

PRACTICA 1  
QM-1121

I

1. Escriba la formula de los siguientes compuestos

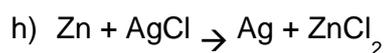
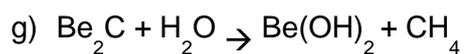
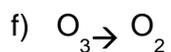
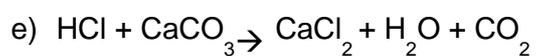
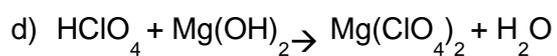
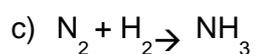
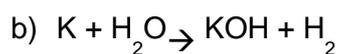
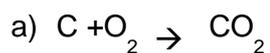
- 1.1. Óxido de cobre (II):
- 1.2. Heptaóxido de dimanganeso:
- 1.3. Hidruro de cesio:
- 1.4. Hidruro de cinc:
- 1.5. Bromuro de manganeso (III):
- 1.6. Cloruro de plomo (II)
- 1.7. Ácido sulfúrico:
- 1.8. Carbonato de sodio:
- 1.9. Hidróxido férrico:
- 1.10 Sulfato cúprico:

2. Complete la siguiente tabla colocando el nombre de elemento en la nomenclatura de mayor agrado para usted:

Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock	Nomenclatura sistemática
PbO <sub>2</sub>			
Hg <sub>2</sub> O			
HgO			
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
Br <sub>2</sub> O			
Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			-----
Au <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>			-----
Li <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>			-----
AlPO <sub>4</sub>			-----

PRACTICA 1  
QM-1121

3.- Balancee por tanteo las siguientes ecuaciones químicas:



4. - Complete la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Número de Protones	Número de electrones	Número de Neutrones	Número de Masa
	${}^5\text{Li}$	3	3		
	${}_{10}\text{Ne}$	10	10		20
		26	23	31	
	${}^{39}\text{K}^+$		18		
Carbono	C		6	7	
	$\text{Br}^-$		36		81
		12	12		26
		17	17	18	

## PRACTICA 1

### QM-1121

5.- La nicotina tiene una masa molecular de 162 g/mol y la siguiente composición: 74,07% C, 17,28% N, y 8,65% H. Determine la fórmula empírica y molecular

6.- Una sustancia tiene como fórmula  $\text{Na}_3\text{XF}_6$ , dónde X es un elemento no determinado. El análisis de la sustancia arroja 54.28% de F y 32.86% de Na. ¿Cuál es el peso atómico de X?

7.- . El nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) reacciona con el cromato de potasio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) para dar cromato de plata ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) y nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ).

a) Escriba la ecuación química balanceada

b) Si 30.0 g de nitrato de plata reaccionan con 80.0 g de cromato de potasio, ¿cuál es el reactivo limitante?

c) Calcule la masa de cada uno de los compuestos que quedan al finalizar la reacción.

8.- . Calcule la masa de  $\text{PbBr}_2$  que se puede obtener en la siguiente reacción, al mezclar 29,2 g de  $\text{PBr}_3$  al 85,0 % con 49,5 g de  $\text{PbCl}_2$  al 91%:



SE LE RECOMIENDA HACER LOS EJERCICIOS DE LAS GUIAS DEPARTAMENTALES Y CUALQUIER DUDA QUE TENGA CON LOS MISMOS CONTACTAR EN LA PAGINA WEB :  
[WWW.ESNIPS.COM/WEB/QUIMICAUSB](http://WWW.ESNIPS.COM/WEB/QUIMICAUSB)

RECUERDE QUE SI SU PROFESOR USA CIFRAS SIGNIFICATIVAS EXPRESAR LAS MISMAS SIEMPRE CON LAS CANTIDADES CORRECTAS, HAGO USO ADECUADO DE ÉSTAS QUE EN SUS CURSOS POSTERIORES TAMBIEN HARÁ USO DE LA MISMA.

PRACTICA 1  
QM-1121

**1. Escriba la formula de los siguientes compuestos**

**1.1.** Óxido de cobre (II):



**1.2.** Heptaóxido de dimanganeso: **Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>**

**1.3.** Hidruro de cesio: **CsH**

**1.4.** Hidruro de cinc: **ZnH<sub>2</sub>**

**1.5.** Bromuro de manganeso (III): **MnBr<sub>3</sub>**

**1.6.** Cloruro de plomo (II): **PbCl<sub>2</sub>**

**1.7.** Ácido sulfúrico: **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

**1.8.** Carbonato de sodio: **Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**

**1.9.** Hidróxido férrico: **Fe(OH)<sub>3</sub>**

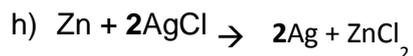
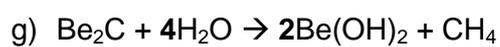
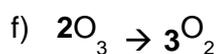
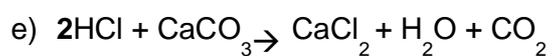
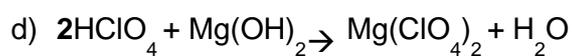
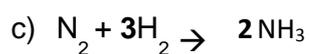
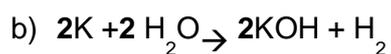
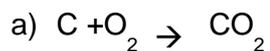
**1.10.** Sulfato nítrico: **CuSO<sub>4</sub>**

**2. Complete la tabla**

Compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura stock	Nomenclatura sistemática
PbO <sub>2</sub>	Óxido plúmbico	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo
Hg <sub>2</sub> O	Óxido mercurioso	Óxido de mercurio (I)	Monóxido de mercurio
HgO	Óxido mercúrico	Óxido de mercurio (II)	Monóxido de mercurio
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido nítrico	Óxido de nitrógeno (III)	Trióxido de dinitrógeno
Br <sub>2</sub> O	Óxido hipobromoso	Óxido de bromo (I)	Monóxido de dibromo
Br <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido bromoso	Óxido de bromo (III)	Trióxido de dibromo
Hg <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfato mercurioso	Sulfato de mercurio (I)	-----
Au <sub>2</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Carbonato áurico	Carbonato de oro (III)	-----
Li <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Sulfato de litio	Sulfato de litio	-----
AlPO <sub>4</sub>	Fosfato de aluminio	Fosfato de aluminio	-----

PRACTICA 1  
QM-1121

3.- Balancee por tanteo



4.- Complete:

Nombre	Símbolo	Número de Protones	Número de electrones	Número de Neutrones	Número de Masa
<b>Litio</b>	${}^5Li$	3	<b>3</b>	<b>2</b>	<b>5</b>
<b>Neón</b>	${}_{10}Ne$	10	<b>10</b>	<b>10</b>	20
<b>Hierro</b>	$Fe^{+3}$	26	<b>23</b>	31	<b>57</b>
<b>Ión Potasio</b>	${}^{39}K^+$	<b>19</b>	<b>18</b>	<b>20</b>	<b>39</b>
Carbono	C	<b>6</b>	<b>6</b>	7	<b>13</b>
<b>Ión bromuro</b>	$Br^-$	<b>35</b>	<b>36</b>	<b>46</b>	81
<b>Magnesio</b>	<b>Mg</b>	12	<b>12</b>	<b>14</b>	26
<b>Cloro</b>	<b>Cl</b>	17	<b>17</b>	18	<b>37</b>

PRACTICA 1  
QM-1121

5.- La nicotina tiene una masa molecular de 162 g/mol y la siguiente composición: 74,07% C, 17,28% N, y 8,65% H. Determine la fórmula empírica y molecular

Respuesta:

Calculamos los moles tomando los porcentajes dados como gramos teóricos entre su masa molecular y posteriormente dividimos entre el menor:

$C=74,07\%$	$N=17,28\%$	$H=8,65\%$
12,01 g d C	14,01 g d C	1,008 g d C

$\frac{6,16}{1,23} = 5,00$	$\frac{1,23}{1,23} = 1,00$	$\frac{8,65}{1,23} = 7,03$
----------------------------	----------------------------	----------------------------

Entonces utilizamos dicho coeficiente y construimos la FORMULA EMPÍRICA (la mínima expresión de un compuesto) quedaría de la forma:



Luego para calcular la formula molecular entonces simplemente debemos dividir la masa molecular del compuesto original es decir la nicotina entre la masa molecular de la formula empírica:

$$\text{Fórmula molecular} = \frac{\text{MmCompuesto}}{\text{MmF}} = \frac{162\text{g}}{81,05 \text{ mol}} = 2$$

Ahora multiplicamos este factor por la FE y obtenemos la formula molecular:



PRACTICA 1  
QM-1121

6.- Una sustancia tiene como fórmula  $\text{Na}_3\text{XF}_6$ , donde X es un elemento no determinado. El análisis de la sustancia arroja 54.28% de F y 32.86% de Na. ¿Cuál es el peso atómico de X?

*Asumiendo que la masa total del compuesto viene dada por la relación:*

$$\text{Masa total} = \text{masa de F} + \text{Masa de Na} + \text{Masa de x}$$

$$100 \text{ g teóricos} = 54,28 \text{ g de F} + 32,86 \text{ g de Na} \\ + \text{ g de x, despejamos x y obtenemos así su masa,}$$

$$\text{g de x} = 12,86 \text{ g}$$

podemos hacer la estequiometria tanto con el F o con el Na y así obtenemos los moles de x que divididos entre los moles nos dan la masa molecular:

$$32,86 \text{ g de Na} \times \frac{1 \text{ mol de Na}}{22,99 \text{ g de Na}} \times \frac{1 \text{ mol de x}}{3 \text{ mol de Na}} = 0,47 \text{ moles de x}$$

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{Masamolecular}} \quad \text{entonces despejando tenemos que :}$$

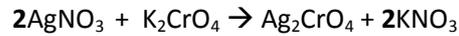
$$\text{Masamolecular} = \frac{\text{masa}}{n} \rightarrow \text{MM} = \frac{12,86 \text{ g de X}}{0,47 \text{ mol}} = 27,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Buscamos en la tabla periódica y ese peso le corresponde a l Aluminio "Al"

PRACTICA 1  
QM-1121

7.- El nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) reacciona con el cromato de potasio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) para dar cromato de plata ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ) y nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ).

Parte a: Se escribe y balancea la ecuación:



Parte b : Se tiene que hallar el reactivo limitante por medio de los productos el de menos moles es el RL:

$$30,0 \text{ g de AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,91 \text{ g de AgNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4}{2 \text{ mol de AgNO}_3} = 0,088 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4$$

$$80,0 \text{ g de K}_2\text{CrO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de K}_2\text{CrO}_4}{194,2 \text{ g de K}_2\text{CrO}_4} \times \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4}{2 \text{ mol de K}_2\text{CrO}_4} = 0,411 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4$$

Como  $0,088 < 0,411$  entonces el RL es el  $\text{AgNO}_3$

Parte c: se realizan los cálculos siguientes haciendo uso del RL pues es quien limita la reacción y por el cual debemos basar los cálculos estequiométricos y calculamos las masas de los productos:

$$30,0 \text{ g de AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,91 \text{ g de AgNO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4}{2 \text{ mol de AgNO}_3} \times \frac{331,8 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mol de Ag}_2\text{CrO}_4} = 29,3 \text{ g de Ag}_2\text{CrO}_4$$

$$30,0 \text{ g de AgNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de AgNO}_3}{169,91 \text{ g de AgNO}_3} \times \frac{2 \text{ mol de KNO}_3}{2 \text{ mol de AgNO}_3} \times \frac{101,11 \text{ g de KNO}_3}{1 \text{ mol de KNO}_3} = 17,8 \text{ g de KNO}_3$$

## PRACTICA 1 QM-1121

8.- . Calcule la masa de  $\text{PbBr}_2$  que se puede obtener en la siguiente reacción, al mezclar 29,2 g de  $\text{PBr}_3$  al 85,0 % con 49,5 g de  $\text{PbCl}_2$  al 91%:

Se escribe y balancea:



Como se trabaja con porcentajes las masas no son puras y por lo tanto debemos hallar en primer lugar las masas reales:

$$\frac{85\% \times 29,2 \text{ g de } \text{PBr}_3}{100\%} = 24,82 \text{ g de } \text{PBr}_3$$

100%

$$\frac{91\% \times 49,5 \text{ g de } \text{PbCl}_2}{100\%} = 45,04 \text{ g de } \text{PbCl}_2$$

100%

Luego aplicamos la estequiometría para calcular el RL , recuerde que para esto existen varios métodos usaremos en este problema la comparación entre reactivos:

$$24,82 \text{ g de } \text{PBr}_3 \times \frac{1 \text{ mol de de } \text{PBr}_3}{270,67 \text{ g de } \text{PBr}_3} \times \frac{3 \text{ mol de } \text{PbCl}_2}{2 \text{ mol de de } \text{PBr}_3} \times \frac{278,1 \text{ g de } \text{PbCl}_2}{1 \text{ mol de } \text{PbCl}_2} = 38,25 \text{ g de } \text{PbCl}_2$$

Ni siquiera es necesario hacerlo con el otro reactivo ya que sabemos que tenemos más de 38,25 g de  $\text{PbCl}_2$  ello quiere decir que este reactivo está en exceso y que el **limitante es  $\text{PBr}_3$**

Luego obtenemos la masa de  $\text{PbBr}_2$  usando nuevamente la estequiometria:

$$24,82 \text{ g de } \text{PBr}_3 \times \frac{1 \text{ mol de de } \text{PBr}_3}{270,67 \text{ g de } \text{PBr}_3} \times \frac{3 \text{ mol de } \text{PbCl}_2}{2 \text{ mol de de } \text{PBr}_3} \times \frac{367 \text{ g de } \text{PbBr}_2}{1 \text{ mol de } \text{PbBr}_2} = 50,47 \text{ g de } \text{PbBr}_2$$

Ahora la reacción tuvo un rendimiento conocido de 85% como vamos de reactivos a productos multiplicamos por el porcentaje:

$$\text{Masa de acuerdo al rendimiento} = \frac{50,47 \text{ g de } \text{PbBr}_2 \times 85\%}{100\%} = 42,9 \text{ g de } \text{PbBr}_2$$

PRACTICA 1  
QM-1121