
	Alcaldía De Medellín	 Alcaldía de Medellín
	Secretaría De Educación Municipal	
	Institución Educativa El Diamante	
	Formato Guía de aprendizaje en casa	

Área: QUIMICA	Grado: ONCE	Guía N°: 1
	Periodo: 1	Fecha de entrega: Mayo 10 de 2024

Docente Responsable: Edith Ortega Ariza

Ámbitos conceptuales:

Estequiometria

Competencias generales:

Indagar, explicar, comunicar y trabajar en equipo.
Disposición para aceptar la naturaleza abierta, parcial y cambiante del conocimiento y para reconocer la dimensión social del conocimiento y asumirla responsablemente

Indicadores de desempeños:

Establece relaciones estequiometrias entre los reactivos y productos en una reacción química

Pregunta problematizadora: Porque es importante conocer los reactivos y los productos en una ecuación química?

Realiza el taller en el cuaderno de Química

TEMA N. 1 ESTEQUIOMETRIA

La estequiometria se define como los cálculos que se pueden establecer entre los reactivos y los productos en una ecuación química

La importancia de la estequiometria está en que se puede saber exactamente la cantidad de **reactivo** necesario para obtener una cantidad de **producto** o cuánto **producto** se obtiene de acuerdo a la cantidad de **reactivo**. También permite calcular el **rendimiento** de una reacción y la **pureza** de un reactivo o de un producto obtenido.

Gracias a la estequiometria la industria química es un buen negocio ya que se pueden establecer exactamente las cantidades de productos que se obtienen o que se adquieren y establecer sus costos y ganancias.



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

¿Qué es peso molecular?

Es la suma de los pesos atómicos de cada uno de los elementos que forman una molécula y se expresa en gramos. El peso atómico de cada elemento se encuentra en la **tabla periódica**

¿Cómo se determina el peso molecular?

Se busca el peso atómico de cada elemento, se multiplica este valor por la cantidad de veces que está el elemento en la fórmula y finalmente se suman estos valores. Veamos como ejemplo, como el carbonato de calcio CaCO_3 **primero: Segundo:**

Tercero:

Se buscan los pesos atómicos en la tabla periódica:

Ca = 40gr

C = 12gr

O = 16gr

Se multiplican los pesos atómicos por la cantidad de veces que está el elemento en la molécula.

Ca = 40gr x 1 = 40gr

C = 12gr x 1 = 12gr

O = 16gr x 3 = 48gr

Se suman los resultados anteriores:
 $40\text{gr} + 12\text{gr} + 48\text{gr} = 100\text{gr}$

El peso molecular del

CaCO_3 es 100 gramos

Leyes ponderales de la química

Ley de la conservación de la masa: La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él. Esto quiere decir, en términos químicos, que la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos de la reacción.

Ley de las proporciones definidas: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación en peso constante independientemente del proceso seguido para formarlo. Esta ley también se puede enunciar desde otro punto de vista: Para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en peso, es decir, una proporción ponderal constante.

Ley de las proporciones múltiples: Cuando dos elementos se combinan en proporciones diferentes, dan en cada caso un compuesto distinto. La relación entre ellos es de números enteros sencillos.



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

TALLER N. 1 : ESTEQUIOMETRIA

1. Cómo se define la estequiometria?
2. ¿Cuál es la importancia de la estequiometria?
3. ¿Qué otros aspectos de una reacción, me permite calcular la
4. ¿Cuál es la importancia de la estequiometria en la industria química?
5. ¿Qué es el peso molecular?
6. ¿Cómo se calcula el peso molecular del carbonato de calcio Ca CO_3 ?
7. Escriba la definición de las tres leyes ponderales de la química
8. ¿Cómo se calcula el peso molecular del \square sulfato ferroso de fórmula FeSO_4 ?
 - ácido sulfúrico H_2SO_4 ?
 - molecular del cloruro de sodio NaCl ?
9. Copia la siguiente tabla de compuestos con sus fórmulas y escribe el peso molecular de cada uno de ellos:

H_2O

Hidruros

NH_3

CO_2

CO

SO_2

SO_3

NO_2

Óxidos no metálicos



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

Óxidos metálicos	FeO
	Fe ₂ O ₃
	HCl
	HNO ₃

ECUACIONES QUÍMICAS POR TANTEO:

es, para balancear por este o todos los demás métodos es necesario conocer la ley de la conservación de la masa, propuesta por Lavoisier en 1774. Como todo lleva un orden a seguir, éste método resulta más sencillo que los otros. Se balancean los elementos de la siguiente manera: Balancear primero Metales y/o no metales Oxígenos y finalmente Hidrógenos. Balancear por el método de tanteo consiste en colocar los "Coeficientes" a la izquierda del compuesto o elemento del que se trate. De manera que exista una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos. Ejemplo:



Para balancear, comenzamos contando los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, luego los Oxígenos y finalmente Hidrógenos. A la izquierda de la flecha tenemos los "Reactivos" y a la derecha, los "Productos de la Reacción". La flecha se lee: "produce". Observamos que en los reactivos tenemos dos átomos de hierro (el número delante del símbolo, Fe. Es importante hacer notar que si el número está antes de la fórmula del compuesto, afectará a todos los elementos que lo integran y este número se llamará "coeficiente". El coeficiente indica el número de moléculas presentes). En los productos solo hay un átomo de hierro. Como debe haber el mismo número de átomos a la izquierda y a la derecha, colocaremos un coeficiente en el segundo miembro para balancear el número de átomos, así: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3$



Alcaldía De Medellín

Secretaria De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

NOTA: Observa que solo podemos colocar coeficientes para balancear (números antes de la fórmula. No se puede colocar un dos después del hierro de los productos pues esto alteraría la fórmula del compuesto). Ya hemos igualado los átomos de hierro. A continuación, contamos los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación. En el primer miembro hay cuatro átomos de oxígeno. Tres en el óxido férrico (Fe_2O_3) y uno en la molécula de agua; mientras que en el segundo miembro hay seis, tres en el grupo OH multiplicado por el coeficiente 2 que hemos colocado en el paso anterior. (Observa que los coeficientes multiplican los átomos presentes en la molécula). Para compensar esta diferencia colocamos un tres antes de la fórmula del agua. Lo colocamos allí porque si lo colocamos antes de la fórmula del óxido, alteraríamos la cantidad de hierro que ya hemos ajustado en el paso anterior. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3$

Colocamos un tres porque ya hay tres átomos de oxígeno en la fórmula del Óxido Férrico. Contamos ahora los átomos de hidrógeno y observamos que hay seis átomos a ambos lados de la flecha, por lo que la ecuación ha quedado balanceada. Para comprobar, construimos la siguiente tabla:

2 Fe 2

TALLER N. 2 BALANCEO DE ECUACIONES

Balancea las siguientes ecuaciones Químicas por el método de tanteo:

1. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
2. $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
5. $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
6. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
7. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
8. $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
9. $\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
10. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
11. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
12. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
14. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$



Alcaldía De Medellín

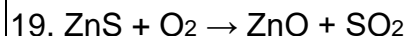
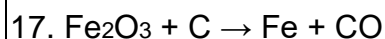
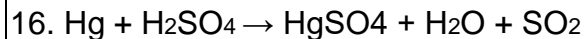
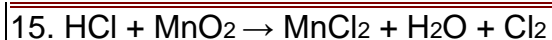
Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

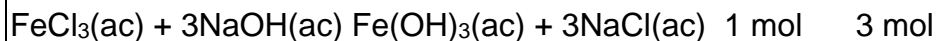
**TEMA N. 3: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS Mol - Mol**

Ejemplo 1. Relación mol – mol. En esta relación, se aplica el concepto de mol a la ecuación química balanceada de la siguiente manera:



1 mol de FeCl_3 + 3 mol de NaOH 1 mol de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ + 3 mol de NaCl

Sí se adicionan 5 mol de FeCl_3 en la reacción química, ¿Cuántos mol de NaCl se obtendrán?



5 mol X Resolviendo:

REGLA DE TRES

$$X = \frac{(5 \text{ mol } \text{FeCl}_3) (3 \text{ mol } \text{NaCl})}{1 \text{ mol } \text{FeCl}_3} = 15 \text{ mol de } \text{NaCl}$$

FACTOR DE CONVERSION

$$\frac{5 \text{ mol de } \text{FeCl}_3}{\text{mol de } \text{FeCl}_3} \times \frac{3 \text{ mol de } \text{NaCl}}{1 \text{ mol de } \text{FeCl}_3} = 15 \text{ mol de } \text{NaCl}$$

RESPUESTA:

Se producirán 15 mol de NaCl .

TALLER N. 3 CALCULO DE MOL A MOL

Hallar el número de moles para las siguientes ecuaciones.



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

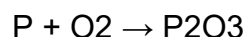
Formato Guía de aprendizaje en casa



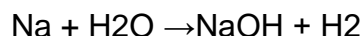
Alcaldía de Medellín

Nota: recuerda que tienes que balancear.

1. cuantas moles se necesitan de trióxido de fosforo para obtener 4 moles de fosforo?



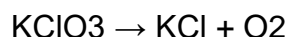
2. Cuantas moles se necesitan de agua para obtener 3,5 moles de hidróxido de sodio?



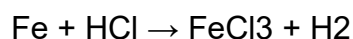
3. cuantas moles de pentóxido de fosforo se necesitan para producir 5 moles de ácido fosfórico?



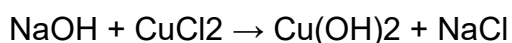
4. cuantas moles de clorato de potasio se necesitan para producir 2,5 moles de cloruro de sodio



5. cuantas moles de cloruro de hierro se necesitan para producir 7 moles de hierro



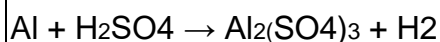
6. cuantas moles de $CuCl_2$ se necesitan para producir 1,8 moles de $Cu(OH)_2$



7. cuantas moles de HNO_3 se necesitan para producir 4,2 moles de agua



8. cuantas moles de $Al_2(SO_4)_3$ se necesitan para producir 3 moles de Aluminio





Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

TEMA. 4 CALCULO DE MASA A MASA

Sí se cuenta con 980 g de FeCl_3 para realizar la siguiente reacción Química:



¿Cuántos gramos de Fe(OH)_3 se producirán?

1.- Se balancea la ecuación:



Recuerda que para balancear una ecuación puedes hacer uso del siguiente diagrama de flujo. Balanceando primero los metales, posteriormente los no metales dejando al final al oxígeno.



Se comprueba que la ecuación se encuentre balanceada utilizando el siguiente cuadro.

Reactivos		Productos
Nº de átomos	Elementos	Nº de átomos
1	Fe	1
3	Na	3
3	Cl	3
3	H	3
3	O	3



2. Se realizan cálculos de las masas molares de cada uno de los reactivos y productos

REACTIVOS		PRODUCTOS	
$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH}$		$\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$	
FeCl₃		Fe(OH)₃	
1 átomo de Fe	1X55.85g = 55.85u	1 átomo de Fe	1X55.85 = 55.85 u
3 átomos de Cl	3X35.45g = 106.35u	3 átomos de O	3X16 = 48.0 u
		3 átomos de H	3X1 = 3.0 u
			106.85 u
			masa molar = 106.85 g/mol
	masa molar = 162.20g/mol		

Se realizan los cálculos correspondientes:



162.20g

106.85g

980g

X

Resolviendo:

Fe(OH)₃

$$X = \frac{(980\text{g FeCl}_3) (106.85\text{g Fe(OH)}_3)}{162.20\text{g FeCl}_3} = 645.58\text{g de}$$

162.20 g FeCl₃

Por lo tanto, a partir de 980 g de FeCl₃ se producirán 645.58 g de Fe(OH)₃



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa



Alcaldía de Medellín

TEMA N. 5 :REACTIVO LIMITE

El reactivo que se consume por completo es el llamado reactivo limitante, porque es el que determina la cantidad de producto que se puede producir en la reacción. Cuando el reactivo limitante se consume, la reacción se detiene.

El reactivo que no reacciona completamente, sino que “sobra”, es el denominado reactivo en exceso.

Si tenemos una cierta cantidad de dos elementos o compuestos diferentes, para producir una reacción química, podemos saber con anticipación cuál será el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso, realizando algunos cálculos basados en la ecuación química ajustada.

EJEMPLO

Tomemos por ejemplo la reacción de formación del amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno.



Si tengo 15 moles de hidrógeno y 10 moles de nitrógeno, ¿cuál será el reactivo limitante, cuál el reactivo en exceso, y cuántos moles de amoníaco se podrán obtener?

Lo primero que debemos hacer es ajustar la reacción, es decir, colocar los coeficientes estequiométricos adecuados, para que el número de átomos en los reactivos sea igual al número de átomos en los productos, y de esta manera cumplir con la ley de conservación de la materia.

Entonces la reacción ajustada (al tanteo), quedará de la siguiente manera:



Esto se interpreta así: 3 moléculas o moles de hidrógeno reaccionan con una molécula o mol de nitrógeno para obtener 2 moles o moléculas de amoníaco.

Entonces, si tengo 15 moles de hidrógeno, reaccionarán con 5 moles de nitrógeno, sobrando otros 5 moles de este elemento. Por lo tanto en este caso, el hidrógeno es el reactivo limitante, y el nitrógeno, el reactivo en exceso. Si con tres moles de hidrógeno se producirían dos moles de amoníaco, con 15 moles de hidrógeno obtendremos 10 moles de amoníaco.

Podemos trabajar con la unidad que necesitemos, sean gramos o moles es indistinto, siempre que respetemos las proporciones estequiométricas representadas en la reacción.



Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa

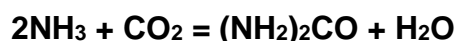


Alcaldía de Medellín

Otra manera de hallar el reactivo en exceso y el reactivo limitante es calcular cuánta cantidad de producto se obtendría con cada uno. El reactivo con el cual se obtendría mayor cantidad de producto es el reactivo en exceso, y el otro, el reactivo limitante.

EJEMPLO 2

Por ejemplo, para la reacción:



Si tengo 637,2 gramos de amoníaco y 1142 gramos de dióxido de carbono, que reaccionarán para formar urea ¿cuál será el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

Lo primero es pasar de gramos a moles, según el peso sumado de los átomos de cada compuesto. Entonces, haciendo los cálculos correspondientes, obtenemos que:

637,2 gramos de amoníaco son 37,5 moles.

1142 gramos de dióxido de carbono son 26 moles.

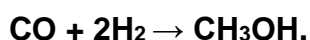
Por lo tanto, con los 37,5 moles de amoníaco se podrían obtener 18,75 moles de urea.

Con los 26 moles de dióxido de carbono, se obtendrían 26 moles de urea.

Entonces, en este caso, el amoníaco es el reactivo limitante, y el CO₂, el reactivo en exceso

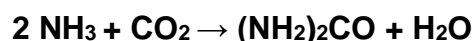
TALLER N. 5 REACTIVO LIMITE

1. sea la reacción de síntesis del metanol:



Si se tienen 3 moles de CO y 5 moles de, calcular cuál es el reactivo limitante y la cantidad de metanol (CH₃OH) producida.

2. Sea la reacción de síntesis de la urea:





Alcaldía De Medellín

Secretaría De Educación Municipal

Institución Educativa El Diamante

Formato Guía de aprendizaje en casa

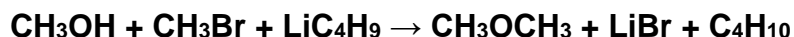


Alcaldía de Medellín

Si tenemos 500 gramos de NH_3 y 1000 gramos de CO_2 calcular cuál es el reactivo limitante y la cantidad de urea NH_3 producida.

Los pesos moleculares del NH_3 , CO_2 y $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ son 17,03, 44,01 y 60,06 gramos/mol

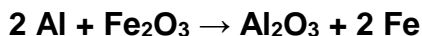
3. Sea la siguiente reacción:



Si están presentes 100 gramos de cada uno de los reactivos, calcular cuál es el limitante y la cantidad sobrante del resto.

Los pesos moleculares del CH_3OH , CH_3Br y LiC_4H_9 son 32,04, 94,94 y 64,06 gramos/mol

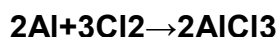
4. Sea la siguiente reacción:



Si están presentes 100 gramos de cada uno de los reactivos, calcular cuál es el limitante, la cantidad sobrante del resto de reactivos y la cantidad de Al_2O_3 generada.

Los pesos moleculares del Al , Fe_2O_3 y Al_2O_3 son 26,98, 159,69 y 101,96 gramos/mol respectivamente.

5. En la siguiente reacción, ¿cuál es el reactivo limitante si empezamos con 2.80g de Al y 4.25 g de Cl_2



Autoevaluación:

Que ventajas y desventajas nos permite la estequiometría en química?

Bibliografía:

<https://es.khanacademy.org/science/chemistry/chemical-reactions-stoichiome>