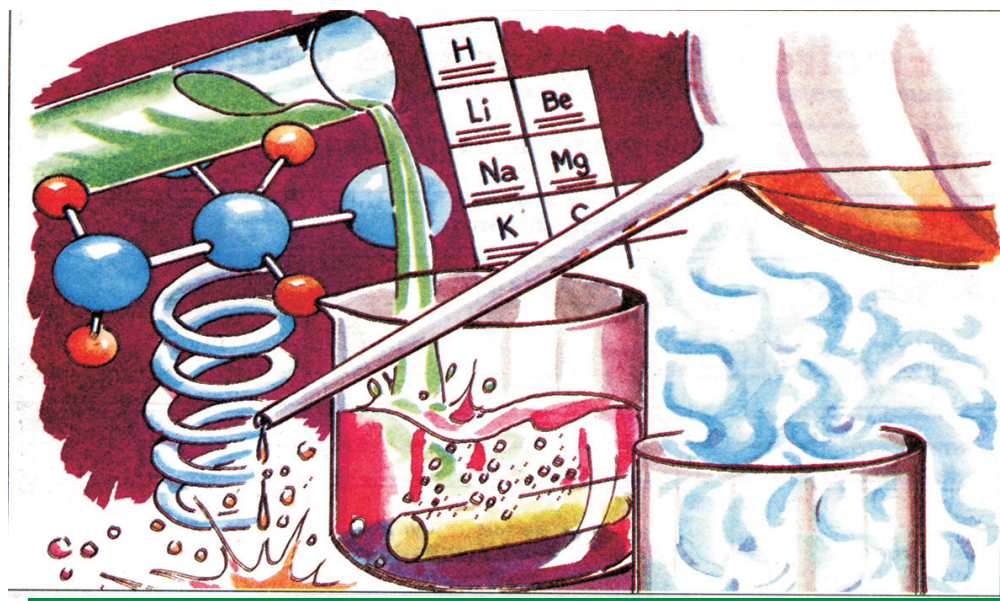


## Guía 4

### ¿ DE QUÉ TRATA LA ESTEQUIOMETRÍA EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS ?



#### INDICADORES DE LOGROS

- ✓ Deduce las razones molares existentes entre cada par de sustancias participantes en una reacción, a partir de los coeficientes de la ecuación balanceada.
- ✓ Calcula el número de moles o de gramos de cualquier sustancia participante en una reacción química.
- ✓ Identifica el reactivo límite de una reacción, y reconoce las implicaciones de este concepto.
- ✓ Identifica la diferencia entre trabajo en grupo y trabajo en equipo. (TRABAJO EN EQUIPO).
- ✓ Demuestra una actitud abierta, propositiva y proactiva frente al trabajo en grupo.
- ✓ Comparte la información y la experiencia con los demás.
- ✓ Concierta con el grupo los objetivos y métodos de trabajo.
- ✓ Asume roles, responsabilidades y compromisos acordes con sus capacidades y las necesidades del grupo.
- ✓ Evalúa colectivamente, de manera crítica y reflexiva, los resultados alcanzados por el grupo.
- ✓ Cooperar con los otros, para lograr los resultados esperados por el grupo.

El trabajo en equipo facilita la solución de problemas, permitiendo aplicar ideas creativas e innovadoras.

Con tus compañeros de subgrupo lee y analiza sobre el siguiente texto.

A continuación, se desarrollarán no sólo los logros académicos, sino que además se trabajarán los logros referentes a la C.LG. «trabajo en equipo»; competencia esta que te permitirá potenciar la generación de alternativas de trabajo, partiendo de la aplicación de conocimientos, habilidades, destrezas y talentos grupales.



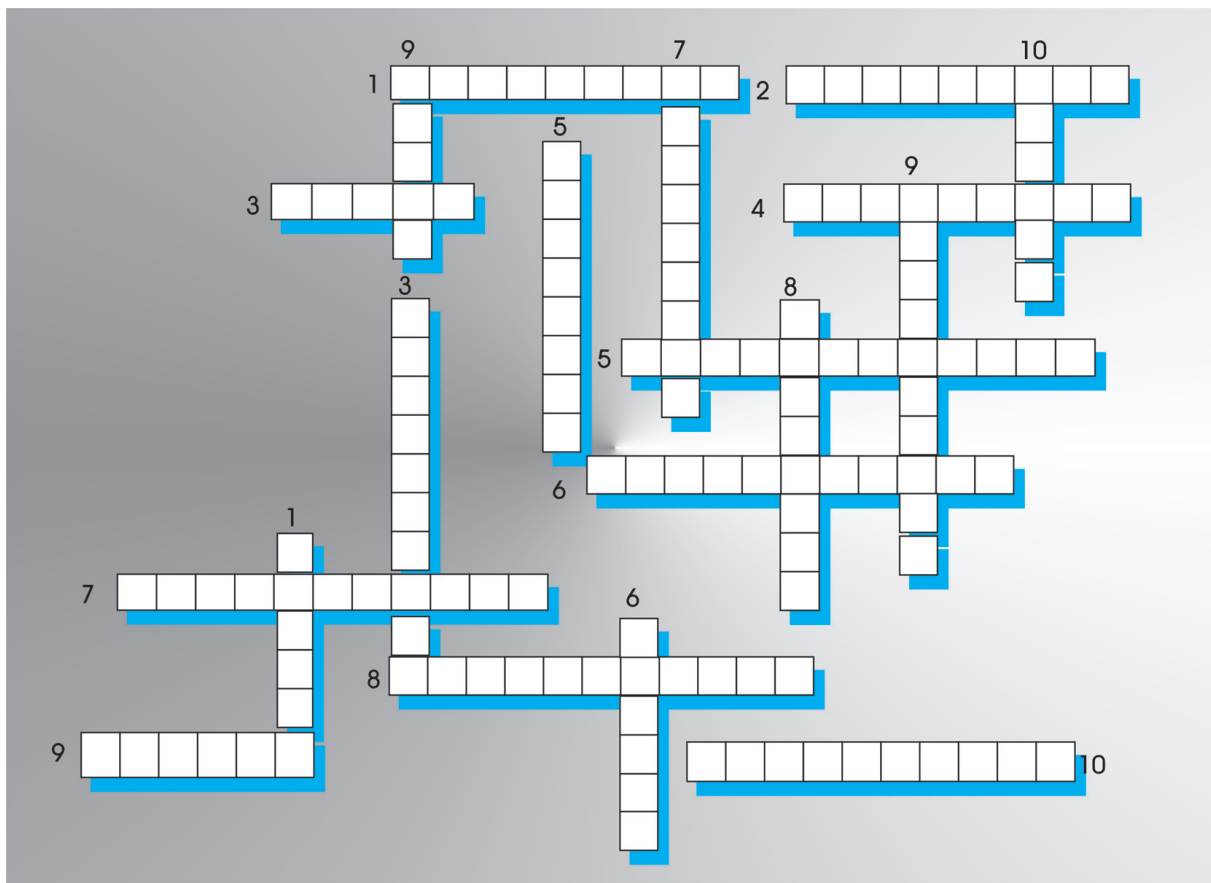
## EXPLORANDO MIS CONOCIMIENTOS ACERCA DE LA ESTEQUIOMETRÍA



Me reúno con los compañeros de subgrupo y desarrollo el siguiente trabajo. Luego, con ayuda del profesor exponemos el trabajo en forma de mesa redonda (asignamos los roles) y complementamos la información, respetando y valorando las opiniones de los demás compañeros.

Igualmente, comentamos brevemente y unificamos criterios en relación con: ¿Qué diferencia encontramos entre trabajo en grupo y trabajo en equipo? Presentamos nuestras conclusiones en mesa redonda.

Copio en mi cuaderno el siguiente crucigrama y lo resuelvo.



### Horizontales.

1. Fenómeno químico donde un elemento disminuye su número de oxidación y gana electrones.
2. Los miembros de la derecha de una ecuación química.
3. Unidad que representa cantidad de materia . Plural, INV.
4. Así se llaman los números que se agregan a las moléculas en una ecuación química.
5. Reacción química donde se absorbe energía.
6. Otro nombre que reciben las reacciones de síntesis.
7. En esta reacción un elemento reemplaza o sustituye a otro.
8. Es el reactivo o compuesto que en una reacción química no se gasta o sobra. INV.
9. Los miembros de la izquierda de una ecuación química.

### Verticales.

1. Reactivo o compuesto que en una reacción química se gasta o acaba por completo.
2. Así se abrevia oxidación-reducción.

3. Números que indican la cantidad de átomos presentes en una molécula. Plural.
4. Es la manera abreviada de expresar una reacción química.
5. En los cambios estequiométricos, esta cualidad de los reactantes debe tenerse en cuenta.
6. Fenómeno químico donde un átomo aumenta su número de oxidación, pierde electrones.
7. Así también se les denomina a las reacciones de combinación.
8. En esta reacción se libera energía.
9. Se ensayan coeficientes en este método de balanceo.

**El trabajo en equipo, mejora el trabajo colectivo.**

## **BC** ENTRANDO AL MUNDO DE LO CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS



1. Con los compañeros de subgrupo leo y analizo la información. Posteriormente en equipo concertamos sobre el método más adecuado para registrar la información en el cuaderno.

Tres importantes interrogantes pueden plantearse acerca de una reacción química:

1. ¿Qué cantidad de los productos puede obtenerse a partir de una cantidad dada de los reaccionantes ?
2. ¿Qué cantidad de los reaccionantes se requiere para obtener una cantidad dada de los productos ?
3. ¿Qué cantidad de uno de los reaccionantes se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada de otro reaccionante ?

La base para resolver estos interrogantes es la ecuación química que, recordemos, nos indica: a) la naturaleza de reaccionantes y productos, por medio de sus fórmulas, b) la proporción relativa en que ellos participan, por medio de sus coeficientes.

La proporción relativa que existe entre reaccionantes y productos en una reacción química, se conoce como estequiometría de la reacción ( **en griego, stoicheion: elemento y metron: medida** ).

La estequiometría es así la herramienta de que nos valemos para resolver los problemas numéricos relacionados con las ecuaciones.

Los coeficientes de una ecuación nos permiten expresar la relación estequiométrica existente entre cualquier par de sustancias involucradas en una reacción. Esta relación se conoce como, **razón molar**.

Por ejemplo, para la reacción de síntesis del amoníaco:



**La ecuación nos indica que:**

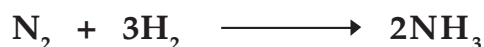
1. 1 mole de  $\text{N}_2$  produce 2 moles  $\text{NH}_3$
2. 3 moles de  $\text{H}_2$  producen 2 moles de  $\text{NH}_3$
3. 1 mole de  $\text{N}_2$  reaccionan con 3 moles de  $\text{H}_2$

Estas relaciones podemos expresarlas por medio de las siguientes relaciones molares<sup>5</sup>:

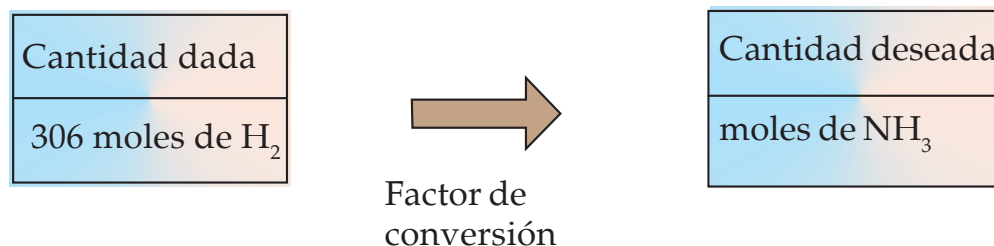
1.  $\frac{2 \text{ moles } \text{NH}_3}{1 \text{ mole de } \text{N}_2}$  o inversamente  $\frac{1 \text{ moles } \text{N}_2}{2 \text{ mole de } \text{NH}_3}$
2.  $\frac{2 \text{ moles } \text{NH}_3}{3 \text{ moles de } \text{H}_2}$  o inversamente  $\frac{3 \text{ moles } \text{H}_2}{2 \text{ moles de } \text{NH}_3}$
3.  $\frac{3 \text{ moles } \text{H}_2}{1 \text{ mole de } \text{N}_2}$  o inversamente  $\frac{1 \text{ moles } \text{N}_2}{3 \text{ moles de } \text{H}_2}$

<sup>5</sup> Mol. Peso molecular de un compuesto expresado en gramos.

Analicemos el siguiente ejemplo: ¿Cuántas moles de amoníaco se forman cuando 306 moles de hidrógeno reaccionan con nitrógeno de acuerdo con la ecuación?



**Solución.** Este enunciado puede esquematizarse de la siguiente manera:



Como se trata de pasar de moles de H<sub>2</sub> a moles de NH<sub>3</sub>, el factor de conversión apropiado es la siguiente razón molar:

$$\frac{2 \text{ moles NH}_3}{3 \text{ moles de H}_2}$$

Utilizamos factores de conversión así:

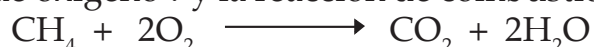
$$306 \cancel{\text{ moles de H}_2} \times \frac{2 \text{ moles NH}_3}{\cancel{3 \text{ moles de H}_2}} = 204 \text{ moles de NH}_3$$

Aplicando los criterios vistos anteriormente en cuanto a la razón molar y su aplicación en cálculos estequiométricos, me reúno con los compañeros de subgrupo y desarrollamos los siguientes ejercicios, analizando las condiciones planteadas en los enunciados y determinando así, el momento preciso para aplicar la razón molar y el factor de conversión. Socializo los aciertos y dificultades encontrados durante el desarrollo de la anterior actividad. (Si utilizo incorrectamente la razón molar y el factor de conversión, se me dificultará superar los logros propuestos).

1. ¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para producir 586 moles de agua?, según la ecuación:

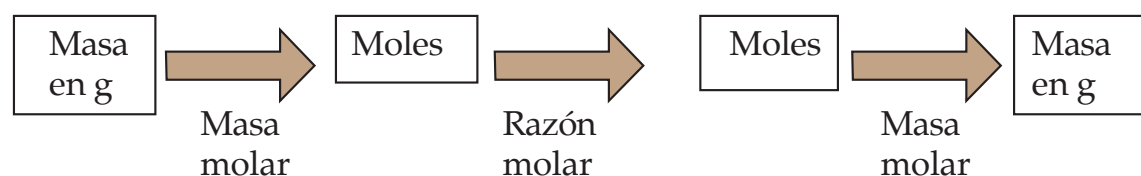


2. ¿Cuántas moles de metano pueden quemarse si se dispone de 6.54 moles de oxígeno? y la reacción de combustión es:



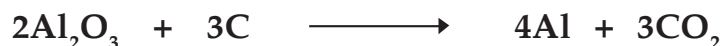
**Cálculos Masa – Masa.** Estos cálculos son aquellos en que la cantidad dada y la cantidad requerida o deseada están expresados en términos de masa, comúnmente en gramos.

Si conocemos las fórmulas de las especies involucradas en una reacción, podemos determinar fácilmente su masa molar, que es el factor de conversión que nos permite pasar del número de gramos de una especie al número de moles de dicha especie, o viceversa. En síntesis el esquema general en estos casos es:



Analicemos el siguiente ejemplo:

En la producción del aluminio se parte del óxido de aluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , obtenido, a su vez, del mineral bauxita. El óxido de aluminio se reduce con carbón ( uno de los agentes reductores más empleados en la industria metalúrgica ) según la ecuación:



¿ Cuántos gramos de aluminio se pueden obtener a partir de 2040 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ?

**Solución:**

En primer término es necesario hallar las masas molares de Al y  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , lo cual logramos a partir de los pesos atómicos :

Masa molar del aluminio. 27 g / mol ( **sustancia deseada** )

Masa molar del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . 102 g / mol ( **sustancia dada** )

Recuerda que en guías anteriores aprendiste a calcular la masa molecular

**Apliquemos ahora el esquema general paso a paso:**

1. Conversión de gramos a moles de la sustancia dada  $\text{Al}_2\text{O}_3$

$$2040 \cancel{\text{g Al}_2\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mole Al}_2\text{O}_3}{102 \cancel{\text{g Al}_2\text{O}_3}} = 20 \text{ moles Al}_2\text{O}_3$$

2. Conversión de moles de la sustancia dada a moles de la sustancia deseada. Para esto requerimos hallar la razón molar que nos lleve de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (sustancia dada en el denominador) a aluminio (sustancia deseada en el numerador). Es decir:

---

4 moles Al

2 moles Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

**En consecuencia:**

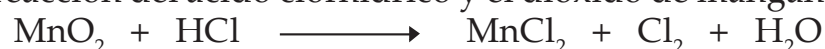
$$20 \text{ moles Al}_2\text{O}_3 \times \frac{4 \text{ moles Al}}{2 \text{ moles Al}_2\text{O}_3} = 40 \text{ moles Al}$$

3. Conversión de moles a gramos de la sustancia deseada, Al

$$40 \text{ moles Al} \times \frac{27 \text{ g Al}}{1 \text{ mole Al}} = 1080 \text{ g Al}$$

3. Me reúno con los compañeros de subgrupo para resolver los siguientes ejercicios y entre todos discutimos sobre cuales serán las mejores estrategias para facilitar el trabajo en equipo, evitando así la presencia de intereses particulares y propiciando un ambiente de diálogo y cooperación.

1. Un método usual de preparación del cloro en el laboratorio es mediante la reacción del ácido clorhídrico y el dióxido de manganeso:



- Balancee la ecuación anterior.
- Indique cuál es el agente oxidante.
- ¿Cuántos gramos de HCl se requieren para reaccionar con 50 g de MnO<sub>2</sub>?
- ¿Cuántos gramos de cloro se producen a partir de estos 50 g de MnO<sub>2</sub>?

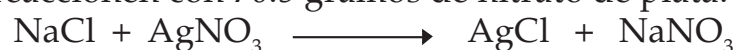
2. El trióxido de azufre SO<sub>3</sub>, es uno de los principales contaminantes de la atmósfera. Con el agua este compuesto forma H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, lo que hace que el agua lluvia en zonas industriales y a lo largo de carreteras de alto tráfico sea ligeramente ácida y, por tanto, dañina para la vegetación. Calcule el número de Kg de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que se forman a partir de cada Kg de SO<sub>3</sub>, si la ecuación correspondiente es:



3. Calcule la cantidad de moles de oxígeno gaseoso O<sub>2</sub> producidas al calentar 2.3 g de perclorato potásico KClO<sub>4</sub>. El proceso químico es:



4. Calcule los gramos de cloruro de sodio, (sal común), necesarios para que reaccionen con 70.5 gramos de nitrato de plata. La reacción es:





5. El ácido acetilsalicílico o aspirina (extractado de la corteza del sauce)  $C_9H_8O_4$ , es un analgésico extensamente utilizado. Se prepara por reacción entre el ácido salicílico  $C_7H_6O_3$ , y el anhídrido acético  $C_4H_6O_3$ , de acuerdo con la ecuación:



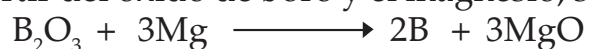
¿ Cuántos gramos de ácido salicílico se requieren para preparar una tableta de aspirina si esta contiene 0.324 g de aspirina pura ?

**Reactivo limitante.** Cuando una reacción química se lleva a cabo, por lo general un reactivo se puede consumir completamente sin que los demás se hayan acabado.

Al reactivo que se consume totalmente 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 determinar cuál es el reactivo límite y cuál el reactivo en exceso en una reacción química, se procede así:

1. Se balancea la ecuación.
2. Se toman las cantidades dadas de reactivo y se hace una comparación, en términos de relación estequiométrica, bien sea en moles o en gramos.
3. Se analiza el resultado y se determina cuál reactivo sobra y cuál limita la reacción.

Analicemos el siguiente ejemplo: el boro puede obtenerse en forma elemental a partir del óxido de boro y el magnesio, según la ecuación ( balanceada ):



Si se hacen reaccionar 97.44 g de  $B_2O_3$ , con 122 g de Mg

¿Cuál de los reactivos es el limitante? ¿Qué cantidad en moles queda sin reaccionar ?

**Solución:**

1. Primero calculamos las masas molares que reaccionan en forma teórica

Masa molar del  $B_2O_3 = 69.9 \text{ g}$

Masa molar de Mg = 24.3 g

$$\text{Número de moles } B_2O_3 = 97.44 \text{ g } B_2O_3 \times \frac{1 \text{ mol } B_2O_3}{69.9 \text{ g } B_2O_3} = 1.42 \text{ moles } B_2O_3$$

$$\text{Número de moles Mg} = 122 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.3 \text{ g}} = 5.02 \text{ moles Mg}$$

La ecuación nos indica la proporción de 1 mol de  $\text{B}_2\text{O}_3$  a 3 moles de Mg. En consecuencia 1.42 moles de  $\text{B}_2\text{O}_3$  reaccionarían exactamente con 4.26 moles de Mg

El 4.26 se obtiene de multiplicar  $1.42 \times 3$ . Ya que la relación en la ecuación es de 1: 3

Como se dispone de 5.02 moles de Mg, es evidente que queda un exceso de este reactivo; o sea que el limitante es el  $\text{B}_2\text{O}_3$ , cuyas 1.42 moles se consumen por completo.

La cantidad de moles que quedan sin reaccionar se obtienen así: Restamos 5.02 moles menos 4.26 moles dando como resultado 0.76 moles sin reaccionar.

**LAS MATEMÁTICAS SON BASE FUNDAMENTAL EN NUESTRA VIDA; EL COMPRENDERLAS Y SABERLAS APLICAR PERMITE RESOLVER PROBLEMAS FÁCILMENTE.**

Me reúno con los compañeros de subgrupo, analizamos los siguientes ejercicios y los desarrollamos en el cuaderno, presentamos el trabajo al profesor para revisión y complementación.

- Una muestra de 90g de carbonato cálcico  $\text{CaCO}_3$  reacciona con 80 g de ácido fosfórico  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , para producir fosfato cálcico  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  dióxido de carbono  $\text{CO}_2$  y agua  $\text{H}_2\text{O}$  ¿Cuántos gramos de fosfato cálcico pueden producirse?, Determinar cuál es el reactivo límite.
- El zinc y el azufre reaccionan para formar el sulfuro de zinc, sustancia que se utiliza para recubrir internamente las pantallas de los televisores, la ecuación correspondiente es:  $\text{Zn} + \text{S} \longrightarrow \text{ZnS}$  ¿Cuántos gramos de ZnS se obtienen cuando 240 g de Zn se hacen reaccionar con 130 g de S?, Determinar cuál es el reactivo límite.
- Un método para obtener magnesio metálico consiste en la reducción del óxido de magnesio con silicio, conforme a la ecuación:



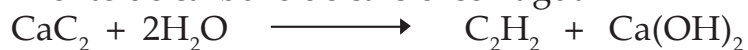
En cierto proceso se partió de 582 Kg de MgO y 187 Kg de Si ¿Cuántos Kg de magnesio metálico se produjeron? ¿Cuántos Kg de óxido de magnesio quedaron sin reaccionar?, Determinar cuál es el reactivo límite.

**Rendimiento de las reacciones.** Hasta ahora sólo se han calculado los rendimientos teóricos, es decir, la cantidad de producto que se obtiene cuando se supone que todo el reactivo forma productos, y sin que ninguno de los productos se pierda durante su aislamiento y purificación. Casi nunca ocurre así. Una parte del producto se pierde durante el proceso de aislamiento y purificación. Toda industria química trata de reducir esta pérdida, para que el proceso sea rentable. La cantidad real de producto que se obtiene, se llama rendimiento real. Este rendimiento por lo común se expresa en porcentaje y se calcula como sigue:

$$\% \text{ de Rendimiento} = \left( \frac{\text{Producido real}}{\text{Producido teórico}} \right) \times 100$$

**Analicemos el siguiente ejemplo:**

Una síntesis industrial del acetileno, gas extensamente utilizado para la fabricación de numerosas drogas, colorantes y plásticos, consiste en el tratamiento de carburo de calcio con agua:



En un proceso dado se partió de 128,2 ton de carburo de calcio, y se obtuvieron 41,6 ton de acetileno ¿Cuál fue el rendimiento del proceso ?

**Solución:**

Primero averiguamos el producido teórico, mediante el procedimiento que ya conocemos,

Masa molar del  $\text{C}_2\text{H}_2 = 26 \text{ g}$  **Sustancia deseada**

Masa molar del  $\text{CaC}_2 = 64,1 \text{ g}$  **Sustancia dada**

$$128,2 \text{ Ton de } \text{CaC}_2 \left( \frac{106 \text{ g } \text{CaC}_2}{\text{Ton de } \text{CaC}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2}{64,1 \text{ g } \text{CaC}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{CaC}_2} \right) \left( \frac{26 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2} \right) \left( \frac{1 \text{ Ton de } \text{C}_2\text{H}_2}{106 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_2} \right) = 52 \text{ Ton de } \text{C}_2\text{H}_2$$

como el producido real fue de 41,6 Ton, el rendimiento de la reacción fue de :

$$\% \text{ de Rendimiento} = \left( \frac{41,6 \text{ ton}}{52 \text{ ton}} \right) \times 100 = 80 \%$$

**El rendimiento del proceso fue del 80 %.**

5. Me reúno con los compañeros de subgrupo, comparto experiencias con otros compañeros de clase, dando así la oportunidad de conocer a otras personas y que ellas me conozcan a mí también, analizamos los siguientes ejercicios y los desarrollamos en el cuaderno; presentamos el trabajo al profesor. Si tenemos dudas, acudimos al docente quien nos brindará asesoría.

1. En un experimento se mezclaron 1,5 gramos de ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  con 1,5 g de hidróxido sódico  $\text{NaOH}$ , para obtener al final 1,7 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  puros ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? La ecuación balanceada es:



2. El titán es un metal liviano muy resistente que se emplea en la construcción de aviones, naves espaciales, cascos de barcos, autos de carreras, chasis de motocicletas y marcos de bicicletas. Para obtenerlo en estado elemental se trata el tetracloruro de titanio con magnesio a una temperatura superior a los  $950^\circ\text{C}$  según la ecuación:



Se hacen reaccionar 4,84 ton de  $\text{TiCl}_4$  con 1,84 ton de  $\text{Mg}$  y en la práctica se obtienen 1,09 ton de Titanio, ¿cuál es el rendimiento de la reacción en toneladas ?

3. ¿Qué porcentaje de rendimiento tiene la reacción entre el  $\text{NaOH}$  y el  $\text{HCl}$ , si con 20 g de ácido se produjeron 25 g de sal ?



## DE VISITA POR LA INDUSTRIA



---

Escojo una de las dos actividades propuestas a continuación.

1. Me reúno con mis compañeros de subgrupo y mi profesor con el fin de planear una visita a un complejo industrial que tenga como fundamento la transformación química de sustancias para:
  - a- Recibir información sobre los procesos y procedimientos acerca de las transformaciones que se realizan en la industria y la elaboración de sus productos finales.
  - b- Indagar sobre reactivos límites utilizados, rendimiento y rentabilidad, tanto en términos químicos como económicos.
2. Voy a la sala de sistemas y entro en un buscador google, yahoo entre otros, para consultar acerca del accidente químico que tuvo lugar en Bophal- India. Analizo la importancia de manipular correctamente sustancias químicas, los costos ambientales y la responsabilidad de la industria. Extracto la información, la socializo con mis compañeros (valoro los aportes de mis compañeros) y, una vez redactada y diagramada, y con el visto bueno del profesor, la publicaremos en el periódico mural de la institución.

### El secreto del desarrollo es el trabajo en equipo

3. Analizo y reflexiono sobre el contenido del siguiente recuadro:

**Cuando participo activamente y con responsabilidad en el logro de objetivos del grupo, estoy trabajando en EQUIPO**

4. Formulo unos propósitos para cumplir en relación con la competencia «Trabajo en equipo»; los puedo compartir en las actividades de conjunto o las doy a conocer a través de sugerencias y compromisos.

---

## ESTUDIO Y ADAPTACIÓN DE LA GUÍA

---

## ATENCIÓN

Todos los materiales que se referencian en esta parte, deben estar dispuestos en el C.R.A. de ciencias naturales con anticipación, para realizar las prácticas de laboratorio en el momento que se requieran; para lo cual deben gestionar su consecución con ayuda del profesor y la comunidad.

Para la actividad A

Agua, azúcar, sal, arena, beaker de 100 ml o frascos de vidrio grandes, agitador o cuchara metálica, polvo de tiza.

Para la actividad C

Hidróxido de sodio, espátula, cloruro de sodio, vaso de precipitados o beaker de 50 ml, matraz aforado de 250ml, agitador, alcohol, agua.

**RECUERDEN QUE LAS PRÁCTICAS DE LABORATORIO REQUIEREN DE PLANIFICACIÓN, TRABAJO EN EQUIPO Y SERIEDAD, PARA QUE LOS RESULTADOS OBTENIDOS SEAN CONFIABLES.**

