

Guía Ejercicios de Estequiometria

Cálculos estequiométrico sencillos

Ejemplo N° 1

Supongamos que tenemos 250 g de hierro, ¿Cuántos átomos de hierro están contenidos en dicha masa?

Solución

Por tabla, sabemos que el peso atómico del Fe es 55,85 uma. Esto significa que si expresamos dicho peso en gramos, nos estamos refiriendo a un mol de átomos de Fe.

Entonces: 1 mol de átomos de Fe pesa 55,85 g, y por lo tanto, corresponde a $6,02 \times 10^{23}$ átomos. A partir de este raciocinio podemos plantear lo siguiente:

$$\frac{55,85 \text{ g de Fe}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}} = \frac{250 \text{ g de Fe}}{X}$$

$$X = 2,69 \times 10^{24} \text{ átomos de Fe}$$

Ejemplo n° 2

¿cuántos moles de átomos de litio están contenidos en 1 Kg. de este metal?

Por tabla sabemos que 1 mol de Li tiene una masa de 6,94 g. Entonces, podemos plantear:

$$\frac{1 \text{ mol de Li}}{6,94\text{g}} = \frac{X}{1.000\text{g}}$$

$$X = 144,09 \text{ moles de Li}$$

Ejemplo N° 3

Sabiendo que el peso atómico del Uranio es 238,02, determinar la masa en gramos de 1 átomo de uranio.

Solución: Al aplicar el concepto de mol, deducimos que un mol de átomos de uranio contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos de uranio y pesa 238,02 g. Entonces podemos plantear:

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de U}}{238,02 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo de U}}{X}$$

$$X = 3,95 \times 10^{-22}$$

Observamos en el resultado anterior lo insignificante que en cuanto a masa son los átomos.

Este concepto también nos permite relacionar cualquier masa de una sustancia con el número de moles contenidos en ella. Por ejemplo, **¿cuántos moles de átomos de litio están contenidos en 1 Kg. de este metal?**

Por tabla sabemos que 1 mol de Li tiene una masa de 6,94 g. Entonces, podemos plantear:

$$\frac{1 \text{ mol de Li}}{6,94 \text{ g}} = \frac{X}{1.000 \text{ g}}$$

$$X = 144,09 \text{ moles de Li}$$

Ejercicio N° 4

En una reacción química se observa que por cada 2 átomos de Fe se requieren tres átomos de oxígeno. ¿Cuántos gramos de O se requieren para reaccionar con 0,38 g de Fe?

Solución: Nos dicen que 2 átomos de Fe reaccionan con 3 átomos de O, esta relación de combinación con 3 moles de átomos de O. Entonces, expresemos la masa de Fe en moles:

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de Fe}}{55,85 \text{ g}} = \frac{X}{0,38}$$

$$X = 6,8 \times 10^{-23} \text{ mol de átomos de Fe}$$

Entonces:

$$\frac{2 \text{ mol de átomos de Fe}}{3 \text{ mol de átomos de O}} = \frac{6,8 \times 10^{-23} \text{ mol de átomos de Fe}}{X}$$

$$X = 0,01 \text{ mol de átomos de O}$$

Ahora expresemos los moles de O en gramos:

$$\frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{16 \text{ g}} = \frac{0,01 \text{ mol de átomos de O}}{X}$$

$$X = 0,16 \text{ g de O}$$

Se requieren 0,16 g de O para reaccionar con 0,38 g de Fe.

Masa Molar.

Ejemplo N° 5

Tomando como referencia el compuesto bicarbonato de sodio: NaHCO_3 , y a partir de los valores de masas atómicas, expresados tanto en gramos, indíquese el número de átomos presentes en la moléculas y en el mol del compuesto.

Masa en gramos: 1 mol de moléculas

1 mol de átomos de Na : $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Na : 22,98 g

1 mol de átomos de H : $6,02 \times 10^{23}$ átomos de H : 1,008 g

1 mol de átomos de C : $6,02 \times 10^{23}$ átomos de C : 12,00 g

3 moles de átomos de O : $18,06 \times 10^{23}$ átomos de O : 48 g

6 moles de átomos : $3,6 \times 10^{24}$ átomos totales: 83,99 g \longrightarrow Masa Molar

Conocidos los conceptos de masa atómica, masa molar, mol de átomos y mol de moléculas, podemos relacionarlos entre si para resolver cálculos que involucren número de moles y las cantidades de átomos y moléculas correspondientes.

1 mol de átomos	\longrightarrow	$6,02 \times 10^{23}$ átomos	\longrightarrow	P. atómico
1 mol de moléculas	\longrightarrow	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas	\longrightarrow	P. Molecular

Ejercicios para desarrollar:

1. ¿Cuántos moles están contenidos en cada una de las siguientes cantidades?

a) 350 g de hierro $R = 6,27 \text{ mol}$

b) $5,25 \times 10^{20}$ átomos de Cu $R = 8,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$

c) $1,25 \times 10^{15}$ moléculas de NH_3 $R = 2,08 \times 10^{-9} \text{ mol}$

2. ¿Cuántos átomos de oxígeno están contenidos en las siguientes cantidades?

a) 3,5 mol de O_2 $R = 4,21 \times 10^{24}$ átomos

b) 1 mol de H_2O $R = 6,02 \times 10^{23}$ átomos

c) 100 g de CO $R = 2,15 \times 10^{24}$ átomos

d) 35 g de CaCO_3 $R = 6,32 \times 10^{23}$ átomos

3. Una gotita de mercurio tiene un volumen de 0,01 mL. Tomando en consideración que la densidad del Hg. es 13,6 g/mL, ¿cuántos átomos de Hg están contenidos en dicho volumen?

$R = 4,08 \times 10^{20}$ átomos

Volumen molar

Un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (1 atmósfera y 0°C) ocupa un volumen de 22,4 litros.

Ahora estamos en condiciones de relacionar el mol, las moléculas, los átomos y la masa de los gases con su volumen.

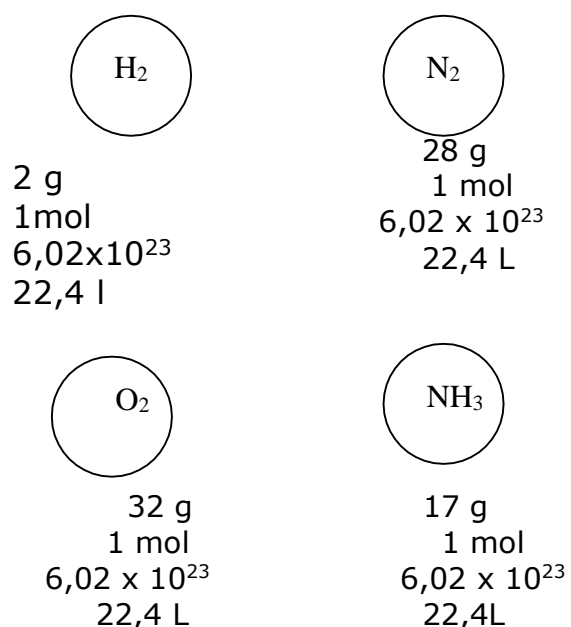
Así por ejemplo podemos tener las siguientes relaciones:

1 mol de H_2 \longrightarrow 2g \longrightarrow $6,02 \times 10^{23}$ moléculas \longrightarrow 22,4 L en c.n.

1 mol de Cl_2 \longrightarrow 70,9 g \longrightarrow $6,02 \times 10^{23}$ moléculas \longrightarrow 22,4 L en c.n.

1 mol de O_2 \longrightarrow 32 g \longrightarrow $6,02 \times 10^{23}$ moléculas \longrightarrow 22,4 L en c.n.

La figura muestra distintas masas de sustancias en relación con un mismo numero de moléculas y un mismo volumen en condiciones normales.



Apliquemos este nuevo concepto y sus derivaciones en los ejemplos que se presentan a continuación:

Ejercicio N° 1

¿Qué volumen en condiciones normales ocupan 0,5 moles de H_2 ?

Sabemos que:

$$\frac{1 \text{ mol de } H_2 \text{ en c.n.}}{22,4 \text{ L}} = \frac{0,5 \text{ mol de } H_2}{X}$$

$X = 11,2 \text{ L}$

Ejercicio N° 2

¿Qué volumen en condiciones normales ocupan $1,78 \times 10^{25}$ moléculas de O_2 ?

Tenemos que:

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } O_2 \text{ en c.n.}}{22,4 \text{ L}} = \frac{1,78 \times 10^{25} \text{ moléculas de } O_2}{X}$$

$X = 662,3 \text{ L}$

Relaciones estequiométricas.

Las ecuaciones químicas constan de dos miembros, uno de ellos corresponde a los reactantes que se escriben a la izquierda y el otro corresponde a los productos, los que se escriben a la derecha. Ambos miembros se separan por una flecha que indica el sentido de la reacción.

En las reacciones de equilibrio se coloca una doble flecha.

Por otro lado, debemos recordar que las ecuaciones químicas siempre se presentan en forma equilibrada, lo que permite conocer las relaciones cuantitativas a nivel de moles y de masa de las sustancias que participan. También informan acerca de los volúmenes de las sustancias cuando se trata de gases.

Veamos el siguiente ejemplo:



1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y se forman 2 moles de NH_3

22,4 L de N_2 reaccionan con 67,2 L de H_2 y se forman 44,8 L de NH_3 en c.n.

28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 y se forman 34 g de NH_3

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de N_2 reacciones con $18,06 \times 10^{23}$ moléculas de H_2 y se forman $12,04 \times 10^{23}$ moléculas de NH_3 .

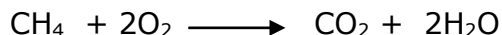
Conocida una reacción química y establecida la ecuación que la representa, se pueden realizar todas las equivalencias de unidades que se deseen para como moles a gramos, moléculas a volúmenes y viceversa, etc.

El ajuste de una reacción química implica que tanto las masas como el número de átomos de los reactantes sea igual a las masas y al número de átomos de los productos.

Ejemplo N° 1

La combustión del gas metano (CH_4) en presencia de oxígeno O_2 produce dióxido de carbono (CO_2) y agua H_2O . ¿Cuál es el peso de CO_2 que se obtiene a partir de 50 g de CH_4 ?

Solución: El CH_4 y O_2 son los reactantes, CO_2 y H_2O son los productos. Entonces escribimos la ecuación ajustada que da cuenta del proceso:



¿Qué nos piden determinar? El peso de CO_2 que se produce a partir de 50 g de CH_4 .

Como el peso molecular del CH_4 es 16 g/mol y el del CO_2 es 44 g/mol, podemos escribir:

$$\frac{16 \text{ g de CH}_4}{44 \text{ g de CO}_2} = \frac{50 \text{ g de CH}_4}{X}$$

$$X = 137,5 \text{ g de CO}_2$$

Ejercicio N° 2

Una muestra de 150 g de magnesio (Mg) se trata adecuadamente con ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de hidrógeno se producirá en condiciones normales?

Interpretación: Los reactantes son el Mg y el HCl , uno de los productos es H_2 , el otro es la sal MgCl_2 . Además, nos piden relacionar los moles de H_2 producido con su volumen en c.n. Escribamos la ecuación química respectiva:



Sabemos que el peso atómico del Mg es 24,3 g, y de acuerdo con la ecuación se produce 1 mol de H_2 que en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L. Entonces podemos escribir:

$$\frac{24,3 \text{ g de Mg}}{22,4 \text{ L de H}_2} = \frac{150 \text{ g de Mg}}{X}$$

$$X = 138,3 \text{ L de H}_2$$

Ejercicio N° 3

Calcular los gramos de clorato de potasio (KClO_3) que se necesita para obtener 5 litros de O_2 medidos a 25°C y a una presión de 750 mm de Hg.

Solución: La reacción de descomposición de la sal produce O_2 y nos piden determinar la masa de KClO_3 que se requiere para ello, pero tomando en consideración las condiciones señaladas de presión y temperatura. Determinemos en primer lugar los moles de O_2 a partir de la Ecuación de Estado, para ello transformamos los mm de Hg en atmósferas y los $^\circ\text{C}$ en K.

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm de Hg}} = \frac{X}{750 \text{ mm de Hg}}$$

$X = 0,987 \text{ atm}$	$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$
-------------------------	--------------------------------

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,987 \text{ atm} \times 5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L/mol K} \times 298 \text{ K}} = 0,2 \text{ moles de } \text{O}_2$$

Relacionemos este valor con la estequiometría de la ecuación:



$$\frac{2 \text{ moles de } \text{KClO}_3}{3 \text{ moles de } \text{O}_2} = \frac{X}{0,2 \text{ moles de } \text{O}_2}$$

$X = 0,133 \text{ moles de } \text{KClO}_3$

Como nos preguntan por los gramos de KClO_3 , expresamos los moles requeridos en gramos, para ello necesitamos conocer el peso molecular del KClO_3 , que es igual a 122,55 g.

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3}{122,55 \text{ g}} = \frac{0,133 \text{ moles de } \text{KClO}_3}{X}$$

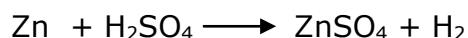
$X = 16,3 \text{ g de } \text{KClO}_3$
--

Ejercicios para desarrollar:

1. A partir de la ecuación: $2 \text{C}_3 \text{H}_8 + 7 \text{O}_2 \longrightarrow 6 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$, determinar los gramos de CO_2 que se producen en la combustión de $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de propano.

$$R = 66 \text{ g de } \text{CO}_2$$

2.-Calcular el volumen de H_2 que se producirá en c.n. al hacer reaccionar 40 g de Zn con H_2SO_4 de acuerdo con la reacción:



$$R = 13,7 \text{ L de } \text{H}_2$$

3.-Encontrar el volumen de gas cloro medido a 25°C y 750 mm de Hg que se puede obtener al reaccionar 100 g de permanganato de potasio (KMnO_4) con exceso de HCl. La reacción para dicho proceso es:



$$R = 39,2 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

4.-Calcular el volumen de oxígeno en c.n. que se puede obtener a partir de la descomposición de 250 g de KClO_3 , que presentan una pureza de 80%.

$$R = 54,8 \text{ L de } \text{O}_2$$

5.-¿Cuántos litros de CO_2 gaseoso medidos a 150°C y 1,5 atm se formaran en la combustión de 10 g de carbono en presencia de oxígeno en exceso.

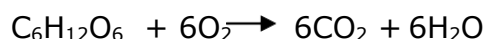
$$R = 19,2 \text{ L de } \text{CO}_2$$

6.-Calcular la cantidad de CaO que se produce simultáneamente cuando se descomponen 50 g de carbonato de calcio puro (CaCO_3)



$$R = 28 \text{ g de } \text{CaO}$$

7.-La degradación de la glucosa, proceso muy complejo que ocurre en el cuerpo humano, puede representarse como:



Si nuestro cuerpo consume 500 g de glucosa, ¿qué masa de CO_2 y H_2O se produce simultáneamente?

$$R = 733,3 \text{ g de } \text{CO}_2$$

8.-La urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, compuesto nitrogenado que se usa como fertilizante, puede sintetizarse a partir de la reacción entre amoníaco y dióxido de carbono:



En cierto proceso se hacen reaccionar 254 g de NH_3 con 456,8 g de CO_2 . Determinar la masa de urea que se forma.

R = 448,24 g de urea

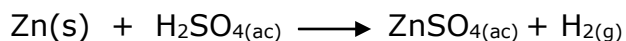
9.-El cianuro de hidrógeno arde en presencia de oxígeno produciendo dióxido de carbono, nitrógeno y agua:



Calcular los moles de HCN descompuestos, si se han producido 15 moles de N_2 .

R = 30 moles de HCN

10.-Una muestra de 10 g de zinc se trata adecuadamente con ácido sulfúrico:



Cuántos litros de hidrógeno se producirán a 30°C y 780 mm de Hg?

R = 3,7 litros

11.-Determine el peso molecular de un compuesto desconocido, sabiendo que a 60°C y a una presión de 1,5 atm la densidad de dicho gas es 1,98 g/L

R = 36,04 g/mol

Más ejercicios en:

- R. Chang. Química General (Biblioteca Colegio)
- Química 3° Medio Ed. Universitaria (Biblioteca Colegio Valparaíso)