

La fórmula empírica de una sustancia no expresa necesariamente el número real de átomos de cada elemento en la molécula, la fórmula Molecular Real puede ser un múltiplo de la Fórmula Empírica.

Las fórmulas verdaderas, no pueden ser determinadas a partir de la composición porcentual solamente.

La fórmula molecular es siempre igual a: (fórmula empírica)_n donde n puede ser cualquier número entero desde uno hasta millares. Para hallar n:

$$n = \frac{\text{masa de una mol del compuesto determinada experimentalmente.}}{\text{masa de una mol calculada a partir de la fórmula empírica.}}$$

Ejemplo:

Determinación de una fórmula molecular. El análisis de un compuesto puro, constituido de carbono e hidrógeno dio como resultado un contenido en masa de carbono de 92.3%. En un experimento separado se halló que la masa de una mol era de 78 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

Primero hallamos la fórmula empírica,

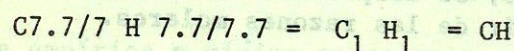
Para el carbono:

$$92.3 \text{ gC} \times \left(\frac{1.00 \text{ mol de C}}{12.0 \text{ gC}} \right) = 7.69 \text{ moles de C/100 g. de compuesto.}$$

Para el hidrógeno:

$$7.7 \text{ gH} \times \left(\frac{1.00 \text{ mol de H}}{1.00 \text{ gH}} \right) = 7.7 \text{ moles de H/100 g. de compuesto}$$

La fórmula empírica es entonces:



Para hallar la fórmula molecular (CH)_n

$$n = \frac{78 \text{ g/mol de (valor experimental)}}{13 \text{ g/mol de (calculado de la fórmula empírica)}} = 6$$

La fórmula molecular es entonces (CH)₆ ó C₆H₆

Se distinguen comúnmente tres clases de fórmulas químicas:

- FORMULA EMPIRICA O NUMERICA:** Especifica la relación más simple entre el número de átomos de los elementos constitutivos de un compuesto.
- FORMULA MOLECULAR O CONDENSADA:** Indica el número total de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto.
- FORMULA ESTRUCTURAL O DESARROLLADA:** Indica en qué forma los átomos de los diferentes elementos que forman la molécula están unidos entre sí.

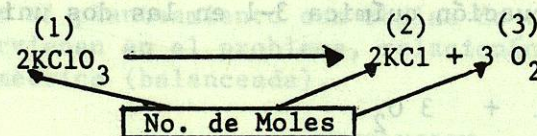
CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS EN REACCIONES QUIMICAS

Para calcular las cantidades de materia que intervienen en las reacciones se necesita conocer cuáles son los reactivos y los productos de la reacción.

El Mol es una unidad química y por ello se encuentra en las ecuaciones químicas estequiométricas o sean estas, las ecuaciones balanceadas. Dichos moles en las ecuaciones, vienen a ser los coeficientes de los compuestos al quedar balanceadas las ecuaciones. Por ejemplo la siguiente ecuación química



Nos dice lo que sucede en la reacción pero no está balanceada, es decir, no es estequiométrica; quedando al balancearla de la siguiente manera:



Ecuación Química 3-1

Los coeficientes utilizados para balancear la ecuación química 3-1, los cuales están señalados por las flechas, representan la cantidad de moles de cada sustancia que intervienen en la reacción; pudiendo estos moles convertirse a su equivalencia en gramos, con la fórmula de moles a gr. Calculando desde luego, el peso molecular de cada compuesto primeramente; por el procedimiento respectivo.

Antes de convertir los moles de la ecuación a gramos, podemos interpretar las cantidades de la siguiente manera: Dos moles de la sustancia 1, produce 2 moles de la sustancia 2, y 3 moles de la sustancia 3. Si se tuviera el doble de la sustancia 1, es decir 4 moles; entonces se produciría el doble de cada una de las otras dos sustancias, que vendrían a ser: 4 y 6 moles respectivamente de las sustancias 2 y 3.

Con este ejemplo podemos generalizar; que un cambio en una de las sustancias produce un cambio proporcional en todas las demás. Por ejemplo si se tuviera: La mitad de KClO₃ (1 mol), se tendría la mitad de las otras dos (1 mol de KCl y 1.5 moles de O₂).

Para convertir a gramos los moles anotados en la ecuación química 3-1; se siguen los pasos siguientes:

1° La conversión de moles a gramos se hace aplicando la fórmula:

$$\text{Moles} \times \text{P.M.} = \text{Gramos}$$

2° Para poder utilizar la fórmula de moles a gramos, es necesario calcular los pesos moleculares de los compuestos; encontrando los pesos atómicos de los elementos, en la tabla periódica.

PESOS ATOMICOS	PESOS MOLECULARES
K = 39.1	KClO ₃ = 122.52
Cl = 35.45	KCl = 74.55
O = 15.99	O ₂ = 31.98

NOTA: Los pesos moleculares, no serán calculados en los siguientes problemas. Estos se darán directamente o deberán ser calculados por el alumno en donde se vayan necesitando.

3° Los pesos moleculares obtenidos, se sustituyen en la fórmula de moles a gramos. Lo mismo que los moles de la ecuación química:

$$\begin{array}{l} \text{Moles} \quad \times \quad \text{P.M.} \quad = \quad \text{Gramos} \\ \text{KCIO}_3 : \quad 2 \quad \times \quad 122.52 \quad = \quad 245.04 \text{ grs.} \\ \text{KCl} : \quad 2 \quad \times \quad 74.55 \quad = \quad 149.10 \text{ grs.} \\ \text{O}_2 : \quad 3 \quad \times \quad 31.98 \quad = \quad 95.94 \text{ grs.} \end{array}$$

Ahora puede mostrarse la ecuación química 3-1 en las dos unidades (moles y gramos).



$$245.04 \text{ grs.} \longrightarrow 149.10 \text{ grs} + 95.94 \text{ grs.}$$

Ahora que se conocen las cantidades en peso de cada sustancia, se puede comprobar que la ecuación cumple con la Ley de la Conservación de la Materia, ya que la cantidad de materia en peso, que reacciona, es igual a la cantidad de materia que se produce:

$$245.04 \text{ grs.} = 149.10 \text{ grs.} + 95.94 \text{ grs.}$$

$$245.04 \text{ grs.} = 245.04 \text{ grs.}$$

Estos conceptos y cálculos manejados anteriormente, son los principios básicos para resolver más adelante, cálculos más complejos; por lo cual el alumno deberá conocerlos y dominarlos perfectamente bien.

Antes de entrar a los cálculos químicos estequiométricos es necesario advertir que la determinación del peso molecular en los compuestos y la conversión entre los moles y los gramos; son operaciones fundamentales en cualquier cálculo químico y por lo tanto, es indispensable manejarlas con fluidez, ya que sin ellas no podrá resolverse ningún cálculo químico.

Ahora que se han estudiado los cálculos sobre los pesos moleculares de los compuestos, el concepto de MOL y la relación de este con los gramos; entraremos a la aplicación de estos conceptos en la resolución de problemas entre las relaciones ponderales (relaciones en peso) de los compuestos que intervienen en las reacciones químicas; utilizando para estos cálculos las ecuaciones químicas estequiométricas, de las reacciones que se supone están sucediendo.

REACTIVO LIMITANTE

El concepto reactivo limitante: Se interpreta como la cantidad exacta de sustancia necesaria que reacciona con una cantidad determinada de otra sustancia.

EJEMPLO: Calcular la cantidad de KCIO_3 necesario para producir en la reacción 250 grs. de KCl .

Los pasos para resolver este tipo de cálculos se muestran para mejor secuencia en la resolución.

- 1° Conocer la ecuación química balanceada de la reacción.
- 2° Encontrar en la tabla periódica los pesos atómicos de los elementos que intervienen en el problema.
- 3° Calcular los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema; en este caso KCIO_3 y KCl ; no es necesario calcular todos los compuestos de la ecuación química.
- 4° Calcular en la ecuación balanceada los gramos de las sustancias, a partir de los moles establecidos en la ecuación.
- 5° Hacer el planteamiento con reglas de tres simple, con los compuestos que intervienen en el problema, relacionándolos con la ecuación química estequiométrica (balanceada).

RESOLUCION

- 1° Conocer la ecuación química balanceada, esto se puede hacer por tanteo o por método Redox.

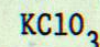


- 2° Buscar los pesos atómicos en la tabla periódica.

$$\text{K} = 39.1 \quad \text{Cl} = 35.45 \quad \text{O} = 15.99$$

- 3° Calcular pesos moleculares (usando el procedimiento explicado anteriormente) del KCIO_3 y KCl , ya que el oxígeno no interviene en el problema.

$$\text{PM} = \text{Pat} (\text{K}) + \text{Pat} (\text{Cl}) + 3 \text{Pat} (\text{O})$$



$$\text{PM} = 39.1 + 35.45 + 3 (15.99)$$

$$\text{PM} = 122.52 \text{ KCIO}_3$$

$$\text{PM} = \text{Pat} (\text{K}) + \text{Pat} (\text{Cl})$$



$$\text{PM} = 39.1 + 35.45$$

$$\text{PM} = 74.55 \text{ KCl}$$

- 4° Calcular en la ecuación química, los gramos bajo el compuesto, por medio de la fórmula de moles a gramos.



$$2 (122.52) \longrightarrow 2(74.55)$$

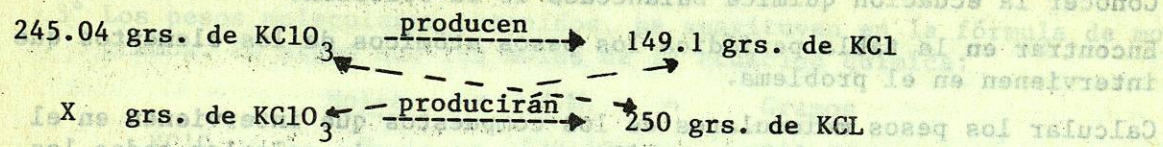
$$245.04 \text{ grs.} \longrightarrow 149.1 \text{ grs.}$$

- 5° El planteo se hace usando el siguiente criterio:

La ecuación química del punto 4° (verla), nos establece que 245.04 grs. de KCIO_3 al reaccionar totalmente, nos produce 149.1 grs. de KCl . Como lo que deseamos obtener, son 250 grs. de KCl ; el planteo se hace con base a este criterio y nos quedaría una regla de tres simple.

101

Al plantearse una regla de tres simple, la incógnita X podrá quedar de cualquier lado y la forma de comprobar que el planteo es correcto, se hace observando que las unidades de los compuestos correspondan arriba y abajo, como por ejemplo las unidades de $KClO_3$ y KCl como se muestra en el planteo siguiente:



El despeje de la incógnita X en una regla de tres simple, se lleva a cabo multiplicando los valores que correspondan cruzados y dividiéndolos entre el número restante como lo señalan las flechas punteadas en el planteo.

Por lo tanto, despejando X tendremos:

$$X = \frac{245.04 \text{ grs. de } KClO_3 \times 250 \text{ grs. de } KCl}{149.1 \text{ grs. de } KCl}$$

$$X = 410.865 \text{ grs. de } KClO_3$$

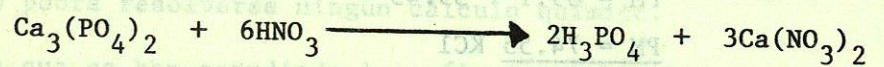
Los 410.865 grs. de $KClO_3$ son el reactivo limitante para producir los 250 grs. de KCl .

(El alumno, podrá calcular los gramos de oxígeno en la ecuación, como ejercicio; por planteo o por diferencia de peso, aplicando el concepto: Que la cantidad de materia que reacciona, es igual a la cantidad que se produce, en peso).

R = 160.865 grs. de oxígeno son producidos junto con los 250 grs. de KCl ; con los 410.865 grs. de $KClO_3$ (Desarrollo que el alumno deberá obtener).

NOTA: En los siguientes problemas no serán calculados los pesos moleculares. Solo se darán los valores directamente.

EJEMPLO: Determinar la cantidad de reactivo limitante de $Ca_3(PO_4)_2$, para producir 75 grs. de H_3PO_4 de acuerdo con la ecuación química siguiente:



Ecuación Química 3-2

El concepto reactivo limitante es el que se consume primero en una reacción química. Para determinar el reactivo limitante se calcula la cantidad de producto que se puede formar a partir de cada reactivo. El reactivo que produce la menor cantidad de producto es el reactivo limitante.

PROCEDIMIENTO

Una vez conocida la ecuación química balanceada, se localizan los pesos atómicos de los elementos y se calculan los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema.

* $Ca_3(PO_4)_2$: P.M. 310.1

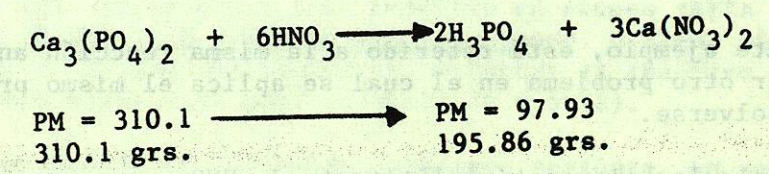
** H_3PO_4 : P.M. 97.93

Con los pesos moleculares calculados, los moles de los compuestos en la ecuación química se convierten a su equivalencia en gramos con la fórmula de moles a gramos.

Moles x PM = Gramos

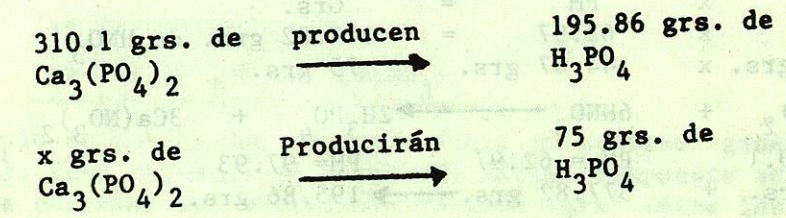
* 1 x 310.1 = 310.1 grs.

** 2 x 97.93 = 195.86 grs.



Ecuación Química 3-3

Conociendo los gramos de los compuestos implicados en el problema y anotados en la ecuación química 3-3; se plantea el cálculo con una regla de tres simple, partiendo de los valores establecidos en la ecuación química.



Despejando x (la incógnita)

Este último planteo se resuelve aplicando la regla de tres simple, obteniendo así el valor de x, que es la cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ necesaria para producir 75 grs. de H_3PO_4 .

Se multiplican los valores correspondientes cruzados y se dividen entre el valor resultante:

$$X = \frac{310.1 \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times 75 \text{ H}_3\text{PO}_4}{195.86 \text{ H}_3\text{PO}_4}$$

$$X = \frac{23,257.5}{195.86}$$

$$X = 118.74 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Los 118.74 gramos de Fosfato de Calcio, son la cantidad de Reactivo Limitante para producir los 75 grs. de Acido Fosfórico.

REACTIVO EN EXCESO

El término reactivo en exceso se interpreta como la cantidad sobrante de sustancia que se ponga en una reacción. Este exceso quedaría intacto, sin reaccionar; por ejemplo:

Si en la reacción mencionada antes, se agregara cualquier cantidad mayor de 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, para producir los 75 grs. de H_3PO_4 ; esta cantidad mayor agregada, quedaría sin reaccionar y viene a ser lo que se llamaría reactivo en exceso.

El siguiente ejemplo, está referido a la misma reacción anterior, sin embargo viene a ser otro problema en el cual se aplica el mismo procedimiento anterior para resolverse.

EJEMPLO: Calcular el reactivo limitante de HNO_3 para reaccionar con los 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Como se va a utilizar la misma ecuación química; ya se tienen los gramos de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ en la ecuación original balanceada; por lo que solo se calcularán para este problema, los gramos de HNO_3 correspondientes a los 6 moles en la ecuación química, para plantear el problema:

Moles	x	PM	=	Grs.
6	x	62.97	=	377.82 grs. de HNO_3
118.74 grs.	x	144.67 grs.	=	75 grs.
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	+	6HNO_3	→	$2\text{H}_3\text{PO}_4$ + $3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
PM = 310.1		PM = 62.97		PM = 97.93
310.1 grs.	+	377.82 grs.	→	195.86 grs.

Ecuación Química 3-4

Con los datos de HNO_3 en la ecuación química 3-4, se hace el planteamiento del problema de la siguiente manera:

$$310.1 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\text{Reaccionan con}} 377.82 \text{ grs. de HNO}_3$$

$$118.74 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow{\text{Reaccionaría con}} x \text{ grs. de HNO}_3$$

Despejando X por el procedimiento explicado anteriormente.

$$X = \frac{118.74 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times 377.82 \text{ grs. de HNO}_3}{310.1 \text{ grs. de Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$X = 144.67 \text{ grs. de HNO}_3 \text{ (ecuación química 3-4).}$$

Los 144.67 grs. de HNO_3 son la cantidad de reactivo limitante para reaccionar con 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Si se agregan 149 grs. de HNO_3 para reaccionar con los 118.74 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; el reactivo en exceso sería $149 - 144.67 = 4.31$ grs. cantidad de HNO_3 que quedaría sin reaccionar. O bien, si se pusieran 144.67 grs. de HNO_3 y 125 grs. de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, entonces el reactivo en exceso de este último compuesto sería 6.26 grs. ($125 - 118.74 = 6.26$).

Para calcular los gramos de cualquier compuesto restante, en una ecuación química, se desarrolla el mismo procedimiento para cada uno de ellos.

Con esto, el alumno podrá calcular los gramos de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ que aparecen y faltan de calcular en la ecuación química 3-4.

Una vez calculado el valor del último compuesto se puede comprobar que la cantidad en peso de materia que reacciona, es igual a la que se produce.

$$118.74 \text{ grs.} + 144.67 \text{ grs.} = 75 \text{ grs.} + x \text{ grs.}$$

$$263.41 \text{ grs.} = 75 \text{ grs.} + x$$

Donde $x = 263.41 \text{ grs.} - 75 \text{ grs.}$

$$x = 188.41 \text{ grs. de Ca}(\text{NO}_3)_2$$

Con este ejemplo en particular, podemos decir un criterio general (Razonamiento Inductivo): Para calcular el valor del último compuesto en cualquier ecuación; se puede calcular por diferencia de peso (grs) entre los reactivos y los productos.

Este último valor calculado; de 188.41 grs. de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ lo puede comprobar el alumno utilizando el procedimiento explicado antes, por medio de la relación proporcional utilizando la regla de tres simple.