



**QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA 4TO AÑO B**  
**INDUSTRIA DE PROCESOS - IPET N°132 PARAVACHASCA**

Profesora Marta Evangelina Gómez  
 e-mail: mevangelinag@gmail.com



**Secuencia N° 4: ESTEQUIOMETRÍA**

**Eje temático 3: Estequiometría**

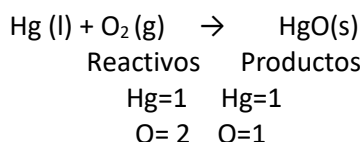
Cálculo de masa, moles, volúmenes gaseosos. Volumen molar. Reactivo limitante. Exceso de reactivo. Pureza de una sustancia. Rendimiento.

**Criterios de evaluación:**

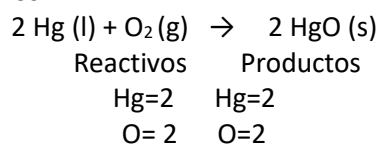
- Participación activa en clases
- Comunicarte con tu docente para aclarar dudas
- Prolijidad en la entrega de las actividades, colocar nombre, apellido en cada hoja y numerarla.
- Entrega en tiempo y forma.

**Estequiometría**, palabra derivada de los términos griegos estequio (elemento) y metria (medida). La estequiometria es la parte de la química que estudia las relaciones entre las cantidades de las sustancias, las que son determinadas tanto por sus fórmulas como por las ecuaciones que representan sus transformaciones. Para establecer dichas relaciones se utilizan varios principios, dos de los principales principios son: la **Ley de la Conservación de la Materia** enunciada por Lavossier, la cual se podría concluir como “la masa total de las sustancias (reactivos) que intervienen en un cambio, es igual a la masa total de las sustancias después del cambio (productos)”; y la **Ley de las Proporciones Constantes** establecida por Proust en 1797, que puede enunciarse como: “La proporción en que reaccionan dos sustancias es siempre constante para un proceso dado”.

Como hemos visto, al realizar una ecuación química de una reacción determinada, debemos balancear o equilibrar la ecuación, es decir, colocamos coeficientes numéricos que anteceden a cada uno de los reactivos y productos involucrados, de tal manera que, al hacer el conteo de los átomos, este número sea igual a ambos lados de la ecuación. Por ejemplo, se tiene la reacción,



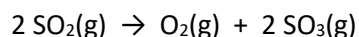
Balanceando la ecuación, tenemos:



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. En el ejemplo anterior, vemos que 1 mol de O<sub>2</sub> y 2 moles de Hg formaran 2 moles de HgO. Para saber la masa

de dicha molécula, busco en la tabla periódica la masa atómica de cada elemento (número másico): Hg=200,6 y O= 16, por lo tanto: 1 mol de HgO tiene una masa molecular de 200,6 + 16= 216,6 gr.

El ejemplo que se presenta a continuación ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre:



La información que se puede inferir a partir de la ecuación anterior puede verse en la tabla 1. La tabla periódica nos brinda la masa de cada uno de los elementos químicos que existen, en este caso se trata de gases (g), y junto con la ecuación química balanceada, obtenemos la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

Cada	Puede relacionarse con	Para dar
2 moléculas de SO <sub>2</sub>	1 molécula de O <sub>2</sub>	2 moléculas de SO <sub>3</sub>
2 moles de SO <sub>2</sub>	1 mol de O <sub>2</sub>	2 moles de SO <sub>3</sub>
128 g de SO <sub>2</sub>	32 g de O <sub>2</sub>	160 g de SO <sub>3</sub>
44,8 L de SO <sub>3</sub> (medidos a 0°C y 1 atm)	22,4 L de O <sub>2</sub>	44,8 L de SO <sub>3</sub>
2 volúmenes de SO <sub>2</sub> (medidos a 0°C y 1 atm)	1 volumen de O <sub>2</sub>	2 volúmenes de SO <sub>3</sub>

**Tabla 1. Información cualitativa y cuantitativa que se puede inferir a partir de la ecuación.**

**Volumen molar:** Cuando se tienen elementos químicos gaseosos, se utilizan magnitudes del gas en condiciones normales de temperatura y presión (CNPT) esto quiere decir que 1 mol de gas, a 1 atm de presión, a una temperatura de 273°K, ocupa un volumen de 22,4 litros. Teniendo en cuenta que un mol equivale a  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas.

### REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama **reactivo limitante** o reactivo límite; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El reactivo que sobra se llama reactivo en exceso o **reactivo excedente**.

### Rendimiento de las reacciones químicas

La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de una cantidad de reaccionantes, se denomina rendimiento teórico.

Por muchas razones, la cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria, en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teóricamente posible. Algunas de las razones son las siguientes:

- Falta de cuidado al manipular el producto obtenido.
- Las condiciones de la reacción no son adecuadas, por ejemplo, la temperatura o presión del sistema de reacción no son las ideales para el proceso.
- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es muy difícil y no todo el producto logra aislarse.
- En algunos casos, un conjunto particular de reactivo da lugar a dos o más reacciones simultáneas, formando productos indeseables además de los deseados.
- La calidad o pureza de las materias primas no es óptima.

La cantidad real de producto que se obtiene se denomina **rendimiento real**. El rendimiento real de una reacción se expresa en términos de % mediante la siguiente expresión:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{masa del producto obtenido}}{\text{masa producto teórico}} \times 100$$

### Pureza de reactivos y productos

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas representan un peso adicional que aumenta el peso de la sustancia pura, lo que afecta la calidad del producto. Debido a lo anterior, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer así, la cantidad real de reactivo puro a partir del cual debemos realizar el cálculo.

### Objetivos

- Comprobar la ley de las proporciones definidas o constantes.
- Encontrar la relación matemática como coeficiente en la proporción de los reactivos y productos en la reacción.

### MATERIALES, EQUIPOS Y REACTIVOS:

Espátula, Beakers, Pipeta, Tubos de ensayo, Frasco lavador, Gradilla.

Solución de permanganato de potasio al 0.1N, solución de tiosulfato de sodio 0.1N, y ácido sulfúrico concentrado.

### Experimento 1

Coloque en diferentes tubos de ensayo 10 a 50 gotas de la solución acuosa del permanganato de potasio. Luego, agregue agua destilada hasta llenar la mitad del tubo y 3 gotas de ácido sulfúrico concentrado. Repita para cada tubo.

Añada después, gota a gota, solución de tiosulfato de sodio, agitando tras agregar cada gota y esperando un tiempo suficiente para ver si desaparece o no el color debido al permanganato. Repita el goteo hasta que la coloración desaparezca definitivamente, anote el número de gotas de tiosulfato de sodio utilizadas. Repita para cada tubo.

<b>Tubo 1</b>	<b>Tubo 2</b>	<b>Tubo 3</b>	<b>Tubo 4</b>	<b>Tubo 5</b>
10 gotas KMnO	20 gotas KMnO <sub>4</sub>	30 gotas KMnO <sub>4</sub>	40 gotas KMnO <sub>4</sub>	50 gotas KMnO <sub>4</sub>
Agua destilada	Agua destilada	Agua destilada	Agua destilada	Agua destilada
3 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	3 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	3 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	3 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	3 gotas H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Tiosulfato de sodio	Tiosulfato de sodio	Tiosulfato de sodio	Tiosulfato de sodio	Tiosulfato de sodio

Cuestionario 1:

En este experimento se puso a reaccionar permanganato de potasio con tiosulfato de sodio en presencia de ácido sulfúrico según la ecuación:



- Balancee la ecuación con base a su fundamentación teórica.
- Complete la siguiente tabla con los datos obtenidos:

<b>Tubo</b>	<b>Nº gotas de KMnO<sub>4</sub></b>	<b>No. de gotas de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>Cociente</b>
<b>1</b>			
<b>2</b>			
<b>3</b>			
<b>4</b>			
<b>5</b>			

- ¿Considera comprobada la ley de las proporciones constantes?
- ¿En caso de que no haya obtenido una corroboración de dicha ley para el caso particular estudiado, a qué le atribuye esto?

## Experimento 2

La química es como la cocina, en cierta forma, es otra forma de hacer química, se realiza un seguimiento RIGUROSO de la receta para obtener un producto a partir de la combinación de varios ingredientes. Con ayuda de la profesora, experimentaremos en la cocina!

### FABRICACION DE GALLETAS

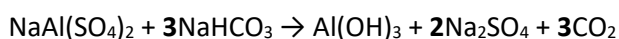
El polvo de hornear se utiliza en la cocción para hacer que la masa de pan se eleve. La gran ventaja del polvo de hornear sobre la levadura es que funciona al instante. Así es como

funciona la reacción química en el polvo de hornear. El polvo de hornear contiene bicarbonato de sodio (bicarbonato de sodio) y un ácido seco (crema de sarro o sulfato de sodio y aluminio) para contrarrestar la alcalinidad y el gusto metálico del bicarbonato. Cuando se agrega líquido a una receta para hornear, estos dos ingredientes reaccionan para formar burbujas de dióxido de carbono.

La reacción que ocurre entre el bicarbonato de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ) y crema de tártaro ( $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ) es:



Bicarbonato de sodio y sulfato de aluminio y sodio ( $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$ ) reaccionan de manera similar:



La reacción química que produce las burbujas de dióxido de carbono ocurre inmediatamente al agregar agua, leche, huevos u otro ingrediente líquido a base de agua. Debido a esto, es importante cocinar la receta de inmediato, antes de que desaparezcan las burbujas. Además, es importante evitar mezclar en exceso la receta para no remover las burbujas de la mezcla.

### RECETA

300g. de harina 0000

200g. de manteca

100g. de azúcar

1/2 cda de polvo de hornear (opcional)

Palo de amasar

Papel film

Recipiente

### PROCEDIMIENTO

1. Colocar en un bol el azúcar y agregamos la manteca pomada.
2. Mezclar bien hasta que se integre todo en una crema.
3. Agregamos la harina y 1/2 cucharada de polvo de hornear y empezar a integrar con las manos. Cuando se pueda, la pasamos a la mesada y la terminamos de unir. Una vez que esté unida, la envolvemos en papel film y la llevamos a refrigerar media hora a la heladera.
4. Ahora con la masa fría, estiramos la masa con palo de amasar y cortamos para hacer nuestras galletitas
5. Cuando tengan la placa con todas sus galletitas, antes de llevarlas al horno, las enfriamos bien.
6. Cocción: llevar al horno a  $180^\circ$  por unos 15 minutos. Es importante que el horno esté a temperatura media y no baja, para que no se derrita la manteca. Retirar cuando estén apenas doradas por abajo.

7. Disfrutar!

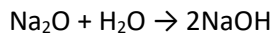
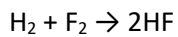
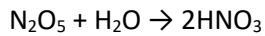
Dato: el polvo de hornear se activa solo a determinada temperatura.

**Ejercitación**

1. Calcular la masa molecular de las siguientes sustancias:

a) H<sub>2</sub>:..... b) NaCl:..... c) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:..... d) CaCO<sub>3</sub>:.....

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



3. Sabiendo que la fórmula química del gas dióxido de azufre es SO<sub>2</sub>. Indicar:

a) su masa molecular:

b) la masa de un mol de moléculas:

c) el volumen que ocupa un mol de moléculas en CNPT:

d) la masa en gramos de una molécula:

4. En la fabricación del vidrio se utiliza el silicato de sodio (Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>).

a) ¿Cuál es la masa de 2,33 moles de silicato de sodio?

b) ¿Cuántos moles hay en 183 g de silicato de sodio?

d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1 mol de silicato de sodio?

e) ¿Cuál es la masa de silicio en 1 mol de silicato de sodio?