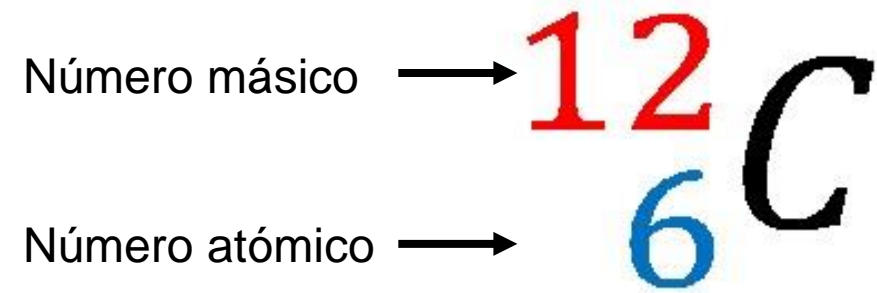
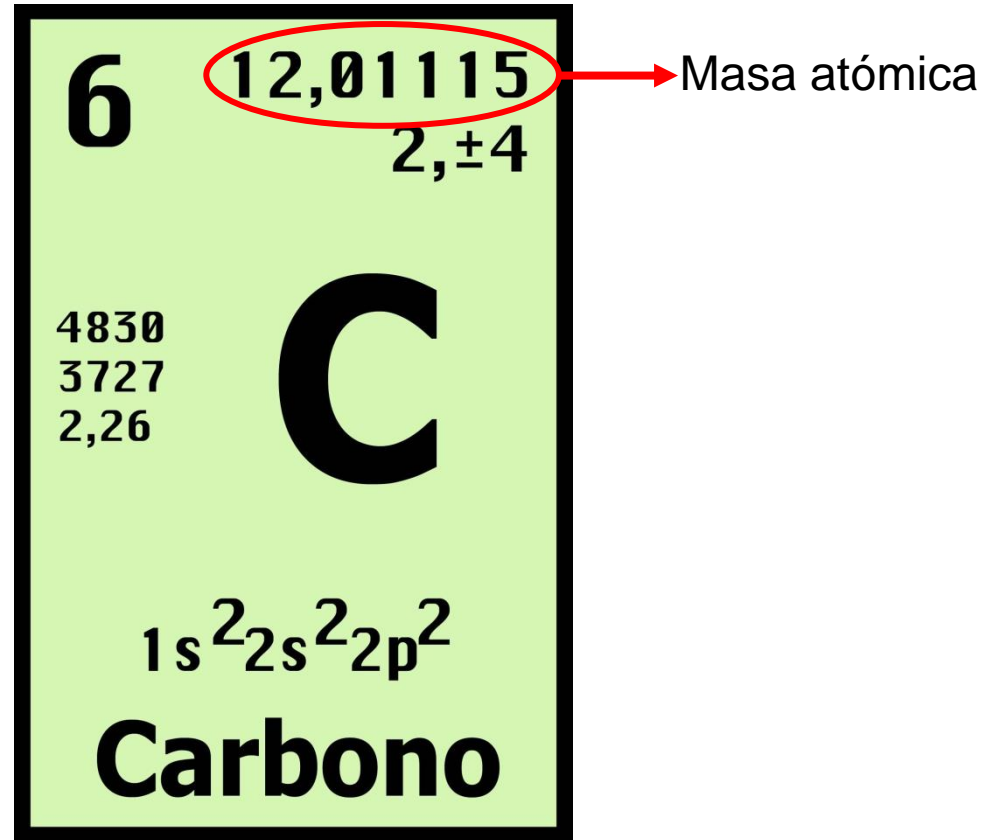


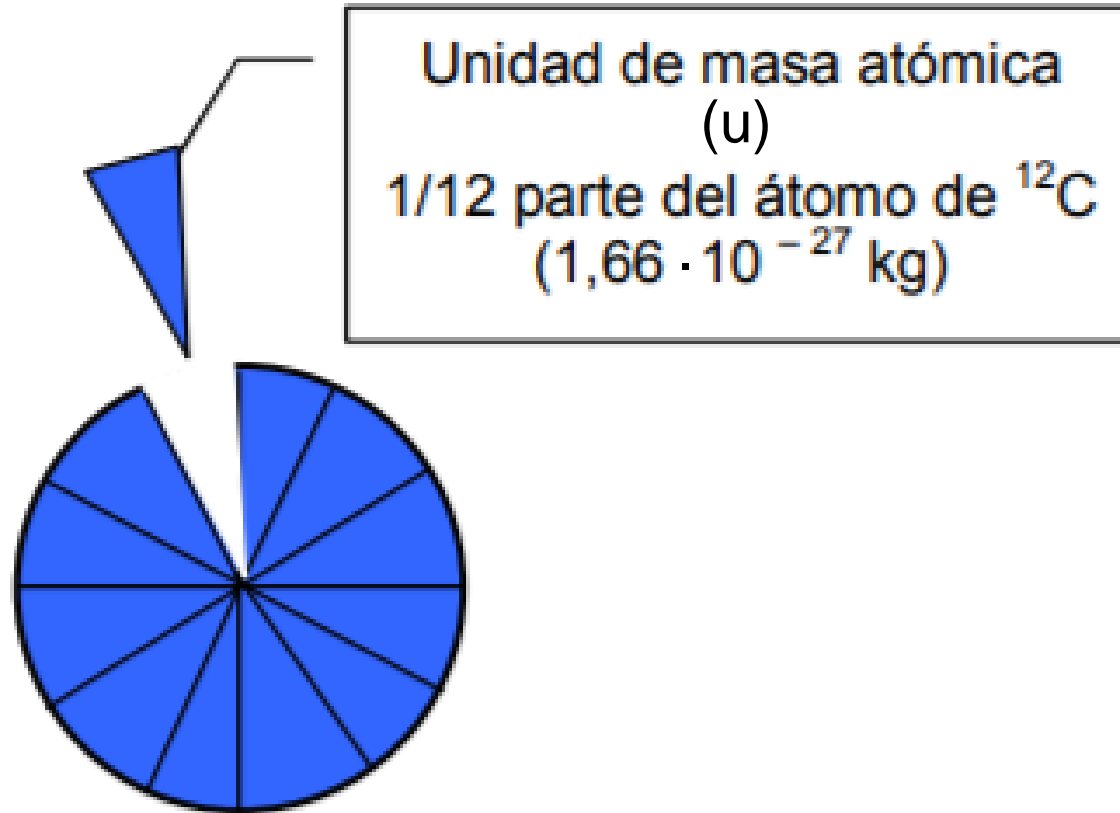
1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular



1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular



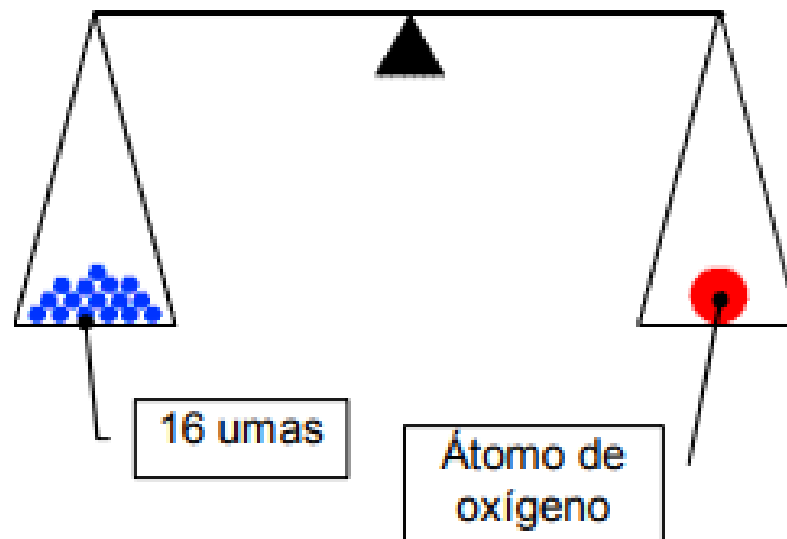
1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular



1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular

La **masa atómica relativa** de un elemento es el número de veces que la masa de un átomo contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C .

$$M(\text{O}) = \frac{\text{masa de 1 átomo de O}}{1/12 (\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C})} = 16$$



1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular

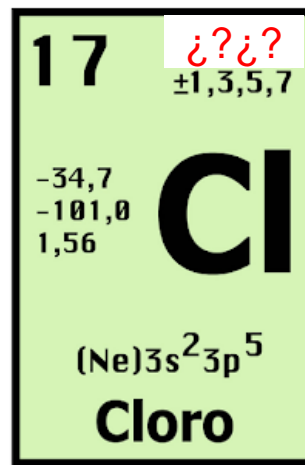
Partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Masa (g)	Masa (u)	Carga	Ubicación
Electrón	e ⁻	9.110×10^{-28}	$0.000549 \approx 0$	-	Fuera del núcleo
Neutrón	N	1.675×10^{-24}	$1.00867 \approx 1$	0	Núcleo
Protón	P	1.673×10^{-24}	$1.00728 \approx 1$	+	Núcleo

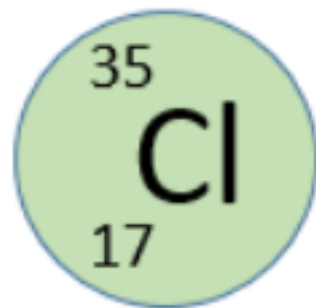
1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl . El primero de ellos tiene una masa de 34,97 u y una abundancia del 75,53%, mientras que el segundo tiene una masa atómica de 36,97 u y una abundancia de 24,47%.

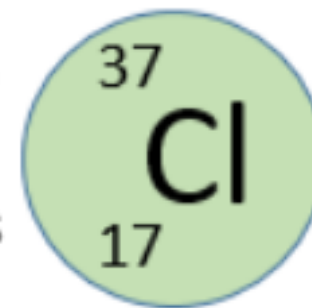
Teniendo en cuenta los datos anteriores, ¿cuál sería la masa de un átomo de Cl en u y en g?



18 neutrons
17 protons
17 electrons



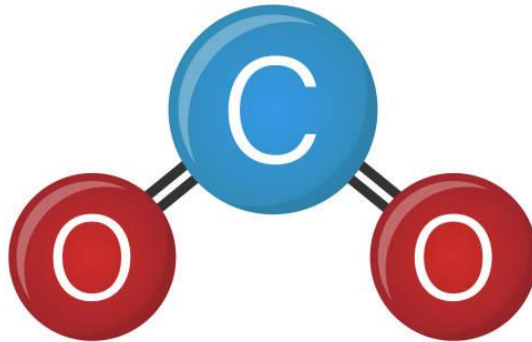
20 neutrons
17 protons
17 electrons



1.4 Cantidad de una sustancia. Masa atómica y masa molecular

La **masa molecular relativa** de una molécula es el número de veces que la masa de una molécula contiene a la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C .

¿Cuál sería la masa molecular relativa de una molécula de CO_2 ?



1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

¿Cuántos átomos de ^{12}C sería necesario reunir para tener una masa manejable en el laboratorio, por ejemplo, de 12 g?

1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

La **constante de Avogadro** es el factor de proporcionalidad entre el número de entidades elementales* y la cantidad de sustancia. Su valor quedó establecido como:

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Visto de otra forma, es el número de átomos de ^{12}C que hay que reunir para que su masa sea igual a 12 g. Por tanto:

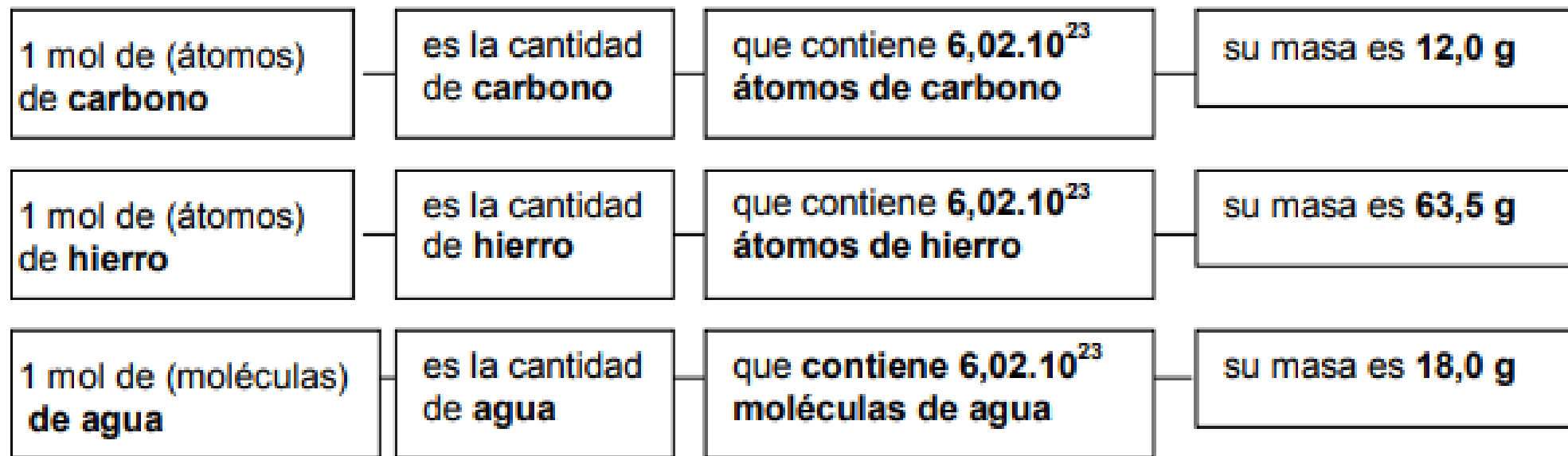
Masa de 1 átomo de ^{12}C = 12 u

Masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C = 12g

*Una entidad elemental hace referencia a un átomo, a una molécula, a un ion u otras partículas.

1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

Un **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo ^{12}C , esto es, $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades elementales.



Teniendo en cuenta estos ejemplos, se define la **masa molar (M)** de una sustancia como la masa, expresada en gramos, de un mol de unidades elementales de dicha sustancia.

1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

Determinar el número de moléculas contenidas en 30 g de CO_2

1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

La **masa molar** (M) de una sustancia es la masa, expresada en gramos, de un mol de unidades elementales (átomos, moléculas, etc) de dicha sustancia.

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

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

1.4 Cantidad de una sustancia. El mol y la masa molar

1) El azufre es uno de los componentes principales de la pólvora casera, junto al carbón vegetal y el nitrato de potasio.

a) ¿Cuántos moles de esas sustancias hay en un petardo que contiene 1,0 g de azufre, 1,5 g de carbono y 7,5 g de nitrato de potasio?

b) ¿Cuántos moles hay en $1,5 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre? ¿Y en $3,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de nitrato de potasio?

Masas atómicas (u): S = 32,0; C = 12,0; K = 39,1; N = 14,0

2) La sacarosa o azúcar común $C_{12}H_{22}O_{11}$ es el edulcorante más utilizado en la industria alimentaria para endulzar los alimentos, pero hay que evitar su consumo excesivo para seguir una dieta equilibrada y saludable.

a) ¿Cuántos moles de sacarosa contiene un sobre de azúcar de 5,0 g?

b) ¿Cuántas moléculas de azúcar contiene el sobre de azúcar?

Masas atómicas (u): C = 12,0; H = 1,0; O = 16,0

1.4 Cantidad de una sustancia. Composición centesimal de un compuesto

La **composición centesimal** de un compuesto expresa la cantidad, en tanto por ciento, de la contribución de cada uno de los elementos que forman dicho compuesto. Visto de otra manera, es el porcentaje en masa con el que contribuye cada elemento al compuesto.

$$\% \text{ elemento} = \frac{n \cdot M_{\text{elemento}}}{M_{\text{compuesto}}}$$

Determinar las composiciones centesimales de los siguientes compuestos:

- a) H_3PO_4
- b) $\text{Be}(\text{OH})_2$

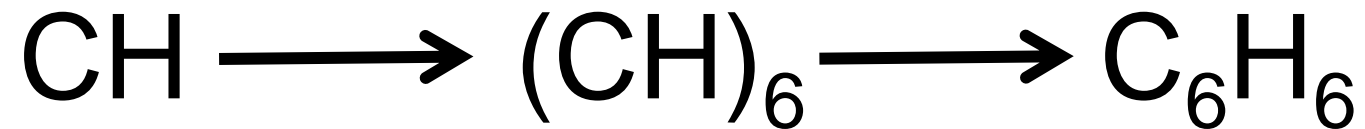
¿Qué compuesto es más rico en oxígeno?

- a) KClO_3
- b) N_2O_4

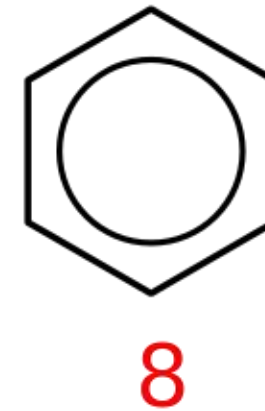
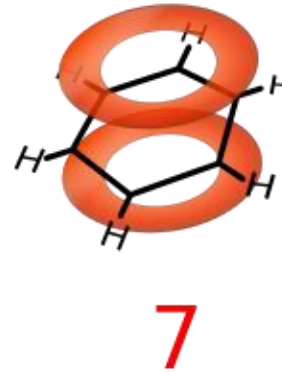
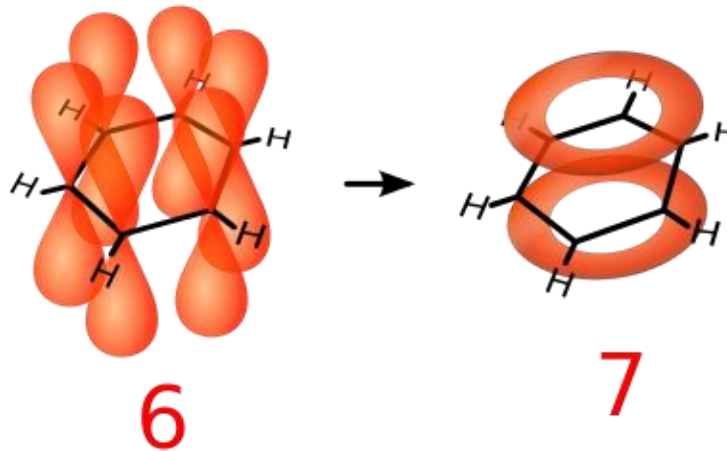
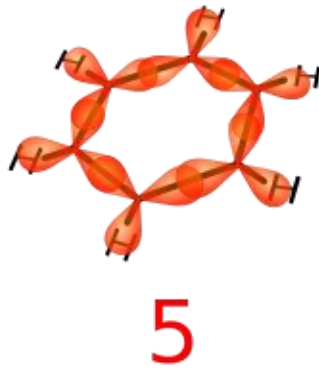
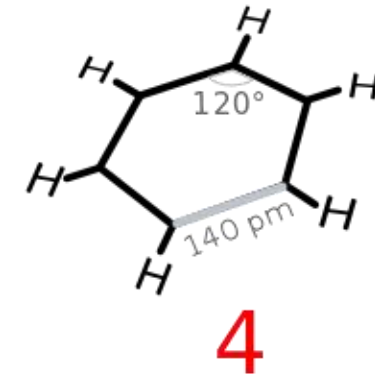
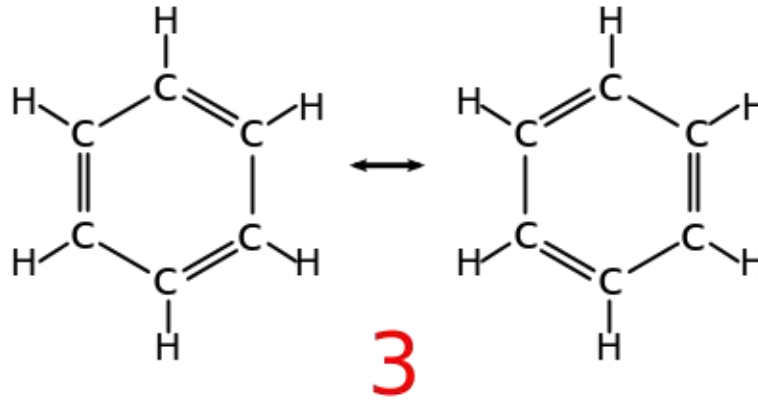
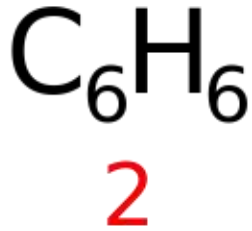
1.4 Cantidad de una sustancia. Fórmulas empíricas y moleculares

La **fórmula empírica** indica los átomos de los elementos que forman una sustancia química y su relación más simplificada en números enteros

La **fórmula molecular** indica la clase y cantidad exacta de átomos de cada elemento presente en una molécula de sustancia.



1.4 Cantidad de una sustancia. Fórmulas empíricas y moleculares



Fórmula empírica (1), Fórmula Molecular (2) y varias fórmulas desarrolladas de la molécula de Benceno: (3) Estructuras de Kekulé (Isómeros de resonancia); (4) Estructura hexagonal Plana, mostrando la longitud y el ángulo de enlace; (5) Enlaces Sigma entre orbitales híbridos sp^2 ; (6) Orbitales atómicos p_z ; (7) Orbital molecular pi deslocalizado; (8) Anillo bencénico

1.4 Cantidad de una sustancia. Fórmulas empíricas y moleculares

- 1) Determinar el número de moles de cada elemento dentro del compuesto.
- 2) Reducir los resultados de 1) a números enteros dividiendo entre el valor más bajo.
- 3) Obtenemos la **fórmula empírica** situando los coeficientes obtenidos adecuadamente en cada elemento.
- 4) La **fórmula molecular** se obtiene teniendo en cuenta que la masa molar del compuesto es un múltiplo entero de la masa molar de la fórmula empírica. Este número entero se obtiene a partir de:

$$n = \frac{\text{masa molar del compuesto}}{\text{masa molar empírica}}$$

1.4 Cantidad de una sustancia. Fórmulas empíricas y moleculares

- 1) Un hidrocarburo (C_xH_x) contiene un 80% de carbono. Deduce su fórmula empírica a partir de sus masas atómicas y la fórmula empírica sabiendo que la masa molar del compuesto es 30 g/mol.
- 2) Una sustancia utilizada como antiséptico está formada por un 94,12% de oxígeno y un 5.88% de hidrógeno. Deduce su fórmula empírica y su fórmula molecular. Dato: $M_{\text{compuesto}} = 34 \text{ g/mol}$