



COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1998
RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 – 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



FECHA: Semana del 26 de mayo al 12 de junio
AREA: Ciencias Naturales ASIGNATURA: Química
DOCENTE: Robert Prieto Muñoz
GRADO: Décimo
TEMA: Estequiometría
ACTIVIDAD: Balanceo porcentaje de rendimiento y pureza
PROPÓSITO: Reconocer la importancia de estequiometría como procesos de un diario vivir

EXPLORANDO:

Pureza: hablar de la pureza de un elemento es hacer un ejercicio de estequiometría un poco más realista, puesto que en la naturaleza o en el laboratorio es muy difícil conseguir trabajar con un compuesto 100% puro. Lo normal es que el ácido clorhídrico que estés usando no sea todo ácido clorhídrico (por ejemplo, porque el agua en donde esté diluido tenga otras cosas) o que el azufre que reacciona tenga impurezas. Así pues, cuando tengamos un compuesto "defectuoso", éste va a contar a la hora de hacer los cálculos como si estuviera en menor cantidad.

Rendimiento: Del mismo modo, indicar que nuestra reacción tiene un rendimiento del x % es acercar las cosas a como ocurren en la realidad. Los cálculos estequiométricos básicos de cualquier problema son puramente matemáticos, pero en el laboratorio pueden darse fluctuaciones de temperatura, pérdidas por evaporación, irregularidades imperceptibles y mil cosas más que hacen que no se obtengan las cifras que tan limpiamente hemos obtenido mediante ecuaciones (de hecho, siempre se obtiene menos, porque todos los rendimientos reales son inferiores al 100%)

Rendimiento Químico

En química, el **rendimiento**, también referido como **rendimiento químico** y **rendimiento de reacción**, es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El **rendimiento absoluto** puede ser dado como la masa en gramos o en moles (**rendimiento molar**). El **rendimiento porcentual**, que sirve para medir la efectividad de un procedimiento de síntesis, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el **rendimiento teórico** en moles

$$\% \text{ Rendimiento} = 100 \times \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}}$$

Uno o más reactivos en una reacción química suelen ser usados en exceso. El rendimiento teórico es calculado basado en la cantidad molar del reactivo limitante, tomando en cuenta la



estequiometría de la reacción. Para el cálculo, se suele asumir que hay una sola reacción involucrada.

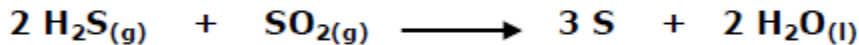
6.1. Rendimiento teórico La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico. A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad

Rendimiento de la reacción \leq Rendimiento teórico

Razones de este hecho:

- es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- la recuperación del 100% del producto obtenido es prácticamente imposible

Si se ponen a reaccionar 6,8 g de H₂S con exceso de SO₂, según la siguiente reacción, se producen 8,2 g de azufre. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción? (Masas Atómicas: H = 1,00, S = 32,00, O = 16,00).



En esta reacción, 2 moles de H₂S reaccionan para dar 3 moles de S.

1º) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H₂S.

2 H₂S_(g)	+	SO_{2(g)}	→	3 S	+	2 H₂O_(l)
2 mol = 2x34 g		1 mol		3 mol = 3x32 g		2 mol
6,8 g				? g		

$$\begin{array}{l}
 2 \times 34 \text{ g H}_2\text{S} \quad \text{_____} \quad 3 \times 32 \text{ g de S} \\
 6,8 \text{ g H}_2\text{S} \quad \text{→} \quad x = 9,6 \text{ g de S}
 \end{array}$$



COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1996
RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 - 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



2º) Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

$$(8,2 \text{ g}/9,6 \text{ g}) \times 100 = \mathbf{85,4\%}$$

7. Porcentaje de pureza de una muestra química



Las sustancias y reactivos químicos producidos por la industria química pueden contener una cierta cantidad de impurezas, tales como metales pesados, inertes y otros. Cuando se realizan cálculos estequiométricos es necesario tener en cuenta el porcentaje de pureza de estos reactivos.

Se denomina pureza al porcentaje efectivo de reactivo puro en la masa total. Por ejemplo: 60.0 g de cobre con pureza del 80% significa que 48 g de cobre corresponden a cobre puro, siendo el resto impurezas inertes.

ej:

Cal viva



Una piedra caliza tiene una pureza en CaCO_3 del 92%. ¿Cuántos gramos de cal viva (CaO) se obtendrán por descomposición térmica de 200 g de la misma?

1º) Calculamos la masa de CaCO_3 puro que se puso a reaccionar

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de piedra} \quad \text{—————} \quad 92 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ (puro)} \\ 200 \text{ g de piedra} \quad \text{—————} \rightarrow \quad x = 184 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \text{ (puro)} \end{array}$$

2º) Realizamos el cálculo estequiométrico según la reacción dada





COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1996
 RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
 RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
 NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 - 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
 NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
 Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



$\text{CaCO}_3 (s)$	\longrightarrow	$\text{CaO} (s)$	+	$\text{CO}_2 (g)$
1 mol = 100 g		1 mol = 56 g		1 mol
184 g		? g		

Es decir 100 g de CaCO_3 \longrightarrow 56 g de CaO
 184 g de CaCO_3 \longrightarrow x = **103,04 g de CaO**

Es decir con los 200 g de piedra caliza (muestra impura) se obtuvieron 103,04 g de CaO



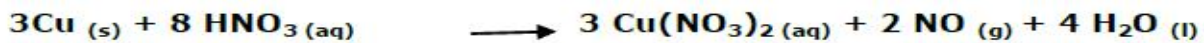
Cobre nativo



Cobre metálico impuro

Se ponen a reaccionar 119 g de una muestra impura de Cu con un exceso de HNO_3 y se obtienen 36.0 g de H_2O según la reacción indicada abajo. Calcular

- la pureza de la muestra de Cu utilizada,
- el número de moles de NO formados.



3Cu	+	8HNO_3	\longrightarrow	$3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	+	2NO	+	$4\text{H}_2\text{O}$
3 mol = 3x 63,5 g		8 mol		3 mol		2 mol		4 mol = 4x 18 g
119 g								? g

a)

1º) Calculamos la masa de agua que se obtendría si la reacción tuviera 100% de rendimiento y si los 119 g de Cu fueran puros.



COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1996
RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 - 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



3x 63,5 g de Cu ————— 4x 18 g de agua

119 g de Cu —————> x = 44,97 g de agua

2º) Con la masa de agua que se debería haber obtenido si el Cu hubiera sido puro (44,97 g) y con la cantidad de agua que se obtuvo realmente calculamos la pureza del Cu

44,97 g de agua ————— 100 % de pureza del Cu

36 g de agua —————> x = **80 % de pureza del Cu**

b) Con la masa de agua obtenida realmente (36 g) simultáneamente se produjo NO por lo tanto no debemos afectarlo por el factor de pureza del Cu

4x 18 g de agua ————— 2 mol de NO

36 g de agua —————> x = **1 mol de NO**

FORTALECIENDO

Se mezclan 12 gramos de $C_2H_4(OH)_2$ y 12 gramos de O_2 para obtener CO_2 y H_2O según la siguiente reacción:



La pureza del $C_2H_4(OH)_2$ es del 73% y la pureza del O_2 es del 90%.

Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO_2 . Calcular el rendimiento de la reacción.

Lo primero que debemos hacer es igualar la reacción. En este caso la reacción ya está igualada.

Dado que los reactivos no son puros, significa que no toda la muestra es reactivo puro. Por tanto debe calcularse la masa real de cada reactivo.



COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1998
RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 - 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



Si el $C_2H_4(OH)_2$ tiene una pureza del 73 % significa que únicamente 73 g de cada 100 g de muestra de $C_2H_4(OH)_2$ es $C_2H_4(OH)_2$ puro. Por tanto:

$$12 \text{ g de muestra } C_2H_4(OH)_2 \times \frac{73 \text{ g de } C_2H_4(OH)_2 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } C_2H_4(OH)_2} = \\ = 8.76 \text{ g de } C_2H_4(OH)_2 \text{ puro}$$

Si el O_2 tiene una pureza del 90% significa que únicamente 90 g de cada 100 g de muestra es O_2 puro. Por tanto:

$$12 \text{ g de muestra } O_2 \times \frac{90 \text{ g de } O_2 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } O_2} = 10.80 \text{ g de } O_2 \text{ puro}$$

Una vez tenemos las masas de los reactivos puros, calculamos el número de moles de cada uno de los reactivos a partir de su peso molecular.

$$M(C_2H_4(OH)_2) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + 2 \times M(O) = \\ = 2 \times 12 \text{ g/mol} + 6 \times 1 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol}$$

$$M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

$$10.80 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 0.34 \text{ moles } O_2$$

$$8.76 \text{ g } C_2H_4(OH)_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2}{62 \text{ g } C_2H_4(OH)_2} = 0.14 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2$$

Ahora calculamos el número de moles de O_2 por mol de $C_2H_4(OH)_2$:

$$\frac{0.34 \text{ moles } O_2}{0.14 \text{ moles } C_2H_4(OH)_2} = 2.4 \frac{\text{moles de } O_2}{\text{mol de } C_2H_4(OH)_2}$$

Dado que tenemos menos de 2.5 moles de O_2 por cada mol de $C_2H_4(OH)_2$, la reacción no tiene lugar en proporciones estequiométricas y el reactivo limitante es el O_2 , y por tanto el que determina cuanto CO_2 se formará.

$$0.34 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles } CO_2}{2.5 \text{ moles } O_2} = 0.27 \text{ moles teóricas } CO_2$$



COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1996
 RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002
 RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003
 NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 - 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11
 NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504
 Email: cedlavictoria4@redp.edu.co



A partir del número de moles teóricos de CO_2 calculamos la masa teórica de CO_2 a partir de su peso molecular.

$$M(\text{CO}_2) = 1 \times M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = \\ = 1 \times 12 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$$

$$0.27 \text{ moles } \text{CO}_2 \times \frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 11.88 \text{ g } \text{CO}_2 \text{ teóric os}$$

Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO_2 , el rendimiento es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental obtenida}}{\text{cantidad máxima teórica}} \times 100 = \frac{8 \text{ g } \text{CO}_2}{11.88 \text{ g } \text{CO}_2} \times 100 = 67.3\%$$

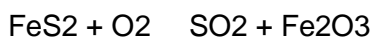
APLICANDO

Resuelve los siguientes ejercicios.

- ¿Cuántos **gramos** de **óxido de magnesio MgO** se obtienen cuando se hacen reaccionar **250g** de **magnesio Mg** de una **pureza del 75%** en presencia de **oxígeno O₂** según la siguiente ecuación?



- Por tostación de una piritita del 75% de pureza se obtiene óxido férrico según la reacción:



- Ajusta la reacción. b) Calcula el óxido férrico obtenido a partir de 5 T de piritita.

- Para Obtener bromobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ se mezcla benceno C_6H_6 , con bromo Br_2 , según la reacción:



- Calcula la cantidad teórica de bromobenceno obtenida a partir de 30 g de benceno y un exceso de bromo. b) Si solo se obtienen 56,7 g de bromobenceno, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

- El óxido de titanio (IV), TiO_2 , es una sustancia blanca, muy utilizada como pigmento en pinturas, que se produce por adicción sulfúrico sobre el mineral ilmenita (FeTiO_3):



En un proceso determinado, se obtuvieron 734 kg de TiO_2 a partir de 1600 kg de FeTiO_3 . ¿Cuál fue el rendimiento de la operación?