



COLEGIO DOMINGO EYZAGUIRRE SAN BERNARDO
ASIGNATURA: Química.
Profesor: Mauricio Foquett.



GUÍA N° 6

Nombre:	Curso: 1ro Medio
Puntaje de la prueba: 51 puntos	puntaje
Fecha inicio: NOVIEMBRE	

Descripción Curricular de la Evaluación

Nivel.	N°1
Objetivos a evaluar	OA20
Habilidades a evaluar	Conocer - Identificar - Analizar – Describir – Aplicar

INSTRUCCIONES:

Estimadas y Estimados Estudiantes la presente guía debes contestar con ayuda de tus apuntes y/o texto. Esta guía debes entregarla al establecimiento antes del 08 de diciembre.

Dudas y consultas al Correo: mauricio.foquett1997@gmail.com o al WhatsApp +56 9 5912 2725

Estequiometría.

Es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos). Las relaciones pueden ser: entre reactivos y productos, sólo entre reactivos o sólo entre productos.



Para comprender la estequiometría es importante conocer las partes de una ecuación química. Siguiendo la imagen, en el lado izquierdo de la ecuación se encuentran los reactivos y al lado derecho los productos, las letras entre paréntesis representan a los estados físicos en que se encuentran los compuestos, estos pueden ser:

Sólido (s) - Líquido (l) - Gaseoso (g) - Acuoso (ac).

Por otra parte están los coeficientes o números estequiométricos, los cuales indican la cantidad del compuesto presente en la ecuación química.

También están los subíndices, los cuales indican la cantidad de un elemento en un compuesto.

Balance Estequiométrico.

Existen dos métodos para balancear una ecuación química:

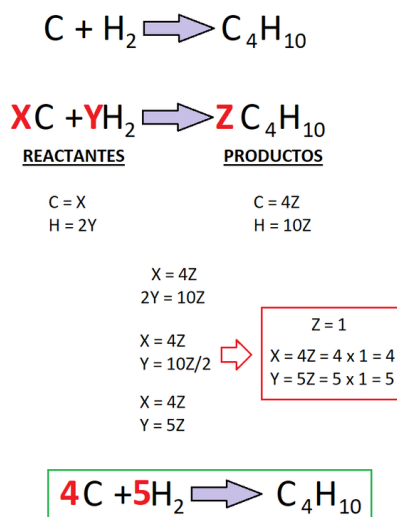
Método del Tanteo: Es un método de balanceo de ecuaciones, que se basa en la prueba y error, donde se prueban distintos números y proporciones para balancear la ecuación. Este método es utilizado principalmente en ecuaciones químicas sencillas.

Consejos para balanceo por tanteo: Usar números pequeños, balancear los compuestos más grandes y luego los más pequeños.



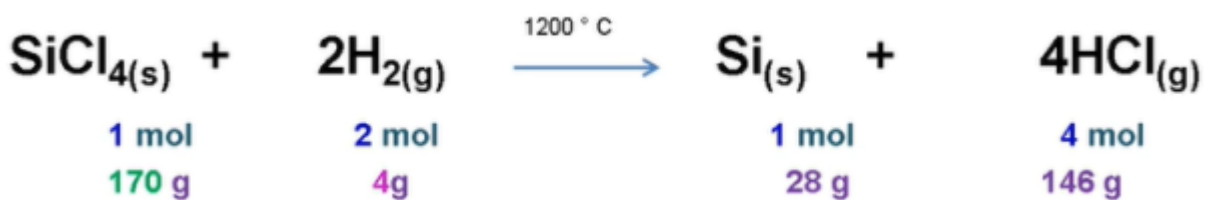
Usando números pequeños (en color azul) se consiguió igualar las cantidades de los elementos en ambos lados de la reacción.

Método Algebraico: Es un método de balanceo de ecuaciones, que se basa en la aplicación de una ecuación algebraica, utilizando números y letras. Se utiliza principalmente en ecuaciones químicas complejas (también en ecuaciones simples) y con gran cantidad de participantes.



Relaciones Estequiométricas.

Estas relaciones las desarrollaremos con el siguiente ejemplo:



- a) Relación Mol-Mol: Permite conocer la cantidad de moles de un compuesto, conociendo la de otro en la ecuación química:

Ejm:

Si reaccionan 5 moles de SiCl_4 , ¿cuántas moles de hidrógeno se requieren?

$$5 \text{ mol SiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} = 10 \text{ mol H}_2$$

- b) Relación gramo-gramo: Permite conocer la masa de un compuesto, conociendo la de otro en la ecuación química:

Ejm:

Si reaccionan 32 gramos de SiCl_4 , ¿cuántos gramos de hidrógeno se requieren?

$$32 \text{ g SiCl}_4 \times \frac{4 \text{ g H}_2}{170 \text{ g SiCl}_4} = 0,75 \text{ g H}_2$$

- c) Relación mol-gramo: Permite conocer la masa o los moles de un compuesto, conociendo la masa o los moles de otro en la ecuación química.

Ejm:

Si reaccionan 38 gramos de SiCl_4 , ¿cuántas moles de hidrógeno se requieren?

$$38 \text{ g SiCl}_4 \times \frac{2 \text{ mol H}_2}{170 \text{ g SiCl}_4} = 0,45 \text{ mol H}_2$$

Cálculos estequiométricos:

Calcular masa molecular: Para calcular la masa molecular de un compuesto, necesitamos tener la masa molar de cada uno de los elementos presentes en el compuesto.

Masa Molecular = Suma de todas las masa molares de los elementos del compuesto.

Calcular moles: Para calcular los moles de un compuesto necesitamos la masa molecular y la masa (en gramos) del mismo compuesto.

Moles = masa en gramos : Masa Molecular

Calcular masa: Para calcular la masa de un compuesto, necesitamos la masa molecular y los moles.

masa en gramos = Moles x Masa Molecular

Calcular Volumen (Solo compuestos gaseosos): Para calcular el volumen, necesitamos saber la cantidad de moles y la siguiente fórmula:

$$P V = n R T$$

P = presión

V = Volumen

n = moles

T = Temperatura

R = Constante de los gases.

Cuyos valores son:

P = 1

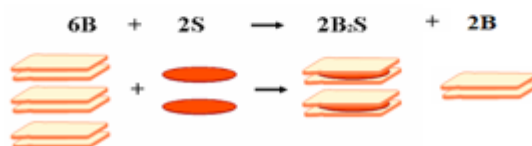
T = 273 R = 0,0082

Reactivo Limitante y en Exceso.

Cuando se realiza una reacción química, generalmente los reactantes no están presentes en cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada.

Se llama reactivo limitante al que se ha consumido por completo en una reacción química y determina o limita la cantidad de producto formado.

Por ejemplo, si queremos preparar emparedado de mortadela y tenemos 6 láminas de pan de molde y dos mortadelas, podremos obtener solo 2 emparedados. En la imagen descrita, la mortadela representa al **reactivo limitante**. En tanto, el **reactivo en exceso** es el que se encuentra en mayor cantidad que lo necesario para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante, o sea, es el reactante que sobra, el que queda sin reaccionar, en este caso, las dos láminas de pan de molde.

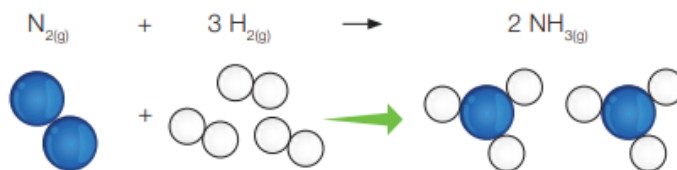


Ejemplo:

El Amoniaco doméstico es una disolución acuosa de amoniaco NH_3 y se usa como agente de limpieza. Si se hacen reaccionar **55 g de Hidrógeno** con **55 g de Nitrógeno**, según su ecuación balanceada:

a) ¿Cuál reactivo es el limitante y cuál está en exceso?

Paso 1: Escribir la ecuación química y balancear la ecuación.



La proporción estequiométrica es 1 : 3 : 2.

Paso 2: Calcular los moles de los reactivos.

$$n_{\text{N}_2} = \frac{55 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,96 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{55 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 27,5 \text{ mol}$$

Dividimos los gramos de cada compuesto por la masa molar de cada uno de ellos.

Paso 3: Verificar que la proporción de los moles es similar a la indicada en la ecuación balanceada.

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{1,96 \text{ mol de N}_2} = \frac{3 \text{ mol de H}_2}{x \text{ mol de H}_2} \quad x = 5,88 \text{ mol de H}_2$$

La proporción era que 1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 , por ende, 1,96 moles de N_2 reaccionan con 5,88 moles de H_2 .

Entonces, como al inicio se tenían 27,5 moles de H_2 , **pero solo se necesitan 5,88 moles de H_2 para reaccionar con los 1,96 moles de N_2 , por ende se concluye que el reactivo limitante es el N_2 y el reactivo en exceso es H_2 .**

Composición porcentual.

La Composición porcentual de un compuesto, es la cantidad en porcentaje de cada elemento presente en un compuesto.

Ejemplo: H_2SO_3

Paso 1: Identificar los elementos en el compuesto e indicar la cantidad de cada uno de ellos en el compuesto.

Hidrógeno (H) - Azufre (S) - Oxígeno (O)
H = 2 S = 1 O = 3

Paso 2: Multiplicar la cantidad de cada uno de los elementos por su masa molar y sumarlos.

$$\text{H} = 2 \times 1 \text{ g/mol} = \mathbf{2 \text{ g/mol}} \quad \text{S} = 1 \times 32 \text{ g/mol} = \mathbf{32 \text{ g/mol}} \quad \text{O} = 3 \times 16 \text{ g/mol} = \mathbf{48 \text{ g/mol}}$$
$$\mathbf{2 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 48 \text{ g/mol} = 82 \text{ g/mol}}$$

Paso 3: El resultado anterior de cada uno de los elementos dividirlo por el total y luego multiplicarlo por 100, para obtener el porcentaje de cada uno de los elementos en el compuesto.

$$\mathbf{H = 2 : 82 = 0,024 \times 100 = 2,4 \% \text{ de Hidrógeno.}}$$

$$\mathbf{S = 32 : 82 = 0,391 \times 100 = 39,1 \% \text{ de Azufre.}}$$

$$\mathbf{O = 48 : 82 = 0,585 \times 100 = 58,5 \% \text{ de Oxígeno.}}$$

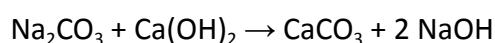
Porcentaje de rendimiento.

En general, cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción. Los motivos son diversos y entre ellos se pueden mencionar: La reacción se produce en condiciones inadecuadas. Se pierde algo de la sustancia al manipularla. Existen reacciones alternativas o secundarias que dan lugar a productos no deseados. Además, hay muchos casos en los que la conversión de reactivos en productos no es total por razones energéticas, independientemente de que se den las circunstancias anteriores. El porcentaje de rendimiento está dado por la siguiente fórmula:

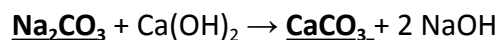
$$\% = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo:

En un laboratorio al hacer reaccionar **35 g de Carbonato de Sodio**, se obtienen **28,5 g de Carbonato de Calcio**, con estos datos, vamos a calcular el porcentaje de rendimiento de la reacción. La ecuación es la siguiente:



Paso 1: Identificar a los participantes y conocer la proporción estequiométrica de ambos compuestos.



La proporción estequiométrica es 1 : 1.

Paso 2: Calcular la Masa Molecular de cada compuesto, y luego multiplicarlo por la masa del reactante, para obtener el rendimiento teórico.

Masa Molecular Carbonato de Sodio = 100 g / mol

Masa Molecular Carbonato de Calcio = 106 g / mol

Dividimos ambos valores y los multiplicamos por la masa del reactante (35 g), para obtener el **rendimiento teórico**.

100 g de Na_2CO_3 : 106 g de CaCO_3 = 0,95 x 35 g = **33,1 g es el rendimiento teórico de la reacción.**

Paso 3: Calcular el porcentaje de rendimiento de la reacción utilizando la fórmula.

Rendimiento real = 28,5 g

Rendimiento teórico = 33,1 g

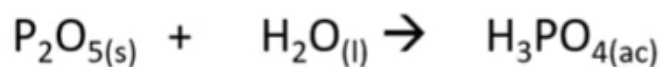
Dividimos ambos valores y el resultado, lo multiplicamos por 100.

28,5 : 33,1 = 0,86 x 100 = **86 % de rendimiento de la reacción.**

ACTIVIDADES.

Actividad 1. Balance y Cálculos estequiométricos. (19 puntos)

1. Balancea las siguientes ecuaciones químicas e indica la proporción estequiométrica.



Proporción estequiométrica:



Proporción estequiométrica:



Proporción estequiométrica:

2. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos.

- a) CaSO_4
- b) N_2O_5
- c) Na_2SO_4

3. Calcula la cantidad de moles en:

- a) 50 gramos de HCl
- b) 240 gramos de H_2SO_4
- c) 315 gramos FeSO_4

4. Calcula la masa en:

- a) 5 moles de NaCl
- b) 7,5 moles de LiBr
- c) 10 moles de Na_2SO_3

5. Calcula Volumen que usan:

- a) 5 moles de NH_3
- b) 7 moles de Cl_2
- c) 50 gramos de CO_2

Actividad 2. Reactivo limitante y en exceso. (15 puntos)

1. A Partir de la siguiente ecuación química balanceada, se plantea la siguiente situación:

En un laboratorio se hacen reaccionar 120 g de Al con 200 g de Fe_2O_3 dando como resultado Al_2O_3 y Fe, a partir de estos datos entregados responde:



- a) ¿Cuál es la proporción estequiométrica de los reactivos?
- b) Indica los moles de cada uno de los reactivos.
- c) ¿Cual es el reactivo limitante y el reactivo en exceso?
- d) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 se producen?

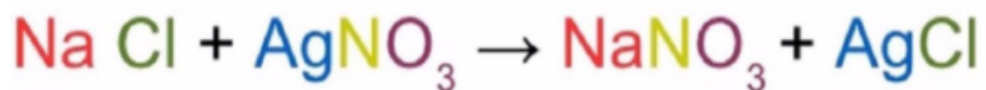
Actividad 3. Composición porcentual y Rendimiento de Reacción. (15 puntos)

1. Calcula la composición porcentual de cada elemento en los siguientes compuestos:

- AgNO_3
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
- NaHCO_3
- KMnO_3
- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$

2. Calcula el rendimiento de cada una de las reacciones que se presentan a continuación:

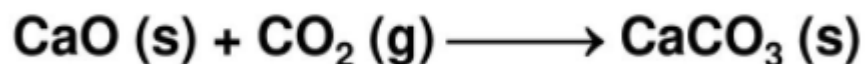
- En un laboratorio se hacen reaccionar **24 g de Cloruro de Sodio** con nitrato de plata, produciendo **20 g de Nitrato de Sodio**, tal y como lo muestra la siguiente ecuación química:



Indique:

- La masa molecular de NaCl y NaNO_3 .
- El rendimiento porcentual de la reacción.

- En la producción de vidrio y cemento es fundamental la presencia de Carbonato de Calcio, el cual es producido en la siguiente reacción:



En esta reacción, reaccionan **50 g de CaO** con dióxido de carbono, produciendo **35 gramos de Carbonato de de Calcio**

Indique:

- La masa molecular de CaO y CaCO_3 .
- El rendimiento porcentual de la reacción

Tabla de Masa Molares: Usar esta tabla para desarrollar las actividades anteriores.

Elemento	Masa Molar	Elemento	Masa Molar	Elemento	Masa Molar
H	1 g/mol	Mg	24,3 g/mol	Mn	54 g/mol
Li	6,9 g/mol	Al	27 g/mol	Fe	55 g/mol
Be	9 g/mol	Si	28 g/mol	Cu	63,5 g/mol
B	10,8 g/mol	P	31 g/mol	Cr	52 g/mol
C	12 g/mol	S	32 g/mol	I	126 g/mol
N	14 g/mol	Cl	35 g/mol	Zn	85,3 g/mol
O	16 g/mol	K	39 g/mol	Br	79 g/mol
F	19 g/mol	Ca	40 g/mol	Au	197,2 g/mol
Na	23 g/mol	Ag	107 g/mol	Ni	58,1 g/mol