



Plan de apoyo periodo 1

Área y/o asignatura: Química (Once)

Docente responsable: Johan Mauricio Álvarez Estrada

Fecha de entrega:

Requisito para presentar la recuperación: Debe entregar el taller con el desarrollo de todos los ejercicios propuestos (es requisito para desarrollar la prueba escrita), estudiar los conceptos trabajados en clase (ver apuntes del cuaderno) y presentar una prueba escrita.

Logros a superar:

Utilizo los cálculos estequiométricos en situaciones de la vida cotidiana.

Calculo el rendimiento de las reacciones químicas.

Recursos: <https://es.khanacademy.org/science/3-secundaria-cyt/x2972e7ae3b16ef5b:enlaces-y-reacciones-quimicas/x2972e7ae3b16ef5b:estequiometria/v/stoichiometry>

TALLER DE RECUPERACIÓN PRIMER PERÍODO

Recuerde hacer el procedimiento matemático necesario para dar respuesta a la pregunta.

La Estequiometría

La **estequiometría** es una rama de la química que estudia las **relaciones cuantitativas** entre las sustancias que participan en una reacción química. Su nombre proviene del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida), lo que significa “medida de los elementos”.

En una reacción química, las sustancias iniciales se llaman **reactivos** y las sustancias que se forman se llaman **productos**. La estequiometría permite calcular cuánta cantidad de reactivos se necesita para producir una cantidad determinada de producto, o cuánta cantidad de producto se puede obtener a partir de ciertos reactivos.

Para realizar cálculos estequiométricos, es fundamental partir de una **ecuación química balanceada**. Balancear una ecuación significa que el número de átomos de cada elemento sea igual en los reactivos y en los productos, cumpliendo así la **ley de conservación de la masa**, que afirma que la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Otro concepto clave en la estequiometría es el **mol**, que es una unidad de medida que permite contar partículas muy pequeñas como átomos, moléculas o iones. Un mol de cualquier sustancia contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas, número conocido como **número de Avogadro**. El mol se relaciona con la **masa molar**, que es la masa de un mol de una sustancia y se expresa en gramos por mol (g/mol).

En los cálculos estequiométricos, es común convertir entre **masa, moles y volumen** (en el caso de gases). Por ejemplo, a partir de la masa de un reactivo, se puede calcular el número de moles, y usando la proporción de la ecuación balanceada, determinar la cantidad de producto formado.

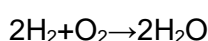
La estequiometría tiene múltiples aplicaciones en la vida diaria y en la industria, como la producción de medicamentos, alimentos, combustibles y materiales de construcción. Gracias a ella, es posible optimizar procesos químicos, reducir desperdicios y mejorar la eficiencia en la fabricación de productos.

Actividad 1: Teniendo en cuenta la lectura anterior, responde las siguientes preguntas:

1. ¿Qué es la estequiometría y qué estudia?
2. ¿Por qué es importante balancear una ecuación química antes de realizar cálculos?
3. ¿Qué establece la ley de conservación de la masa?
4. ¿Qué relación existe entre la mol y la masa molar?

Aplicación

6. Identifica los reactivos y los productos en la siguiente reacción:





Plan de apoyo periodo 1

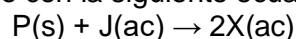
7. ¿Cuántos moles de agua se producen cuando reaccionan 2 moles de hidrógeno según la ecuación anterior?
8. Explica una situación de la vida diaria o de la industria donde sea importante la estequiometría.
9. ¿Qué podría ocurrir si en una reacción química se usa una cantidad incorrecta de reactivos?

Actividad 2: Realiza los siguientes ejercicios.

EJERCICIOS DE REPASO ESTEQUIOMETRÍA

RESPONDE LA PREGUNTA 1 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN:

Las sustancias P y J reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación



Adicionalmente la sustancia X reacciona con la sustancia R de acuerdo con la siguiente ecuación $X(ac) + R(s) \rightarrow Q(ac) + J(ac)$

Químicamente la sustancia R no reacciona con las sustancias P y J. En la siguiente tabla se presentan algunas características de las sustancias mencionadas

Sustancia	Masa molar (g/mol)	Temperatura de ebullición (°C)
P	50	215
J	?	50
X	30	180
R	?	100
Q	40	200

1. Las masas molares de las sustancias J y R son respectivamente

- A. 40 y 30 g/mol
- B. 10 y 20 g/mol
- C. 20 y 40 g/mol
- D. 10 y 30 g/mol

2. En la ecuación que se muestra a continuación, se representa la combustión de alcohol etílico



Masas molares (g/mol)	
C_2H_5OH :	46
O_2 :	32
CO_2 :	44
H_2O :	18

3. ¿Cuál será la masa molar del alcohol etílico?

- A. 54 g/mol
- B. 46 g/mol
- C. 142 g/mol
- D. 88 g/mol



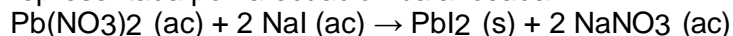
Plan de apoyo periodo 1

4. Basándose en la estequiometría de la siguiente reacción (masas molares: N, 14 g/mol; H, 1 g/mol): $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$

La única afirmación que NO se corresponde con dicha reacción, es:

- A. 1 molécula de N_2 y 3 moléculas de H_2 producen 2 moléculas de NH_3 .
- B. 1 g de N_2 al reaccionar con 3 g de H_2 producen 2 g de NH_3 .
- C. 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 y producen 2 mol de NH_3 .
- D. 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 produciendo 34 g de NH_3 .

5. En un experimento se mezclan 2 mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y 3 mol de NaI y ocurre la reacción representada por la ecuación balanceada:

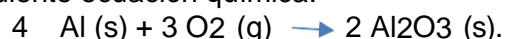


El sólido producido se separa de la solución, mientras que al $\text{NaNO}_3 (\text{ac})$ se le añade más agua hasta completar un volumen de 1000 mL.

El reactivo límite en la reacción es el:

- A. NaI , porque según la estequiometría, se consume completamente.
- B. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, porque estequiométricamente se necesitan menos moles para la reacción.
- C. NaI porque la masa que reacciona es menor.
- D. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ porque está en menor cantidad que el NaI .

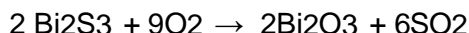
6. Se ponen bajo condiciones de reacción completa 2 mol de aluminio y 1.5 mol de oxígeno, de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Las moles de Al_2O_3 que se forman, después de finalizada la reacción, son:

- A. 1.0 mol.
- B. 2 mol.
- C. 1.5 mol.
- D. 3/4 mol.

7. En un horno se produce la siguiente reacción:



- a) Calcula la masa de Dióxido de azufre (SO_2), que se obtiene al reaccionar 1000g de Bi_2S_3 con la cantidad suficiente de O_2 .
- b) Calcula las moles de oxígeno, que reacciona completamente con 5 mol de Bi_2S_3 .