



Universidad Veracruzana

EQUIPO 3

QUÍMICA INORGÁNICA

Integrantes:

- Gómez Alfaro Katia
- Nataren Ruiz Diana Fabiola
- Pérez Martínez Janya Haidedt
- Piña González Emily Ixmenni
- Santiago Pérez Emmanuel Isaías

Profesora:

María de Lourdes Nieto Peña

Ejercicios de

ESTEQUIOMETRÍA

Grupo:

I.Q. 201

Fecha:

26 FEB | 2020

Carrera:

Ingeniería Química





EJERCICIOS:

1. ¿Qué cantidad de sodio contiene 1Kg de carbonato de sodio sólido? **0.434kg**

Datos	Procedimiento:	Resultado
Na = 22.98 g	$106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 46 \text{ g Na}$ $1000 \text{ g} \rightarrow 433.96 \text{ g}$	$433 \text{ g} = 0.434 \text{ kg}$

2. ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico al 90% se necesita para tener 1.5 Kg de ácido sulfúrico puro? **1.667 kg**

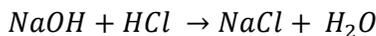
Procedimiento	Resultado
$1.5 \text{ Kg} \rightarrow 90 \%$ $0.166 \text{ Kg} \rightarrow 100 \%$	0.166 Kg

3. Una forma de eliminar NO de las emisiones gaseosas es hacerlo reaccionar con amoniaco de acuerdo a la siguiente reacción: $\text{NH}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) Balancear la reacción
b) Calcular los gramos de amoniaco necesarios para hacer reaccionar 16.5 moles de NO **187g**

a) Procedimiento:	b) Datos	Procedimiento:	Resultado
$4\text{NH}_3 + 6\text{NO} \rightarrow 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	NO = 16.5 moles g de $\text{NH}_3 = ?$	$4\text{NH}_3 + 6\text{NO} \rightarrow 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;">17 g 4 moles =11 moles</div> <div style="text-align: center;">30 g 6 moles 16.5 moles</div> </div>	$= 11 \text{ moles de NH}_3 \times 17 \text{ g de NH}_3 = 187 \text{ g de NH}_3$

4. Se hacen reaccionar 1.6 gramos de hidróxido de sodio con una disolución 0.5 Molar de ácido clorhídrico.
a) Escribir la ecuación balanceada



NaOH= 36.5 g

HCl= 40 g

- b) ¿Qué cantidad de ácido reaccionará? **1.46 g**

$$1.6 \text{ g}_{\text{NaOH}} \times \frac{40 \text{ g}_{\text{HCl}}}{36.5 \text{ g}_{\text{NaOH}}} = 1.46 \text{ g}_{\text{HCl}}$$

- c) ¿Qué volumen de ácido necesita? **8 ml**

$$M = \frac{g_{\text{soluta}}}{PM_{\text{soluta}} \times \text{Volumen(L)}}$$

Des

pejando la fórmula sería: $L = \frac{g_{\text{soluta}}}{PM_{\text{soluta}} \times M}$

$$L = \frac{1.46 \text{ g}_{\text{HCl}}}{(36.5 \text{ g}_{\text{NaOH}})(0.5 \text{ M})} = 0.0810 \text{ L} = 8 \text{ ml}$$



5. Dada la ecuación $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$

a) ¿Cuántos gramos de cloruro de bario reaccionarán con 5 g de sulfato de sodio? 7.33 g

$$5g_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}}{142.04 g_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} \times \frac{208.23 g_{\text{BaCl}_2}}{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}} = 7.32 g_{\text{BaCl}_2}$$

b) ¿Cuántos gramos de sulfato de sodio han sido añadidos al cloruro de bario para preparar 5 g de sulfato de bario? 3.4 g

$$5g_{\text{BaSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol}_{\text{BaSO}_4}}{233.38 g_{\text{BaSO}_4}} \times \frac{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}}{1 \text{ mol}_{\text{BaSO}_4}} \times \frac{288.23 g_{\text{BaCl}_2}}{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}} \times \frac{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}}{288.23 g_{\text{BaCl}_2}} \times \frac{1 \text{ mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1 \text{ mol}_{\text{BaCl}_2}} \times \frac{142.04 g_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{1 \text{ mol}_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = 3.04 g_{\text{Na}_2\text{SO}_4}$$

6. Un mineral de hierro contiene 36% de Fe_3O_4 ¿Cuántas toneladas del mineral se deben de procesar para obtener una tonelada de hierro metálico, si se recupera el 80%? Por $T=1.73$ al 80%, si la pureza es de 36% entonces se deben procesar? 4.81

x toneladas de Fe_3O_4 \longrightarrow 1 Tonelada de Fe
 $\text{Fe}_3\text{O}_4 = 231.541 \text{ g}$ 100g de Fe hay 36 g de Fe_3O_4
 $\text{Fe} = 55.847 \text{ g}$

Gramos de Fe en 36g Fe_3O_4

$$\frac{3.6 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4}{231.541 \text{ g Fe}_3\text{O}_4} * 167.541 \text{ g de Fe}_3\text{O}_4 = 26.05 \text{ g de Fe}$$

26.05 g de Fe \longrightarrow 100%

20.84 g de Fe \longrightarrow 80%

36 % Fe_3O_4 \longrightarrow 1.727 Ton

100% de Fe_3O_4 \longrightarrow 4.81 Toneladas

36 g de Fe_3O_4 \longrightarrow 20.84 g de Fe

1727447.217 g de Fe_3O_4 \longrightarrow 1000000 g

7. 1.63 gr de un óxido de cromo contiene 1.12 gr de Cr. Establecer la fórmula del óxido de cromo. Cr_2O_3

$$1.63 \text{ gr} - 1.12 \text{ gr} = 0.51 \text{ gr}$$

$$PM \text{ Cr} = 52 \text{ gr/mol} \quad \text{Mol Cr} = \frac{1.12 \text{ gr} * \text{mol}}{52 \text{ gr}} = 0.0215 \text{ mol Cr}$$

$$PM \text{ O} = 16 \text{ gr/mol} \quad \text{Mol O} = \frac{0.51 \text{ gr} * \text{mol}}{16 \text{ gr}} = 0.0318 \text{ mol O}$$

$$\text{Cr} = \frac{0.0215 \text{ mol}}{0.0215 \text{ mol}} = 1 \times 2 = 2$$

$$\text{O} = \frac{0.0318}{0.0215 \text{ mol}} = 1.48 \times 2 = 2.96 = 3$$

Cr_2O_3

8. Calcule la composición porcentual de c/u de los elementos que componen la glucosa cuya fórmula molecular es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$$C = 12 \text{ gr/mol}$$



$$H = 1 \text{ gr/mol}$$

$$O = 16 \text{ gr/mol}$$

$$PM \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6(12 \text{ gr/mol}) + 12(1 \text{ gr/mol}) + 6(16 \text{ gr/mol})$$

$$PM \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 72 \text{ gr/mol} + 12 \text{ gr/mol} + 96 \text{ gr/mol}$$

$$PM \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ gr/mol} \longrightarrow 100\%$$

$$\text{C}_6 = 72 \text{ gr/mol} \longrightarrow \boxed{40\%}$$

$$\text{H}_{12} = 12 \text{ gr/mol} \longrightarrow \boxed{6.67\%}$$

$$\text{O}_6 = 96 \text{ gr/mol} \longrightarrow \boxed{53.34\%}$$

9. Calcule la fórmula empírica y molecular de un compuesto 39.99% de C, 6.72% de H y un 53.28% de O. Su masa molecular es de 180.18 g/mol CH_2O ; masa = 30.03 g y fórmula molecular = $180.18/30.03 = 6$



PROBLEMA 9.

DATOS.

Porcentajes en masa.

39.99% de C

6.72% de H

53.28% de O

Masas moleculares y molares.

1 mol de C \rightarrow 12.01115 g de C1 mol de H \rightarrow 1.00797 g de H1 mol de O \rightarrow 15.999 g de O.Fórmula empírica: \dot{c} ?

Masa fe = 30.03 g de fe

Fórmula molecular: \dot{c} ?

Masa molecular = 180.18 g/mol

PROCEDIMIENTO: FÓRMULA EMPÍRICA

► Convertir los % de masa a gramos.

Suponiendo que se tienen 100 g de este compuesto:

39.99% de C = 39.99 g de C

6.72% de H = 6.72 g de H

53.28% de O = 53.28 g de O

► Dividir %elemento entre su masa molar. (Obtener # de moles " n ")

$$n_C = 39.99 \text{ g C} \left| \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 3.33 \text{ mol de C} \right.$$

$$n_H = 6.72 \text{ g H} \left| \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = 6.72 \text{ mol de H} \right.$$

$$n_O = 53.28 \text{ g O} \left| \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 3.33 \text{ mol de O} \right.$$

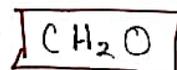
} $C_{3.33} H_{6.72} O_{3.33}$

► Cambiar a Subíndices enteros. (Dividiendo entre el subíndice más pequeño)

$$C: \frac{3.33}{3.33} = 1$$

$$H: \frac{6.72}{3.33} = 2$$

$$O: \frac{3.33}{3.33} = 1 \Rightarrow$$

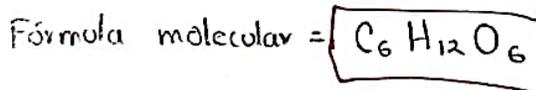


Fórmula Empírica.

PROCEDIMIENTO: FÓRMULA MOLECULAR

► Relacionar las masas (fe y molecular).

$$n = \frac{180.18 \text{ g/mol}}{30.03 \text{ g/mol}} = 6 \Rightarrow \text{Fórmula molecular} = 6 (CH_2O)$$

Scanned with
CamScanner

10. Para la reacción: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 20 gr de hidrógeno y 10 gramos de oxígeno?



PROBLEMA 10.

DATOS:

- 10 g de O_2
- 20 g de H

Proporciones.



PROCEDIMIENTO

- Encontrar cuántos g de producto se producen a partir de las cantidades de reactivos.

$$10 \text{ g } O_2 \left| \frac{1 \text{ mol de } O_2}{31.998 \text{ g } O_2} \right| \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{1 \text{ mol de } O_2} \left| \frac{18.01494 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} \right| = 11.26 \text{ g}$$

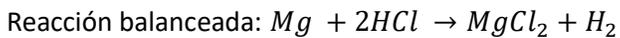


$$20 \text{ g } H_2 \left| \frac{1 \text{ mol de } H_2}{2.01594 \text{ g } H_2} \right| \frac{2 \text{ mol de } H_2O}{2 \text{ mol de } H_2} \left| \frac{18.01494 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} \right| = 178.724 \text{ g}$$



Por lo tanto, el reactivo limitante es el oxígeno ya que se produce una menor cantidad de producto a partir de él.

11. Si se combinan 25 g de magnesio con ácido clorhídrico HCl ¿Cuál será el peso real de magnesio obtenido si la reacción se efectúa con un rendimiento de un 75%? (Balancear su ecuación)



25 g de Mg	$\frac{1 \text{ mol Mg}}{24.305 \text{ g de Mg}}$	$\frac{1 \text{ mol de } MgCl_2}{1 \text{ mol de Mg}}$	$\frac{95.211 \text{ g } MgCl_2}{1 \text{ mol de } MgCl_2}$	97.9335 g de $MgCl_2$
------------	---	--	---	-----------------------

$$\text{Rendimiento} = \frac{m \text{ real}}{m \text{ teórica}} \times 100$$

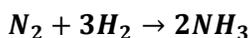
$$m \text{ real} = \frac{\text{Rendimiento} \times m \text{ teórica}}{100}$$



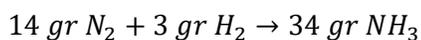
$$m \text{ real de } MgCl = \frac{75\% \times 97.9335 \text{ g de } MgCl_2}{100} = 73.4501 \text{ g de } MgCl_2$$

73.4501 g de MgCl ₂	1 mol MgCl ₂	1 mol de Mg	24.305 g de Mg	18.7499 g de Mg
	95.211 g MgCl ₂	1 mol de MgCl ₂	1 mol de Mg	

12. ¿Cuántos gramos de amoníaco (NH_3) se obtendrán al combinarse 25 litros de nitrógeno con hidrógeno según la siguiente ecuación, si el rendimiento es del 76%.



$$PM - N = 14 \text{ gr/mol}$$



$$PM - H = 1 \text{ gr/mol}$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{m \text{ real}}{m \text{ teorica}} \times 100; m \text{ real} = \frac{(\text{Rend})(m \text{ teorica})}{100}$$

$$PM - NH_3 = 17 \text{ gr/mol}$$

$$m \text{ real} = \frac{(76\%)(34 \text{ gr } NH_3)}{100}; m \text{ real} = 0.2584 \text{ gr } NH_3$$