	INSTITUCIÓNDUCATIVATÉCNICAMICROEMPRESARIALDESOLEDAD "EDUCANDO EN Y PARA LA VIDA"

GUÍA DE APRENDIZAJE VIRTUAL 3.4 "CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS"

Estándar:	Realizo cálculos cuantitativos en cambios químicos.			
Competencia:	Procesos químicos.			
Componente:	Explicación de fenómenos.			
DBA:	Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.			
Evidencias de aprendizaje:	Da las razones por las cuáles una reacción describe un fenómeno y justifica las relaciones cuantitativas existentes, teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa y carga.			
Temática	Cálculos estequiométricos.			
Propósito:	• Calcular el número de moles de cualquier sustancia participante en una reacción, partiendo del número de moles de otra de las sustancias.			
Área/asignatura:	Ciencias naturales y educación ambiental/Química			
Docente:	Juan Carlos Salazar Jiménez			
Grado:	Décimos			
Periodo:	Tercero			
Fecha:	**Inicia:**	18 de agosto de 2021	**Tiempo de ejecución:**	2 semanas (8 horas)
	Finaliza:	19 de agosto de 2021		

Secuencia didáctica

Explora

En la siguiente reacción

$$2C_8H_{18} + 25O_2 \longrightarrow 16CO_2 + 18H_2O$$

Identifica:

- La cantidad en moles de C_8H_{18} que se necesitan para producir 16 moles de CO_2
- ¿Cuántas moles de H_2O se producen si reaccionan 50 moles de O_2?
- ¿Cuántas moles de C_8H_{18} deben reaccionar con esos 50 moles de O_2?

Práctica

Lee la siguiente información y con ella resuelve las actividades de transferencia

Cálculos estequiométricos

Recordemos

Masa o peso molecular: corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Ejemplo: halla la masa molecular del H_2SO_4:

P.M de H= 1 x 2= 2
P.M de S= 32 x1 = 32
P.M de O=16 x 4= 64
P.M H_2SO_4= 98 gr/mol de H_2SO_4

Mol: 1 mol contiene $6{,}02x10^{23}$ partículas, átomos o moléculas y cuya masa es igual a la masa del elemento o del compuesto. Lo que significa que un mol de cualquier elemento o compuesto es igual a su peso o masa molecular. Ejemplos: 1 mol de H es igual a 1 gr de H; 1 mol de S es igual a 32 gr; 1 mol de O es igual a 16 gr y 1 mol de H_2SO_4 es igual a 98 gr.

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases. Mediante el ejemplo que se presenta a continuación se ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre:

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$$

Observemos ahora la información que se puede inferir a partir de la ecuación anterior

LIVEWORKSHEETS

Cada	Reacciona con	Para dar
2 moléculas de SO_2	1 molécula de O_2	2 moléculas de SO_3
2 moles de SO_2	1 mol de O_2	2 moles de SO_3
128 g de SO_2	32 g de O_2	160 g de SO_3
44,8L de SO_2 (medidos a 0ºC y 1 atm)	22,4L de O_2	44,8L de SO_3
2 volúmenes de SO_2	1 volumen de O_2	2 volúmenes de SO_3

Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe emplearse y dejarse reaccionar para producir la cantidad deseada de producto?, ¿qué ocurre si en el sistema de reacción se coloca una cantidad mayor de un reactante que del otro? Pues bien, vamos a responder algunas de estas preguntas, aplicando para ello los conceptos expuestos en este tema.
La palabra Estequiometría proviene del griego *stoicheion:* Elemento y *metrion:* medida; La estequiometría es pues, la parte de la química que estudia las proporciones en que se combinan los materiales y da las pautas para la correcta escritura de las ecuaciones que representan las reacciones químicas

Los coeficientes en una reacción nos permiten expresar las **relaciones estequiométricas** o **Razón molar**, veamos:

$$\boldsymbol{N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3}$$

La ecuación nos indica que:

- 1 mol de N_2 produce dos moles de NH_3
- 3 moles de H_2 producen dos moles de NH_3
- 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2

Lo cual podemos expresar de la siguiente forma:

$$\left(\frac{2\ moles\ NH_3}{1\ mol\ N_2}\right) \quad o\ inversamente \quad \left(\frac{1\ mol\ N_2}{2\ moles\ NH_3}\right)$$
$$\left(\frac{2\ moles\ NH_3}{3\ moles\ H_2}\right) \quad o\ inversamente \quad \left(\frac{3\ moles\ H_2}{2\ moles\ NH_3}\right)$$
$$\left(\frac{3\ moles\ H_2}{1\ mol\ N_2}\right) \quad o\ inversamente \quad \left(\frac{1\ mol\ N_2}{3\ moles\ H_2}\right)$$

a. Calculo Mol – Mol

En este tipo de cálculo la sustancia dada estará en moles y la deseada la pedirán en moles también. Por lo cual debemos seguir el **esquema 1**:

Ejemplo 1 ¿Cuántas moles de amoníaco se forman cuando 306 moles de hidrógeno reaccionan con nitrógeno de acuerdo a la ecuación de arriba?
Resolución:

$$\cancel{306\ moles\ de}\ H_2 \left(\frac{2\ moles\ de\ NH_3}{\cancel{3\ moles\ de\ H_2}}\right) = 204 \text{ moles de } NH_3$$

O podemos resolver por regla de tres, así:

$$3\ moles\ de\ H_2 \rightarrow 2\ moles\ de\ NH_3$$
$$306\ moles\ de\ H_2 \rightarrow x$$
$$x = \frac{306\ \cancel{moles\ de\ H_2}\ x\ 2\ moles\ de\ NH_3}{3\ \cancel{moles\ de\ H_2}} = 204\ moles\ de\ NH_3$$

Ejemplo 2 ¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para producir 586 moles de agua?, según la ecuación:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Resolución: Teniendo en cuenta que el factor de conversión es la razón molar el esquema general para el problema es:

$$\cancel{586\ moles}\ H_2O \left(\frac{1\ mol\ O_2}{\cancel{2\ moles\ H_2O}}\right) = 293 \text{ moles de } O_2$$

O podemos resolver por regla de tres, así:

$$1\ mol\ de\ O_2 \rightarrow 2\ moles\ de\ H_2O$$
$$x \leftarrow 586\ moles\ de\ H_2O$$
$$x = \frac{586\ \cancel{moles\ de\ H_2O}\ x\ 1\ mol\ de\ O_2}{2\ \cancel{moles\ de\ H_2O}} = 293\ moles\ de\ O_2$$

LIVEWORKSHEETS

Aplica

Actividad 1. Para cada uno de los siguientes enunciados, escriba V dentro de los paréntesis si el enunciado es verdadero, o una F, si es falso.

a. En un mol de oxígeno hay 16 g de oxígeno ( )
b. Con una ecuación balanceada se pueden establecer las relaciones estequiométricas ( )
c. La ley de la conservación de la materia fue enunciada por Einstein ( )
d. En una ecuación, aunque esté balanceada, los reactivos no se pueden relacionar entre sí ( )
e. La estequiometría es la parte de la química que se ocupa de las relaciones cuantitativas entre los átomos que constituyen una sustancia. ( )
f. Los coeficientes en una reacción indican el número de gramos de cada sustancia presentes en la reacción. ( )

Actividad 2. Comprueba en las siguientes ecuaciones químicas, el cumplimiento de la ley de conservación de la masa: la masa de los reactantes es igual a la masa de los productos.

Ecuación química	Masa de los reactantes	Masa de los productos
$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$	(14*2) + (16*6) + (1*2)= 126	(1*2) + (14*2) + (16*6)= 126
$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$		
$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$		
$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$		
$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$		
$HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_20$		
$4HCl + Sn(OH)_4 \rightarrow SnCl_4 + 4H_2O$		

Actividad 3. Determinar las masas o pesos moleculares de los siguientes compuestos, utiliza tu tabla periódica.

Nombre del compuesto	Fórmula	Peso molecular
Agua	H_2O	H= 1*2= 2 O=16*1= 16 PM H_2O= 18 g/mol
Dióxido de carbono	CO_2	C= O= CO_2=
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	C= H= O= $C_6H_{12}O_6$
Fosfato de calcio	$Ca_3(PO_4)_2$	Ca= P= O= PM $Ca_3(PO_4)_2$=
Sulfato de aluminio	$Al_2(SO_4)_3$	Al= S= O= PM $Al_2(SO_4)_3$=
Oxido de aluminio	Al_2O_3	Al= O= PM Al_2O_3=

LIVEWORKSHEETS

Actividad 4. Analiza y resuelve

a. La soda blanqueadora, Na_2CO_3, se produce en forma comercial por calentamiento de carbonato ácido de sodio, según la reacción:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

- ¿Cuántos moles de CO_2 se pueden obtener a partir de 8 moles de $NaHCO_3$? **R/= 4 moles de CO_2**

$\rightarrow$

$\rightarrow$

$$x = \frac{\quad * \quad}{\quad} =$$

- Sí se obtuvieron 8 moles de H_2O, ¿Cuántas moles de $NaHCO_3$ reaccionaron? **R/=16 moles de $NaHCO_3$**

$\rightarrow$

$\leftarrow$

$$x = \frac{\quad * \quad}{\quad} =$$

Valoración

Autoevalúate

Resuelve el siguiente cuadro en tu cuaderno en el documento. Marca con una X la opción con la que más te identificas. Posteriormente, establece tu compromiso de mejoramiento.

Participo y aprendo	Siempre	Casi siempre	A veces	Nunca	¡Qué debo hacer para mejorar?
He cumplido puntualmente con los compromisos académicos.					
Actúo positivamente en el desarrollo de la guía.					
Dispongo de los materiales básicos para el trabajo.					
Colaboro con el aseo y orden en mi casa					
Manifiesto interés por el desarrollo de los temas.					
Me siento satisfecho(a) con el trabajo realizado.					

Recursos

Internet, computador o celular, cuaderno, lapiceros, guía de aprendizaje, videos

Datos adicionales

Horario de atención:	Lunes a viernes de7:00 am a 3:00 pm
Correo:	naturalesintemisol@gmail.com
WhatsApp:	3016710616

LIVEWORKSHEETS