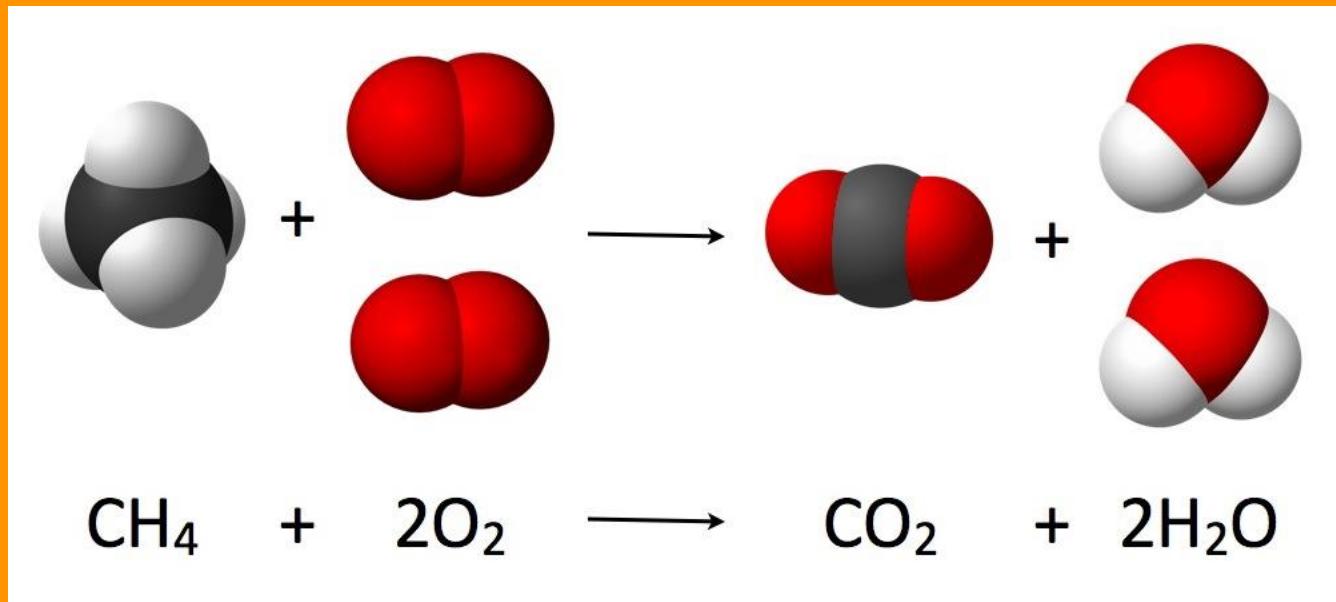


Unidad I



6. Estequiometría



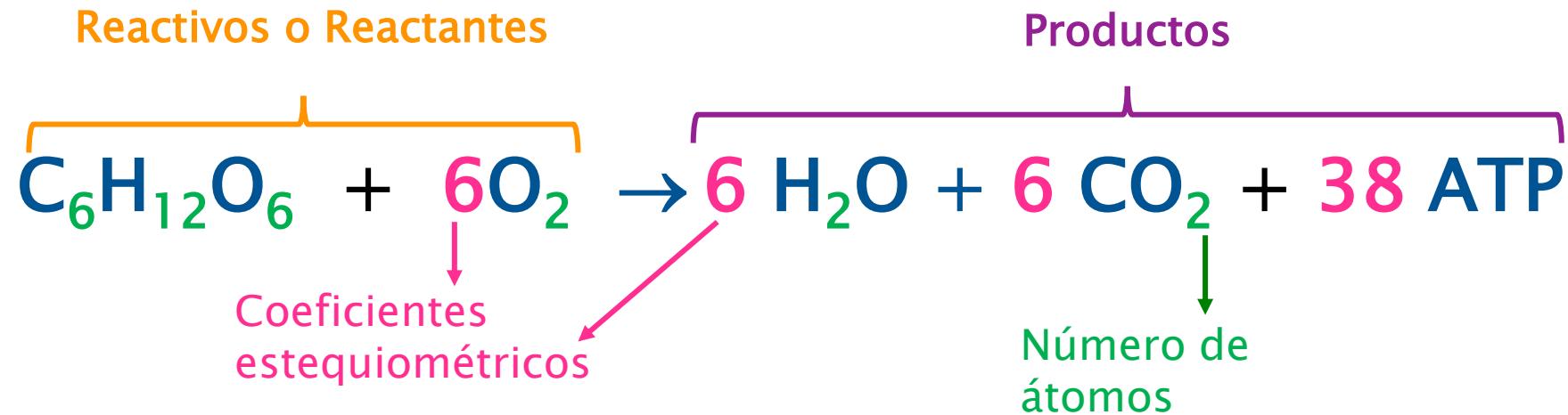
En las reacciones químicas los reactantes se transforman en productos. Los átomos o iones se reagrupan para formar otras sustancias, constituyendo lo que conocemos como un cambio químico.

Las ecuaciones químicas representan las reacciones químicas, describiendo todas las sustancias que participan en el proceso, sus interrelaciones y el tipo de transformación química que se produce.



Componentes de una Ecuación Química

UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



1 mol de glucosa reacciona con 6 moles de oxígeno, para formar 6 moles de agua, 6 moles de dióxido de carbono y 38 moles de ATP.

Tipo de Reacciones



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

Combinación



Descomposición



Disociación



Sustitución



Reorganización Interna



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



Intercambio



Neutralización



Combustión

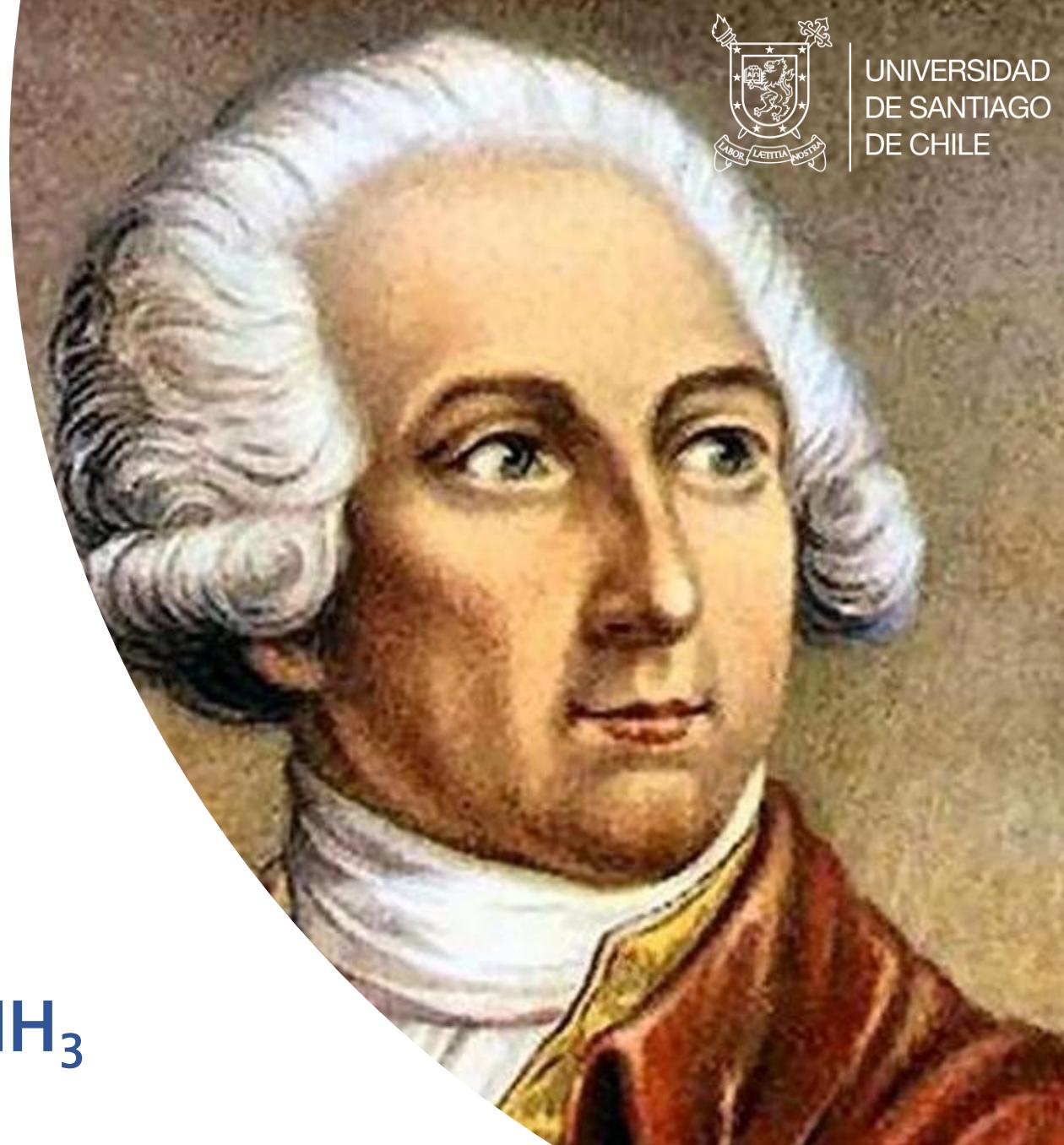


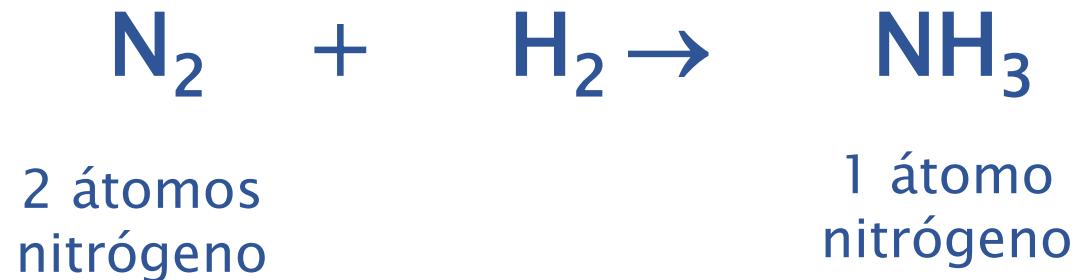


Equilibrio de las Ecuaciones Químicas

Método de Tanteo: Es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactantes como en productos. Esto permite cumplir la Ley de conservación de la masa.

Ejemplo:





¿Qué número deberé escribir delante de NH_3 para tener 2 átomos de nitrógeno?



Ahora, tenemos 2 átomos de nitrógeno en ambos lados de la ecuación.



Veamos que pasa con el hidrógeno:



2 átomos de hidrógeno en reactivos

6 átomos de hidrógeno en productos

¿Qué número deberás escribir delante del H_2 para tener 6 átomos de H_2 ?



Revisemos:

2 átomos de nitrógeno en reactivos

6 átomos de hidrógeno en reactivos

2 átomos de nitrógeno en productos

6 átomos de hidrógeno en productos



Método algebraico: Es un método matemático que consiste en asignar incógnitas a cada una de las especies de nuestra ecuación química; se establecerán ecuaciones en función de los átomos y, al despejar dichas incógnitas, encontraremos los coeficientes buscados.



Pasos:

1.- Escribir delante de cada sustancia letras.



2.- Para cada elemento debes escribir una ecuación algebraica.

Cu	:	$a = d$
H	:	$b = 2e$
N	:	$b = c + 2d$
O	:	$3b = 2c + 6d + e$

Recuerda que el 2 multiplica a los número que están dentro del paréntesis, es como factorizar.

3.- A la letra que más se repita en las ecuaciones algebraicas se les asigna un valor arbitrario, como 1 o 2 en caso de que convenga, para evitar fracciones.

En el ejercicios la letra que más se repite es la letra b.

$$b = 2$$

$$H : b = 2e$$

Reemplazando el valor de b, se tiene $e = 1$

Con las ecuaciones de Ny O se forma un sistema de ecuaciones

N : $b = c + 2d$ reemplazando valor de b
 $2 = c + 2d$ **Ecuación 1**

O : $3b = 2c + 6d + e$ reemplazando valor de b y e
 $3 \times 2 = 2c + 6d + 1$
 $6 = 2c + 6d + 2$
 $5 = 2c + 6d$ **ecuación 2**

Resolviendo el sistema de ecuaciones

$$\begin{aligned} 2 &= c + 2d \\ 5 &= 2c + 6d \end{aligned}$$

Multiplica por -2 , la ecuacion 1

$$\begin{aligned} -4 &= -2c + -4d \\ 5 &= 2c + 6d \\ 1 &= 2d \qquad \qquad d = \frac{1}{2} \end{aligned}$$

Reemplazando este valor en cualquiera de ambas ecuaciones

$$2 = c + 2 \times \frac{1}{2} \qquad \qquad 2 - 1 = c \qquad c = 1$$

Para obtener el valor de a, usar ecuacion de Cu $a = \frac{1}{2}$



4.- Los valores obtenidos son reemplazados en la ecuación:



Las ecuaciones químicas **no pueden tener coeficientes fraccionarios**, por lo que se deben dejar estos valores como números enteros. Para ello tenemos que amplificar por 2 todos los coeficientes estequiométricos.

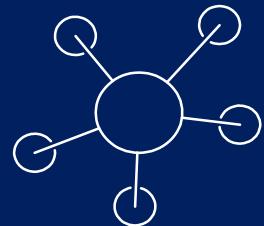


5.- Comprueba que la ecuación esté correctamente balanceada.

Unidad I



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



Ejercicios

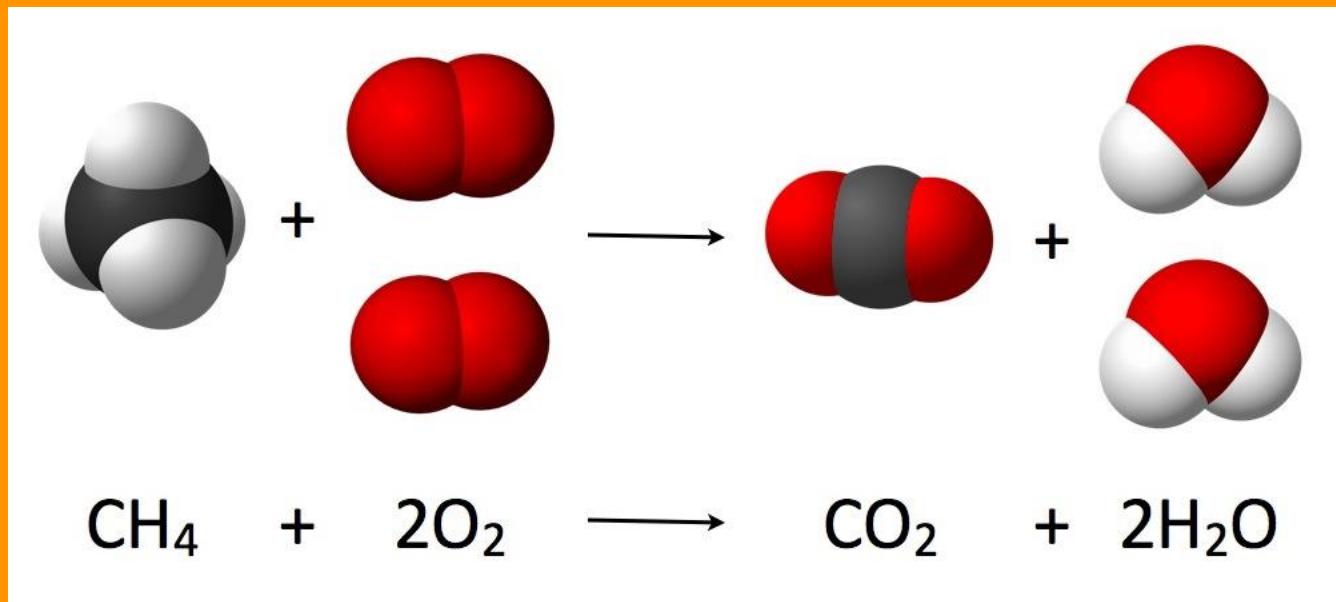
6. Estequiometría



1.- Balancea las siguientes ecuaciones químicas



Unidad I



6. Estequiometría

Cálculos Estequiométricos



Los coeficientes de una ecuación química balanceada se pueden interpretar tanto como los números relativos de moléculas comprendidas en la reacción y como los números relativos de moles.



2 moléculas

$2(6,02 \times 10^{23})$ moléculas

2 mol

1 moléculas

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas

1 mol

2 moléculas

$2(6,02 \times 10^{23})$ moléculas

2 mol

Las ecuaciones permiten hacer diferentes relaciones.

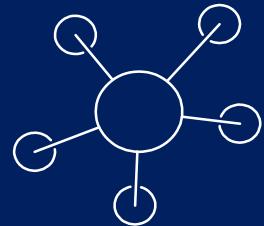
Ejemplo:

- 2 mol de Hidrógeno reacciona con 1 mol de Oxígeno.
- 1 mol de Oxígeno produce 2 mol de Agua.
- 2 mol de Hidrógeno produce 2 mol de Agua.

Unidad I



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



Ejercicios

6. Estequiometría

1.- ¿Cuánta masa de agua se produce en la combustión de 1,00 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$?



Esta ecuación está equilibrada. Si no lo está debes hacerlo antes de comenzar con los cálculos.



Solución: La ecuación química nos indica cuánta agua se obtendrá a partir de una de 1 mol de glucosa.

Para realizar estos cálculos es mucho más fácil trabajar en moles que en gramos.

$$Mol(n) = \frac{Masa(g)}{Masa Molar(\frac{g}{mol})}$$

$$Moles\ de\ C_6H_{12}O_6 = \frac{1\ g}{180\ g/mol} = 5,56 \times 10^{-3}\ moles$$

Según la ecuación química, la relación entre glucosa y agua es:

1 mol de glucosa produce 6 moles de agua, esto se puede escribir como una regla de tres y permitirá determinar los moles de agua.



$$X = 3,34 \times 10^{-5} \text{ mol de } H_2O$$

Como preguntan por la masa, debes pasar esta cantidad de moles a gramos, despejando en la fórmula de moles.

$$Mol(n) * Masa Molar \left(\frac{g}{mol} \right) = Masa(g)$$

Reemplazando:

$$3,34 \times 10^{-5} \text{ moles de } H_2O * 18 \left(\frac{g}{mol} \right) = 6,0 \times 10^{-4} g \text{ de } H_2O$$

Unidad I



Ejercicios Propuestos

6. Estequiometría



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



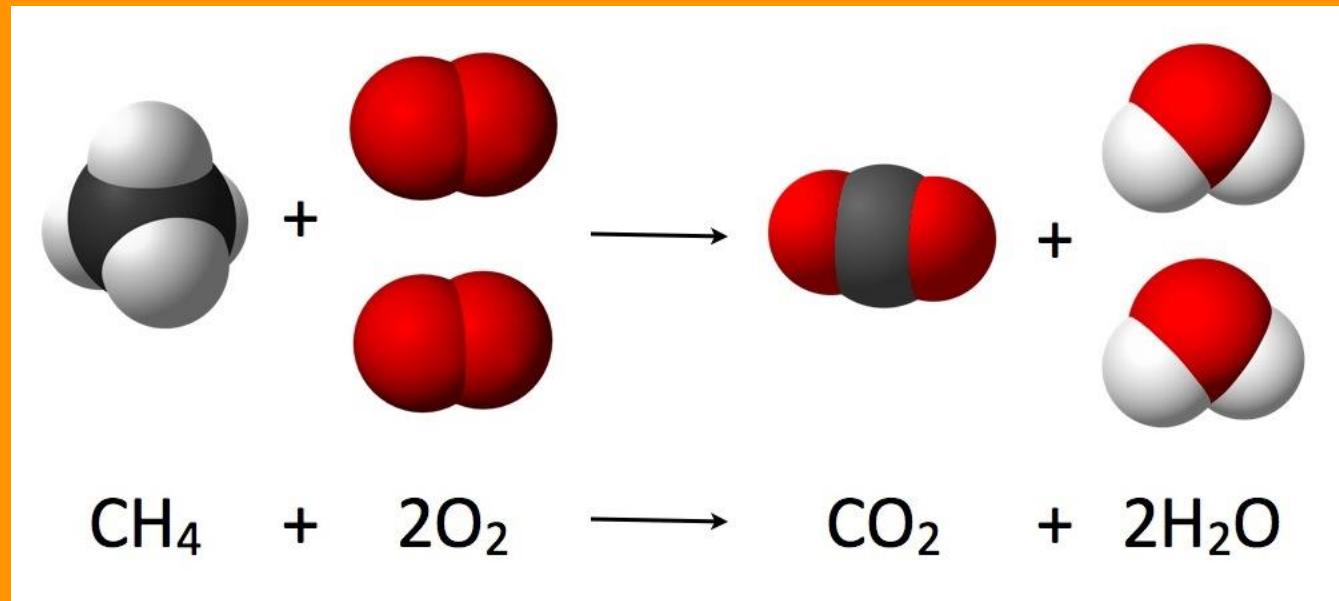
1.- Un método común de laboratorio para preparar cantidades pequeñas de oxígeno comprende la descomposición del clorato de potasio según la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de oxígeno se pueden preparar a partir de 4,50 g de clorato?

Respuesta = 1,77 gramos

Unidad I



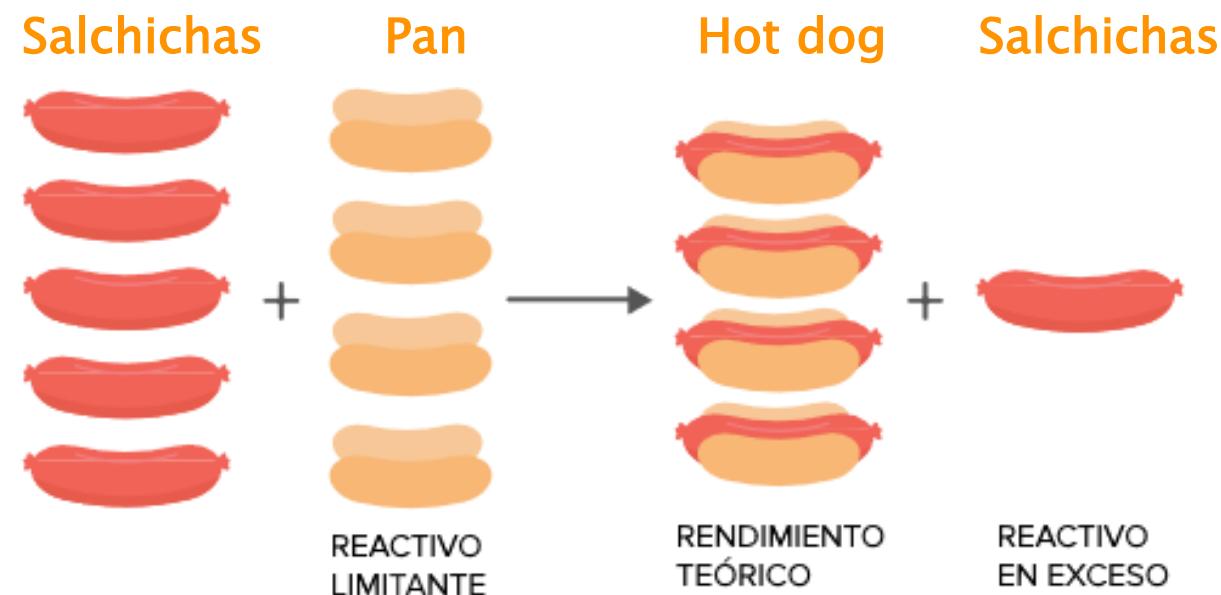
6. Estequiometría

Estequiometría con Reactivo Limitante y en Exceso

Reactivo limitante: Es el reactivo que se consume primero y totalmente en la reacción química.

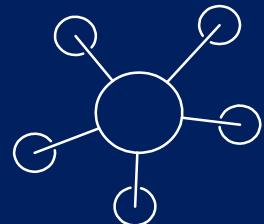
Los otros reactivos, presentes en cantidades mayores que aquellas requeridas para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante, se llaman **reactivo en exceso**.

Para que te quede más claro piensa en la siguiente situación:
Tienes 5 salchichas y 4 panes de completo ¿Cuántos completos puedes formar?



Puedes hacer 4 hot dog, el pan se consume todo, **reactivo limitante**. En cambio te queda 1 salchicha, **reactivo en exceso**.

Unidad I



Ejercicios

6. Estequiometría



1.- Considere que la reacción



Se deja reaccionar una mezcla de 1,5 moles de Al y 3,0 moles de Cl₂

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos moles de sal (AlCl₃) se forman?

Según la ecuación 1 mol de Al reacciona con 3 moles de Cl₂.



$$X = 4,5 \text{ mol de Cl}_2$$

Si te fijas, para que reaccione todo el Al necesitas 4,5 moles de Cl, está cantidad no la tienes, por lo que debes hacer que reaccione todo el Cl.



$$X = 1,0 \text{ mol de Al}$$

La última regla de tres se interpreta como:

Para que reaccione todo el Cl, necesitas solo 1 mol de Al. Queda Al, ya que, tenías 1,5 moles iniciales.

Reactivo limitante: Cl

Reactivo en exceso: Al

b)



$$X = 2 \text{ mol de } \text{AlCl}_3$$

Unidad I



Ejercicios Propuestos

6. Estequiometría



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

1.- Uno de los pasos del proceso comercial para convertir el amoniaco en ácido nítrico, comprende la oxidación catalítica del NH_3 a NO:

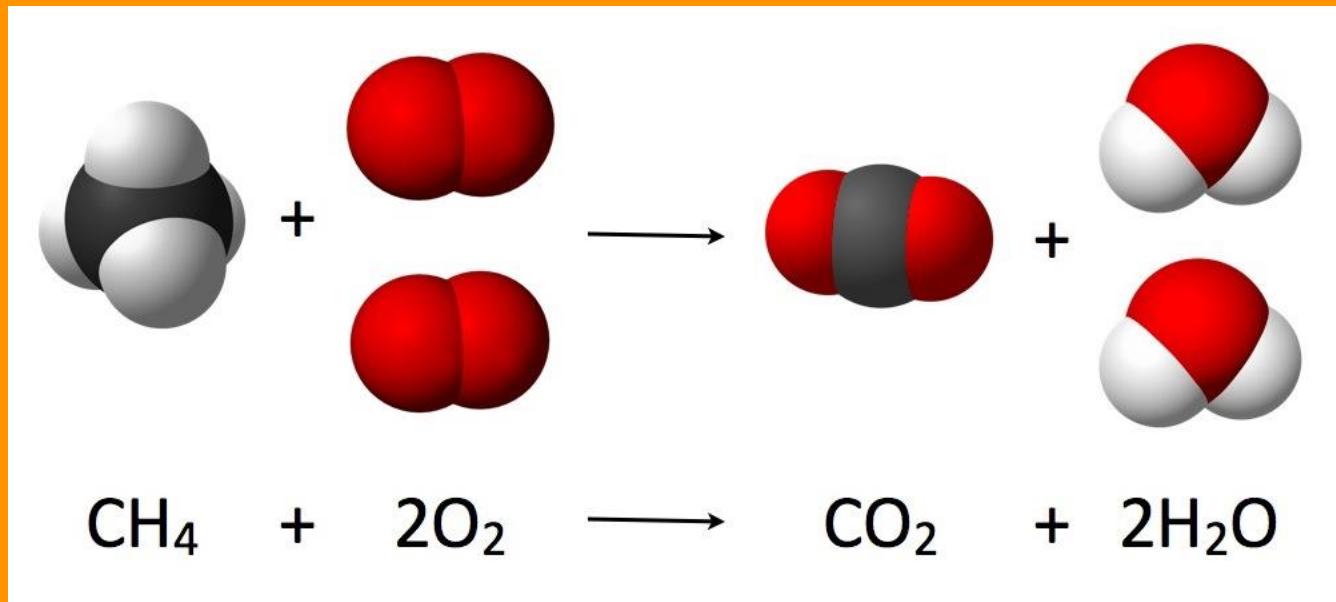


- a) ¿Cuántos gramos de NO se forman por la reacción completa de 2,5 g de NH_3 ?
- b) ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para reaccionar con 2,5 g de NH_3 ?
- c) ¿Cuántos gramos de NO se forman cuando 1,5 g de NH_3 reaccionan con 1 g de NH_3 ?



- d) En la parte c) ¿Cuál de los reactivos es el limitante y cuál es el que está en exceso?
- e) En la parte c) ¿Cuánto reactivo en exceso permanece después que el limitante se ha consumido completamente?

Unidad I



6. Estequiometría

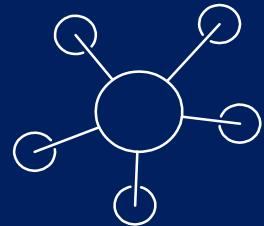


Rendimiento de la Reacción

La cantidad de producto que se calcula que se formará cuando todo el reactivo limitante ha reaccionado se denomina **rendimiento teórico**. La cantidad de producto que realmente se obtiene en una reacción se llama **rendimiento real**.

$$\textbf*Rendimiento de la reacción} = \frac{\textit{Rendimiento Real}}{\textit{Rendimiento Teórico}} * 100*$$

Unidad I



Ejercicios

6. Estequiometría

1.- Comercialmente se fabrica por oxidación del ciclohexano, C₆H₁₂.



a) Suponga que se lleva a cabo esta reacción partiendo de 25,0 g de ciclohexano y que éste es el reactivo limitante. ¿Cuál es el rendimiento teórico de ácido adípico?

b) Si se obtienen 33,5 g de ácido adípico en la reacción, ¿Cuál es el rendimiento real de ácido adípico?

Debes calcular los moles de C₆H₁₂:

$$\text{Moles de } C_6H_{12} = \frac{25 \text{ g}}{84 \text{ g/mol}} = 0,3 \text{ moles}$$

Como la relación estequiométrica entre C₆H₁₂ y H₂C₆H₈O₄ es igual, los moles del primero serán iguales a los moles del segundo.

Por lo tanto, se tienen 0,3 moles de H₂C₆H₈O₄

Cálculo de la masa:

$$\text{Masa} = 0,3 \text{ mol} * 146 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 43,8 \text{ g}$$

Rendimiento de la reacción = $\frac{33,5\text{g}}{43,8\text{g}} * 100 = 76,48\%$

Unidad I



Ejercicios Propuestos

6. Estequiometría



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE



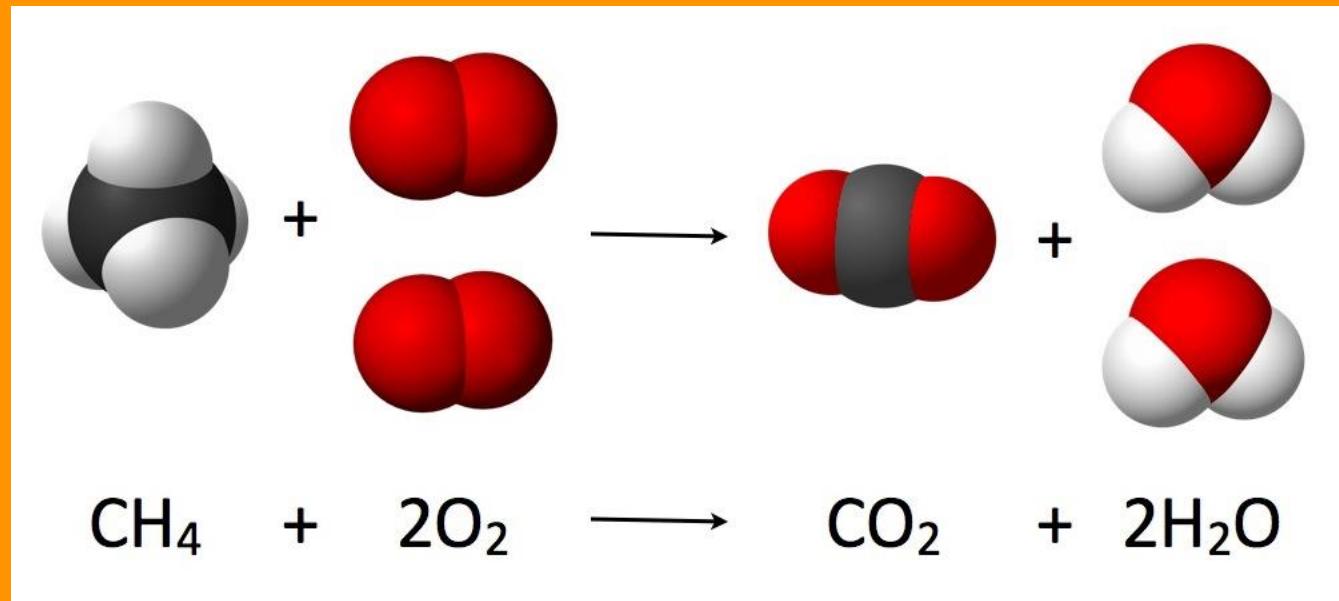
1.- Imagine que está trabajando sobre la forma de mejorar el proceso mediante el cual el mineral de hierro, que contiene Fe_2O_3 se convierte en hierro. En sus ensayos, realiza la reacción siguiente a pequeña escala.



Si la parte de 150 g de Fe_2O_3 como reactivo limitante, ¿Cuál es el rendimiento teórico de Fe?

Si el rendimiento real de Fe en su ensayo fue de 87,9 g ¿Cuál fue el porcentaje de rendimiento?

Unidad I



6. Estequiometría

Pureza de Reactivos



UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE

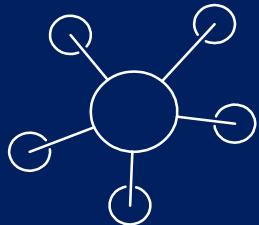


La caliza es la base para la obtención del oxido de calcio, componente esencial del cemento. Está formada en un 90% de carbonato de calcio, además de otras sustancias que no reaccionan y que por lo tanto, no son de nuestro interés.

Otra forma de expresar la pureza en el caso del oro, es mediante su ley o sus quilates. 24 quilates significa oro puro.



Unidad I



Ejercicios

6. Estequiometría



1.- Un mineral de Zn tiene un 85% de pureza. Si usted tiene 25 g de este mineral. Determine la masa de plata obtenida, sabiendo que la reacción tiene un 70% de rendimiento. Según la siguiente reacción:



La ecuación no está balanceada, es lo primero que debes hacer!!!!



Una vez que la ecuación está balanceada. Debes calcular la masa de Zn puro

$$25_{\text{g}} \rightarrow 100 \%$$

$$X_{\text{g}} \rightarrow 85 \%$$

$$X = 21,25 \text{ g}$$

El mineral tiene esta masa de Zn

$$\text{Moles de Zn} = \frac{21,25 \text{ g}}{65,37 \text{ g/mol}} = 0,33 \text{ moles}$$

$$1 \text{ mol de Zn} \rightarrow 2 \text{ mol de Ag}$$

$$0,33 \text{ mol de Zn} \rightarrow X \text{ mol de Ag}$$

$$X = 0,66 \text{ mol de Ag}$$

Relación estequiométrica entre Zn y Ag





UNIVERSIDAD
DE SANTIAGO
DE CHILE