

ASPECTOS ANALÍTICOS DE SUSTANCIAS PURAS

UNIDAD 8. CÁLCULOS QUÍMICOS (Estequiometría)

¿CÓMO CALCULAN LOS QUÍMICOS LAS CANTIDADES QUE INTERVIENEN EN LOS PROCESOS?

0. CONOCIMIENTOS PREVIOS (Evaluación Inicial).

Analice la siguiente ecuación, que expresa la combustión completa de un pedazo de carbón sólido:



1. ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos de la reacción?
2. ¿Es una reacción estequiométrica (es decir, está balanceada)?
3. Clasifique la reacción. Utilice por lo menos dos tipos.
4. ¿La reacción es endotérmica o exotérmica?

1. TEMA 1. COMPOSICIÓN CENTESIMAL, FÓRMULA EMPÍRICA.

Desempeño Esperado. El estudiante calcula la composición centesimal, la fórmula empírica y molecular de un compuesto y aplica estos conceptos en situaciones cotidianas.

1.1. COMPOSICIÓN PORCENTUAL (o centesimal).

Se define como los gramos de elemento presente en 100 gramos del compuesto. Se calcula así:
a = gramos de elemento; S = gramos de compuesto.

$$\% \text{ Elemento} = \frac{\text{gr elemento}}{\text{gr compuesto}} \times 100 = \frac{a}{s} \times 100$$

Ejemplo 1: Encontrar la composición centesimal del cloroformo, CHCl_3 .

Elemento	Peso Atómico	gr de Elemento	% Elemento
C	12	12	10,04
H	1	1	0,84
Cl	35,5	106,5	89,12
		gr compuesto = 119,5	Total = 100

Actividad de Refuerzo 1.

Se tienen 475 gramos de cloroformo. Encontrar los gramos de Cloro presentes en la muestra.

1.2. FÓRMULA EMPÍRICA.

Se puede hallar conociendo la composición centesimal. Esta se puede encontrar experimentalmente por medio de un análisis de la muestra del compuesto.

Ejemplo 2: Encontrar la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: carbono 40,0%; hidrógeno 6,7% y oxígeno 53,3%.

Elemento	A	Masa Atómica	moles de elemento	B	C
C	40	12	3,333	1,000 = 1	
H	6,7	1	6,7	2,011 = 2	
O	53,3	16	3,331	1,000 = 1	



- A = gramos de elemento en 100 gramos de compuesto, se completa esta columna con los datos del problema.
- B = proporción de elemento presente en el compuesto, se obtiene tomando los datos de la columna moles de elemento y dividiendo cada uno de estos valores por el menor de ellos. C es una columna opcional que se debe completar si los valores obtenidos en la columna B no son aproximadamente enteros; en este caso debe amplificar hasta obtener un número entero.

Actividad de Refuerzo 2.

- Encontrar la composición centesimal del agua.
- Un compuesto orgánico llamado isobutileno tiene la siguiente composición centesimal: 85,7% de carbono y 14,3% de hidrógeno; encontrar la fórmula empírica.

1.3. FÓRMULAS MOLECULARES.

La fórmula molecular de un compuesto se puede calcular conociendo la fórmula empírica y la masa molecular del compuesto.

Ejemplo 3: La glucosa tiene por fórmula mínima (= empírica) CH_2O y su peso molecular, determinado experimentalmente es 180 g/mol. Cuál es su fórmula molecular.

Masa de la fórmula mínima = $12 + 2 + 16 = 30$

Número de veces que la fórmula mínima se repite en la molecular = $180/30 = 6$

La fórmula molecular es 6 veces la empírica: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Actividad de Refuerzo 3.

En la actividad 2.2 encontró la fórmula empírica del isobutileno. Si el peso molecular es 56 g/mol, ¿cuál es la fórmula molecular del isobutileno?

Actividad de Refuerzo 4.

Al rojo vivo reaccionan 0,9264 gramos de cobre y oxígeno para formar 1,1596 gramos de un óxido de cobre. (a) ¿Cuántos gramos de oxígeno reaccionaron? (b) Encontrar la composición centesimal del cobre y el oxígeno en el compuesto. (c) ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?

2. TEMA 2. ESTEQUIOMETRÍA

Desempeño Esperado: el estudiante interpreta una reacción química balanceada y calcula cantidades de

reactivo y/o producto a partir de las cantidades disponibles y/o el producido real de una reacción.
INTRODUCCIÓN.

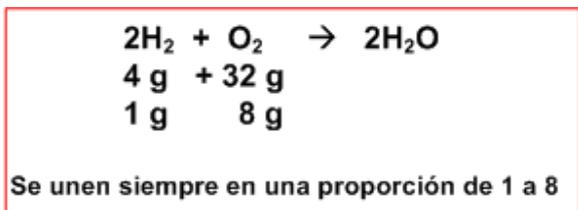
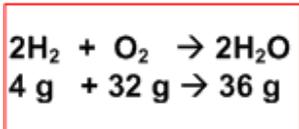
En toda reacción química hay dos términos fundamentales que son: reactivos y productos. En todos los cálculos químicos las reacciones tienen que estar balanceadas. ¿Por qué?

Una transformación química es, en esencia, un reagrupamiento de átomos de las sustancias reaccionantes para originar los productos. En estas condiciones el número de átomos debe permanecer invariable, es decir, debe ser el mismo en los dos miembros de la ecuación. Para ello se asignan coeficientes en los reactivos y productos como se hizo en la unidad anterior.

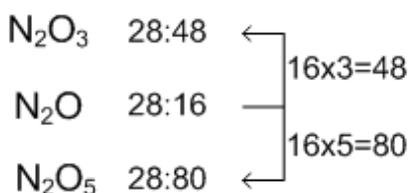
Una ecuación química igualada o ajustada representa una relación cuantitativa entre las sustancias reaccionantes y los productos. La parte de la química que trata de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en las reacciones químicas se denomina estequiometría (del griego, *stoictrion*, elemento y metrón, medida), y los cálculos que sobre ellos se realizan, se denominan cálculos químicos o estequiométricos.

2.1. LEYES

Las reacciones químicas obedecen leyes matemáticas plenamente establecidas que reciben el nombre de Leyes Ponderales. Una de ellas, la ley de conservación de la masa, se estudió en el módulo REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS. Recordemos esta ley y veamos las demás:



Ley de conservación de la masa. “En las reacciones químicas, la cantidad total de materia que interviene permanece constante”.



Ley de las proporciones definidas o constantes. Enunciada por José Luis Proust: “en la formación de un compuesto, la cantidad de un elemento que se combina con una masa definida de otro, es siempre la misma”.

Mientras N permanece constante (28), O varía pero entre ellos existe una relación sencilla de 3 veces o 5 veces.

Ley de las proporciones múltiples. Enunciada por John Dalton: “Cuando dos elementos A y B se combinan, pueden unirse para formar más de un compuesto, mientras la masa de A permanece fija, la masa de B guarda entre sí, relación de números enteros sencillos”.

2.2. INTERPRETACIÓN DE UNA REACCIÓN QUÍMICA BALANCEADA.

Los coeficientes de la reacción química balanceada representan cantidades en moles.

Al igual que las fórmulas químicas, una ecuación química ofrece datos cualitativos y cuantitativos. La parte

cuantitativa se conoce como la interpretación de la reacción. En la figura 1 se observa el proceso de producción de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno. La parte cualitativa se interpreta así: El nitrógeno reacciona con el hidrógeno para producir amoníaco.

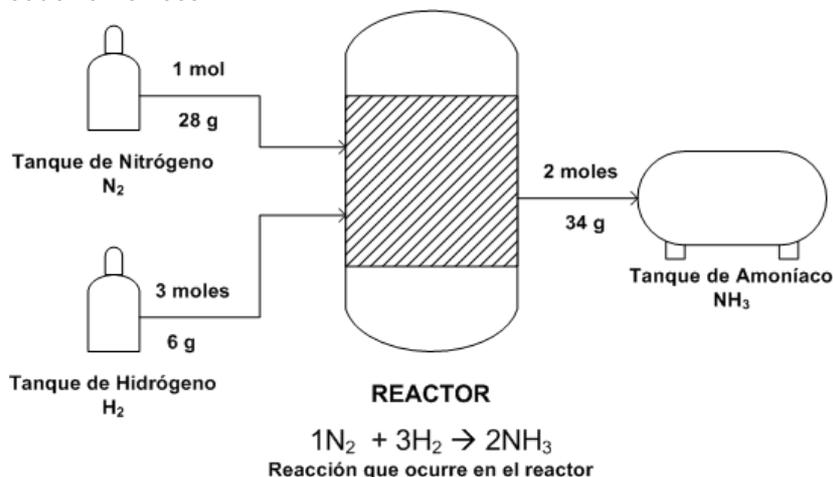


Figura 1. Producción de amoníaco en la industria química inorgánica

La parte cuantitativa (ver figura 1) se puede resumir en la tabla siguiente:

Tabla 1. Interpretación de una Reacción

Cantidades	REACTIVOS		→	PRODUCTOS
moles	1 mol de N ₂	3 moles de H ₂	Producen	2 moles de NH ₃
gramos	28 g de N ₂	6 g de H ₂	Producen	34 g de NH ₃
Libras	28 lb de N ₂	6 lb de H ₂	Producen	34 lb de NH ₃

Entre estas cantidades, llamadas CANTIDADES ESTEQUIOMÉTRICAS (CE), se pueden establecer relaciones matemáticas como las siguientes:

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ moles } H_2} \text{ o } \frac{3 \text{ moles } H_2}{1 \text{ mole } N_2} \text{ o } \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ moles } NH_3} \text{ o } \frac{3 \text{ moles } H_2}{2 \text{ moles } NH_3}$$

$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{6 \text{ gramos } H_2} \text{ o } \frac{3 \text{ moles } H_2}{28 \text{ gramos } N_2} \text{ o } \frac{28 \text{ gramos } N_2}{34 \text{ gramos } NH_3} \text{ o } \frac{3 \text{ moles } H_2}{34 \text{ gramos } NH_3}$$

Puede encontrar otras relaciones. Si se utilizan unidades molares, el cálculo se llama mol-mol; si se utilizan unidades másicas, el cálculo se llama masa-masa (o gramo-gramo). Cuando se combinan las dos unidades anteriores (mol-masa, masa-mol) el cálculo se llama combinado.

Las cantidades de sustancia que se tienen para iniciar un proceso químico, se llaman CANTIDADES DISPONIBLES (CD) y las que se obtienen (es decir los productos) se llaman PRODUCIDO REAL (PR) cuando la reacción tiene un rendimiento por debajo del 100% y PRODUCIDO TEÓRICO (PT) cuando el rendimiento es igual al 100%.

El planteo de los problemas de estequiometría se fundamenta en la interpretación de la reacción (previamente balanceada) y el enunciado del problema. Para ello, se utiliza la técnica de los factores de conversión como se ilustra en la Figura 2.

$CD \times \frac{\text{cantidad de sustancia deseada}}{\text{cantidad de sustancia original}} \quad (1)$	Las relaciones que se establecen entre la sustancia deseada y la original, corresponden a las CANTIDADES ESTEQUIOMÉTRICAS que se obtienen en la interpretación de la reacción. Las unidades, dependen de los datos en el enunciado del problema.
$PR \times \frac{\text{cantidad de sustancia deseada}}{\text{cantidad de sustancia original}} \quad (2)$	
$PT \times \frac{\text{cantidad de sustancia deseada}}{\text{cantidad de sustancia original}} \quad (3)$	

Figura 2. El planteo de un cálculo estequiométrico

2.3. CALCULOS MOL - MOL.

Veamos cómo se realiza un cálculo mol-mol.

Ejemplo 4: En la reacción $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ encontrar cuántos moles de NH_3 se producen a partir de 7,5 moles de H_2 .

Paso 1. Balanceamos la reacción: $1 N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$

Paso 2. Interpretamos la reacción en moles (ver tabla 1, fila moles).

1 mol de N_2 con 3 moles de H_2 produce 2 moles de NH_3

Paso 3. ¿Qué se tiene (CANTIDAD DISPONIBLE) y qué pide el enunciado (CANTIDAD DESEADA)?

CANTIDAD DISPONIBLE = 7,5 moles de H_2

CANTIDAD DESEADA = moles de NH_3

Planteamos el problema. Ver ecuación (1):

$$7,5 \text{ moles } H_2 \times \frac{2 \text{ moles } NH_3}{3 \text{ moles } H_2} = 5 \text{ moles } NH_3$$

2.4. CÁLCULO GRAMO - GRAMO.

El procedimiento es el mismo, simplemente se interpreta la reacción en gramos (ver Tabla 1). Igualmente se deben contemplar las mismas unidades en el factor másico.

Ejemplo 5. En la reacción $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$, ¿cuántos gramos de NH_3 se producen a partir de 700 gramos de N_2 ?

CANTIDAD DISPONIBLE = CD = 700 g de N_2

CANTIDAD DESEADA = g de NH_3

$$700 \text{ g } N_2 \times \frac{34 \text{ g } NH_3}{28 \text{ g } N_2} = 850 \text{ g } NH_3$$

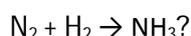
Actividad de Refuerzo 5. En la reacción $\text{PbO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Pb} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ se quieren producir 50 moles de N_2 . ¿Cuántos moles de PbO se deben suministrar? Rta. 150 moles.

Actividad de Refuerzo 6. En la reacción $\text{PbO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Pb} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$, ¿cuántos gramos de N_2 se obtienen a partir de 450 gramos de NH_3 ? Rta. 370,6 gramos.

2.5. CÁLCULOS COMBINADOS.

Los cálculos estequiométricos combinados, involucran simultáneamente unidades molares y másicas. La reacción química se interpreta en las unidades del problema.

Ejemplo 6. ¿Cuántos gramos de NH_3 se obtienen a partir de 50 moles de H_2 , si la reacción es



$$50 \text{ moles } \text{H}_2 \times \frac{34 \text{ g } \text{NH}_3}{3 \text{ moles } \text{H}_2} = 566,7 \text{ g } \text{NH}_3$$

Actividad de Refuerzo 7. En la reacción, $\text{PbO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Pb} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ se quieren producir 400 gramos de Pb . ¿Cuántos moles de NH_3 se deben suministrar? Rta. 1,28 moles.

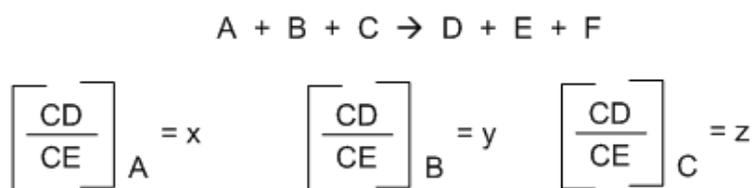
2.6. ACTIVIDADES DE MEJORAMIENTO PARA CÁLCULOS QUÍMICOS SIMPLES.

- ¿Cuántos gramos de SO_2 se obtienen a partir de 60 gramos de ZnS ? La reacción es $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$. Rta. 39,43
- ¿Cuántos moles de NH_3 se deben suministrar para producir 35 moles de NO si la reacción es $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Rta. 35
- Se quieren producir 400 gramos de Na_2SO_4 . ¿Cuántos moles de H_2SO_4 se deben colocar? $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$. Rta. 2,81
- Explicar el significado de las siguientes ecuaciones a nivel molecular, molar y másico.
 - $3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{O}_3$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- Qué masa de pentafluoruro de antimonio, SbF_5 , se produce cuando 120.0 gr de antimonio se tratan con flúor?. R/ta: 210.4 gr
- Cuántos Kg de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , se pueden obtener calentando 1.75×10^4 Kg de bicarbonato de sodio, NaHCO_3 ? Los otros productos de la reacción son CO_2 y H_2O . R/ta. 1.10×10^4 Kg
- Dada la reacción: $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - Balancearla por oxidación reducción.
 - Calcular los moles de O_2 requeridas para producir 16 moles de NO .
 - Determinar el peso de H_2O formado a partir de 3,2 moles de NH_3 .
 - Calcular los gramos de O_2 requeridos para reaccionar con 34 g de NH_3 .
 - ¿Cuántos moles de NO se forman a partir de 1,7 g de NH_3 .

Rta. 20 moles; 86 g; 80 g; 0,10 moles

2.7. REACTIVO LÍMITE.

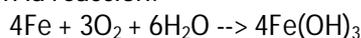
Cuando dos o más sustancias, que reaccionan, se mezclan en una proporción diferente de la estequiométrica, necesariamente alguna de ellas está en exceso. Igual a lo que ocurre en un salón de clase donde existen 40 escritorios, si existen 40 estudiantes están en la proporción de 1:1. Si hay 30 estudiantes, los escritorios están en exceso y si hay 50 estudiantes, ellos estarán en exceso. El enunciado del problema da la pista para saber si se debe trabajar con la técnica del Reactivo Límite (RL): observe si se conoce la cantidad disponible para dos o más reactivos. En una reacción de descomposición, siempre el reactivo de la reacción es RL.



Se calcula la CANTIDAD DISPONIBLE sobre la CANTIDAD ESTEQUIOMÉTRICA de cada reactivo (A, B, C). Se comparan los valores obtenidos (x, y, z). El menor valor de ellos, por ejemplo, z, nos indica que el reactivo límite es C.

Figura 3. Algoritmo para encontrar Reactivo Límite

Ejemplo 7. Encontrar el reactivo límite en la reacción:



Las cantidades disponibles de los tres reactivos son 50 gramos.

Paso 1. Interpretamos la reacción en gramos (las cantidades disponibles están en gramos). Ver Tabla 2.

Tabla 2. Interpretación de la reacción del ejemplo 4

	Fe	O ₂	H ₂ O	Fe(OH) ₃
Moles	4	3	6	4
Gramos	223,6	96	108	427,6
CD/CE	50/223,6 = 0,224	50/96 = 0,523	50/108 = 0,463	

Paso 2. En la última fila hemos calculado la proporción entre la cantidad disponible y la estequiométrica. El menor valor (0,224) corresponde al hierro, Fe, por lo que concluimos que este es el reactivo límite.

PREGUNTAS EXPLICADAS. Ejemplo 8. Con los datos del ejemplo 4 encontrar: (1) gramos de cada uno de los reactivos que reaccionan. (2) gramos de cada uno de los reactivos que no reaccionan. (3) gramos de Fe(OH)₃ producidos. (4) Verificar, con estos datos, que se cumple la ley de conservación de la masa.

Por la Tabla 2 sabemos que el reactivo límite es el hierro, es decir, esta especie se consume completamente y es la que establece el límite para las demás especies que reaccionan. Cuando el hierro se consume completamente la reacción termina. Igualmente, las dos especies que son reactivos en exceso (O₂ y H₂O) no se consumen completamente.

$$\begin{aligned}
 O_2 \text{ que reacciona} &= 50 \text{ g Fe} \times (96 \text{ g } O_2 / 223,6 \text{ g Fe}) &&= 21,5 \text{ g de } O_2 \\
 O_2 \text{ que no reacciona} &= 50 \text{ g} - 21,5 \text{ g} &&= 28,5 \text{ gramos de } O_2 \\
 H_2O \text{ que reacciona} &= 50 \text{ g Fe} \times (108 \text{ g } H_2O / 223,6 \text{ g Fe}) &&= 24,2 \text{ g de } H_2O \\
 H_2O \text{ que no reacciona} &= 50 \text{ g} - 24,2 \text{ g} &&= 25,8 \text{ g de } H_2O \\
 \text{Producido de } Fe(OH)_3 &= 50 \text{ g Fe} \times (427,6 \text{ g } Fe(OH)_3 / 223,6 \text{ g Fe}) &&= 95,6 \text{ g de } Fe(OH)_3
 \end{aligned}$$

Debemos observar que todos los cálculos fueron realizados con la cantidad disponible de reactivo límite, es decir 50 gramos. Si se realizan con alguno de los reactivos en exceso se comete el error de incluir la cantidad del mismo que no reacciona como produciendo hidróxido férrico, lo que no es cierto. Cuando la reacción se termina se tiene: el $Fe(OH)_3$ producido y las cantidades de reactivo en exceso que no reaccionaron. El reactivo límite se consume completamente, la cantidad final es cero.

Tabla 3. Resultados obtenidos en el ejemplo 5

	INICIAL	FINAL
Fe	50 g	0 g
O_2	50 g	28,5 g
H_2O	50 g	25,8 g
$Fe(OH)_3$	0 g	95,6 g
TOTAL	150 g	149,9 g

Podemos observar que la masa antes del proceso (inicial) es 150 gramos y finalmente se tienen 149,9 gramos que aproximados son 150 gramos. Se cumple la ley de conservación de la masa.

2.8. RENDIMIENTO.

En la práctica, es decir en las industrias, no todo el reactivo límite se transforma en producto debido a que las reacciones no son completas, debido a que se forman productos intermedios indeseables en el proceso.

Ejemplo 9. Supongamos que la reacción del ejemplo 5 tiene un rendimiento del 80%. Es decir, solamente el 80% de la cantidad disponible de reactivo límite reacciona. Encontrar la cantidad de producto obtenido.

Para facilidad de los cálculos vamos a definir dos cantidades:

Producido Teórico (Pt): es la cantidad de producto obtenido si la reacción tiene un rendimiento del 100% (es decir todo el reactivo límite se consume).

Producido Real (Pr): es la cantidad de producto obtenido si la reacción tiene un rendimiento inferior al 100%, en nuestro ejemplo 80%.

La cantidad de producto obtenido se calcula con el reactivo límite. Veamos:

El producido teórico de $Fe(OH)_3$ ya está calculado en el ejemplo 5, es decir 95,6 gramos.

El producido real lo podemos calcular por medio de dos procedimientos:

A partir del reactivo límite:

$$\begin{aligned}
 \text{Cantidad que reacciona de RL:} & \quad 50 \text{ g Fe} \times (80/100) &&= 40 \text{ g Fe} \\
 \text{Producido real de } Fe(OH)_3 &= 40 \text{ g Fe} \times (427,6 \text{ g } Fe(OH)_3 / 223,6 \text{ g de Fe}) &&= 76,48 \text{ g } Fe(OH)_3
 \end{aligned}$$

A partir del producido teórico:

$$\begin{aligned}
 \text{Producido Teórico de } Fe(OH)_3 &= 95,6 \text{ g} \\
 \text{Producido Real de } Fe(OH)_3 &= 95,6 \text{ g} \times (80/100) = 76,48 \text{ g}
 \end{aligned}$$

¿Cuál procedimiento utilizar? Depende de los datos conocidos. Si se conoce la cantidad disponible de reactivo límite, utilizamos el procedimiento (a); si se conoce el producido teórico, lo pertinente es el procedimiento (b), por ser más rápido. De los procedimientos observados podemos llegar a éstas dos fórmulas para calcular el rendimiento:

$$Rend = \eta = \frac{Pr}{Pt} \times 100 = \frac{CD RL_{REACCIONA}}{CD RL_{ORIGINAL}} \times 100$$

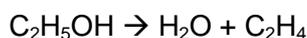
Pr = Producido real

Pt = Producido teórico

CD RL_{REACCIONA} = Cantidad disponible de reactivo límite que reacciona

CD RL_{ORIGINAL} = Cantidad disponible de reactivo límite original (antes de reaccionar).

Actividad de Refuerzo 8. La siguiente reacción se efectúa con un rendimiento del 90%:



¿Cuántos gramos de etileno, C₂H₄, se pueden obtener con 4500 gramos de etanol, C₂H₅OH?. Rta/ 2.465,2 gramos.

2.9. PUREZA.

En la industria los materiales de partida, es decir, los reactivos no se suministran completamente puros. La pureza se expresa como un porcentaje. Así, un compuesto que tiene una pureza del 50% significa que la mitad es compuesto puro y la otra mitad son impurezas que no reaccionan. ¿Por qué purifican el agua?

Ejemplo 10. El carburo de silicio, SiC se obtiene a partir de la arena (su principal componente es SiO₂) y el carbón mineral o coque. La reacción es:



Si en el horno donde se efectuó la reacción se colocaron 4000 g de arena con un 20% de SiO₂, ¿cuántos gramos de SiC se obtienen?

Paso 1. Interpretamos la reacción en moles y gramos, pero solamente para las especies involucradas en el problema.

SiO ₂	SiC
1 mol	1 mol
60,1 g	40,1 g

Paso 2. Encontramos la cantidad de SiO₂ en la arena.

Cantidad de Mineral = 4000 gramos

Cantidad disponible de SiO₂ = 4000 g x (20/100) = 800 g de SiO₂

Paso 3. Planteamos el problema:

800 g de SiO₂ x (40,1 g de SiC/60,1 g de SiO₂) = 533,8 g de SiC

Actividad de Refuerzo 9. ¿Cuántos gramos de piedra caliza que contiene 70 % de CaCO₃ deben descomponerse por calentamiento para producir 450 gramos de CaO?. Rta. 1148 g



2.10. ACTIVIDADES DE MEJORAMIENTO PARA REACTIVO LÍMITE, RENDIMIENTO Y PUREZA.

1. En la síntesis de tricloruro de bismuto, BiCl_3 , 10 g de bismuto se tratan con 7 g de Cl_2 . Determinar el reactivo límite y el rendimiento máximo de BiCl_3 . R/ta:Bi es RL; 15.1 g
2. El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , reacciona con el cloruro de sodio, NaCl , para producir ácido clorhídrico gaseoso, HCl , y sulfato de sodio, Na_2SO_4 . Qué masa de ácido sulfúrico se necesita para reaccionar completamente con 15 g de NaCl ? Qué masa de HCl se producirá? R/ta:12.6 g ; 9.36 g
3. En la siguiente reacción: $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ si a partir de 7,95 g de CuO se obtienen 5 g de Cu . ¿Cuál es el rendimiento de la reacción? R/ta 78,74%
4. El hipoclorito de sodio se descompone por calentamiento, según la ecuación no balanceada: $\text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3$. a. ¿Cuántos gramos de NaClO producirán 120 g de NaCl ? b. ¿Cuál es el peso de NaClO_3 formado en el caso anterior? Rta. 230 g, 109 g
5. El fósforo puede ser preparado en un horno eléctrico por la reacción
 - a. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}_4$
 - b. Balancear la reacción anterior por oxidación reducción.
 - c. Calcule las toneladas de carbón que serían consumidas al preparar 10 toneladas de fósforo. Rta. 9,7 ton.
6. ¿Cuántos gramos de yoduro de magnesio, MgI_2 , pueden ser preparados por calentamiento de 100,0 g de Mg con 100,0 g de I_2 ? ¿Cuál es el reactivo límite?, ¿Cuánto sobra del otro reaccionante? Rta. 101 g; I_2 ; 90 g Mg
7. En cierta fábrica de producción de ácido nítrico por oxidación del amoníaco, según la ecuación $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 + \text{HNO}_3$, se gastan 5,0 toneladas diarias de amoníaco. Si la eficiencia de la reacción es de un 90%, ¿cuál es el producido diario de ácido nítrico? Rta. 8,3 ton
8. Cuando se calienta clorato de potasio se verifica la reacción: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$. Al calentar 98 g de clorato, se observa una pérdida de peso (debido al oxígeno que se libera) de 0,768 g. ¿Qué porcentaje del clorato se descompone?, ¿Cuánto KCl se formó? Rta. 20%; 12 g

3. PREGUNTAS TIPO ICFC EXPLICADAS

1. La síntesis industrial del ácido nítrico se representa por la siguiente ecuación química:



En condiciones normales (1 atmósfera de presión, 0 °C), 1 mol de NO_2 reacciona con suficiente agua para producir

- A. 3/2 moles de HNO_3
- B. 4/3 moles de HNO_3
- C. 5/2 moles de HNO_3
- D. 2/3 moles de HNO_3

La interpretación de la ecuación química nos dice que por 3 moles de NO_2 se obtienen 2 moles de HNO_3 . Por 1 mol de NO_2 (es la cantidad disponible) se obtiene: 1 mol $\text{NO}_2 \times (2 \text{ moles } \text{HNO}_3 / 3 \text{ moles } \text{NO}_2)$, es decir 2/3. Opción correcta D.

CONTESTE LAS PREGUNTAS 2 y 3 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Dos elementos X y Y, se mezclan en un recipiente en donde reaccionan produciendo 1 mol de compuesto Z, posteriormente, la mezcla resultante se separa en sus componentes y los resultados del experimento se

consignan en la siguiente tabla:

Sustancia	Masa Inicial, g	Masa Final, g	Masa molar, g/mol
X	10	0	5
Y	30	10	20
Z	0	30	

2. De acuerdo con los datos obtenidos en el experimento, es probable que la reacción que ocurre entre X y Y, sea
- $2X + Y \rightarrow Z$
 - $X + Y \rightarrow Z$
 - $X + 2Y \rightarrow 2Z$
 - $X + 2Y \rightarrow Z$

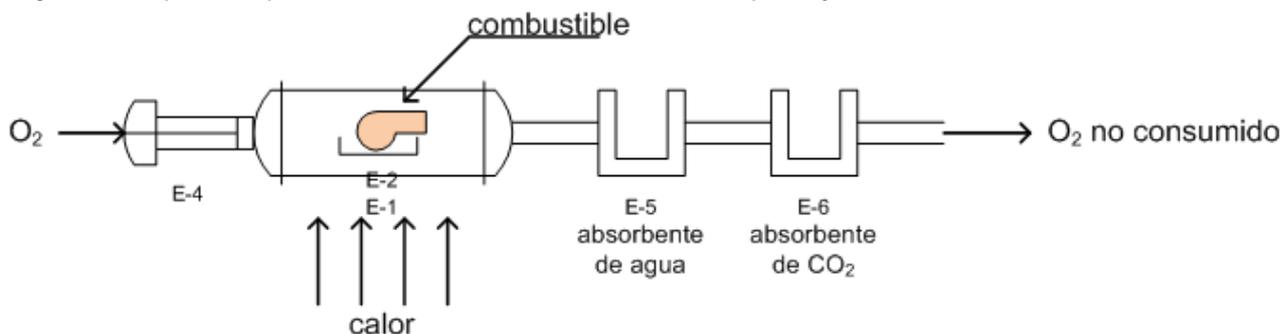
10 gramos de X reaccionan completamente (es reactivo límite) y equivalen a 2 moles. De las 4 opciones de respuesta, la única que muestra 2 moles de X ($2X$) es A. Además de Y reaccionan 20 gramos que equivalen a 1 mol. Opción correcta A.

3. De acuerdo con los resultados del experimento, la masa molar (o molecular) del compuesto Z es
- 25
 - 20
 - 40
 - 30

La masa de los reactivos debe ser igual a la de los productos. En este caso, 10 g de X + 20 g de Y = 30 gramos de Z. El enunciado dice que se produce 1 mol de Z. Por lo tanto la masa molar, es decir, la masa de 1 mol son 30 gramos. Opción correcta D.

CONTESTE LAS PREGUNTAS 4 A 7 CON LA INFORMACIÓN SIGUIENTE

El siguiente esquema representa la forma de hallar la fórmula empírica y molecular de un combustible.



Se tiene un combustible en E-2, el cual va a ser quemado en la cámara E-1. Se hace entrar solamente O_2 a la cámara de combustión. Cuando se quema un combustible produce CO_2 y H_2O . El H_2O y el CO_2 se recogen selectivamente en E-5 y E-6 por medio de sustancias absorbentes, previamente pesadas, que atrapan los gases producidos. Se pesan E-5 y E-6, antes y después de la combustión, para conocer la cantidad de H_2O y CO_2 producidos. Las masas atómicas de $C = 12$, $O = 16$, $H = 1$.

Figura 1

Se queman 360 gramos de un combustible y se recoge en los absorbedores (E-5, E-6) 216 gramos de agua y 528 gramos de CO_2 .

4. La masa en gramos de Carbono presente en el CO_2 y del hidrógeno presente en el H_2O obtenida por la combustión es
- 144 y 24
 - 44 y 18
 - 12 y 2
 - 72 y 12

El CO_2 pesa 44 gramos (12 gramos de C y 32 gramos de oxígeno). En 528 gramos de CO_2 hay 12 moles de CO_2 (144 gramos de C). 1 mol de H_2O son 18 gramos y 216 gramos de H_2O son 12 moles de H_2O , es decir 12 moles de H₂ o 24 gramos. Opción correcta A.

5. El carbono y el hidrógeno presente en el producto formaba parte del combustible. Teniendo en cuenta la cantidad de hidrógeno y de carbono y la masa del combustible, se puede inferir que el combustible está formado por
- Hidrógeno y Carbono porque la masa del C y del H presente en el producto es igual la masa del combustible utilizado en la combustión.
 - Solamente Carbono porque en el producto solamente hay Carbono y su masa en el producto es igual al combustible.
 - Hidrógeno, Carbono y Oxígeno porque la masa del combustible es mayor que el C y el H presente en el producto.
 - Hidrógeno, Carbono y Oxígeno porque la masa del combustible es menor que el C y el H presente en el producto.

El C y el H presente en el producto es $144 + 24$ gramos = 168 gramos. El peso del combustible es 360 gramos, por lo tanto el combustible debe tener otro elemento diferente a C e H y tiene que ser O, porque en el producto no hay otros elementos. Opción correcta C.

6. La fórmula mínima (empírica) del combustible es
- A. CHO B. C_2HO_2 C. CH_3O D. CH_2O

$$\text{Moles de C} = 144/12 = 12$$

$$\text{Moles de H} = 24/1 = 24$$

$$\text{Moles de O} = 192/16 = 12$$

Dividiendo por el menor valor de ellos:

$$\text{C} = 12/12 = 1$$

$$\text{H} = 24/12 = 2$$

$$\text{O} = 12/12 = 1$$

Es decir la fórmula empírica es $\text{C}_1\text{H}_2\text{O}_1$. Opción correcta D.

7. La fórmula molecular del combustible si su masa molecular es 180 g/mol es
- A. CH_2O B. C_3HO_3 C. $\text{C}_6\text{H}_2\text{O}_6$ D. $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

La fórmula tiene una masa de $12 + 2 + 16 = 30$ gr. Dividimos la masa molecular por la masa de la fórmula empírica, es decir, $180/30 = 6$. Así, la fórmula molecular es 6 veces la empírica. Opción correcta D.