	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO</b> NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	<b>PÁGINA [1 - 1]</b>
		<b>CÓDIGO:</b> DICUI: 600.1.23.01
	<b>GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE</b>	<b>VERSIÓN 1</b>
		Fecha de aprobación:

REFLEXIÓN: "La vida es corta, así que lo importante es pensar menos, arriesgar más y vivir aventuras que te dejen un hermoso recuerdo.

DOCENTES: **WILIAN CORREA (Tarde) – LUZ ADRIANA PINO RIOS (Mañana)**

AREA: **CIENCIAS NATURALES**

ASIGNATURA: **QUÍMICA**

PERIODO: II

GRADO: 9

GUIA: 5

FECHA DE INICIO: **20 DE SEPTIEMBRE DE 2021**

FECHA DE FINALIZACIÓN: **5 DE NOVIEMBRE DE 2021**

**COMPETENCIAS:** Comprende y aplica los principios de la **estequiometría** en la solución de problemas.

. Utiliza el conocimiento de masa, mol para resolver problemas.

. Maneja correctamente las unidades de masa, peso molecular.

**APRENDIZAJE:**

. Conoce la cantidad de materia de los productos que se forman a partir de los reactivos.

. Aplica el concepto de masa, mol y peso molecular.

### **ESTEQUIOMETRIA: REACTIVO LIMITE, PORCENTAJE DE PUREZA Y PORCENTAJE DE RENDIMIENTO**

#### **REACTIVO LIMITE**

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama reactivo limitante o reactivo límite; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El reactivo que sobra se llama reactivo en exceso o reactivo excedente. Para explicar estos conceptos, analicemos el siguiente ejemplo. Supongamos que disponemos de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan y deseamos hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite, para nuestro ejemplo, el pan.

¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II),  $PbCl_2$ , puede obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III),  $PCl_3$ , y 45 g de fluoruro de plomo (II),  $PbF_2$ ? Primero escribimos la ecuación y se balancea:



Después calculamos los pesos moleculares de las sustancias que nos interesan.

$$Pm PbF_2 = 245,18 \text{ g/mol} \times 3 = 735,54 \text{ gr } 3PbF_2$$

$$Pm PCl_3 = 137,32 \text{ g/mol} \times 2 = 274,64 \text{ gr } 2PCl_3$$

El reactivo limite se halla dividiendo:

$$735,54 \text{ gr} \quad 274,64 \text{ gr} \quad 3 \text{ mol}$$



$$45 \text{ gr} \quad 20 \text{ gr} \quad X \text{ mol}$$

$$PbF_2: \frac{45}{735,54} = 0,06 \quad \text{REACTIVO LIMITE } PbF_2:$$

$$PCl_3: \frac{20}{274,64} = 0,07 \quad \text{REACTIVO EN EXCESO } PCl_3$$

El mismo procedimiento por regla e tres:

$$735,54 \text{ gr } PbF_2 \rightarrow 3 \text{ mol } PCl_2$$

$$45 \text{ gr } PbF_2 \rightarrow X \text{ mol } PCl_2$$

$$X \text{ mol } PCl_2 = \frac{45 \text{ gr } PbF_2 \times 3 \text{ mol } PCl_2}{735,54 \text{ PbF}_2}$$


$$X \text{ mol } PCl_2 = 0,18 \text{ mol } PCl_2$$

El procedimiento se realiza con el reactivo limite.

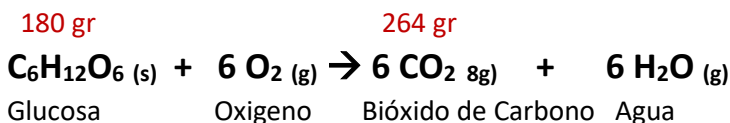
$$3 \text{ mol } PCl_2 \left[ \frac{45 \text{ gr } PbF_2}{735,54 \text{ PbF}_2} \right] = 0,18 \text{ mol } PCl_2$$

#### **PUREZA DE REACTIVOS Y PRODUCTOS**

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas representan un peso adicional que aumenta el peso de la sustancia pura, lo que afecta la calidad del producto. Debido a lo anterior, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer así, la cantidad real de reactivo puro a partir del cual debemos realizar el cálculo.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO</b> NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	<b>PÁGINA [2 - 1]</b>
		<b>CÓDIGO:</b> DICUI: 600.1.23.01
	<b>GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE</b>	<b>VERSIÓN 1</b>
		Fecha de aprobación:

Al reaccionar 80 gramos de glucosa al 85 % de pureza, con suficiente oxígeno ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producen?



80 gr al 85 % de pureza



80 gr → 100%

$$X \rightarrow 85\% \quad X = \frac{80 \text{ gr} \times 85\%}{100\%} = 68 \text{ gr C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

los Pesos moleculares de las sustancias que necesitamos para resolver el problema son:

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

$$6\text{CO}_2 = 44 \text{ gr/mol} \times 6 = 264 \text{ gr } 6\text{CO}_2$$

El procedimiento se realiza con el 85% del reactivo ya que es la pureza 68 gr.

$$X \text{ gr CO}_2 = 68 \text{ gr Glucosa} \times \frac{264 \text{ gr CO}_2}{180 \text{ gr Glucosa}} = 99,73 \text{ gr CO}_2$$

R/ 80 gr al 85 % de pureza (68 gr CO<sub>2</sub>), Producen 99,73 gr CO<sub>2</sub>

### RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de una cantidad de reaccionantes, se denomina **rendimiento teórico**.

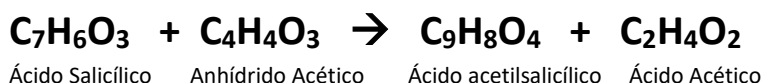
Por muchas razones, la cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria, en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teóricamente posible. Algunas de las razones son las siguientes:

1. Falta de cuidado al manipular el producto obtenido.
2. Las condiciones de la reacción no son adecuadas, por ejemplo, la temperatura o presión del sistema de reacción no son las ideales para el proceso.
3. La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es muy difícil y no todo el producto logra aislarse.
4. En algunos casos, un conjunto particular de reactivo da lugar a dos o más reacciones simultáneas, formando productos indeseables además de los deseados.
5. La calidad o pureza de las materias primas no es óptima. La cantidad real de producto que se obtiene se denomina rendimiento real. El rendimiento real de una reacción se expresa en términos de % mediante la siguiente expresión:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{masa producto obtenido}}{\text{masa producto teórico}} \times 100$$

#### EJEMPLO:

La etapa final en la obtención industrial de la aspirina, es la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético de acuerdo con la siguiente ecuación:




Para ensayar un nuevo método de manipulación de los materiales, un químico realizó la reacción a escala de laboratorio con 25,0 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético (más de 30,0 g). Obtuvo 24,3 g de aspirina. **¿Cuál es el rendimiento en porcentaje de la reacción?**

El reactivo límite es el ácido salicílico, ya que el anhídrido acético se encuentra en exceso. Como la reacción de obtención de la aspirina se encuentra balanceada, podemos relacionar las relaciones molares que corresponden al ácido salicílico y a la aspirina: por cada mol de ácido salicílico se obtiene un mol de aspirina. Por tanto:

$$\text{Moles de ácido salicílico} = 25 \text{ gr ácido salicílico} \times \frac{1 \text{ mol}}{138 \text{ gr de ácido salicílico}} = 0,181 \text{ mol ácido salicílico}$$

$$n = \frac{m}{\text{PM}} = \qquad n = \frac{25 \text{ gr}}{138 \text{ gr/mol}} \qquad \qquad \qquad \text{n} = 0,181 \text{ mol ácido salicílico}$$

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO</b> NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	<b>PÁGINA [3 - 1]</b>
		<b>CÓDIGO:</b> DICUI: 600.1.23.01
	<b>GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE</b>	<b>VERSIÓN 1</b>
		Fecha de aprobación:

Moles de Aspirina= Moles de ácido Salicílico

0,181 por la reacción molar que se observa en la ecuación.

$$\text{gr de aspirina} = 0,181 \text{ mol de aspirina} \frac{180 \text{ gr Aspirina}}{1 \text{ mol Aspirina}} = 32,6 \text{ gr Aspirina}$$

Esta cantidad de aspirina sería la que se debería obtener si el rendimiento hubiera sido del 100%. Como experimentalmente solo se obtuvieron 24,3 g de aspirina, entonces el rendimiento será:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{masa producto obtenido}}{\text{masa producto teórico}} \times 100$$

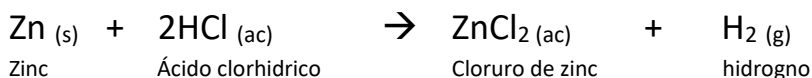
Remplazando tenemos:

$$\text{Rendimiento} = \frac{24,3 \text{ gr}}{32,6 \text{ gr}} \times 100\% = 74,5 \%$$

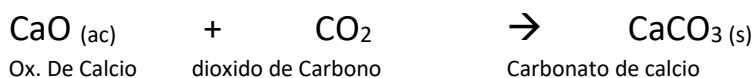
Esto significa que mediante el procedimiento de laboratorio empleado solo fue posible obtener el 74,5% de lo que teóricamente se esperaba

**ACTIVIDAD:** Teniendo en cuenta los ejercicios explicados resuelve.

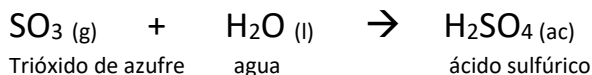
- ¿Cuántas Moles de ZnCl<sub>2</sub> se producen, si reaccionan 65 gr HCl al 90% de pureza.



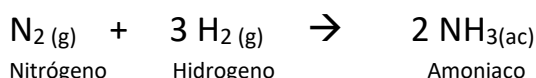
- Halle, la Masa de carbonato de calcio producida a partir e 125 gramos de CaO al 70% de pureza.



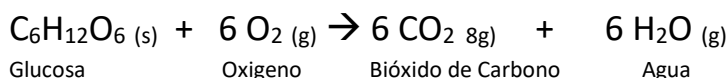
- ¿Cuántas moles de SO<sub>3</sub> (Trióxido de azufre) y cuantos gramos de agua son necesarios para que se produzcan 72,5 gramos de H<sub>2</sub> SO<sub>4</sub>, Si el rendimiento es del 80%(Ácido sulfúrico)?



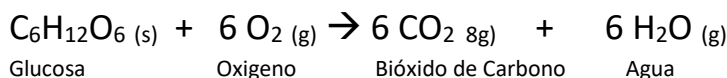
- Si reaccionan 25 gramos de N<sub>2</sub> con 30 gr de H<sub>2</sub> ¿cuantos gramos de amoniaco (NH<sub>3</sub>) se producen?



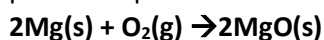
- Al reaccionar 80 gramos de glucosa con 90 gr de oxígeno ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se producen si el rendimiento es del 95%?



- En la reacción de la glucosa y el oxígeno ¿85 gramos de oxígeno cuantos gramos de bióxido de carbono producirá?



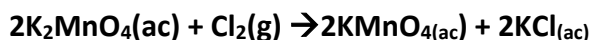
- ¿Cuántos g de óxido de magnesio se obtienen cuando se hacen reaccionar 150 g de magnesio del 80% de pureza en presencia de oxígeno? Escribimos la ecuación balanceada del proceso.



- La obtención del permanganato de potasio, KMnO<sub>4</sub>, necesita de dos etapas. La primera reacción implica la conversión del dióxido de manganeso en manganato de potasio y la segunda reacción implica el cambio de manganato de potasio en permanganato de potasio. Las ecuaciones balanceadas son:

- $2\text{MnO}_2\text{(s)} + 4\text{KOH(ac)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 2\text{K}_2\text{MnO}_4\text{(ac)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$

y la segunda ecuación es:



¿Qué masa de permanganato se formará a partir de 100,0 g de dióxido de Magnesio?

BIBLIOGRAFIA: Química inorgánica 10 Santillana.

**IMPORTANTE:** Recuerden que todos los jueves y sábados hay jornada de apoyo y asesorías presenciales en la institución. Aprovechen esta jornada para consultar con los profesores. Profesora Luz Adriana Pino Ríos: 3224345169 (Grupos Jornada Mañana) y Profesor William Correa: 3112385193 (Grupos Jornada Tarde).