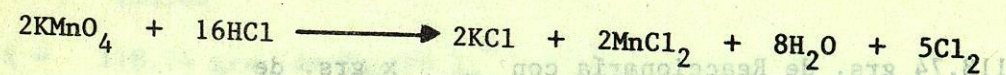


EJEMPLO: Qué cantidad de  $\text{KMnO}_4$  y  $\text{HCl}$  se deben poner a reaccionar para que produzcan 50,000 grs. (50 kgs) de Cloro ( $\text{Cl}_2$ ).

Para resolver este problema se utilizarán las 5 reglas mencionadas en el ejemplo anterior.

1° Conocer la ecuación química de la reacción y balancearla por el método Redox.



2° Buscar en la tabla periódica los pesos atómicos de los elementos que intervienen en el problema.

$$\text{K} = 39.1$$

$$\text{H} = 1.0008$$

$$\text{Mn} = 54.94$$

$$\text{Cl} = 35.45$$

$$\text{O} = 15.99$$

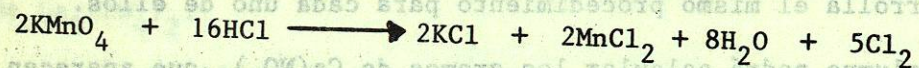
3° Calcular los pesos moleculares de los compuestos que intervienen en el problema ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ ).

$$\text{KMnO}_4 : \text{PM} = 158$$

$$\text{HCl} : \text{PM} = 36.458$$

$$\text{Cl}_2 : \text{PM} = 70.9$$

4° Transformar los moles de la ecuación química en gramos y colocarlos bajo el compuesto.



$$2(158) + 16(36.45) \longrightarrow 5(70.9)$$

$$316 \text{ grs.} + 583.2 \text{ grs.} \longrightarrow 354.5 \text{ grs.}$$

5° Como el  $\text{KMnO}_4$  y el  $\text{HCl}$  reaccionan entre sí para producir el cloro ( $\text{Cl}_2$ ), el planteo por regla de tres simple, se hace primero con una de las sustancias como lo veremos a continuación; y luego se calcula la otra sustancia con un planteo semejante.

$$316 \text{ grs. } \text{KMnO}_4 \quad \text{producen} \quad 354.5 \text{ grs. } \text{Cl}_2$$

$$x \text{ grs. } \text{KMnO}_4 \quad \text{producirán} \quad 50,000 \text{ grs. } \text{Cl}_2$$

Despejando x

$$x = \frac{50,000 \times 316}{354.5}$$

(Recuérdese que en el planteo deben quedar grs. de  $\text{KMnO}_4$  debajo de grs. de  $\text{KMnO}_4$  y grs. de  $\text{Cl}_2$  debajo de grs. de  $\text{Cl}_2$ )

$$x = 44,569.816 \text{ grs. de } \text{KMnO}_4$$

Ahora se continúa el problema utilizando el  $\text{HCl}$  y el  $\text{Cl}_2$  a partir de los valores originales en la ecuación química.

$$583.2 \text{ grs. } \text{HCl} \quad \text{producen} \quad 354.5 \text{ grs. de } \text{Cl}_2$$

$$\text{grs. } \text{HCl} \quad \text{producirán} \quad 50,000 \text{ grs. } \text{Cl}_2$$

Despejando x

$$x = \frac{50,000 \times 583.2}{354.5}$$

$$x = 82,256.699 \text{ grs de } \text{HCl}$$

Interpretando lo anterior en forma general sería:

Para obtener 50,000 grs. de cloro se pondrán a reaccionar 44,569.816 grs. de  $\text{HCl}$  (Reactivo Limitante de cada compuesto).

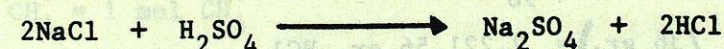
Los demás compuestos aunque también se obtienen en la reacción no se toman en cuenta en el problema, debido a que no se preguntan en él.

Si se quisiera conocer en un momento dado la cantidad de  $\text{KCl}$ ,  $\text{MnCl}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  - que se producen al obtener los 50,000 grs. de cloro; se podrían conocer los planteos similares al del  $\text{KMnO}_4$  o  $\text{HCl}$ , utilizando cualquiera de las sustancias ya calculadas, como punto de partida o de referencia, en el planteo.

Estas sustancias de referencia serán el  $\text{KMnO}_4$  o el  $\text{HCl}$  o inclusive el cloro ( $\text{Cl}_2$ ).

#### EJEMPLO DE PROBLEMAS DE CALCULOS EN REACCIONES QUIMICAS

1. Calcular el # de moles de  $\text{HCl}$  que se produce si se utilizan 84 gr. de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de acuerdo con la siguiente reacción;



a) Balancear la Ecuación: (método de tanteo).

b) Calcular únicamente el P.M. de los compuestos que intervienen en el problema.

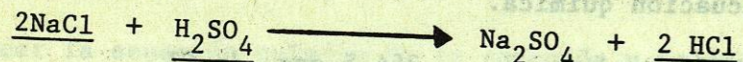
Donde se tomaron en cuenta los coeficientes obtenidos al Balancear la ecuación; estos coeficientes (números) son el # de moles que están presentes de cada compuesto o elemento. \*(Únicamente se utiliza la fórmula de conversión de moles a gr. o gr. a moles dependiendo qué es lo que me piden encontrar).

c) Se hace el planteamiento del problema mediante una regla de tres simple con los datos que presenta el problema.

Ejemplo: La reacción me dice en palabras.

- 2 moles de  $\text{NaCl}$  reaccionan con 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  produciendo 1 mol  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  más 2 mol  $\text{HCl}$ .

- Para obtener 2 moles de HCl se utilizan 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> con 2 mol NaCl (o también se puede expresar en gr. utilizando los valores de los P.M. ya que 1 mol = P.M. gr.)



a) P.M. HCl

H = (1gr) x (1) = 1 gr.  
Cl = (35 gr.) (1) = 35 gr.  
P.M. HCl 36 gr.

P.M. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  
H = 1 gr. (2) = 2gr.  
S = 32 gr. (1) = 32 gr.  
O = 16 gr. (4) = 64 gr.  
P.M. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 gr.

Datos:

moles de HCl = ?

84 gr. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (se utilizan)

P.M. HCl = 36 gr.

P.M. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 gr.

1 mol = P.M. gr.

98 gr. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 72 gr. HCl

84 gr. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → x gr. HCl

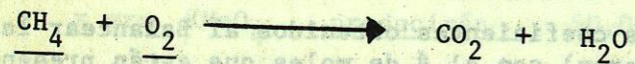
(98 gr. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) (x gr. HCl) = (72 gr. HCl) (84 gr. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)

x gr. HCl =  $\frac{(72 \text{ gr. HCl}) (84 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4)}{(98 \text{ gr. H}_2\text{SO}_4)}$

x gr HCl =  $\frac{6,048 \text{ gr. HCl}}{98} = 61.71 \text{ gr. HCl}$

moles HCl = 61.71 gr  $\left(\frac{36 \text{ gr.}}{1 \text{ mol}}\right) = 2,221.56 \text{ gr. HCl}$

2. A partir de la siguiente reacción



Calcular:

a) # moles de H<sub>2</sub>O producidos a partir de 80 gr. de metano (CH<sub>4</sub>)

b) El # de gr. de (O<sub>2</sub>) oxígeno molecular necesarios para la combustión de 80 gr. de metano (CH<sub>4</sub>)

(a) Balancear la ecuación. Método de tanteo.



\* 1 mol de CH<sub>4</sub> reaccionan con 2 moles de O<sub>2</sub> produciendo 1 mol de CO<sub>2</sub> más 2 moles de H<sub>2</sub>O.

(b) Calcular el P.M. de los compuestos que intervienen en la reacción.

P.M. H <sub>2</sub> O	P.M. O <sub>2</sub>	P.M. CH <sub>4</sub>
H = 1 gr. (2) = 2 gr.	O = 16 gr. (2)	C = 12(1) = 12
O = 16 gr. (1) = 16 gr.	O = 32 gr.	H = 1(4) = 4 gr.
<u>P.M. H<sub>2</sub>O = 18 gr.</u>	<u>P.M. O<sub>2</sub> = 32 gr.</u>	<u>P.M. CH<sub>4</sub> = 16 gr.</u>

\* Convertir los moles de la reacción en gramos.

1 mol de H<sub>2</sub>O - 18 gr. H<sub>2</sub>O

2 moles de H<sub>2</sub>O - x gr.

\* Puede ser mediante la ec. de conversión o por regla de tres simple.

x gr. =  $\frac{(18 \text{ gr. H}_2\text{O}) (2 \text{ mol H}_2\text{O})}{1 \text{ mol}} = 36 \text{ gr. H}_2\text{O} = 2 \text{ moles H}_2\text{O}$

1 mol de O<sub>2</sub> = 32 gr. O<sub>2</sub>

2 mol de O<sub>2</sub> = x gr.

x gr. O<sub>2</sub> =  $\frac{(32 \text{ gr. O}_2) (2 \text{ mol O}_2)}{1 \text{ mol de O}_2} = 64 \text{ gr. O}_2$

64 gr. O<sub>2</sub> = 2 mol de O<sub>2</sub>

1 mol CH<sub>4</sub> - 16 gr. CH<sub>4</sub>

1 mol CH<sub>4</sub> - x gr. x gr. 16 gr. CH<sub>4</sub> = 1 mol CH<sub>4</sub>

(c) Se hace el Planteamiento del Problema con los siguientes datos.-

36 gr. H<sub>2</sub>O = 2 moles H<sub>2</sub>O ; 1 mol = 18 gr.

64 gr. O<sub>2</sub> = 2 moles O<sub>2</sub> ; 1 mol = 32 gr.

16 gr. CH<sub>4</sub> = 1 mol CH<sub>4</sub>

a) Moles de H<sub>2</sub>O producidos a partir de 80 gr. de metano.

16 gr. CH<sub>4</sub> → 36 gr. H<sub>2</sub>O

80 gr. CH<sub>4</sub> → x gr. H<sub>2</sub>O

x gr. H<sub>2</sub>O =  $\frac{(36 \text{ gr. H}_2\text{O}) (80 \text{ gr. CH}_4)}{(16 \text{ gr. CH}_4)}$

(16 gr. CH<sub>4</sub>)

x gr. H<sub>2</sub>O = 180 gr. H<sub>2</sub>O

moles H<sub>2</sub>O = 180 gr. H<sub>2</sub>O  $\left(\frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ gr.}}\right) = 10 \text{ moles de H}_2\text{O}$

b) # de gr. de  $O_2$  necesarios para la combustión de 80 gr. de  $CH_4$ .



$$x \text{ gr. } O_2 = \frac{(64 \text{ gr. } O_2) (80 \text{ gr. } CH_4)}{(16 \text{ gr. } CH_4)}$$

$$x \text{ gr. } O_2 = 320 \text{ gr. } O_2$$

### RESUMEN DE DEFINICIONES IMPORTANTES

1. Estequiometría. Rama de la química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas, directamente, con la composición química y las reacciones.
2. Observación cualitativa de la materia. Nos indica la sustancia o sustancias que forman la materia analizada.
3. Observación cuantitativa de la materia. Nos indica la cantidad de cada una de las sustancias presentes en la materia analizada.
4. Reacción química. Es cuando se efectúa un cambio químico, es decir, se produce una o más sustancias diferentes a las iniciales.
5. Ley de la conservación de la masa. En las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable.
6. Ley de las Proporciones definidas o constantes. Para formar un compuesto, se necesitan siempre los mismos elementos, en proporciones constantes y definidas.
7. Electrólisis. Descomposición química por la acción de una corriente eléctrica.
8. Ley de las proporciones múltiples. Cuando una cantidad fija de un elemento se combina con cantidades variables de otro, estas cantidades se encuentran en relación sencilla de números enteros.
9. Peso atómico. El peso atómico calculado para un elemento es el correspondiente al promedio de la mezcla de sus isótopos según su ocurrencia en la naturaleza.
10. UMA. Forma abreviada para unidades de masa atómica.
11. Mol. Es la cantidad (en gramos) de un elemento que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12.
12. Número de Avogadro. Número de átomos contenidos en una mol. Tiene un valor de  $6.02 \times 10^{23}$  átomos/mol.
13. Gramo/mol. Son los gramos contenidos en una mol de cualquier sustancia.
14. Peso Molecular. Suma de los pesos de todos los elementos que componen una molécula. Se expresa en unidades de peso atómico.
15. Composición porcentual. Indica el porcentaje de cada elemento presente en un compuesto.
16. Fórmula empírica. Es la expresión simbólica de la relación molar que hay entre los elementos constituyentes del compuesto. No representa necesariamente la estructura real del compuesto.
17. Reactivo Limitante. Reactivo no presente en exceso.
18. Fórmula Molecular. Indica el número total de átomos de cada elemento presente en una molécula del compuesto.
19. Reactivo en exceso: Es la cantidad sobrante de sustancia que se ponga en una reacción.

UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 1

1. Defina el concepto de Estequiometría.
2. Enuncia las siguientes Leyes:
  - a) Ley de la Conservación de la masa.
  - b) Ley de la Composición Constante.
  - c) Ley de las Proporciones Múltiples.
3. ¿Qué representa y qué valor tiene el número de Avogadro?
4. Defina el concepto de mol.
5. ¿Qué es peso molecular?
6. Explica la relación del mol con el número de Avogadro.
7. ¿Qué significa U.M.A.?
8. ¿Qué es volumen molar?
9. ¿De qué manera podemos determinar el número de moles contenido en cierto número de gramos de un elemento o compuesto?
10. Determine el peso molecular de los siguientes compuestos.
 

a) $P_5$	d) $(NH_4)_2CO_3$
b) $Ca_3(AsO_4)_2$	e) $H_3PO_4$
c) $K_2CO_3$	f) $NaClO_4$

UNIDAD III ESTEQUIOMETRIA

LABORATORIO # 2

1. Determine el número de moles contenido en:
 

a) 150 gr. de $K_3PO_4$	d) 90 gr. de $Al(OH)_3$
b) 85 gr. de $Mg_3(SbO_3)_2$	e) 760 gr. de $NaHCO_3$
c) 520 gr. de $Fe_2(SO_4)_3$	f) 125 gr. de $CO_2$
2. Calcule la masa en gramos contenidos en:
 

a) 15 moles de $H_2CO_3$	d) 7 moles de $Al_2(SO_4)_3$
b) 0.8 moles de $Fe_2O_3$	e) 1.34 moles de $H_2SO_4$
c) 2 moles de $Mg(ClO_3)_2$	f) 36 moles de $NH_4NO_3$
3. Utilizando el número de Avogadro determine el número de átomos que hay en:
  - a) 150 gr.  $H_3PO_4$
  - b) 75 gr.  $Ca_3(AsO_4)_2$
4. ¿Qué es composición porcentual?
5. Determine la composición porcentual de los siguientes compuestos:
 

a) $K_2Cr_2O_7$	d) $Mg_3(PO_3)_2$
b) $Pb(OH)_2$	e) $Fe_2(SO_3)_3$
c) $LiHCO_3$	f) $N_2O_5$