

I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

GUIA DE ESTUDIO (04)

DBA	Comprende que la interacción de las cargas en reposo genera fuerzas eléctricas y que cuando las cargas están en movimiento genera fuerzas magnéticas.		
LOGRO	Comprende el funcionamiento e interacción de las cargas frente a la presencia de campos electromagnéticos y su implicación en la vida cotidiana; además, reconoce a través de cálculos cuantitativos los diferentes factores que afectan la velocidad y el equilibrio en una reacción química.		
COMPETENCIA	Identifico cambios químicos en la vida cotidiana y en el ambiente, realizando cálculos cuantitativos. Comprendo relaciones entre campo gravitacional y electrostático y entre campo eléctrico y magnético.		
OBJETIVO	Reconocer a través de cálculos cuantitativos los diferentes factores que afectan la velocidad y el equilibrio en una reacción que se puede presentar en la vida diaria y en la industria, aplicando los conceptos en experiencias prácticas.		
CONCEPTO	Relación – Sistema – Cambio.	EJE	Así soy yo
TEMA	ESTEQUIOMETRÍA DE LAS SOLUCIONES	FECHA DE PUBLICACIÓN.	lunes, 5 de abril de 2021
TIEMPO DE TRABAJO	2 Semanas	FECHA DE ENTREGA	viernes, 16 de abril de 2021

VALOR DE LA SEMANA:

GENEROSA

La Generosidad de María nuestra Buena Madre fue infinita, nos entregó lo más valioso que puede tener una madre, a su hijo. Desde el momento en que María dijo sí a ser la madre del Hijo de Dios aceptó una tarea complicada, y lo hizo por todos nosotros. No dudó en ningún momento en dedicar su propia vida a su Hijo, para que Jesús nos dejara la Buena Noticia del amor y ver como Jesús moría en la cruz por todos nosotros.

Al igual que María entregó su vida entera, y lo más preciado que tenía, su Hijo, nosotros hoy queremos comprometernos a no dudar en ayudar si se nos ofrece la oportunidad. Queremos estar dispuestos a compartir, recordando que Dios quiere que tratemos a los demás como nos gustaría que nos trataran a nosotros.



Por eso Madre hoy queremos ser GENEROSOS como Tú.

[Escriba aquí]



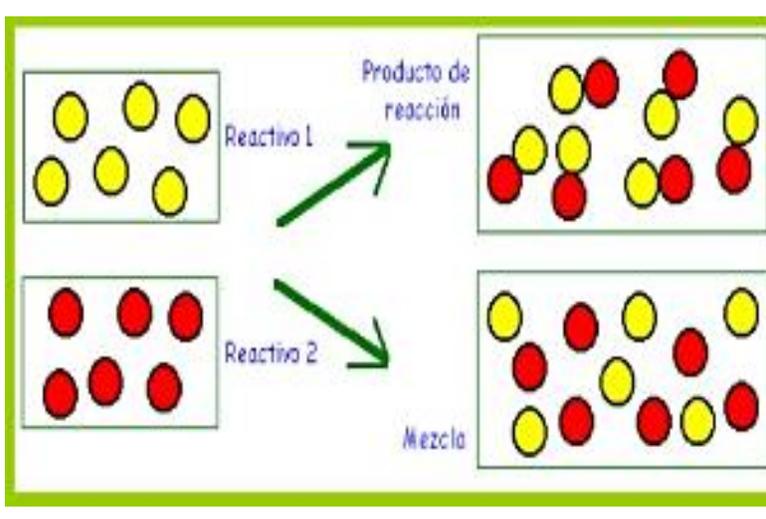
DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

GUIA DE ESTUDIO (04)

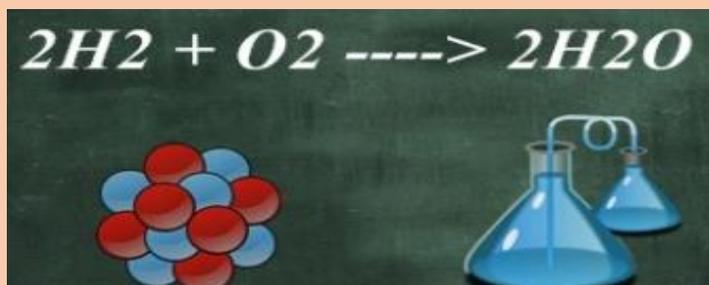
TEMA

ESTEQUIMETRÍA DE LAS SOLUCIONES**INTRODUCCIÓN**

En las reacciones químicas, no todos los reactivos y productos se encuentran en una misma fase, usualmente participan sólidos, líquidos, gases y otras sustancias en disolución. Como sabemos, los coeficientes estequiométricos nos indican la proporción de moles con las que participa cada reactivo o se forma cada producto, por ello es importante que sepamos identificar las moles de los reactivos que participan y su relación con las moles de los productos, independientemente del estado de agregación en el que participan.

**ESTEQUIMETRIA**

La palabra estequiometria fue introducida en 1792 por Jeremías Richter para identificar la rama de la ciencia que se ocupa de establecer relaciones ponderales (o de masa) en las transformaciones químicas. La estequiometria es el área de la química que se preocupa de estimar las cantidades exactas de reactivos y productos obtenidos en una reacción química. Estequiometria, del griego "stoicheion" (elemento) y "metrón" (medida)



[Escriba aquí]

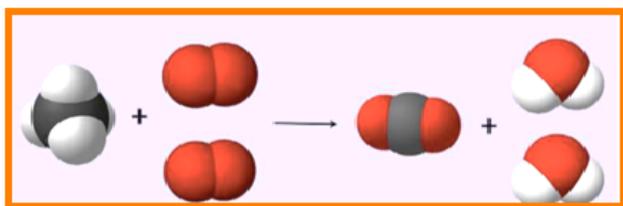


DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

RECORDEMOS...

REACCIÓN QUÍMICA

Es el proceso termodinámico en el cual dos o más sustancias se transforman

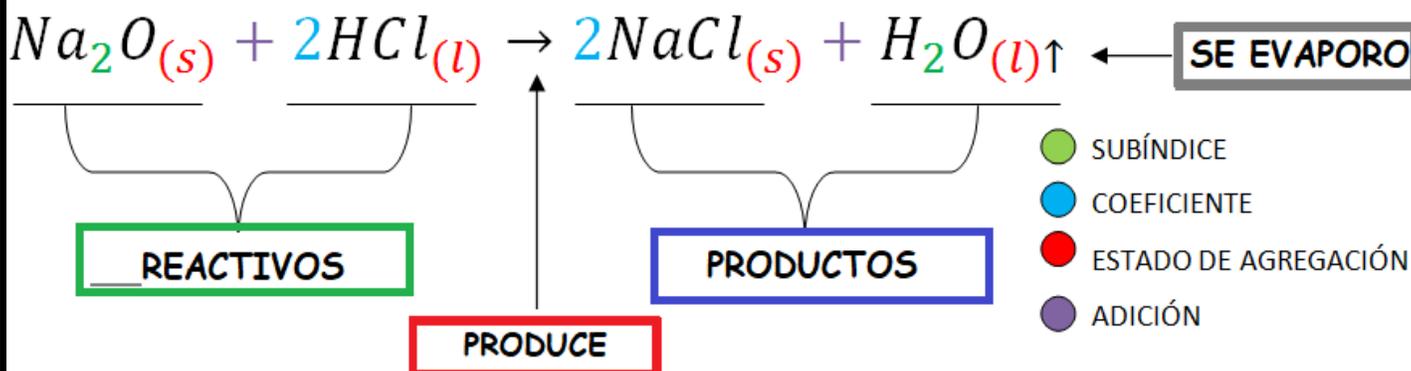


ECUACIÓN QUÍMICA

Son representaciones simbólicas de las reacciones para transformarse en otras diferentes.

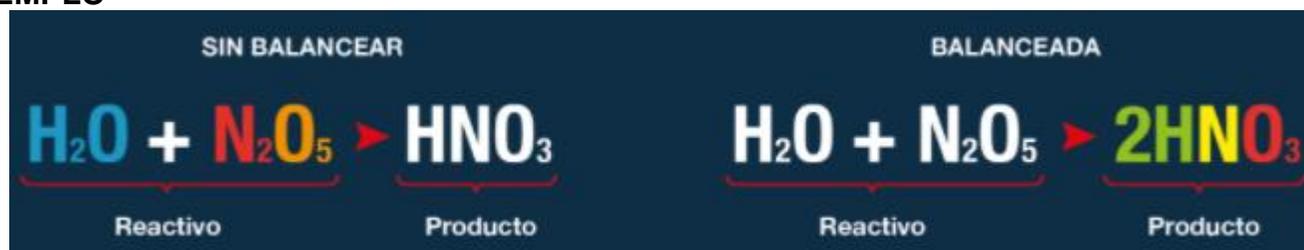


PARTES DE LA ECUACIÓN QUÍMICA



Balancear ecuaciones consiste en equilibrar los reactivos y productos de las fórmulas. Para ello, sólo se agregan coeficientes cuando se requiera pero no se cambian los subíndices. Al balancear las reacciones químicas buscamos que se cumpla la **Ley de la conservación de la materia**.

EJEMPLO



¹ https://oa.ugto.mx/oa/oa-rg-0001375/clase_1__balanceo_por_tanteo.

[Escriba aquí]



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

CONCEPTUALIZACIÓN

- **MOL:** Un mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas elementales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 0,012 kg de carbono 12C.
- **MASA MOLECULAR = PESO FORMULA:** La masa molecular de un elemento o un compuesto, **M**, es el número de veces que una molécula contiene la unidad de masa atómica. Se representa como UMA (Unidad de masa atómica)
Por ejemplo, la masa molecular del dióxido de carbono, CO₂, la calculamos así:

1. Buscar en la tabla periódica la masa atómica de cada uno de los elementos
2. Multiplicar la masa atómica por el subíndice que acompaña al elemento.
3. Sumar las masas atómicas individuales.
4. Las unidades de masa atómica (uma) son equivalentes a la masa en gramos.
1 uma = 1 gramo

$$C = 12 \times 1 = 12 \text{ uma}$$

$$O = 16 \times 2 = 32 \text{ uma}$$

$$CO_2 = 12 + 32 = 44 \text{ uma}$$

- **NUMERO DE AVOGADRO:** No podemos contar los átomos o las moléculas, pero existen métodos para determinar el número de partículas presentes en las sustancias como la constante de Avogadro que nos indica lo siguiente:
 - Un mol de átomos equivale a **6,022 x 10²³** átomos.
 - Un mol de moléculas equivale a **6,022 x 10²³** moléculas.

EJEMPLO:

Calculemos la masa de una molécula de agua (H₂O):

1. Masa atómica del hidrógeno = **1 uma x 2 = 2 uma**
2. Masa atómica del oxígeno = **16 uma x 1 = 16 uma**
3. Masa total del H₂O = **16 + 2 = 18 uma**
4. La masa de un mol de agua es la masa de **6,022 x 10²³** moléculas de agua.

$$m(\text{molécula H}_2\text{O}) = 1 \text{ moléc. H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,99 \cdot 10^{23} \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de una molécula de agua es $2,99 \cdot 10^{23} \text{ g H}_2\text{O}$.



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS

Cálculos masa a masa: Hay varios métodos para resolver este tipo de problemas en los cuales se utilizan las masas de las sustancias y las de los productos.

Ejemplo:

- La oxidación del hierro, **Fe**, se produce al reaccionar este con el oxígeno, **O₂**, presente en el aire.
Determinemos:
- la masa de óxido de hierro (III), **Fe₂O₃**, que se producirá al reaccionar totalmente **17 g de hierro**;
 - la composición centesimal del **Fe₂O₃**.

SOLUCIÓN

1. Ubicamos los Datos dados en el ejercicio:

Masa requerida en el ejercicio (Fe) = **17,0 g**

Masa molecular del (Fe) = **55,8 uma**

Masa molecular del (O) = **16,0 uma**

2. Formulamos y balanceamos la ecuación correspondiente.



3. Calculamos la masa molecular de cada sustancia y, a partir de ella, determinamos su masa molar (sin los coeficientes)

✓ Masa molecular del (Fe)₂ = **55,8 uma x 2 = 111,6 uma**

✓ Masa molecular del (O)₃ = **16,0 uma x 3 = 48 uma**

✓ Masa molecular de (Fe₂O₃) = **111,6 + 48 = 159,6 uma equivalente a 159,6 g/mol**

[Escriba aquí]

I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

4. Con estos datos confeccionamos una tabla en la que consten las relaciones que hay entre el número de moles y las masas de cada sustancia que interviene.

ecuación	4 Fe (s)	+	3 O ₂ (g)	→	2 Fe ₂ O ₃ (s)
moles	4		3		2
masa	4 · 55,8 g = 223,2 g		3 (16x2) g = 96,0 g		2 · 159,6 g = 319,2 g

5. Respuestas:

- a) Para determinar la masa de Fe₂O₃ que se producirá, multiplicamos el dato de partida por la relación entre las masas de las sustancias implicadas así:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 17,0 \text{ g Fe} \cdot \frac{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{223,2 \text{ g Fe}} = 24,3 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Obtendremos 24,3 g de Fe₂O₃

- b) Determinamos la composición centesimal del Fe₂O₃. Para ello, obtendremos los gramos de cada elemento que hay en cien gramos del compuesto.

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{223,2 \text{ g Fe}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 69,9 \text{ g Fe}$$

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{96,0 \text{ g O}}{319,2 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} = 30,1 \text{ g O}$$

La composición centesimal del Fe₂O₃ es del 69,9 % de Fe y el 30,1% de O.

[Escriba aquí]



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

Composición porcentual de las sustancias

Es muy importante conocer el peso y el porcentaje de cada elemento que interviene en la fórmula molecular; para calcular este porcentaje debemos seguir los siguientes pasos.

Paso 1: Obtenemos el peso molecular del compuesto multiplicando el peso atómico por la cantidad de átomos que hay de un elemento. Debemos hacer esto con cada uno de los elementos presentes en el compuesto; finalmente se suman y así obtenemos el peso molecular del compuesto.

Paso 2: Dividimos el peso de cada uno de los compuestos entre el peso molecular de todo el compuesto.

Paso 3: Multiplicamos por cien para obtener el porcentaje.

EJEMPLO

- Una molécula de dióxido de azufre, **SO₂**, contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calculemos la composición en tanto porcentaje de dicha molécula.

SOLUCIÓN

Datos:

- Peso atómico del azufre: 32,1
- Peso atómico del oxígeno: 16,0

A continuación, obtenemos el peso molecular total del **SO₂**

$$S = 1 \times 32,1 = 32,1$$

$$O = 2 \times 16 = 32$$

$$\text{Suma total} = 32,1 + 32 = 64,1$$

$$\text{Porcentaje de azufre en el compuesto: } 32,1 / 64,1 = .50 \times 100 = 50\% \text{ S}$$

$$\text{Porcentaje de oxígeno en el compuesto: } 32 / 64,1 = .50 \times 100 = 50\% \text{ O}$$

[Escriba aquí]



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

PROFUNDIZACIÓN DE LOS CONTENIDOS.**PORCENTAJE DE RENDIMIENTO Y PUREZA**

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, en química se utiliza el término rendimiento porcentual, que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico.

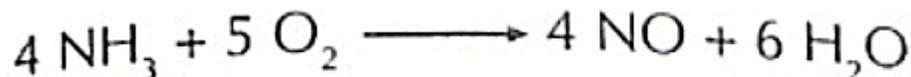
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

EJERCICIO DE EJEMPLO

Por oxidación de 36 gramos de amoníaco (NH₃) se obtienen 50,82 gramos de Oxido Nítrico (NO). ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

SOLUCION:

1. Equilibrar la ecuación:



2. La producción teórica se obtiene trabajando el problema estequiométrico estándar para encontrar cuantos gramos de óxido nítrico se obtienen a partir de 36 gramos de amoníaco:

$$1 \text{ mol de NH}_3 = 14 + 3(1) = 17 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de NO} = 14 + 16 = 30 \text{ g}$$

$$\text{Factor molar} \left(\frac{4 \text{ moles de NO}}{4 \text{ moles de NH}_3} \right)$$

[Escriba aquí]

I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

3. Se plantean los factores de conversión respectivos:

$$\left(\frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \right) \text{ y } \left(\frac{1 \text{ mol de NO}}{30 \text{ g de NO}} \right)$$

4. Hallamos la producción teórica:

$$\begin{aligned} x \text{ g de NO} &= 36 \cancel{\text{ g NH}_3} \left(\frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NH}_3}}{17 \cancel{\text{ g de } \cancel{\text{NH}_3}}} \right) \left(\frac{4 \cancel{\text{ moles de NO}}}{4 \cancel{\text{ moles de } \cancel{\text{NH}_3}}} \right) \left(\frac{30 \text{ g de NO}}{1 \cancel{\text{ mol de NO}}} \right) \\ &= 63,52 \text{ g de NO} \end{aligned}$$

5. Obtenemos el porcentaje de rendimiento así:

$$\% = \frac{\text{producción real}}{\text{producción teórica}} \times 100 \Rightarrow = \frac{50,82 \cancel{\text{ g de NO}}}{63,52 \cancel{\text{ g de NO}}} \times 100 = 80 \%$$

RECUERDA SI TIENES ACCESO A INTERNET EN ESTOS SITIOS PUEDES COMPLEMENTAR TU CONOCIMIENTO:

- https://www.youtube.com/watch?v=UWZrr0Xj_PY
- <https://www.youtube.com/watch?v=hck8S1vQyZs>
- <https://www.youtube.com/watch?v=2xRy35Ve9cM>
- <https://www.youtube.com/watch?v=TDzU4faO05I>

[Escriba aquí]

I.E. CHAMPAGNAT PINARES DE ORIENTE

GUIA DE ESTUDIO – CHAMPAGNAT APRENDE EN CASA



DOCENTE	SILVIA MAGDALY RODRÍGUEZ MARTÍNEZ MÓNICA ANDREA GÓMEZ BAQUERO	ÁREA	Fisicoquímica.
E-MAIL	smrodriguez@fmsnor.org magomez@fmsnor.org	GRADO	Undécimo

Te invitamos a que realices el siguiente organizador gráfico o rutina de pensamiento, teniendo en cuenta la información dada anteriormente. (No es necesario imprimir esta imagen, se puede realizar el diagrama en una hoja y resolver, para anexar en el taller que enviara a su profesor) **COMO PRIMER PUNTO DEL TALLER DE TRABAJO**

Completa la siguiente rutina de pensamiento teniendo en cuenta la información que se encuentra en la guía de estudio.

TITULARES

¿QUÉ HEMOS APRENDIDO HOY?



Organizador gráfico con tres cuadros para escribir:

- Un cuadro superior con una línea superior azul y una línea inferior azul.
- Un cuadro medio con una línea superior verde y una línea inferior verde.
- Un cuadro inferior con una línea superior amarilla y una línea inferior roja.

[Escriba aquí]