,01}{342,34} = \mathbf{6,49 \% \text{ H}}; \quad \frac{11 \times 16,00}{342,34} = \mathbf{51,41 \% \text{ O}}$$

$$31. \quad \text{a)} \quad \frac{60 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol C}; \quad \frac{13,33 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 13,33 \text{ mol H}; \quad \frac{26,66 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,666 \text{ mol O}$$

Dividiendo todos por el menor (1,666) obtenemos 3 moles de C por cada 8 moles de H, y por cada mol de O, lo que nos da una **fórmula empírica: C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O**

Como la masa correspondiente a la fórmula empírica es (3 x 12 + 8 x 1 + 1 x 16 = 60), que es justo la mitad de la masa molecular, sucederá que su **fórmula molecular** será **C<sub>6</sub>H<sub>16</sub>O<sub>2</sub>**, fórmula que mantiene la proporción y cuya masa molecular se ajusta a la dada en el enunciado del ejercicio.

$$32. \quad \text{a)} \quad \frac{14,2 \text{ g}}{14,2 \text{ g} + 16 \text{ g}} \times 100 = \mathbf{47,02 \% \text{ de Cl}}; \quad \frac{16 \text{ g}}{14,2 \text{ g} + 16 \text{ g}} = \mathbf{52,98 \% \text{ de O}}$$

$$\text{b) } \frac{14,2 \text{ g}}{35,45 \text{ g/mol}} = 0,40 \text{ mol de Cl}; \quad \frac{16 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol de O}$$

Dividiendo todos por el menor (0,4) obtenemos 2,5 moles de O por cada mol de Cl, o lo que es lo mismo 5 moles de O por cada 2 moles de Cl, lo que nos da una **fórmula empírica: Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**.

$$33. \quad \text{a) } M_{\text{at}}(\text{Ne}) = \frac{90,92 \times 19,99 \text{ u} + 0,26 \times 20,99 \text{ u} + 8,82 \times 21,99 \text{ u}}{100} = \mathbf{20,17 \text{ u}}$$

$$\text{b) } \frac{20,17 \text{ u}}{6,022 \times 10^{26} \text{ u / kg}} = \mathbf{3,348 \times 10^{-26} \text{ kg}}$$

34.  No las contradice, pues la ley de Lavoisier hace referencia a masas, que si deben coincidir las de productos y reactivos, pero no dice nada de volúmenes.

El enunciado lo que hace es confirmar que se cumple la ley de volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

$$35. \quad \text{a) } \text{Óxido A: } 0,437 = \frac{M_{\text{at}}(\text{N}) \times a}{M_{\text{at}}(\text{O}) \times b}; \quad \text{Óxido B: } 0,35 = \frac{M_{\text{at}}(\text{N}) \times a'}{M_{\text{at}}(\text{O}) \times b'}$$

siendo “a” y “b” los coeficientes estequiométricos del óxido de nitrógeno (A) y “a’” y “b’” los del óxido de nitrógeno (B).

Supongamos que el óxido de nitrógeno (A) tiene de fórmula NO, es decir, a = 1 y b = 1.

$$\text{Entonces: } \frac{M_{\text{at}}(\text{N})}{M_{\text{at}}(\text{O})} = 0,437 \Rightarrow 0,35 = 0,437 \times \frac{a'}{b'} \Rightarrow \frac{a'}{b'} = \frac{0,35}{0,437} = 0,80 \Rightarrow \begin{cases} a' = 4 \\ b' = 5 \end{cases}$$

Sin embargo, no es posible que:  $4 \text{ NO} + \text{O}_2 \nrightarrow 2 \text{ N}_4\text{O}_5$ . Por ello, deberemos desestimar la proposición anterior y suponer una fórmula alternativa para el óxido de nitrógeno (A), siempre usando coeficientes sencillos.

Probemos con la fórmula para (A) NO<sub>2</sub>, es decir, a = 1 y b = 2.

$$\text{Entonces: } \frac{M_{\text{at}}(\text{N})}{M_{\text{at}}(\text{O})} = 2 \times 0,437 = 0,874 \Rightarrow 0,35 = 0,874 \times \frac{a'}{b'} \Rightarrow \frac{a'}{b'} = \frac{0,35}{0,874} = 0,40 \Rightarrow \begin{cases} a' = 2 \\ b' = 5 \end{cases}$$

En este caso, si es posible que (B) tenga la fórmula N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, puesto que:  $4 \text{ NO}_2 + \text{O}_2 \nrightarrow 2 \text{ N}_2\text{O}_5$  ecuación química ajustada. Por ello, podemos asegurar con bastante certeza que el óxido de nitrógeno (A) tiene de fórmula **NO<sub>2</sub>** y el óxido de nitrógeno (B) **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**.

## Soluciones a los ejercicios de los apuntes:

- A.-  La masa molecular de Cl<sub>2</sub> es 35,45 × 2 = 70,9 u. Luego un mol de Cl<sub>2</sub> son 70,9 g. En los 12 g de Cl<sub>2</sub> hay:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{12 \text{ g}}{70,9 \text{ g/mol}} = 0,169 \text{ mol de Cl}_2$$

Teniendo en cuenta que en un mol hay 6,02 × 10<sup>23</sup> moléculas, 0,169 moles contienen:

$$0,169 \text{ moles} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{2 \text{ mol}} = \mathbf{1,017 \times 10^{23} \text{ moléculas de Cl}_2}$$

$$1,017 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times \frac{2 \text{ átomos de Cl}}{\text{molécula}} = \mathbf{2,034 \times 10^{23} \text{ átomos de Cl}}$$

B.-  a) Los subíndices de la fórmula empírica son los números enteros más pequeños que expresan la relación correcta de átomos. Dichos números se obtendrán dividiendo los subíndices de la fórmula molecular por su máximo común divisor, que en este caso es 6. La fórmula empírica resultante es **CH<sub>2</sub>O**.

b) Los subíndices en **N<sub>2</sub>O** son ya los enteros más bajos posibles. Por lo tanto, la fórmula empírica coincide con la molecular.

C.-  En 100 g de ácido acetilsalicílico habrá:

$$\frac{60 \text{ g de C}}{12,0 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol de C}; \quad \frac{35,52 \text{ g de O}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,22 \text{ mol de O}; \quad \frac{4,48 \text{ g de H}}{1,0 \text{ g/mol}} = 4,48 \text{ mol de H}$$

Dividiendo todos por el menor (2,22) obtenemos 2,25 mol de C, 1 mol de O y 2 moles de H.

Como aún quedan decimales, multiplicamos todos los números por 4 obteniendo una proporción de: 9 mol de C, 4 mol de O y 8 moles de H, lo que da una fórmula empírica: **C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>**.

Si esta fórmula fuera la molecular, la masa molecular relativa sería:  $9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16 = 180$  lo que coincide con el dato facilitado por lo que podemos deducir que su fórmula molecular será también **C<sub>9</sub>H<sub>8</sub>O<sub>4</sub>**.