

INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN					
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA:		Ciencias Naturales Y Educación Ambiental		
	ASIGNATURA:		Química		
	DOCENTE:		Edgar Jaramillo Pulgarin		
	TIPO DE GUÍA:		Conceptual - Practica		
	PERIODO	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
	1	11º	2	Feb. 3 /2020	6 horas

INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Realiza cálculos teniendo en cuenta las reacciones químicas ajustadas
- Identifica las características del átomo de carbono como componente fundamental en los compuestos orgánicos.

Cálculos químicos

Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe de 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? En química es importante conocer la masa de los reactivos que se necesitan para obtener una cantidad de productos, o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una cantidad de reactivos. Los cálculos que hay que hacer para resolver estas cuestiones se llaman cálculos estequiométricos para la realización de estos cálculos estequiométricos es necesario disponer de la ecuación química ajustada o balanceada de la reacción. Entonces podremos 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:

Relaciones entre Moles en una ecuación química

Coefficiente estequiométrico:

El coeficiente del metano es 1, el del oxígeno 2, el del dióxido de carbono 1 y el del agua 2



1 mol	2 moles	→	1 mol	2 moles
-------	---------	---	-------	---------

Ejercicio: ¿Cuántos moles de Agua se obtendrán a partir de 3,5 moles de metano según la reacción anterior?

1 mol CH ₄	→	2 moles de H ₂ O
3,5 moles CH ₄	→	X moles de H ₂ O

$$X = (3,5 \times 2) / 1 = 7 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Un mol de una sustancia es una cantidad equivalente a la que representa su masa atómica en u.m.a.s expresada en gramos. En un mol de una sustancia hay 6.022×10^{23} partículas que pueden ser (átomos, moléculas, iones ...)

Los cálculos cuantitativos que se usan en estequiometría son las relaciones entre masa atómica y molecular, las fórmulas químicas, las leyes de los gases, las disoluciones y las ecuaciones químicas, relaciones en las cuales la comprensión y aplicación de las razones y las proporciones se hacen necesarias. En su libro Pozo y Gómez (1998) señalan “desde las aplicaciones de las leyes de los gases, hasta las relaciones estequiométricas dentro de una reacción pasando por los cálculos de concentraciones en una disolución, prácticamente la mayoría de los cálculos químicos, salvo algunas excepciones (por ejemplo, el cálculo del pH) se pueden realizar aplicando relaciones de proporcionalidad.” En la práctica docente se encuentra que las dificultades en la aplicación de las razones y las proporciones en química suceden porque el estudiante resuelve los ejercicios y problemas en forma mecánica a través de la aplicación de la regla de tres sin comprender las relaciones allí presentes. Como también lo sostiene Godino y Batanero (2002)

Tomando como ejemplo la siguiente ecuación química:



las ecuaciones se pueden interpretar en términos de cantidad de sustancia, o de masa así:

Cantidad de sustancia: en el ejemplo 3 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con un mol de moléculas de nitrógeno para producir 2 moles de moléculas de amoníaco (en el “macro-mundo”) o una segunda interpretación, 3 moléculas de hidrógeno molecular reaccionan con una molécula de nitrógeno molecular y producen 2 moléculas de amoníaco (en el “micro-mundo”)

Cantidad de masa: 6 g de hidrógeno molecular reaccionan con 28 g de nitrógeno molecular para producir 34 g de amoníaco (macro mundo) o una segunda interpretación, 6u de nitrógeno molecular reaccionan con 28 u de nitrógeno molecular para producir 34 u de amoníaco.

Relaciones cuantitativas en química

Las relaciones cuantitativas en química se pueden dar entre:

1. La masa atómica y masa molecular
2. Las fórmulas químicas
3. Las ecuaciones químicas
4. Los gases
5. Las disoluciones

Dichas relaciones son estudiadas por una parte de la química que recibe el nombre de estequiometría que significa “medir los elementos”; sin embargo, incluye todas las relaciones cuantitativas en las que intervienen las masas moleculares y atómicas, las fórmulas químicas y la ecuación química.”(Petrucci et al, 2011).

La proporcionalidad siempre está presente en cuanto haya relaciones; dicho de otra forma, las relaciones que se dan entre dos magnitudes que pueden ser iguales o diferentes se denominan razones y a la comparación entre dos razones se le denomina proporción. Para comprender estas relaciones se hace necesario revisar brevemente los conceptos de átomo, molécula y mol; además, examinar las leyes de las proporciones múltiples y las proporciones definidas, al igual que las ecuaciones químicas, las disoluciones y su concentración, los gases y los factores que los afectan, los cuales se abordaran en otra guía.

Relaciones de masa atómica y masa molecular

La masa atómica

Como los átomos son tan pequeños y su masa depende de la cantidad de protones y neutrones que este tenga en su núcleo (no se tiene en cuenta la masa del electrón que al ser tan pequeña es despreciable), para determinar la masa se hizo necesario definir un patrón de medida. Por acuerdo internacional es el isótopo (átomos con la misma cantidad de protones pero diferente número de neutrones) que corresponde al carbono 12, lo que permitió definir la unidad de masa atómica (u) como “un doceavo de la masa de un átomo de carbono 12,00” (Chang R.,2010.p. 80.).

Una unidad de masa atómica equivale a $1,661 \times 10^{-24}$ g. Esto permitió definir la masa de los demás átomos e isótopos, pero como en la naturaleza la mayoría de los elementos se encuentran mezclados en sus diferentes isótopos, la masa atómica de un elemento está dada por el promedio ponderado de las masas de los isótopos correspondientes y su porcentaje de abundancia en la naturaleza.

Por ejemplo:

El carbono de masa 12,00 u y en el carbono de masa 13,00u que tienen una abundancia del 98,89% y 0,0111% respectivamente*, observamos la relación $(12,00u)(0,9889) + (13,00u)(0,0111) = 12,011u$ Obteniendo así la masa atómica promedio del carbono.

Son estas primeras relaciones donde se obtienen “las masas relativas de los átomos los pilares de la estequiometría química”. (Mortimer C.,1998. p.25.). Existe un tercer isótopo el carbono 14 el cual se encuentra en la naturaleza en muy bajas cantidades que se pueden despreciar en los cálculos. (McCurry J.,2009. p.44.).

La masa molecular

Mc Murry define la masa molecular como la “suma de las masas atómicas, de todos los átomos que constituyen la molécula”.

Tomada la molécula que corresponde al etileno (C_2H_4).

Masa atómica del C = 12,0 u x 2 = 24,0 u

Masa atómica de H = 1,00 u x 4 = 4,00 u

Masa molecular del $C_2H_4 = 28,0$ u

Obsérvese que al multiplicar la masa atómica por la cantidad de átomos correspondientes producen la masa involucrada de este elemento en la molécula, que al sumarlas resulta la masa de la molécula.

Las anteriores relaciones se pueden dar siempre que se cumpla la teoría atómica de Dalton, que enuncia

“1. Los elementos están constituidos por átomos

2. Los elementos se caracterizan por la masa de sus átomos.

3. La combinación química de los elementos para formar sustancias diferentes ocurre cuando los átomos se unen en relaciones pequeñas de números enteros.”

4. En las reacciones químicas los átomos sólo se reacomodan; los átomos en si mismos no cambian. (McCurry J.,2009. p. 35.).

Y la ley de las proporciones definidas de Proust señala “que muestra diferentes de un compuesto siempre contienen los mismos elementos y la misma proporción en masa” (Chang R.,2010. p.43.).

Esta situación confirma el postulado número tres de Dalton al igual que la ley de las proporciones múltiples la cual establece “si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los elementos que se combina con una masa fija del otro mantiene una relación de números enteros pequeños. “Es decir, si se tiene el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂) se verifica que sus relaciones son de 1:1 y de 1:2, respectivamente estos hechos muestran una relación de números enteros.

EJEMPLOS:

Cuántas moles de nitrógeno son necesarias para hacer reaccionar con 0,36 moles de hidrogeno en la proporción del amoniaco

1. La ecuación equilibrada para esta reacción es:



2. La ecuación balanceada nos indica que 1 mol de N_2 reacciona con tres moles de H_2

$$\text{Factor molar} = \left[\frac{1 \text{ mol de } N_2}{3 \text{ mol de } H_2} \right]$$

Multiplicando el factor molar de conversión por la cantidad problema conocida tenemos:

$$x \text{ moles } N_2 = 0,36 \text{ mol de } H_2 \left[\frac{1 \text{ mol de } N_2}{3 \text{ mol de } H_2} \right] = 0,12 \text{ moles de } N_2$$

R/ 0,12 moles de N_2 son necesarias para reaccionar con 0,36 moles de H_2 para producir amoniaco.

ACTIVIDAD

Realizar los siguientes ejercicios aplicando los conceptos de cálculos estequiométricos. Presentarlos resueltos en una hoja debidamente marcada.

1. La acción del ácido clorhídrico sobre el dióxido de manganeso produce MnCl_2 , H_2O y Cl_2 . A partir de 4,8 moles de HCl , ¿Cuántas moles de MnCl_2 se deben obtener?



2. Determinar la masa de HCl necesaria para preparar 200 gramos de CO_2 según a la siguiente ecuación ajustada.



“LA VIDA ES UNA RECCIÓN QUÍMICA QUE SOLO REQUIERE DE EQUILIBRIO”
PRIYAVRAT GUPTA