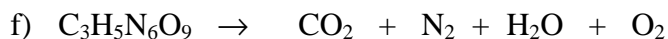
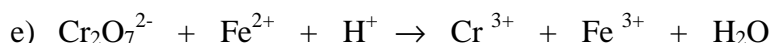
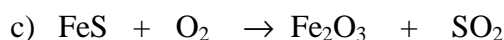
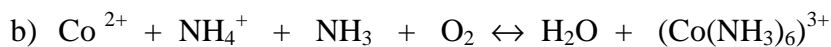
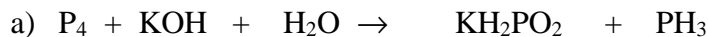
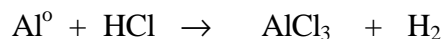


## GUÍA DE EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA

1. Igualar las siguientes ecuaciones mediante el método algebraico.



2.- Dada la siguiente ecuación química, no balanceada:



Calcular la cantidad de  $H_2$ , cuando se hace reaccionar 3.0 mol de Al con 4.0 mol de HCl.

R: 2.0 mol

3.- ¿Cuántas moléculas de  $O_2$  pueden obtenerse por la descomposición de 300 g de  $KClO_3$  de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada?

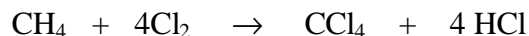


R:  $2.21 \cdot 10^{24}$

4.- Si se hace reaccionar 28 g de nitrógeno con 9.02 g de hidrógeno, calcular la masa de amoníaco formada.

R: 34.1 g

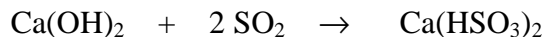
5.- Si se hace reaccionar 64 g de metano con 355 g de cloro, de acuerdo a la ecuación:



Calcular la cantidad de  $CCl_4$  y  $HCl$  formado.

R: 1.25 y 5 moles

6.- Dada la siguiente reacción química.



Determine la masa en g, de sulfito ácido de calcio obtenida al hacer reaccionar 64,8 g de hidróxido de calcio con 52,4 g de dióxido de azufre.

R: 81.8 mol

7.- La soda cáustica, NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato de sodio con cal apagada, Ca(OH)<sub>2</sub>. Determine la masa de soda cáustica que se puede obtener al hacer reaccionar 50.0 kg de carbonato de sodio de 95.8% de pureza con exceso de cal apagada.

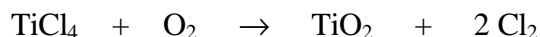
R: 36.2 kg

8.- Al calentar sulfuro de hierro (II) en oxígeno gaseoso se produce óxido de hierro (III) y dióxido de azufre. Determine la masa de óxido de hierro (III) producido al hacer reaccionar 240 g de sulfuro de hierro (II) de 87.2 % de pureza en exceso de oxígeno.



R: 190 g

9.- El tetracloruro de titanio se oxida en presencia de oxígeno dando como producto dióxido de titanio y cloro:



Determine la pureza del tetracloruro de titanio empleado si al hacer reaccionar 4.00 toneladas de TiCl<sub>4</sub> en exceso de oxígeno se obtuvo 1.4 ton de dióxido de titanio. (Suponga 100% de rendimiento).

R: 83.3 %

10.- Al hacer reaccionar 11 mol de sulfuro de hidrógeno gaseoso con 2.10 kg de una muestra que contiene plomo se obtiene 20 L de hidrógeno a 25 °C y 1 atm. de presión, de acuerdo a la siguiente ecuación:



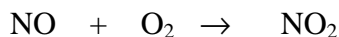
Considerando 100 % de rendimiento el porcentaje de plomo en la muestra.

R: 8.05 %

11.- Al calentar el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Si al calentar 234 ton de clorato de potasio se obtuvo 120 ton de cloruro de potasio, determine el rendimiento de la reacción.

R: 84.5 %

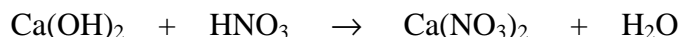
12.-Al hacer reaccionar óxido nítrico con oxígeno se obtiene dióxido de nitrógeno, de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada:



Determine el volumen de dióxido de nitrógeno obtenido al hacer reaccionar 20 L de NO con 15 L de O<sub>2</sub>, si el rendimiento de la reacción es de 75 %. Considere que todos los gases están medidos a CNPT.

R: 15 L

13.- El hidróxido de calcio es neutralizado por ácido nítrico para formar nitrato de calcio y agua:



Si el rendimiento de la reacción es de 75 %. ¿Qué masa de hidróxido debe tratarse en exceso de ácido nítrico para obtener 1.5 ton de nitrato de calcio?.

R: 900 kg.

14.- El gas propano, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, en presencia de oxígeno reacciona para dar CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O. ¿Cuántos moles de CO<sub>2</sub> se forman cuando se queman 110,0 g de propano en presencia de aire?

R: 7,5 moles de H<sub>2</sub>O.

15 - ¿Cuántos gramos de FeS se necesitan para producir 350,0 g de H<sub>2</sub>S según la ecuación FeS + 2HCl = H<sub>2</sub>S + FeCl<sub>2</sub>?

R: 906,5 g de FeS.

16 - ¿Cuántos moles de O<sub>2</sub> se necesitan para formar 0,80 moles de Cl<sub>2</sub> según la ecuación 4HCl + O<sub>2</sub> = 2H<sub>2</sub>O + 2Cl<sub>2</sub>.

R: 0,40 moles.

17 - El zinc reacciona con el HCl para producir ZnCl<sub>2</sub> e hidrógeno:

Zn + 2HCl = ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>. Si se mezclan 56,0 g de Zn con un exceso de HCl, ¿cuál es el peso de ZnCl<sub>2</sub> producido?

R: 116,8 g.

18 - ¿Qué peso de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  se forman en la reacción de 250 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y un exceso de  $\text{NaCl}$ ?

R: 362,5 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

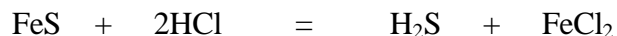
19 - Cuando el etano se quema en un exceso de oxígeno se produce la siguiente reacción:  
 $2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ . (a) ¿Cuántos moles de  $\text{O}_2$  se necesitan para al  
combustión de 3,6 moles de  $\text{C}_2\text{H}_6$ ? (b) ¿Cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se forman?

R: (a) 12,6 moles de  $\text{O}_2$  ; (b) 7,2 moles de  $\text{CO}_2$ .

120 - La soda cáustica,  $\text{NaOH}$ , se prepara comercialmente mediante la reacción del  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3$  con cal apagada,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . (a) ¿Cuántos kilogramos de soda cáustica se pueden  
obtener tratando 5kg (5000g) de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  con  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ? (b) ¿Cuántos moles de  $\text{NaOH}$  se  
producen?

R: (a) 3.775 Kg de  $\text{NaOH}$ ; (b) 94.37 moles de  $\text{NaOH}$

21.- ¿Qué peso de  $\text{FeS}$  se necesitan para preparar 6.75 moles de  $\text{H}_2\text{S}$ ?,.



R: 592,5 g de  $\text{FeS}$ .

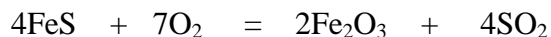
22.- ¿Cuantos gramos de  $\text{O}_2$  se producen en la descomposición térmica de 0.600 moles de  
 $\text{BaO}_2$ ?

R: 9.60 g

23.- ¿Calcular el peso de oxígeno que se pueden obtener teóricamente por la  
descomposición de 2.0 g de  $\text{KClO}_3$ ?

R: 78.0 g de  $\text{O}_2$ .

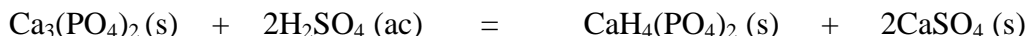
24.- Utilizando la reacción balanceada:



Calcular : a) el numero de moléculas  $\text{SO}_2$  formadas a partir de 80 moléculas de  $\text{FeS}$ ; b) el  
numero de moléculas de  $\text{O}_2$  necesarias para reaccionar con 40 moléculas de  $\text{FeS}$ .

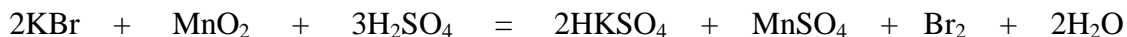
R: (a) 80 moléculas de  $\text{SO}_2$  (b) 70 moléculas de  $\text{O}_2$ .

25.- ¿Cuantos superfosfato fertilizante, de formula  $\text{CaH}_4(\text{PO}_4)_2$  puede fabricarse partiendo  
de una tonelada de fosfato calcico de 93.5 % de pureza?, la ecuación de reacción es:



R: 2.82 toneladas de fertilizante

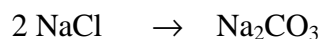
26.- El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción del bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y óxido de manganeso (IV), de acuerdo con la ecuación:



Calcular las cantidades de KBr, MnO<sub>2</sub> con un 92,5 % de pureza, y H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 60 % que se necesitan para obtener 60.0 g de Br<sub>2</sub>.

R: 134.5 g KBr, 35.6 g de MnO<sub>2</sub> y 184.2 gramos de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

27.- El proceso Leblanc, hoy en desuso, se utilizó para la obtención de carbonato de sodio a partir de cloruro de sodio mediante una serie de reacciones desplazamiento y precipitación, que esquemáticamente se pueden representar por:



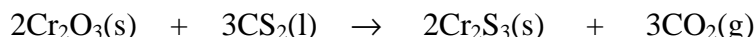
si en dicho proceso se parte de 150 kg de NaCl y se obtienen 110 kg de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. ¿Cuál será el rendimiento del mismo.

R: el 81.0 %.

28.- ¿Qué cantidad de carbonato de sodio decahidratado Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, arena SiO<sub>2</sub> y caliza CaCO<sub>3</sub> son necesarias para obtener un Kg de un vidrio cuya fórmula corresponde a NaO<sub>2</sub>CaO · 6SiO<sub>2</sub>?

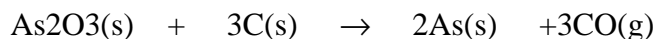
R: 0.75 kg de SiO<sub>2</sub>; 0.60 kg de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O, y 0.21 kg de CaCO<sub>3</sub>.

29.- ¿Cuántos gramos de sulfuro de cromo (III) se formarán de 0.928 g de óxido de cromo (III) de acuerdo con la ecuación?



R: 1.22 g de Cr<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.

30.- ¿Cuánto carbón se necesita para reducir 1.50 kg de As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> de acuerdo con la ecuación de reacción?



R: 0.272 kg de carbón.

### EJERCICIOS ADICIONALES

- 31.- Calcular el nº de átomos presentes en 2,3 g de Sodio (M.M= 23,0 g/mol)
- 32.- Hallar las moléculas que hay en 4,4 gramos de CO<sub>2</sub> (M.M= 44,0 g/mol)
- 33.- Calcular la masa de agua que contiene 0,23 moles de agua ( M.M H = 1, O= 16 g/mol)
- 34.- Calcular el nº de átomos de azufre y de hidrógeno contenidos en 25 g de H<sub>2</sub>S ( M.M H=1, S=32 g mol)
- 35.- Determinar cuál es el peso de las siguientes mezclas:
- a) 0,15 moles de Hg más 0,15 g de Hg más  $4,53 \times 10^{22}$  átomos de Hg.
  - b) 0,25 moles de O<sub>2</sub> más  $4,15 \times 10^{22}$  átomos de oxígeno.
- 36.- Una muestra de 1 gramo de un elemento contiene  $1,5 \times 10^{22}$  átomos. ¿Cuál es la masa molar del elemento?.
- 37.- Considerando que el SO<sub>3</sub> es un gas.
- a) ¿Cuántas moléculas contienen 160 g de SO<sub>3</sub>?
  - b) ¿Cuantos átomos y gramos de oxígeno contiene?
- 38.- Razone cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos:
- a) 20 g de Fe          b) 20 g de S          c) 20 g de O<sub>2</sub>.          D) 20 g de CaCO<sub>3</sub>
- 39.- Disponemos de una muestra de 10 g de un compuesto orgánico cuya masa molar es 60. Cuando analizamos su contenido obtenemos: 4 g de C ; 0,67 g de H y 5,33 g de O. Calcular la fórmula empírica y la fórmula molecular.
40. – Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 12,78% de C ; 2,13 % de H y 85,09 % de Br.
- a) Calcule su fórmula empírica
  - b) Sabiendo que 3,29 g de dicho compuesto equivalen a  $1,05 \times 10^{22}$  moléculas, calcule su fórmula molecular.
- 41.- La composición centesimal de un compuesto es: 4,8 % de H ; 57,1 % de C y 38,1% de S. Si en 5 g del compuesto hay  $1,8 \times 10^{22}$  moléculas, calcule su fórmula molecular.
- 42.-Determine la fórmula molecular de un compuesto que está formado por 85% de Hg y 15% de Cl y su masa molecular es de 472.