	INSTITUCION EDUCATIVA LA PRESENTACION				
	NOMBRE ALUMNA:				
	AREA :		CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL		
	ASIGNATURA:		QUÍMICA	NOTA	
	DOCENTE:		LEADY RODRIGUEZ		
	TIPO DE GUIA:		CONCEPTUAL – PRACTICA		
	PERIODO	GRADO	FECHA	N°	DURACION
1	11°	ENERO 14 DE 2019	6	UNIDADES	

#### INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Identifica las características del átomo de carbono como componente fundamental en los compuestos orgánicos.
- Relaciona los diferentes tipos de hibridación con la formación de enlaces simples, dobles y triples en las moléculas orgánicas.
- Analiza las normas generales para nombrar los compuestos orgánicos.
- Analiza los diferentes tipos de reacciones orgánicas atendiendo a la ruptura de enlaces
- construye, comprende y desarrolla una actitud científica, que se manifiesta en la búsqueda de explicaciones racionales a los fenómenos de la naturaleza

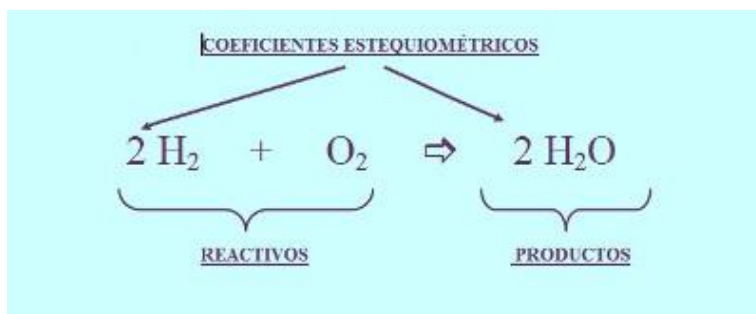
## CALCULOS QUÍMICOS

En química nos interesa conocer la masa de reactivos que necesitan para obtener una cantidad de producto determinada en una reacción química, o la cantidad de producto que pueden obtener a partir de una determinada cantidad de reactivos. Los cálculos que hay que hacer para resolver estas cuestiones se llaman cálculos estequiométricos.

Para realizar los cálculos estequiométricos es necesario disponer de la ecuación química ajustada de la reacción. Entonces podemos conocer la cantidad de moléculas de un producto que se puede obtener a partir de una cierta cantidad de moléculas de los reactivos. Por ejemplo con 2 moléculas de hidrógeno (H<sub>2</sub>) y 1 molécula de oxígeno (O<sub>2</sub>) se pueden obtener 2 moléculas de agua (H<sub>2</sub>O). Si sabemos la masa de cada molécula sabemos también la relación entre las masas de reactivos y productos en la reacción. Estas masas se llaman masas moleculares, y se calculan sumando las masas de los átomos que componen las moléculas, las masas atómicas. Pero como puedes imaginar son masas muy pequeñas, del orden de los 10-24 g. Por eso los químicos han definido una nueva unidad para medir el número de partículas (átomos o moléculas), a la que han llamado mol y que se define así:

**Un mol** de una sustancia es una cantidad equivalente a la que representa su masa atómica en *umas* expresada en gramos. En un mol de una sustancia hay 6,022 · 10<sup>23</sup> partículas (átomos, moléculas, iones...)

Así, la relación en moles de moléculas en nuestra reacción entre el hidrógeno y el oxígeno también viene dada por los coeficientes estequiométricos, de manera que también la podemos leer como:



" 2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para dar 2 moles de moléculas de agua"

o, sabiendo que las masas atómicas del hidrógeno y del oxígeno son:

$$M(\text{H}) = 1 \text{ u} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ u}$$

y que por lo tanto las masas moleculares del gas hidrógeno, del gas oxígeno y del agua son:

$$M(\text{H}_2) = 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + 1 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

, de manera que la masa de 1 mol de cada sustancia será:

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

Podemos leer la ecuación química ajustada de la reacción como: " 4 g de hidrógeno reaccionan con 32 g de oxígeno para dar 36 g de agua".

### Ley de Lavoisier

$2 \text{ H}_2$	$\text{O}_2$	$\Rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O}$
2 moléculas	1 molécula		2 moléculas
4 u	32 u		36 u
2 mol	1 mol		2 mol
4 g	32 g		36 g

### Reactivo Limitante

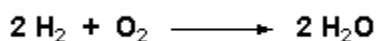
Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante. Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante.

Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado. Reactivo limitante es aquel que se encuentra en defecto basado en la ecuación química ajustada.

### Ejemplo 1:

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

- Necesitamos 2 moléculas de  $\text{H}_2$  por cada molécula de  $\text{O}_2$
- Pero tenemos sólo 10 moléculas de  $\text{H}_2$  y 10 moléculas de  $\text{O}_2$ .
- La proporción requerida es de 2 : 1
- Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1
- Es claro que el reactivo en exceso es el  $\text{O}_2$  y el reactivo limitante es el  $\text{H}_2$

- Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles, Si ahora ponemos 15 moles de H<sub>2</sub> con 5 moles de O<sub>2</sub> entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O<sub>2</sub> reaccionan con 2 moles de H<sub>2</sub>, entonces el número de moles de O<sub>2</sub> necesarias para reaccionar con todo el H<sub>2</sub> es 7,5, y el número de moles de H<sub>2</sub> necesarias para reaccionar con todo el O<sub>2</sub> es 10.

Es decir, que después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O<sub>2</sub> es el reactivo limitante

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es:

Calcular la cantidad de producto que se formará para cada una de las cantidades que hay de reactivos en la reacción. El reactivo limitante será aquel que produce la menor cantidad de producto.

### Rendimiento

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante. La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento.

#### 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

$$\text{Rendimiento de la reacción} \leq \text{rendimiento teórico}$$

Razones de este hecho:

- es posible que no todos los productos reaccionen
- es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
- la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible

Una cantidad que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama rendimiento porcentual o % de rendimiento y se define así:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento de la reacción}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

#### Ejemplo:

La reacción de 6,8 g de H<sub>2</sub>S con exceso de SO<sub>2</sub>, según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S. ¿Cuál es el rendimiento? (Pesos Atómicos: H = 1,008, S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 2 moles de H<sub>2</sub>S reaccionan para dar 3 moles de S.

1) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H<sub>2</sub>S.

$$(6,8/34) \times (3/2) \times 32 = 9,6 \text{ g}$$

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

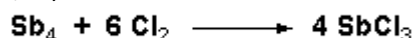
$$(8,2/9,6) \times 100 = 85,4\%$$

### Rendimiento con Reactivos Limitantes

#### Ejemplo:

La masa de SbCl<sub>3</sub> que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 3,65 g. ¿Cuál es el rendimiento?

(Pesos Atómicos: Sb = 121,8, Cl = 35,45)



En esta reacción, 1 mol de Sb<sub>4</sub> y 6 moles de Cl<sub>2</sub> reaccionan para dar 4 moles de SbCl<sub>3</sub>.

1) Calcular el número de moles que hay de cada reactivo:

Peso Molecular del Sb<sub>4</sub>: 487,2

número de moles de  $\text{Sb}_4 = 3/487,2 = 0,006156$

Peso Molecular del  $\text{Cl}_2$ : 70,9

número de moles de  $\text{Cl}_2 = 2/70,9 = 0,0282$

2) Comparar con la relación de coeficientes en la ecuación ajustada. La relación es de 1 mol de  $\text{Sb}_4$  a 6 moles de  $\text{Cl}_2$ . Usando la estequiometría:  $0,00656/0,0282 = 1/4,3 > 1/6$

, de modo que el reactivo limitante es el  $\text{Cl}_2$ . Nosotros sólo tenemos 0,0282 moles de  $\text{Cl}_2$ .

3) Usar la estequiometría para determinar la máxima cantidad de  $\text{SbCl}_3$  que puede obtenerse con 2,00 g de  $\text{Cl}_2$  (el reactivo limitante).

$$2 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{70,9 \text{ g de Cl}_2} \times \frac{4 \text{ moles de SbCl}_3}{6 \text{ moles de Cl}_2} \times \frac{228,18 \text{ g de SbCl}_3}{1 \text{ mol de SbCl}_3} = 4,29 \text{ g SbCl}_3$$

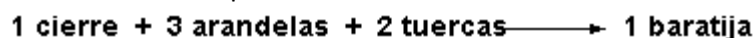
4) Dividir la cantidad real de  $\text{SbCl}_3$  obtenida por la máxima teórica y multiplicar por 100.

$$(3,65/4,29) \times 100 = 85,08\%$$

### ACTIVIDAD

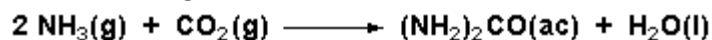
1. Se necesita un cierre, tres arandelas y dos tuercas para construir una baratija. Si el inventario habitual es 4,000 cierres, 12,000 arandelas y 7,000 tuercas. ¿Cuántas baratijas se pueden producir?

La ecuación correspondiente será:



En esta reacción, 1 mol de cierres, 3 moles de arandela y 2 moles de tuercas reaccionan para dar 1 mol de baratijas.

2. Considere la siguiente reacción:



Supongamos que se mezclan 637,2 g de  $\text{NH}_3$  con 1142 g de  $\text{CO}_2$ . ¿Cuántos gramos de urea  $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$  se obtendrán?

*El agua es la cosa más suave, aun así puede penetrar montañas y tierra. Esto muestra claramente el principio de la que la suavidad supera la dureza.*

*Lao Tzu*

