



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE INGENIERÍA

Cálculos Estequiométricos aplicados a Ciencias de la Tierra

MATERIAL DIDÁCTICO

Que para obtener el título de

Ingeniera Geofísica

P R E S E N T A

Nitzia Ceballos Servín

ASESORA DE MATERIAL DIDÁCTICO

Dra. Ana Laura Pérez Martínez



Ciudad Universitaria, Cd. Mx., 2021

Índice

Dedicatoria	2
Resumen.....	3
Abstract.....	3
1 Introducción	4
1.1 Objetivo	4
1.2 Metas.....	4
2 Estequiometría.....	5
3 Métodos de Balanceo de Ecuaciones Químicas	8
3.1 Método por Tanteo.....	8
3.1.1 Ejemplo “Método por Tanteo”	8
3.2 Método Algebraico	9
3.2.1 Ejemplo “Método Algebraico”	9
4 Reactivos Limitantes y en Exceso	12
4.1 Reactivo Limitante	12
4.2 Reactivo en Exceso	12
4.2.1 Ejemplo 1 “Reactivos en Exceso”	12
4.2.2 Ejemplo 2 “Reactivos en Exceso”	15
4.3 Rendimiento Porcentual.....	16
4.4 Rendimiento Teórico.....	17
4.5 Rendimiento Real o Experimental.....	17
4.5.1 Ejemplo 1 “Rendimiento Real o Experimental”	17
4.5.2 Ejemplo 2 “Rendimiento Real o Experimental”	18
5 La Fase Gaseosa y la Ecuación del Gas Ideal	20
5.1.1 Ejemplo “La Fase Gaseosa y la Ecuación del Gas Ideal”	23
6 Cuestionario de Autoevaluación “Estequiometría”	25
7 Cuestionario de Autoevaluación “Reactivos limitante y en exceso”	27
8 Cuestionario de Autoevaluación “Rendimiento Porcentual”	29
9 Cuestionario de Autoevaluación “La fase gaseosa y la ecuación del gas ideal”	31
10 Soluciones	33
11 Conclusiones	34
12 Bibliografía.....	34
13 Páginas de internet.....	35

Dedicatoria

Dedico esta tesis a mis padres, por el esfuerzo y la confianza puesta en mí. Gracias a mi mamá por sus palabras de aliento y de fortaleza, nunca me dejó rendirme, siempre estuvo dispuesta a ayudarme y apoyarme en cumplir mis metas. A mi papá por enseñarme a amar la naturaleza y la vida .

A Paco, mi querido hermano, una persona que me ha enseñado mucho, con su ejemplo de perseverancia y constancia en todos los aspectos de vida, tan noble y protector, mi gran ángel.

A Eliecer, mi esposo, por confiar en mí y por apoyarme en cada meta propuesta, aunque a veces parecieran locuras, nunca me dejó sola y sobre todo por amarme y respetarme.

A mi querido y hermoso hijo, Elian, un motor para seguir cumpliendo mis propósitos.

A mis abuelitos(+), Consuelo y Cipriano, por ser mis segundos padres, por cuidarme y darme todo su amor, por creer siempre en mí, aunque ya no estén físicamente, su esencia vive en las cosas que hago y voy logrando.

Al Dr. Rogelio Soto, por encaminarme en el proceso de la redacción del libro de Química, confiando y estando al pendiente de mis avances. Agradezco por su amabilidad y sus palabras de aliento.

A la Dra. Ana Laura, por ser mi tutora y apoyarme en continuar con mi proceso de la tesis y sobre todo, porque siempre creyó en mí y mis capacidades.

Y finalmente, a todos aquellos compañeros y amigos de infancia, por tan grandes anécdotas e historias interminables sobre la vida, cada una forma y formará parte de la misma.

“POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPÍRITU”

Ceballos Servín Nitzia, Cd. Universitaria, 2021.

Resumen

El presente trabajo ejemplifica el uso de la “Estequiometria” en Ciencias de la Tierra, siendo éste un capítulo del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones” de la Facultad de Ingeniería, UNAM. El cual muestra la importancia de comprender la Química con conceptos y diagramas fáciles de explicar, aplicables a un ámbito laboral y en este caso al ámbito escolar.

Para abordar los siguientes temas: reactivos limitantes y en exceso, rendimiento porcentual, rendimiento teórico y experimental, fase gaseosa y ecuación del gas ideal; Cada tema tiene un cuestionario de evaluación, además de ejemplos para mayor facilidad de comprensión. Pues, el material didáctico ha sido siempre de gran ayuda en el proceso de enseñanza e interpretación de datos, en áreas de Ciencias de la Tierra (Geofísica, Geología, Geomática, etc.) y para la Facultad de Ingeniería en general.

Abstract

The present document exemplifies the application of the “Stoichiometry” in Earth Science, this being also a chapter of the book “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones” of the Faculty of Engineering, UNAM. Which shows the importance of understanding Chemistry through easy-to-explain concepts and diagrams, applicable to a field of work and in this case to the school field.

In order to address the following topics: limiting and excess reactants, percentage yield, theoretical and experimental yield, gas phase and ideal gas equation. Each topic includes an evaluation questionnaire, as well as examples for ease of understanding. Teaching material has always been of great help in the process of teaching and interpreting data, in areas of Earth Sciences (Geophysics, Geology, Geomatics, etc.) and for the Faculty of Engineering in general.

1 Introducción

La Química es parte de nuestra vida. Está presente en cada una de nuestras actividades, como por ejemplo respirar, comer, dormir, etc., cada una conlleva una reacción química, con la cual se pueden realizar cálculos de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de la reacción y así predecir lo que sucede en la realidad, lo anterior tiene la intención de que esta área de conocimiento aclare conceptos y ejemplos en el desarrollo de cálculos estequiométricos, principalmente en el área de Ciencias de la Tierra.

La interacción de elementos y compuestos en las formaciones rocosas, y del suelo, forman parte de nuestro entorno, es por ello que al conocer el manejo de conceptos y aplicaciones en temas como reactivos limitantes y en exceso, rendimientos porcentuales y teóricos, rendimientos experimentales y en algunos casos, gases, se traten dentro de las aulas, durante el proceso académico de carrera relacionadas con Ciencias de la Tierra.

Dentro del campo de la Geofísica, el estudio de propiedades físicas y químicas de la Tierra, permiten saber la composición y transformación de capas en el subsuelo, para obtener una buena interpretación de datos, por ejemplo, en el uso de métodos geofísicos para la localización de recursos naturales, conociendo el comportamiento de la roca (elementos químicos que la componen), las podemos clasificar en magnéticas, porosas, densas, etc., dando una interpretación de datos geofísicos adecuados. El material de apoyo también consta de cuestionarios y ejemplos, para poner en práctica lo revisado de cada tema.

1.1 Objetivo

Desarrollar el tema de Estequiometría, para el libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, mediante la elaboración de subtemas, relacionados con cálculos estequiométricos, que se apliquen en el aula de clases y en el área de las Ciencias de la Tierra.

1.2 Metas

Redactar los subtemas, Reactivo limitante y en exceso, Reactivo porcentual, Rendimiento Teórico, Rendimiento experimental, Fase gaseosa y ecuación del gas ideal, los cuales constituirán parte del capítulo seis de Estequiometría, del libro, “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, estos deben de incluir ejercicios que hagan más fácil su comprensión.

2 moles de HNO_3 reaccionan con 3 moles de H_2S para producir
 → 2 moles de NO , 3 moles de S y 4 moles de H_2O

Con la información anterior, es posible transformarlo a cantidades medibles como la masa. La relación entre el número de moles (n) de una sustancia y su masa (m) es la siguiente:

$$n = \frac{m}{M}$$

En la que M es la masa molar de la sustancia.

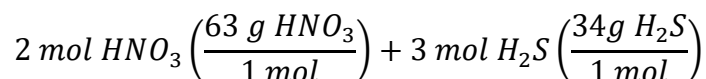
Si m se expresa en g , y M , en $\frac{g}{mol}$, el número de moles se expresa en mol .

$$\text{Número de moles} [mol] = \frac{m [g]}{M \left[\frac{g}{mol} \right]} \dots (ec. 1)$$

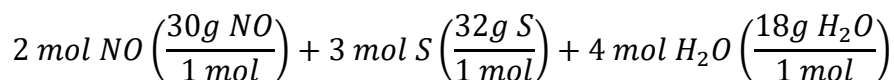
Despejando la masa de la (ec. 1) se tiene :

$$\text{Masa} = (\text{masa molar} \times \text{número de moles}) \dots (ec. 2)$$

Con base en la ecuación química anterior:



Producen:



En términos de masa:



Lo que significa que 126g de HNO_3 reaccionan con 102g de H_2S , para producir 60g de NO , 96g de S y 72g de H_2O .

Por lo anterior La ecuación balanceada cumple la ley de la conservación de la materia¹ (Figura 2.2).

¹ La ley de la conservación de la materia fue propuesta, en 1785, por el químico francés Antoine-Laurent de Lavoisier.

“Podemos asentar como axioma incontrovertible que, en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento”.²



Figura 3.1.1.2 Esquema de la ley de la conservación de la materia. “La masa de reactivos que reaccionan será igual a la masa de productos al finalizar la reacción”.

Es requisito indispensable que antes de efectuar cálculos estequiométricos, la ecuación química esté balanceada.

² Brown, T.L., LeMay Jr., H.E., Bursten, B.E., Murphy, Burdge, J.R., (2004), Química la ciencia central (9ª Ed.). México: Pearson Educación.

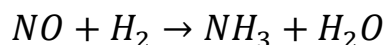
3 Métodos de Balanceo de Ecuaciones Químicas

3.1 Método por Tanteo

Este método consiste en modificar los coeficientes de la ecuación química (reactivos y productos), observando que el número de átomos presentes sea non y al finalizar sean par.

3.1.1 Ejemplo “Método por Tanteo”

Balancear la siguiente ecuación por el método de tanteo.

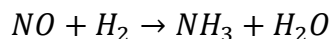


Estrategia de solución :

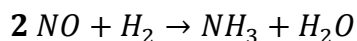
Observar que reactivos y productos estén compuestos por átomos non.

Colocar un coeficiente sencillo par y ajustar la ecuación para que se cumpla la ley de la conservación de la materia.

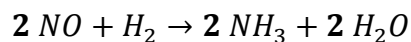
Solución :



Se puede colocar un 2 a NO o NH_3



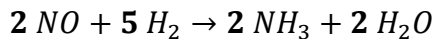
Tenemos 2 átomos de N y 2 átomos de O , entonces se le tiene que agregar a los productos esa misma cantidad.



Ahora se tienen:

N	2 en reactivos y 2 en productos
O	2 en reactivos y 2 en productos
H	2 en reactivos y 10 en productos

Ajustando la ecuación, se observa que se tienen que balancear los hidrógenos.



<i>N</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>O</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>H</i>	10 en reactivos y 10 en productos

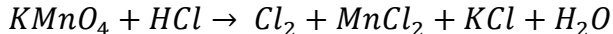
Finalmente, la ecuación queda balanceada.

3.2 Método Algebraico

A cada elemento o compuesto de la ecuación química se le asigna una letra como coeficiente.

3.2.1 Ejemplo “Método Algebraico”

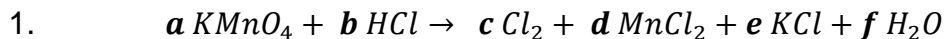
Balancear la siguiente ecuación por el método algebraico.



Estrategia de solución :

1. Se asigna una letra a cada elemento o compuesto en la ecuación química.
2. Se forman ecuaciones matemáticas con los coeficientes literales.
3. Se resuelve el sistema de ecuaciones.

Solución :



2. Propuesta de ecuaciones matemáticas :

3.

Balance de *K*: $a=e$ (ec. 1)

Balance de *Mn*: $a=d$ (ec. 2)

Balance de *O*: $4a=f$ (ec. 3)

Balance de *H*: $b=2f$ (ec. 4)

Balance de Cl : $b=2c+2d+e \dots (ec.5)$

4. Resolución del sistema :

$$\text{Si } a = 1$$

Sustituyendo a en *ec. 1*, *ec. 2*, *ec. 3* y *ec. 4*.

$$e=1$$

$$d=1$$

$$f=4$$

$$b=8$$

Sustituyendo b , d y e en *ec. 5*.

$$8 = 2c + 2 + 1$$

$$2c = 8 - 2 - 1$$

$$2c = 5$$

$$c = \frac{5}{2}$$

Valores de las literales :

$$a = 1$$

$$b = 8$$

$$c = \frac{5}{2}$$

$$d = 1$$

$$e = 1$$

$$f = 4$$

Para obtener números enteros se multiplican todas las literales por un factor.

El cual en este caso es 2.

$$a = 2$$

$$b = 16$$

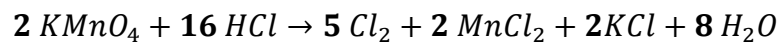
$$c = 5$$

$$d = 2$$

$$e = 1$$

$$f = 8$$

Finalmente sustituyendo.



<i>K</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>Mn</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>O</i>	8 en reactivos y 8 en productos
<i>H</i>	16 en reactivos y 16 en productos
<i>Cl</i>	16 en reactivos y 16 en productos

La ecuación queda balanceada.

4 Reactivos Limitantes y en Exceso

4.1 Reactivo Limitante

Las cantidades en que se colocan los reactivos, para que proceda hacia los productos, en una reacción química, no siempre se reflejan en cantidades estequiométricas, es decir, las cantidades necesarias para que reaccionen todos los reactivos.

Existe el caso en que el reactivo se encuentra en menor cantidad con respecto a los demás, al cual se le llama reactivo limitante.

4.2 Reactivo en Exceso

El reactivo en exceso es aquella sustancia que se consume parcialmente en una reacción química.

4.2.1 Ejemplo 1 “Reactivos en Exceso”

La reacción entre aluminio (Al) y ácido clorhídrico (HCl) produce cloruro de aluminio ($AlCl_3$) e hidrógeno (H_2). Si se colocan 18g de Al con 120g de HCl .

Determine :

- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Qué masa sobra del reactivo en exceso?

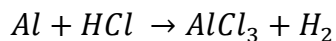
Reacción que se lleva a cabo : $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$

Estrategia de solución :

- 1.- Balancear la ecuación química.
- 2.- Transformar las cantidades proporcionadas a número de moles.
- 3.- Identificar el reactivo limitante con base en los números de moles involucrados en la ecuación balanceada y los números de moles de reactivos con los que se cuenta.
- 4.- Balanceo de la ecuación

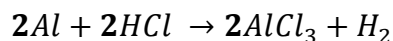
Solución

Partimos de la siguiente ecuación.



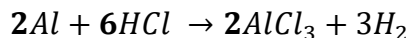
Usando el método por tanteo:

- Colocamos un coeficiente par y ajustamos la ecuación para que se cumpla la ley de la conservación de la materia.



<i>Al</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>H</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>Cl</i>	2 en reactivos y 6 en productos

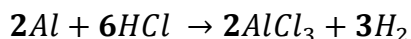
Se puede observar que se tienen que se tienen que balancear el *Cl* (*cloro*) e *H₂* (*hidrógeno*).



<i>Al</i>	2 en reactivos y 2 en productos
<i>H</i>	6 en reactivos y 6 en productos
<i>Cl</i>	6 en reactivos y 6 en productos

Se concluye que la ecuación ha quedado balanceada.

- a) Ecuación balanceada.



Número de moles de *Al*:

$$n_{Al} = \frac{18[g]}{27 \left[\frac{g}{mol} \right]} = 0.667[mol]$$

Número de moles de *HCl*:

$$n_{HCl} = \frac{120[g]}{36.5 \left[\frac{g}{mol} \right]} = 3.288[mol]$$

Como se observa en la ecuación química balanceada, 2 moles de *Al* reaccionan con 6 moles de *HCl*, por lo tanto, el número de moles de *Al* que reaccionarán con 3.288 moles de *HCl* serán:

Nota: se resaltan en color amarillo las relaciones estequiométricas.

$$n_{Al} = 3.288 \text{ moles } HCl \left(\frac{2 \text{ moles de } Al}{6 \text{ moles de } HCl} \right) = 1.096 \text{ moles de } Al$$

Sin embargo, sólo se cuentan con 0.667 moles de *Al*, por lo tanto, éste es el reactivo limitante, ya que se tiene menor cantidad de lo que se requiere para reaccionar con todo el *HCl*.

b) Ya que el reactivo en exceso es el *HCl*, primero se determinará el número de moles de esta sustancia que reacciona con todo el *Al* presente.

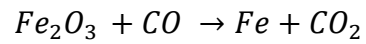
$$n_{HCl} = 0.667 \text{ moles de } Al \left(\frac{6 \text{ moles de } HCl}{2 \text{ moles } Al} \right) = 2.001 \text{ moles de } HCl$$

Por lo tanto, el número de moles de *HCl* en exceso es: $(3.288 - 2.001)$ moles = 1.287 moles, que corresponde a una masa de :

$$m_{HCl} = 1.287 \text{ moles } HCl \left(\frac{36.5[g]HCl}{1[mol]HCl} \right) = 46.98[g] \text{ de } HCl.$$

4.2.2 Ejemplo 2 “Reactivos en Exceso”

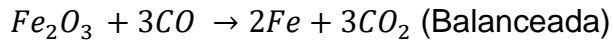
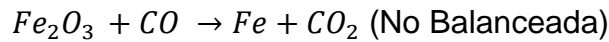
En algunos procesos metalúrgicos, la reducción del óxido férrico (Fe_2O_3) se logra haciéndolo reaccionar con monóxido de carbono (CO).



Si se hacen reaccionar 2.5 moles de Fe_2O_3 , con 130g de CO , determine el número de moles de dióxido de carbono CO_2 que se obtienen.

Estrategia de solución:

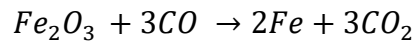
- 1) Balancear la ecuación química :



- 2) Revisar que las unidades sean las mismas (g, mol, etc.)
- 3) Realizar los cálculos pertinentes.

Solución :

Ecuación balanceada :



- a) Considerando las 2.5 moles de Fe_2O_3 :

1 [g mol] Fe_2O_3 reacciona con 84 [g] CO

$$m_{CO} = 2.5[mol]Fe_2O_3 \times \frac{84[g]deCO}{1[mol]Fe_2O_3} = 210[g]$$

Se observa que para 2.5 [mol] de Fe_2O_3 , se requiere 210 [g] de CO , y sólo se cuenta con 130 [g] de CO , por lo tanto se tiene menos de lo que se necesita y el **reactivo limitante es el CO y el reactivo en exceso es Fe_2O_3** .

El número de moles de CO_2 es:

$$n_{CO_2} = 130[g]CO \times \frac{3[mol]deCO_2}{84[g]CO} = 4.642[mol]$$

4.3 Rendimiento Porcentual

El rendimiento porcentual es un parámetro que indica la cantidad de los reactivos que se transformaron en productos.

Se expresa de la siguiente manera:

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

4.4 Rendimiento Teórico

Es la cantidad que se debería obtener de productos, calculada a partir de la ecuación balanceada.

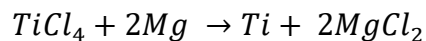
4.5 Rendimiento Real o Experimental

Es la cantidad real obtenida. Tanto el rendimiento real o experimental, como el teórico, se pueden expresar en términos de masa, número de moles, volumen, o cualquier otra cantidad física que se pueda determinar experimentalmente.

El rendimiento real es menor que el rendimiento teórico, ya que durante la reacción química hay pérdidas de sustancias, debido a la manipulación de las mismas.

4.5.1 Ejemplo 1 “Rendimiento Real o Experimental”

En un proceso industrial se obtiene titanio (*Ti*) a partir de la siguiente reacción:



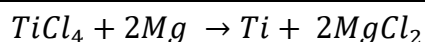
- 1) Calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción, si se obtienen 7.91×10^6 [g] de *Ti*, a partir de 3.54×10^7 [g] de *TiCl*₄.

Estrategia de solución:

- 1.- Balancear la ecuación química, si no lo estuviera.
- 2.- Calcular el rendimiento teórico a partir de la reacción química donde se establece las relaciones estequiométricas para encontrar cuanto *Ti* se forma a partir de 3.54×10^7 [g] de *TiCl*₄.
- 3.- Calcular el porcentaje de rendimiento.

Solución:

La ecuación química balanceada es:



Los factores de conversión son :

$$\left(\frac{1 \text{ mol } TiCl_4}{190 \text{ [g]} TiCl_4} \right) \text{ y } \left(\frac{48 \text{ [g]} Ti}{1 \text{ mol } Ti} \right)$$

Rendimiento teórico :

$$3.54 \times 10^7 \text{ [g]} TiCl_4 \left(\frac{1 \text{ mol } TiCl_4}{190 \text{ [g]} TiCl_4} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } Ti}{1 \text{ mol } TiCl_4} \right) \left(\frac{48 \text{ [g]} Ti}{1 \text{ mol } Ti} \right) = 8.94 \times 10^6 \text{ [g]} Ti$$

Porcentaje de Rendimiento :

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

Sustituyendo valores :

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{7.91 \times 10^6 \text{ [g]} Ti}{8.94 \times 10^6 \text{ [g]} Ti} \times 100 \% = \mathbf{88.47\%}$$

4.5.2 Ejemplo 2 “Rendimiento Real o Experimental”

Un mineral pobre en cobre contiene 8.62% de Cu_2S en masa, ¿Cuántas toneladas de cobre pueden obtenerse de 250 toneladas del mineral mediante un proceso de conversión cuya eficiencia es del 78%?

La reacción que se lleva a cabo en el proceso es: $Cu_2S + O_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + SO_2$

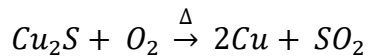
Estrategia de solución:

- 1.- Balancear la ecuación química, si no lo estuviera.
- 2.- Calcular la cantidad de Cu_2S hay en una tonelada de mineral.
- 3.-Calcular las toneladas de cobre a partir de las toneladas de Cu_2S .

4.- Calcular el rendimiento real.

Solución:

La ecuación química balanceada es:



Factor de conversión:

$$0.0862[\text{ton}]\text{Cu}_2\text{S} / 1[\text{ton}]\text{deminera}$$

Entonces:

$$250[\text{ton}]\text{de mineral} \left(0.0862[\text{ton}]\text{Cu}_2\text{S} / 1[\text{ton}]\text{deminera} \right) = 21.55 [\text{ton}]\text{Cu}_2\text{S}$$

$$21.55[\text{ton}]\text{Cu}_2\text{S} \left(\frac{1[\text{tmol}]\text{Cu}_2\text{S}}{160[\text{ton}]\text{Cu}_2\text{S}} \right) \left(\frac{2[\text{tmol}]\text{Cu}}{1[\text{tmol}]\text{Cu}_2\text{S}} \right) \left(\frac{64[\text{ton}]\text{Cu}}{1[\text{tmol}]\text{Cu}} \right) = 17.2\text{ton}$$

Por lo que si 21.55 Ton de Cu_2S producen 17.2 Ton de Cu , el rendimiento teórico es 17.2 Ton ya que el % de Rendimiento es 78%, se despeja de la fórmula el % de rendimiento real.

$$\text{Rendimientoreal} = \frac{78\% \times 17.2[\text{ton}]}{100\%} = \mathbf{13.416[\text{ton}]\text{deCu.}}$$

5 La Fase Gaseosa y la Ecuación del Gas Ideal

La razón del estudio de los gases en un curso de Química radica en el hecho de que en muchas de las reacciones químicas se consumen o se producen sustancias que existen en esta fase y, en consecuencia, es importante conocer, entre otras cosas, la masa o el número de moles que existen de tales sustancias bajo ciertas condiciones de presión, temperatura y volumen.

El término gas deriva de la palabra griega *χάος* (*khaos*) que significa caos, lo cual hace referencia a un movimiento caótico y desordenado que caracteriza a los átomos o moléculas que conforman a una sustancia que se encuentra en dicha fase. Se sabe que los gases presentan ciertas propiedades muy características:

1. Ocupan el volumen del recipiente que lo contiene. Por ello hablar del volumen de un gas es equivalente a hablar del volumen del recipiente donde se aloja.
2. Se comprimen fácilmente. Esta propiedad se pone de manifiesto, por ejemplo, en el funcionamiento de un motor de ignición por chispa.
3. Gran diferencia en volumen comparado con el de los sólidos o líquidos. Gracias a esta característica es que podemos disfrutar de las palomitas de maíz en una función de cine.

Es muy común que cuando se realizan cálculos estequiométricos en química, que involucran gases, se asuma que éstos se comportan como ideales. Algunas consideraciones que se deben cumplir para considerar al gas como tal, son:

- a) Que el volumen de los átomos o moléculas que conforman el gas sea despreciable comparado con el volumen del recipiente que lo contiene. Esto se puede verificar al condensar el gas y comparar el volumen del líquido formado con el volumen del recipiente.
- b) Las colisiones entre átomos o moléculas son elásticas (e igual con las paredes del recipiente); es decir, durante los choques no hay pérdida de energía.
- c) La energía cinética media de los átomos o moléculas en el gas es proporcional a la temperatura absoluta.

Las consideraciones anteriores llevan a la conclusión de que un gas se comporta como ideal cuando existe a muy bajas presiones. Hay que tomar en cuenta, sin embargo, que el modelo del gas ideal constituye una situación hipotética, ya que con seguridad al menos una de las consideraciones anteriores no se satisfará. Sin embargo, por otra parte, la aplicación de la ecuación del gas ideal ha demostrado su utilidad en el análisis y tratamiento de procesos que involucran gases, siempre y cuando no se alejen demasiado de la "idealidad".

Las principales leyes que describen el comportamiento de los gases ideales se indican a continuación:

1.- Ley de Boyle: Establece la relación que existe entre el volumen de un gas y su presión, manteniendo la temperatura constante. Dicha ley se expresa de la manera siguiente:

"En un proceso isotérmico, la presión de un gas es inversamente proporcional a su volumen"

Una gráfica que describe tal comportamiento se muestra a continuación (Figura 5.1).

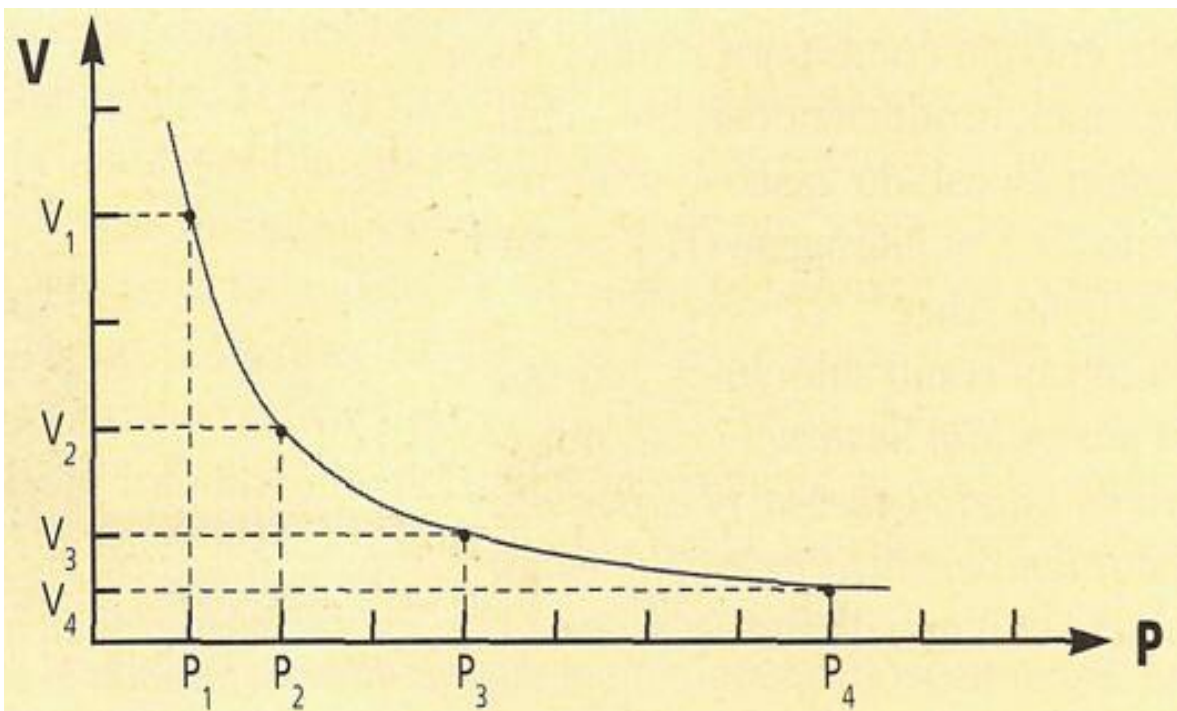


Figura 4.5.2.1 Gráfica (P vs V) "Ley de Boyle".

Este comportamiento puede expresarse mediante la ecuación:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = \dots = P_nV_n = k$$

Donde k es una constante que depende de la temperatura.

Esta ecuación se puede describir simplemente como: $PV = k$

2.- Ley de Charles: Establece que el volumen de un gas a presión constante aumenta linealmente con la temperatura del gas. Una gráfica (Figura 5.2) de dicho comportamiento se indica a continuación:

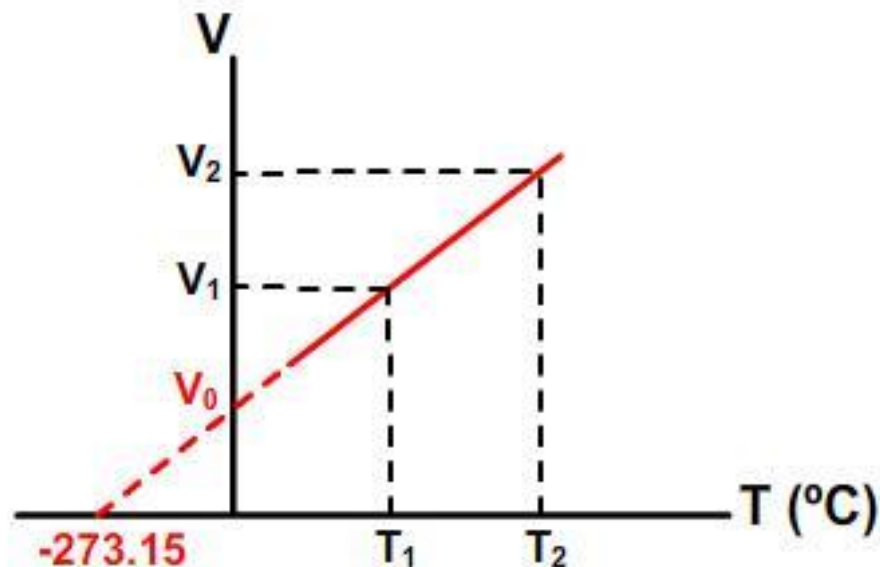


Figura 4.5.2.2 Gráfica (T vs V) Ley de Charles.

La ecuación que describe dicho comportamiento es:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 = \dots = V_n/T_n = k'$$

O simplemente, $V/T = k'$

Donde k' es una constante de proporcionalidad que depende de la presión.

3.- Ley de Avogadro: Esta ley establece que volúmenes iguales de gases diferentes a la misma presión y temperatura contienen el mismo número de partículas, o bien, para un gas a temperatura y presión constantes, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. Matemáticamente este enunciado se puede escribir, como:

$$V = k''n$$

Donde V es el volumen del gas, n , es el número de moles.

Y k'' , es una constante de proporcionalidad.

Las relaciones anteriormente indicadas pueden combinarse en una sola ecuación, la cual se conoce simplemente como la ecuación del gas ideal:

$$PV = nRuT$$

Donde Ru es la constante universal de los gases, cuyo valor en el Sistema Internacional de Unidades es $8,314 \left(J/kg \text{ mol } K \right)$. Vale la pena indicar que el valor que se utiliza con mayor frecuencia en los cálculos químicos donde interviene la constante universal es:

$$0.082 \left(atm \text{ L}/K \text{ mol} \right)$$

La ecuación de los gases ideales representa una ecuación de estado, donde si el gas se encuentra confinado en un sistema cerrado, el conocimiento de dos de las tres propiedades, permite la determinación de la tercera, a partir de dicha ecuación.

Finalmente, hay que mencionar que, si un gas se encuentra confinado en un recipiente, y sufre un proceso determinado, la ecuación de gas ideal se puede expresar de la manera siguiente, entre un estado termodinámico y otro.

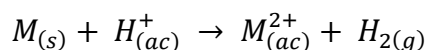
$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

$$\text{O bien, } PV/T = C$$

Donde C es una constante.

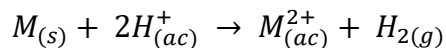
5.1.1 Ejemplo “La Fase Gaseosa y la Ecuación del Gas Ideal”

Identifique el metal desconocido que aparece en la siguiente ecuación química, si una muestra de $1g$ del metal reacciona totalmente con un exceso de ácido y produce $374ml$ de H_2 gaseoso a $25^\circ C$ y $1atm$.



Estrategia de solución:

1.- Como primer paso se debe balancear la ecuación química.



2.- Con los datos de la presión, el volumen y la temperatura, se calcula el número de moles de hidrógeno que se generan a partir de la ecuación del gas ideal :

$$n = \frac{PV}{R_u T} = \frac{1 \text{ atm}(0.374[L])}{0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} (298.15K)} = 1.5298 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Solución:

3.- Ya que, según la estequiometría de la reacción, y debido al hecho de que el metal reacciona en su totalidad, 1 mol de hidrógeno se obtiene al reaccionar 1 mol del metal; por lo tanto, el número de moles del metal que reaccionaron es, también, $1.5298 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

4.- La identificación del metal se logra a través del cálculo de su masa molar, mediante la siguiente expresión:

$$n = m/M; M = m/n = 1[g] / 1.5298 \times 10^{-2} \text{ mol} = 65.37 [g/mol]$$

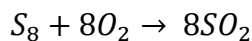
Mediante la consulta en la tabla periódica, se observa que se trata de zinc metálico (Zn).

6 Cuestionario de Autoevaluación “Estequiometría”

1.- ¿Cómo se le conoce a la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química?

- a) Ecuación química
- b) Relaciones ponderables
- c) Fórmula química
- d) Estequiometría.

2.- De la siguiente ecuación química, identifique los reactivos y productos.



- a) Reactivos $S_8 + O_2$, productos SO_2
- b) Reactivos SO_2 , productos $S_8 + O_2$
- c) Reactivos S_8 , productos $O_2 \rightarrow SO_2$
- d) Reactivos O_2 , productos SO_2

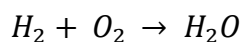
3.- Una ecuación química balanceada debe de cumplir con:

- a) Símbolo y fórmula química
- b) Estado físico de reactivos y productos
- c) Número de moles de reactivos y productos
- d) Ley de la conservación de la materia

4.- ¿En qué año se propuso la “Ley de la conservación de la materia”?

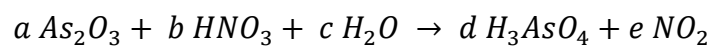
- a) 1786
- b) 1780
- c) 1788
- d) 1785

5.- Balancee la siguiente ecuación química por el método de tanteo



- a) $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- b) $3 H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
- c) $H_2 + 2 O_2 \rightarrow 2H_2O$
- d) $H_2 + O_2 \rightarrow 4H_2O$

6.- Balancee la siguiente ecuación por el método algebraico.



- a) $As_2O_3 + 6 HNO_3 + H_2O \rightarrow 3 H_3AsO_4 + 4 NO_2$
- b) $As_2O_3 + 4 HNO_3 + H_2O \rightarrow 2 H_3AsO_4 + 4 NO_2$
- c) $2 As_2O_3 + 4 HNO_3 + 2 H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + 4 NO_2$
- d) $4 As_2O_3 + 2 HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2$

7 Cuestionario de Autoevaluación “Reactivos limitante y en exceso”

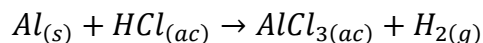
1.- El reactivo limitante es aquella sustancia que siempre se consume parcialmente en una reacción química.

Verdadero () Falso ()

2.- El reactivo en exceso es aquella sustancia que se encuentra en menor cantidad estequiométrica dentro de una reacción química.

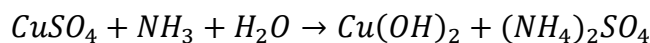
Verdadero () Falso ()

3.- El aluminio reacciona con una solución acuosa de HCl, se produce hidrógeno gaseoso como subproducto. ¿Cuántas moles de hidrógeno se desprenden al reaccionar 5.2 moles de aluminio con un exceso de HCl acuoso?



- a) 7.8 mol de H_2
- b) 7.4 mol de H_2
- c) 7.0 mol de H_2
- d) 7.6 mol de H_2

4.- El amoníaco es una base que forma hidróxidos cuando se añade a soluciones de la mayoría de los compuestos metálicos:



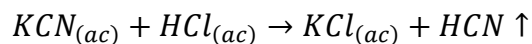
Si para el proceso anterior se desean hacer reaccionar 200[g] de amoníaco con 200[g] de sulfato cúprico, calcule:

- 4.1) Reactivo limitante y en exceso.
- 4.2) Las moles de sulfato de amonio que se generan.
- 4.3) Los gramos de agua que reaccionan.

a) No hay reactivo limitante y el R.E amoníaco, 1,789 mol, 12,566[g]

- b) RL y en exceso amoníaco, 1,546 mol , 68,908[g]
- c) R.L amoníaco y R.E sulfato cúprico, 1,235 mol, 50[g]
- d) R.L sulfato cúprico y R.E amoníaco, 1,254 mol, 45.141[g]

5.- El ácido cianhídrico en forma de gas (también llamado cianuro de hidrógeno), es un gas letal que se produce por la siguiente reacción:



Todas las demás sustancias también se encuentran en medio acuoso. Si reacciona 290 [g] de ácido clorhídrico con 6.2 moles de cianuro de potasio, determine:

5.1) Reactivo limitante y el exceso.

5.2) Las moles de cloruro de potasio que se forman.

- a) R.L cianuro de potasio , R.E ácido clorhídrico, 6.2 mol
- b) R.L ácido clorhídrico, R.E cianuro de potasio, 6.4 mol
- c) Los reactivos se consumen totalmente, 8.0 mol
- d) Los reactivos se consumen totalmente, 7.5 mol

8 Cuestionario de Autoevaluación “Rendimiento Porcentual”

(Teórico y experimental)

1.- ¿Cuál es la fórmula para el rendimiento porcentual?

a) $\%rendimiento = (rendimiento\ te\acute{o}rico)/(rendimiento\ experimental) \times 100$

b) $\%rendimiento = (rendimiento\ experimental)/(rendimiento\ te\acute{o}rico) \times 100$

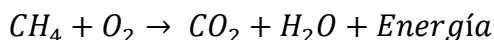
c) $\%rendimiento = (rendimiento\ te\acute{o}rico)(rendimiento\ experimental)/100$

d) $\%rendimiento = ((rendimiento\ te\acute{o}rico))/(rendimiento\ experimental \times 100)$

2.- El rendimiento teórico es mayor que el rendimiento experimental.

Verdadero () Falso ()

3.- El gas natural, cuya composición es casi completamente metano, se utiliza como combustible en algunas chimeneas, cuyo funcionamiento permite que dicha combustión se realice con un 83% de eficiencia. Suponiendo que en determinada operación se produjeron 150 toneladas de CO_2 , calcule lo siguiente:



3.1) Las toneladas de metano utilizadas.

3.2) Las toneladas de agua producidas.

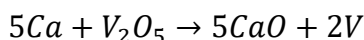
a) 65.716[ton],300[ton]

b) 103.234[ton],818 [ton]

c) 54.545[ton],300[ton]

d) 180.72[ton],300[ton].

4.- El vanadio se obtiene industrialmente con base en la siguiente reacción:

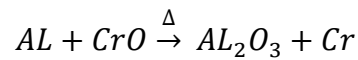


En un proceso reaccionan $3.08 \times 10^3 [g]$ de V_2O_5 con $3.92 \times 10^3 [g]$ de Ca .
Calcular el rendimiento teórico de V en $[g]$ y el porcentaje de rendimiento si se obtienen $1,606 [g]$ de V .

- a) $1,725.84 [g]$, 93.06%
- b) $345 [g]$, 98%
- c) $2,345.09 [g]$, 100%
- d) $1,765.84 [g]$, 92.33%

5.- Se prepara óxido de aluminio al calentar $450 [g]$ de óxido de cromo (II) con $250 [g]$ de aluminio. Si se obtiene $200 [g]$ de óxido de aluminio, calcule el porcentaje de rendimiento.

La reacción del proceso es:



- a) 100%
- b) 98%
- c) 95.6%
- d) 92.33%

9 Cuestionario de Autoevaluación “La fase gaseosa y la ecuación del gas ideal”

1.- El término gas hace referencia a:

- a) Un estado de la materia donde hay un movimiento caótico de moléculas y/o átomos.
- b) Un estado de la materia donde hay un movimiento ordenado de moléculas y/o átomos.
- c) Un estado de la materia donde no existe compresión de moléculas y/o átomos.
- d) Un estado de la materia donde no existe energía cinética de las moléculas y/o átomos.

2.- Hablar del volumen de un gas es equivalente a hablar del volumen del recipiente donde se aloja.

Verdadero () Falso ()

3.- Consideraciones para establecer que un gas es ideal:

- a) Volumen del gas despreciable, colisiones elásticas y bajas presiones.
- b) Volumen del gas considerable, colisiones elásticas y bajas presiones.
- c) Volumen del gas despreciable, colisiones elásticas y altas presiones.
- d) Volumen del gas considerable, así como altas presiones.

4.- Principales leyes del gas ideal:

- a) Ley de Boyle, Ley de Avogadro, Ley de la gravitación universal.
- b) Ley de Boyle, Ley de Avogadro, Ley de Charles.
- c) Ley de Charles y Ley de Avogadro.
- d) Ley de Boyle y Ley de Charles.

5.- Ley que establece que el volumen de un gas a presión constante aumenta linealmente con la temperatura del gas.

- a) Ley de Avogadro.
- b) Ley de Charles.
- c) Ley de Boyle.
- d) Ley de Joule.

6.- ¿Qué volumen ocuparán 15 [g] de Argón a 200 [°F] y 735 [mm] de Hg?

- a) 11.66 [L]
- b) 11.123[L]
- c) 12.0[L]
- d) 10.9[L]

7.- Un globo de caucho elástico contiene cierta cantidad de un gas caliente a la presión de 1[atm]. El volumen inicial es de 2.64×10^6 [L]. Cuando el globo cayó al mar, adquirió la temperatura de 15[°C], y el volumen del gas, con presión cte., disminuyó hasta 2.04×10^6 [L]. ¿Cuál era la temperatura inicial del gas en [°C]?

- a) 100[°C]
- b) 99[°C]
- c) 99.707[°C]
- d) 99.705[°C]

8.- 200[ml] de SO₂ se encuentran a 40[°C] y 800 [mm] de Hg. Calcula la masa en libras que presenta.

- a) 0.001349[lb]SO₂
- b) 0.001155[lb]SO₂
- c) 0.001126[lb]SO₂
- d) 0.003459[lb]SO₂

10 Soluciones

- “Estequiometría”
 1. D
 2. A
 3. D
 4. D
 5. A
 6. B

- “Reactivos limitante y en exceso”
 1. Falso
 2. Falso
 3. A
 4. D
 5. A

- “Rendimiento porcentual”
 1. B
 2. Verdadero
 3. D
 4. A
 5. D

- “Fase gaseosa y la ecuación del gas ideal”
 1. A
 2. Verdadero
 3. A
 4. B
 5. B
 6. A
 7. D
 8. B

11 Conclusiones

El siguiente trabajo, formó parte del material de apoyo para Química, cada tema, en particular se enfocó al área de Ciencias de la Tierra. Para los estudiantes que llevan materias relacionadas con esta, los cuestionarios de autoevaluación y ejemplos, de cada uno de los subtemas, cumplen el propósito de hacerlo más entendible y didáctico.

Los cálculos estequiométricos, son un punto importante en Química, como se vio con los reactivos, al conocer que sustancia limita y cual otra está en exceso, para poder crear la sustancia correcta y los componentes exactos, y así finalmente llegar a obtener resultados favorables.

En el área de Geofísica, la química va de la mano de muchas otras materias, como física, matemáticas, biología, por ejemplo, en el ramo ambiental, donde conocer con que sustancia se trabaja, la cantidad e interacción con otros elementos es muy importante en resultados de contaminación de agua, suelo, aire, etc. Con el fin de tomar medidas de remediación del medio ambiente.

Es por ello que al hacer materiales de apoyo, los maestros y alumnos pueden llegar a desarrollar los temas con más facilidad y así lograr sus objetivos individuales, transmitir lo aprendido y lograr que haya menor índice de reprobados en clases. En la vida laboral recordar que vivimos en un Ecosistema y todo tiene un orden, conocer que qué conforma nuestro planeta jugará un papel importante en la supervivencia del ser humano.

12 Bibliografía

Ander, Paul. Sonnessa, A.J. (1982). *Principios de Química: introducción a los conocimientos básicos (12ª Ed)*. Nueva Jersey: Limusa.

Brown, T.L., LeMay Jr., H.E., Bursten, B.E., Murphy, Burdge, J.R., (2004). *Química la ciencia central (9a Ed.)*. México: Pearson Educación.

Chang, R. (2010). *Química*. México: Mc.Graw Hill.

Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. & Bissonnette, C., (2011). *Química General*. Madrid: Pearson Educación.

13 Páginas de internet

Pellini Claudio. (2014). *Leyes de los gases ideales LUSSAC. 2018*, de copyright Sitio web: https://historiaybiografias.com/los_gases/

Unknown. (2016). *Ley de Charles. 2019*, de Blogger Sitio web: <http://lascienciasfundamentales.blogspot.mx/2016/10/ley-de-charles.html>