

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS QUÍMICAS
SECCIÓN DE QUÍMICA INORGÁNICA

Guía de Estequiometría

Elaborada por: Natividad Venegas Herrera

PAPIME PE 203412

Mejoramiento de la enseñanza Teórico – Práctica de química básica en las asignaturas de la Sección de Química Inorgánica de la FESC. “Elaboración de Guías de estudio y empleo de las TIC’s”

CONTENIDO:

A. Introducción

B. Objetivo de la Guía

C. ¿A quién va dirigida la Guía?

D. Estequiometría

 **¿De qué trata la Estequiometría?**

 **El Fundamento de la Estequiometría**

 **Revisión de conceptos requeridos para facilitar la comprensión de los cálculos**

1. Unidades básicas de medición
2. Mediciones (masa, volumen, densidad)
3. Análisis dimensional en la resolución de problemas
4. Mol
5. Masa Atómica
6. Masa molecular
7. Ecuación química
8. Métodos de Balanceo de Ecuaciones

 **Aplicaciones de la Estequiometría**

1. Resolución de ejercicios
2. Ejercicios para practicar

 **Reactivo Limitante**

1. Resolución de ejercicios
2. Ejercicios para practicar

E. Bibliografía

A. INTRODUCCIÓN:

Una de las principales preocupaciones de los profesores que imparten las asignaturas de Química Inorgánica de los primeros semestres es que los alumnos adquieran de forma significativa los conocimientos básicos de química y que al mismo tiempo se vea reflejado en la calificación del curso.

Esta Guía se pone a disposición de alumnos y profesores con la finalidad de reforzar las habilidades de los alumnos para realizar cálculos estequiométricos y resolver problemas.

También se hace una breve revisión de los conceptos que se requieren para la comprensión del tema, sin abundar en dichos requisitos ya que existen otras “Guías” de apoyo, por ejemplo la Guía para los Métodos de Balanceo de ecuaciones.

B. Objetivo de la Guía

Proporcionar apoyo a través de una explicación sencilla del procedimiento para realizar los cálculos y proponer ejercicios para que el alumno practique, para contribuir en la adquisición de conocimientos básicos de química y propiciar un mayor rendimiento en el estudio de sus asignaturas del área de química.

C. ¿A quién va dirigida la Guía?

Está dirigida a alumnos que cursan primero y segundo semestre de las carreras de: Lic. Química Industrial, Química, Ingeniería en Alimentos, Lic. En Farmacia, Lic. En Bioquímica Diagnóstica, Ingeniería Agrícola, Ingeniería Mecánica Eléctrica e Ingeniería Industrial.

Asignaturas a las que se pretende apoyar: Química II, (Farmacia, BQD, Ing. Agrícola), Química General (Química Industrial, Ing. Alimentos), Cálculos Químicos (Química), Química (IME, Ing. Industrial)

D. ESTEQUIOMETRÍA

✚ ¿De qué trata la estequiometría?

Estudia las relaciones o proporciones cuantitativas entre los reactivos y productos en una reacción química.

✚ El Fundamento de la Estequiometría

La ley de la conservación de la materia

Esta ley establece que “la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma; cualquiera que sea su transformación”. Fue propuesta por Antonie Laurent de Lavoisier a mediados del siglo XVIII.

✚ Revisión de Conceptos requeridos para facilitar la comprensión de los cálculos

1. Unidades básicas de medición
2. Mediciones (masa, volumen, densidad)
3. Análisis dimensional en la resolución de problemas
4. Mol
5. Masa Atómica
6. Masa molecular
7. Ecuación química
8. Métodos de Balanceo de Ecuaciones

✚ Aplicaciones de la Estequiometría

1. Resolución de ejercicios
2. Ejercicios para practicar

✚ Reactivo Limitante

1. Resolución de ejercicios
2. Ejercicios para practicar

E. Bibliografía recomendada

Revisión de Conceptos requeridos para facilitar la comprensión de los cálculos

1. Unidades básicas de medición:

Unidades del Sistema Internacional de Unidades (SI)

Cantidad Básica	Nombre de la Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente Eléctrica	ampere	a
Temperatura	k	k
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Prefijos usados con las unidades del Sistema Internacional

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	$1\ 000\ 000\ 000\ 000$ o 10^{12}	1 terámetro $^{\text{TM}} = 1 \times 10^{12} \text{m}$
giga	G	$1\ 000\ 000\ 000$ o 10^9	1 gigámetro (Gm) = $1 \times 10^9 \text{m}$
gega	M	$1\ 000\ 000$ o 10^6	1 megámetro (Mm) = $1 \times 10^6 \text{m}$
kilo	k	$1\ 000$ o 10^3	1 kilómetro (km) = $1 \times 10^3 \text{m}$
deci	d	$1/10$ o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1m
centi	c	$1/100$ o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01m
mili	m	$1/1000$ o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001m
micro	μ	$1/1000\ 000$ o 10^{-6}	1 micrómetro (μm) = $1 \times 10^{-6} \text{m}$
nano	n	$1/1000\ 000\ 000$ o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = $1 \times 10^{-9} \text{m}$
pico	p	$1/1000\ 000\ 000\ 000$ o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = $1 \times 10^{-12} \text{m}$

2. Mediciones

Masa: Aunque suele utilizarse la palabra **masa y peso** de forma indistinta en realidad son cantidades diferentes; mientras que **masa** es una medición que indica la cantidad de materia, **peso** indica la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto.

La unidad de masa en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg); sin embargo en química se utiliza el **gramo** (g).

Volumen: La unidad del SI es el metro(m), para el volumen la unidad es derivada del metro es decir metro cúbico (m³). De igual forma en la química suele utilizarse volúmenes pequeños (cm³).

También suele utilizarse las unidades equivalentes: mililitros (mL) incluso litros (L)

Hay que recordar que: 1cm³ = 1 mL , 1 L = 1000cm³ y 1L = 1000 mL

Densidad: La ecuación para la densidad es;

$$densidad = \left(\frac{masa}{volumen} \right)$$

$d = \left(\frac{m}{v} \right)$ donde **d** representa la densidad, **m** indica la masa y **v** el volumen

La unidad derivada para la densidad es el kilogramo por metro cúbico $\left(\frac{kilogramo}{metro\ cúbico} \right)$; ó **kg/m³**, en química se utiliza frecuentemente **g/cm³** que equivale a **g/mL**

Ejemplos:

a) En la producción de hierro se producen lingotes de hierro impuro y de esa forma se almacena para su posterior comercialización. Si un lingote tiene una masa de 6,689.5 gramos y un volumen de 850 cm³. ¿Cuál es la densidad de ese hierro impuro?

Solución: Se proporciona la masa y el volumen y se pide la densidad por lo tanto con base a la ecuación

$$d = \left(\frac{m}{v} \right) ; \text{ considerando que } 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL.}$$

$$= \left(\frac{6,689.5 \text{ g}}{850 \text{ mL}} \right) = 7.87 \text{ g/mL o } 7.87 \text{ g/cm}^3$$

$$\mathbf{R = 7.87 \text{ g/cm}^3}$$

b) La densidad del oro es de 19.3 g/cm³ cuál será la masa de una barra cúbica de 2.8 cm de altura

Solución: considerando que $d = \left(\frac{m}{v} \right)$, entonces $m = d \times v$

$$v = (2.8 \text{ cm})^3 = 21.952 \text{ cm}^3$$

$$d = 19.3 \frac{\text{g de oro}}{\text{cm}^3} \times 21.952 \text{ cm}^3 = 423.673 \text{ g de oro}$$

$$\mathbf{R = 423.673 \text{ g de oro}}$$

3. Análisis dimensional en la resolución de problemas

En la aplicación de cálculos en la estequiometría se utilizan diversas unidades por lo que se requiere la realización de un análisis dimensional. Durante las operaciones que se realizan las unidades se multiplican, se dividen o “se cancelan” de tal forma que los valores obtenidos tengan las unidades correctas.

El uso del análisis dimensional también facilita la solución del problema y pone en evidencia posibles errores. Sin embargo para obtener el resultado correcto se requiere utilizar “factores de conversión” correctos.

En química estos **factores de conversión** son: conceptos, definiciones o igualdades.

Por ejemplo:

- a) La masa molecular del H_2SO_4 es igual a 98 g. de H_2SO_4 aquí el factor se expresa así:

$$\left(\frac{98 \text{ g de } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4}\right) \text{ o así } \left(\frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g de } H_2SO_4}\right)$$

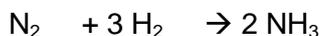
- b) 1 litro contiene 1000 mL, aquí el factor se expresa así:

$$\left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}\right) \text{ o así } \left(\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}}\right)$$

- c) 1 libra equivale a 454 gramos, aquí el factor se expresa

$$\left(\frac{454 \text{ g}}{1 \text{ libra}}\right) \text{ o así } \left(\frac{1 \text{ libra}}{454 \text{ gramos}}\right)$$

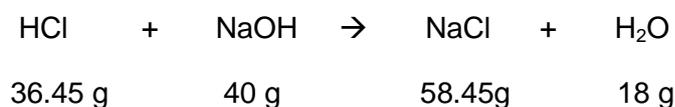
- d) La siguiente ecuación representa la formación del Amoníaco (NH_3)



De aquí se pueden obtener los siguientes factores

$$\left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{3 \text{ mol de } H_2}\right) \text{ o } \left(\frac{3 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } N_2}\right) ; \left(\frac{1 \text{ mol de } N_2}{2 \text{ mol de } NH_3}\right) \text{ o } \left(\frac{2 \text{ mol de } NH_3}{1 \text{ mol de } N_2}\right) ; \left(\frac{3 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol de } NH_3}\right)$$

- e) La siguiente ecuación representa la formación del Cloruro de Sodio ($NaCl$) mediante una reacción ácido – base



De esta ecuación se pueden obtener los siguientes factores:

$$\left(\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de NaOH}}\right) ; \left(\frac{1 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de NaCl}}\right) ; \left(\frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}\right) ; \left(\frac{36.45 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de NaOH}}\right) ; \left(\frac{1 \text{ mol de HCl}}{158.45 \text{ g de NaCl}}\right)$$

$$\left(\frac{1 \text{ mol de HCl}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}\right) ; \left(\frac{118 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de NaCl}}\right) ; \text{etc.}$$

Ejemplos de utilización de “factores” para realizar un **análisis dimensional**

SOLUCIONES:

- a) La galena es un mineral compuesto principalmente por PbS se ha encontrado que contiene 86.6% de Pb. ¿Qué masa en g de Pb habrá en 2 libras del mineral?

Solución: Aquí debemos considerar que 1 libra = 454 g

$$\text{gPb} = 2 \text{ lb mineral} \times \left(\frac{454 \text{ g de mineral}}{1 \text{ lb mineral}}\right) \times \left(\frac{86.6 \text{ g de Pb}}{100 \text{ g de mineral}}\right) = 786.32 \text{ g Pb}$$

R = 786.32 g Pb

Observamos que se “cancelan” algunas unidades proporcionando el resultado con las unidades correctas.

- b) Algunos alimentos ricos en vitamina C son: kiwi, pimiento rojo y verde, tomates, espinaca, y los zumos hechos de guayaba, toronja, naranja y limón. La fórmula de esta vitamina es C₆H₅O₆ y tiene una masa molecular de 176.13 g. El nutriente por excelencia de la guayaba es la Vitamina C que contiene de 200 a 400 mg por cada 100 g de peso.

¿Cuántos mg de vitamina C consume un individuo que come 0.125 kg de guayaba?

Solución:

$$\text{mg vitamina C} = 0.125 \text{ kg guayabas} \times \left(\frac{1000 \text{ g de guayabas}}{1 \text{ kg guayabas}}\right) \times \left(\frac{400 \text{ mg de Vitamina C}}{100 \text{ g de guayabas}}\right) = 500 \text{ mg de Vitamina C}$$

R = 500 mg de Vitamina C

- c) La aspirina es un tipo de medicamento denominado ácido acetilsalisílico. La aspirina se emplea para reducir el dolor, la inflamación (hinchazón) y la fiebre. Tiene una masa molecular de 180.16 gramos y su fórmula es : C₆H₄(OCOCH₃)COOH

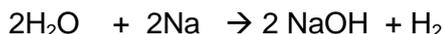
¿Qué cantidad en **mol** consumirá un paciente durante su tratamiento de 3 días y 1 tableta cada 8 horas. Si cada tableta proporciona 500 mg?

Solución:

Debemos considerar que 1 mol de $C_6H_4(OCOCH_3)COOH = 180.16 \text{ g}$

$$\text{Mol de ácido acetilsalisílico} = 3 \text{ días} \times \left(\frac{24 \text{ horas}}{1 \text{ día}} \right) \times \left(\frac{1 \text{ tableta}}{8 \text{ horas}} \right) \times \left(\frac{500 \text{ mg de ácido}}{1 \text{ tableta}} \right) \times \left(\frac{1 \text{ g de ácido}}{1000 \text{ mg ácido}} \right) \times \left(\frac{1 \text{ mol de ácido}}{180.16 \text{ g de ácido}} \right) = 0.0249 \text{ mol de ácido acetil salisílico}$$

d) Una característica de los elementos de la Familia 1 A es la reacción violenta cuando se pone en contacto con el agua, cuando esto ocurre se libera H_2 de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos g de H_2 se producen por la reacción de 1.2 mol de Na?

Solución:

$$g H_2 = 1.2 \text{ mol de Na} \times \left(\frac{1 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ mol Na}} \right) \times \left(\frac{2.016 \text{ g de } H_2}{1 \text{ mol } H_2} \right) = 1.209 \text{ g de } H_2$$

R= 1.209 g de H_2

4. Mol

En el sistema (SI), el **mol** es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo Carbono-12

Este número se denomina Número de Avogadro (N_A), en honor a Amadeo Avogadro. El valor aceptado es:

$$N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$$

El número se redondea a 6.02×10^{23}

De la misma forma que **Una docena** de rosas contiene 12 rosas, **1 mol de átomos** de hierro contiene 6.022×10^{23} átomos de Fe

El N_A se puede utilizar para convertir unidades de masa atómica en gramos y viceversa

Ejemplos

$$\left[\begin{array}{l} \left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{55.847 \text{ g de Fe}} \right); \left(\frac{1 \text{ mol de Fe}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}} \right) \text{ y } \left(\frac{55.847 \text{ g de Fe}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}} \right) \\ \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58.458 \text{ g de NaCl}} \right); \left(\frac{1 \text{ mol de NaCl}}{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de NaCl}} \right) \text{ y } \left(\frac{58.458 \text{ g NaCl}}{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de NaCl}} \right) \end{array} \right.$$

Ejercicios donde se utiliza el concepto de mol

a.- ¿Cuántos átomos hay en 5.10 moles de azufre (S)?

¿Qué queremos encontrar? Átomos de S =?

Dato = 5.1 mol S

Si consideramos que 1 mol de S = 6.022×10^{23} átomos de azufre (S)

Entonces

$$\text{Átomos de S} = 5.1 \text{ mol S} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol S}} \right)$$

Mol de S se cancela con mol de S

Por lo tanto $R = 30.722 \times 10^{23}$ átomos de S

b.- ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en 6.00×10^9 (6 millones) de átomos de Co?

¿Qué queremos encontrar? Mol de átomos de Co =?

Dato = 6.0×10^9 átomos de Co

$$\text{mol de átomo de Co} = 6.0 \times 10^9 \text{ átomos de Co} \left(\frac{1 \text{ mol átomos de Co}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Co}} \right)$$

$R = 9.9634 \times 10^{-15}$ mol átomos de Co

c.- ¿Cuántos átomos de oro (Au) hay en 15.3 moles de Au?

¿Qué queremos encontrar? Átomos Au

Dato 15.3 mol Au

$$\text{átomos de Au} = 15.23 \text{ mol Au} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Au}}{1 \text{ mol de Au}} \right)$$

$R = 92.1366 \times 10^{23}$ Átomos de Au

d.- ¿Cuál es la masa en gramos de 1.00×10^{12} átomos de Pb?

¿Qué queremos encontrar? Gramos de plomo Pb

g Pb = ?

Dato = 1.0×10^{12} átomos de Pb

$$g \text{ Pb} = 1.0 \times 10^{12} \text{ átomos de Pb} \left(\frac{207.19 \text{ g Pb}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Pb}} \right)$$

$R = 3.44055 \times 10^{-10}$ g Pb

e.- ¿Cuántos átomos están presentes en 3.14 g de cobre (Cu)?

¿Qué queremos encontrar? Átomos de Cu =?

Dato= 3.14 g de Cu

$$\text{átomos de Cu} = 3.14 \text{ g Cu} \left(\frac{1 \text{ mol de Cu}}{63.54 \text{ g Cu}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} \right)$$

g Cu se cancela con g Cu y luego mol Cu se cancela con mol Cu

R= 2.2634 X 10²² átomos de Cu

f.- ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más átomos: 1.10 g de átomos de hidrógeno o 14.7 g de átomos de cromo?

¿Qué queremos encontrar? ¿Cual tiene más átomos?

Datos

1.10 g H

14.7 g Cr

$$\text{átomos de H} = 1.10 \text{ g H} \left(\frac{1 \text{ mol de H}}{1.0079 \text{ g H}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de H}}{1 \text{ mol de H}} \right)$$

R = 6.5722 10²³ átomos H

$$\text{átomos de Cr} = 14.7 \text{ g Cr} \left(\frac{1 \text{ mol de Cr}}{51.966 \text{ g Cr}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Cr}}{1 \text{ mol de Cr}} \right)$$

R = 1.622 X 10²³ átomos Cr

Respuesta hay más átomos en 1.1 g H

5. Masa Atómica y Masa Molecular

a) Calcule la masa molar de cada una de las siguientes sustancias:

I) Li₂CO₃, II) CS₂, III) CHCl₃ (cloroformo), IV) C₆H₈O₆ (ácido ascórbico, o vitamina C), e) KNO₃, f) Mg₃N₂.

I) Li₂CO₃ $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de Li} \\ 1 \text{ mol de C} \\ 3 \text{ moles de O} \end{array} \right.$

Masas atómicas (consultando la Tabla periódica de los elementos químicos)

Li = 6.939
C = 12.011
O = 15.999

Consideramos la fórmula del compuesto químico Li_2CO_3 por lo tanto tenemos que:

2 mol de Li = $2 \times 6.939 = 13.878 \text{ g}$
1 mol de C = $1 \times 12.011 = 12.011 \text{ g}$
3 mol de O = $3 \times 15.999 = 47.997 \text{ g}$

La masa molecular será la suma de las masas de los elementos que integran el compuesto

$13.878 + 12.011 + 47.997 = 73.886 \text{ g}$
Por lo tanto 1 mol $\text{Li}_2\text{CO}_3 = 73.886 \text{ g}$

Masa molecular $\text{Li}_2\text{CO}_3 = 73.886 \text{ g Li}_2\text{CO}_3$

II) CS_2
 CS_2 { 1 mol de C
 { 2 moles de S

Masas atómicas (consultando la Tabla periódica de los elementos químicos)

C = 12.011

S = 32.064

Consideramos la fórmula del compuesto químico. Por lo tanto tenemos que:

1 mol de C = $1 \times 12.011 = 12.011 \text{ g}$
2 mol de S = $2 \times 32.064 = 64.128 \text{ g}$

La masa molecular será la suma de las masas de los elementos que integran el compuesto

$12.011 + 64.128 = 76.139 \text{ g}$
Por lo tanto 1 mol $\text{CS}_2 = 76.139 \text{ g}$

Masa molecular $\text{CS}_2 = 76.139 \text{ g}$

b) Calcule la masa molar de un compuesto si 0.372 moles de él tienen una masa de 152 g.

¿Qué queremos encontrar? Masa molar

Dato= 0.327 mol =152 g

$$g \text{ compuesto} = 1 \text{ mol compuesto} \left(\frac{152 \text{ g compuesto}}{0.372 \text{ mol compuesto}} \right)$$

R = 408.6021 g compuesto

c) ¿Cuántas moléculas de etano (C₂H₆) están presentes en 0.334 g de C₂H₆?

¿Qué queremos encontrar? ¿Moléculas de etano?

Dato 0.334 g de C₂H₆

$$\text{moléculas de etano} = 0.334 \text{ g C}_2\text{H}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{30.0694 \text{ g C}_2\text{H}_6} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de C}_2\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \right)$$

R= 6.6890 x 10²¹ moléculas C₂H₆

d) Calcule el número de átomos de C, H y O en 1.50 g del azúcar glucosa (C₆H₁₂O₆).

¿Qué queremos encontrar? Átomos de C, H y O

Dato= 1.50 g C₆ H₁₂ O₆

$$\text{átomos de C} = 1.50 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ at.C}}{1 \text{ mol C}} \right)$$

R = 3.00832 X 10²² átomos de C

$$\text{átomos de H} = 1.50 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ at H}}{1 \text{ mol H}} \right)$$

$$\text{átomos de O} = 1.50 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \left(\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180.16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ at O}}{1 \text{ mol O}} \right)$$

R = 3.00832 X 10²² átomos de O

e) La densidad del agua es 1.00 g/mL a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2.56 mL de agua a dicha temperatura?

¿Qué queremos encontrar? Moléculas de H₂O

Datos: 2.56 ml agua, $\delta = 1 \text{ g/ml}$ 4 °C

$$\text{Moléculas de H}_2\text{O} = 2.56 \text{ ml H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ ml H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.01 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ at H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right)$$

$$R = 8.5598 \times 10^{22} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

6. Ecuación química

Una ecuación química es la representación de un cambio químico y está formada de productos y reactivos.

Reactivos → *Productos*

La base fundamental de la ecuación química es la Ley de la Conservación de la materia; por lo tanto la cantidad en reactivos deberá ser igual a la cantidad en productos

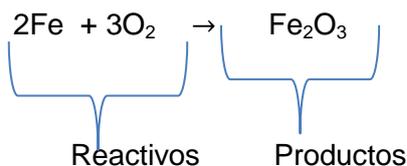
Cantidad de reactivos = Cantidad de productos

La forma de expresar la ecuación química es mediante las fórmulas de los compuestos químicos involucrados; ya sea como reactivos o como productos.

Por ejemplo:

a) El hierro se oxida en presencia del aire: Éste es el cambio químico

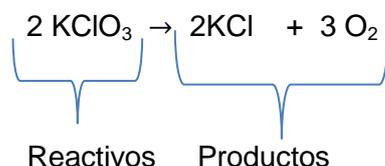
La ecuación correspondiente sería:



La ecuación indica que 2 mol de hierro reaccionan con 3 mol de oxígeno y produce un mol de óxido férrico

b) El clorato de potasio cuando se calienta se descompone liberando oxígeno y dejando una masa sólida de cloruro de potasio: Éste es el cambio químico.

La ecuación correspondiente sería:



La ecuación indica que 2 mol de clorato de potasio produce 2 mol de cloruro de potasio y 3 mol de oxígeno

7. Métodos de Balanceo

Para que las ecuaciones químicas cumplan con la Ley de la conservación de la materia deberán estar “balanceadas”; así se asegura que la cantidad en reactivos es igual a la cantidad en productos.

En ocasiones las ecuaciones pueden ajustarse mediante un ejercicio de prueba y error “tanteo”.

Sin embargo existen métodos para realizar el balanceo de las ecuaciones:

- a) Método Algebraico
- b) Método Rédox
- c) Método del ión electrón (medio ácido y medio básico)

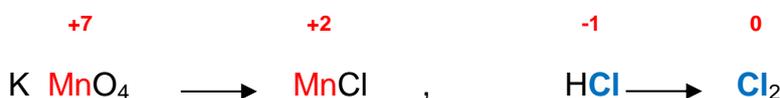
Ejemplo de balanceo de una ecuación por el método del ión electrón en medio ácido



1°-Escribe las valencias con las que están trabajando



2°-Extraer de la ecuación el ION donde se encuentra el elemento que está cambiando de valencia

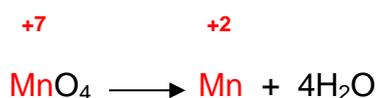


3°-Escribir las semi-reacciones

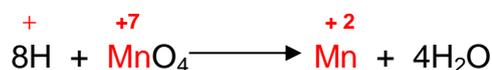


4°-Balancear de masa, por separado cada semi - reacción

a) Balance de masa, para balancear al oxígeno se adicionan igual cantidad en mol de H₂O del lado necesario

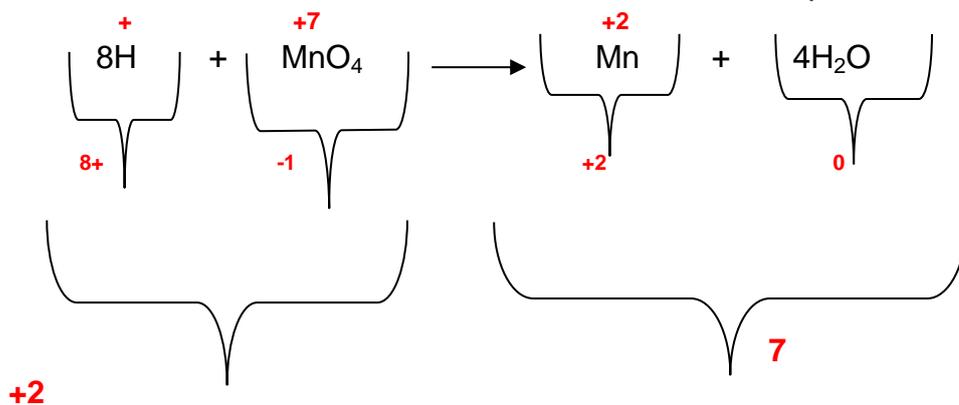


b) Para balancear el H se adiciona la cantidad necesaria del lado contrario y en forma de H⁺



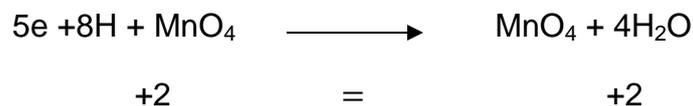
Ahora ya está balanceada una de las semi - reacciones en (masa)

5°-Hacer el balance de cargas adicionando electrones (e-), en el lado necesario si analizamos la semi -reacion observamos que

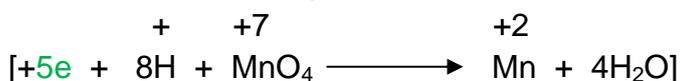


Del lado izquierdo tenemos (+7) y del lado derecho tenemos (+2)

Para balancear las cargas adicionamos (5 e) del lado izquierdo y de esta forma nos quedaría. (+2e) de cada lado.

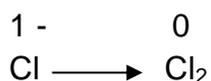


Esta semi- reacción ya esta balanceada



Balancear la otra semi - reacción haciendo lo mismo que para la anterior.

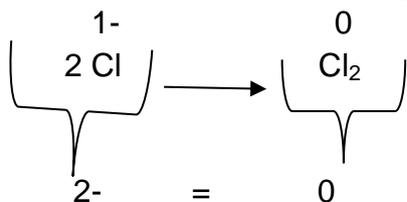
Tenemos que:



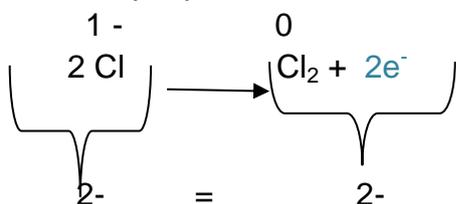
En este caso no hay oxígeno; así que para balancear, solo agregaremos 2 como coeficiente del ION Cl^{-1} y así queda balanceada la masa



Para el balance de Carga observamos que



Así que para balancear se adicionan $2e^{-}$ del lado derecho

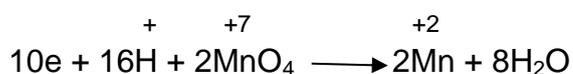
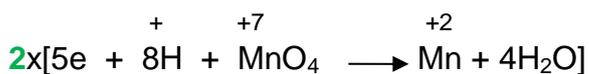
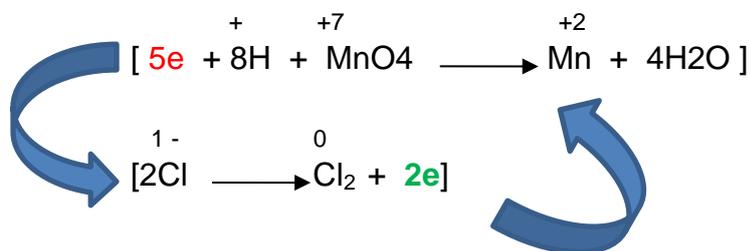


También esta semi- reacción ya esta balanceada



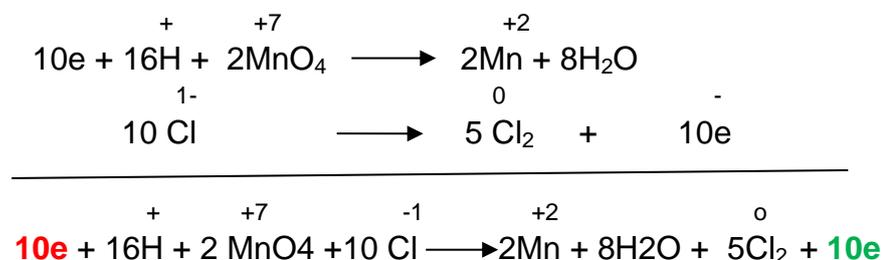
6°-Con el proposito de eliminar los electrones de la ecuación final se hará lo siguiente:

El numero de electrones adicionados en cada semi reacción se vuelve el coeficiente de la otra





7°-Sumar las dos semi – reacciones



Ahora ya tenemos la ecuación balanceada en estado iónico



8°-Para escribir la ecuación completa y en la forma original. Se adicionara de ambos lados lo que se requiera

Observamos la ecuación general inicial y la “iónica” ya balanceada

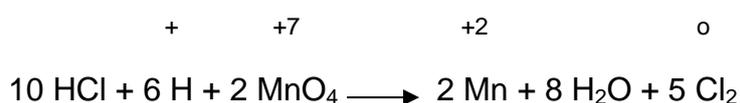
Ecuación original



Ecuación Iónica



Unimos H⁺ con Cl⁻



Observamos que faltan iones Cl⁻ y K⁺ por lo tanto adicionamos

6 Cl⁻ y 2K⁺ de ambos lados para mantener la ecuación balanceada.

10 HCl + 6 HCl + 2 KMnO₄ → 2 MnCl₂ + 8 H₂O + 5 Cl₂ + 2 KCl Final
mente tenemos que:



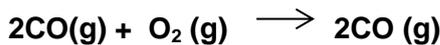
9°-Finalmente se verifica que esté correcto el balanceo de ecuación, comparando la cantidad en mol de átomos de cada elemento en reactivos y en productos las cantidades deberán ser iguales.

Aplicación de la Estequiometría.

1) Resolución de Ejercicios

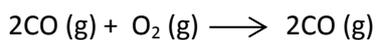
Cálculos estequiométricos con ecuaciones químicas balanceadas

a) Considere la combustión del monóxido de carbono (CO) en oxígeno gaseoso:



Si la reacción se inicia con 3.60 moles de CO, calcule el número de moles de CO₂ que se producen si hay suficiente oxígeno para reaccionar con todo el CO

Solución del ejercicio



Dato = 3.60 moles de CO

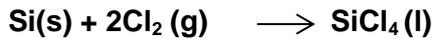
¿Qué queremos encontrar? Moles CO₂

Con base a la ecuación química observamos la proporción de combinación **2mol de CO₂ producen 2 mol de CO** por lo tanto establecemos el factor unitario $\left(\frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}}\right)$ y resolvemos:

$$\text{Mol CO}_2 = 3.60 \text{ mol CO} \left(\frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}}\right) = 3.60 \text{ mol CO}_2$$

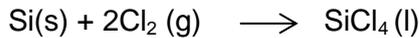
De acuerdo con la ecuación $\left(\frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}}\right)$

- b) El tetracloruro de silicio (SiCl_4) se puede preparar por calentamiento del Si en cloro gaseoso:



En una reacción se producen 0.507 moles de SiCl_4 ¿Cuántas moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

Solución del ejercicio



¿Qué queremos encontrar? Mol Cl_2

Dato = 0.507 mol de SiCl_4

$$\text{Mol Cl}_2 = 0.507 \text{ mol de SiCl}_4 \left(\frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} \right) = 1.014 \text{ mol de Cl}_2$$

De acuerdo con la ecuación el factor unitario es $\left(\frac{2 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol SiCl}_4} \right)$

- c) El amoníaco es el principal fertilizante de nitrógeno. Se obtiene mediante la reacción entre hidrógeno y nitrógeno.



En una reacción particular se produjeron 6.0 moles de NH_3 ¿Cuántos moles de H_2 y cuántos de N_2 entraron en reacción para producir esta cantidad de NH_3 ?

Solución del ejercicio



Dato = 6 mol de NH_3

¿Qué queremos encontrar? Mol de $\text{N}_2 = ?$ y mol de $\text{H}_2 = ?$

La ecuación química establece que

$$\left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) \text{ y } \left(\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right)$$

Por lo tanto

$$\text{Mol de N}_2 = 6 \text{ mol de NH}_3 \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) = 3 \text{ mol de N}_2$$

$$\text{Mol de H}_2 = 6 \text{ mol de NH}_3 \left(\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \right) = 9 \text{ mol de H}_2$$

d) Considere la combustión del butano (C₄H₁₀):



Solución del ejercicio:

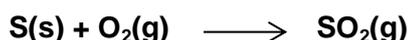
Dato = 5 mol C₄H₁₀

¿Qué queremos encontrar? Mol de CO₂ = ?

Si consideramos de la ecuación que $\left(\frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}\right)$

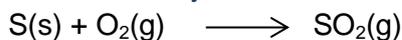
$$\text{Mol de CO}_2 = 5 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \left(\frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}\right) = 3.25 \text{ mol CO}_2$$

e) La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión del carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente, de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es



¿Qué cantidad de azufre (en toneladas) presente en los materiales originales produce esta cantidad de SO₂?

Solución del ejercicio



¿Qué queremos encontrar? Ton S = ?

Dato = 26,000,000 de Ton de SO₂

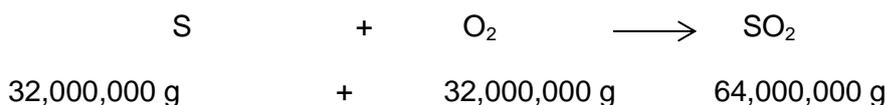
Si observamos la ecuación



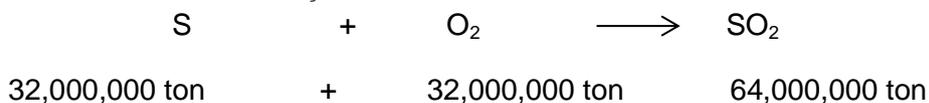
Si consideramos que: 1 kg = 1000 g y 1 ton = 1000 kg

1 ton = 1,000,000 g

Si ahora multiplicamos todo por 1,000,000 g tendremos que



Por lo tanto de la misma forma tendremos



Y de la ecuación tenemos $\left(\frac{32,000,000 \text{ Ton S}}{32,000,000 \text{ Ton SO}_2} \right)$

Resolviendo

$$\text{Ton S} = 26,000,000 \text{ Ton SO}_2 \left(\frac{32,000,000 \text{ Ton S}}{32,000,000 \text{ Ton SO}_2} \right)$$

R= 13,000,000 Ton S

f) Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO_3) se libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan. a) Escriba una ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es Na_2CO_3). b) Calcule la masa de NaHCO_3 que se requiere para producir 20.5 g de CO_2 .

Solución del ejercicio

Ecuación balanceada



b) ¿Qué queremos encontrar? g NaHCO_3 = ?

Dato= 20.5 g CO_2

Utilizando los factores unitarios de la ecuación química y el concepto de masa molar:

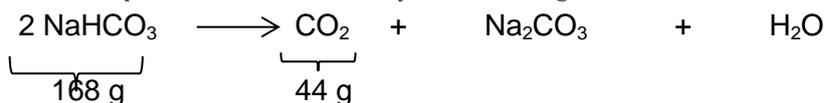
$$g \text{NaHCO}_3 = 20.5 \text{ g CO}_2 \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \right) \times \left(\frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \right) \times \left(\frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \right)$$

R= 78.2727 g NaHCO_3

Debimos considerar la ecuación química siguiente $\left(\frac{2 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \right)$

Del concepto masa molecular $\left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \right)$ y $\left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \right)$

También podemos resolver si expresamos en gramos la ecuación



$$g \text{NaHCO}_3 = 20.5 \text{ g} \left(\frac{168 \text{ g NaHCO}_3}{44 \text{ g CO}_2} \right) = 78.2727 \text{ g NaHCO}_3$$

Ya que la ecuación indica que $\left(\frac{168 \text{ g NaHCO}_3}{44 \text{ g CO}_2} \right)$

Datos = 500.4 g $C_6H_{12}O_6$ $P = 0.789 \text{ g/ml}$

$$\text{g } C_2H_5OH = 500.4 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \left(\frac{92 \text{ g } C_2H_5OH}{180.16 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right)$$

R = 255.5328 C_2H_5OH

Si consideramos $1 \text{ L} = 1000 \text{ ml}$

$$\text{L de } C_2H_5OH = 255.5328 \text{ g } C_2H_5OH \left(\frac{1 \text{ ml } C_2H_5OH}{0.789 \text{ g } C_2H_5OH} \right) \times \left(\frac{1 \text{ L } C_2H_5OH}{1000 \text{ ml } C_2H_5OH} \right)$$

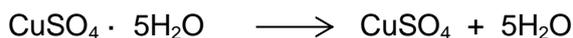
R = 0.3238 L de C_2H_5OH

i) Cada unidad de sulfato de cobre (II) está asociada a cinco moléculas de agua en el compuesto cristalino sulfato de cobre(II) pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Cuando este compuesto se calienta en aire por encima de 100°C pierde las moléculas de agua y también su color azul:



Si quedan 9.60 g de $CuSO_4$ después de calentar 15.01 g del compuesto azul, calcule el número de moles de H_2O que había originalmente en el compuesto.

Solución:



¿Qué queremos encontrar? Mol de H_2O = ?

Datos = si 9.60 g $CuSO_4$

Después de calentar $15.01 \text{ g} - 9.60 \text{ g} = 5.415$

Entonces 5.41 g H_2O

$$\text{Mol } H_2O = 5.41 \text{ g } H_2O \left(\frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} \right)$$

R = 0.30 mol H_2O

j) Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:



¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29.0 g (alrededor de una onza) de oro?

Solución:



¿Qué queremos encontrar? mol de KCN =?

Dato= 29 g Au

De la ecuación tenemos $\left(\frac{4 \text{ mol Au}}{8 \text{ mol KCN}}\right)$

Y 1 mol Au 196.96 Au

$$\text{Mol KCN} = 29 \text{ g Au} \left(\frac{1 \text{ mol Au}}{196.96 \text{ g Au}}\right) \times \left(\frac{8 \text{ mol KCN}}{4 \text{ mol Au}}\right)$$

R= 0.2944 mol KCN

k) La piedra caliza (CaCO_3) se descompone, por calentamiento, en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1.0 kg de piedra caliza.



$$\underbrace{\hspace{1.5cm}}_{56.08 \text{ g}}$$

¿Qué queremos encontrar? g de CaO =?

Dato = 1.0 Kg CaCO_3

Solución

$$\text{g CaO} = 1000 \text{ g CaCO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100.091 \text{ g CaCO}_3}\right) \times \left(\frac{56.08 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3}\right)$$

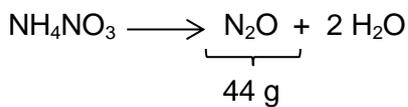
R= 560 g de CaO

l) El óxido nitroso (N_2O) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar a partir de la descomposición térmica de nitrato de amonio (NH_4NO_3). El otro producto es agua.

- ✓ Escriba una ecuación balanceada para esta reacción.
- ✓ ¿Cuántos gramos de N_2O se formarán si se utilizan 0.46 moles de NH_4NO_3 para la reacción?

Solución

Primero escribimos la relación



¿Qué queremos encontrar? g de N_2O =?

Dato = 0.46 mol NH_4NO_3

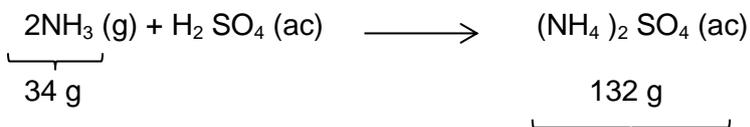
$$g N_2O = 0.46 \text{ mol } NH_4NO_3 \left(\frac{44 \text{ g } N_2O}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \right)$$

R = 20.24 g N_2O

m) El fertilizante sulfato de amonio $[(NH_4)_2SO_4]$ se prepara mediante la reacción entre amoníaco (NH_3) y ácido sulfúrico :



¿Cuántos kg de NH_3 se necesitan para producir 1.00×10^5 kg de $(NH_4)_2SO_4$?



¿Qué queremos encontrar? kg de NH_3 = ?

Dato = 1×10^5 kg $(NH_4)_2SO_4$

Si consideramos de la ecuación $\left(\frac{34 \text{ kg } NH_3}{132 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4} \right)$

$$Kg NH_3 = 1 \times 10^5 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4 \left(\frac{34 \text{ kg } NH_3}{132 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4} \right)$$

R = 25757.5757 kg NH_3

n) Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de O_2 gaseoso que se obtendrán a partir de 46.0 g de KClO_3 . (Los productos son KCl y O_2 .)

Solución:

Primero escribimos la ecuación



¿Qué queremos encontrar? g de O_2 = ?

dato = 46.0 g KClO_3

1 mol KClO_3 = 122.553 g KClO_3

1 mol O_2 = 32 g O_2

De la ecuación tenemos que : $\left(\frac{2 \text{ mol } \text{KClO}_3}{3 \text{ mol } \text{O}_2} \right)$

$$g_{\text{O}_2} = 46.0 \text{ g } \text{KClO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol } \text{KClO}_3}{122.553 \text{ g } \text{KClO}_3} \right) \left(\frac{3 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{KClO}_3} \right) \left(\frac{32 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \right)$$

R = 18.01669 g O_2

2) Ejercicios para practicar

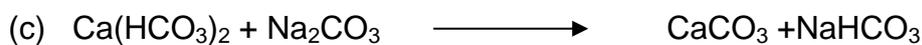
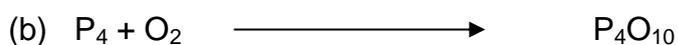
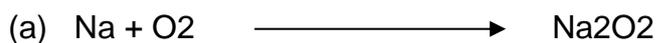
1.-Escribe la ecuación química que tiene lugar cuando se hacen reaccionar magnesio y oxígeno para formar óxido de magnesio.

Balanza por "tanteo" cada "ecuación" de los ejercicios 2- 5

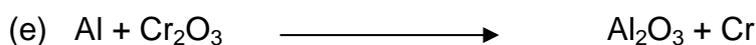
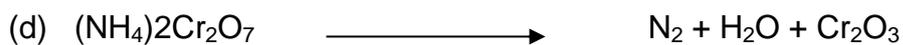
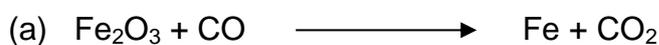
2.-



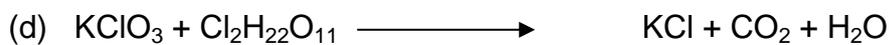
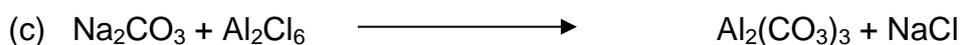
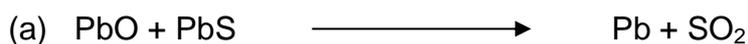
3.-



4.-



5.-



6.- (a) El nitrógeno, N_2 , se combina con hidrógeno, H_2 , para formar amoníaco, NH_3 . Escribe la ecuación balanceada

(b) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se necesitan para reaccionar con 200 moléculas de nitrógeno?

(c) ¿Cuántas moléculas de amoníaco se forman en la parte (b)?

7.- (a) El azufre, S_8 , se combina con oxígeno a temperatura elevada para formar dióxido de azufre?

(b) Si en esta reacción se consumen 200 moléculas de oxígeno ¿Cuántas moléculas de azufre reaccionan?

(c) ¿Cuántas moléculas de dióxido de azufre se forman en la parte (b)?

8.- (a) La piedra caliza, $CaCO_3$, reacciona con ácido muriático, HCl , para formar cloruro de calcio, $CaCl_2$, dióxido de carbono y agua?

(b) ¿Cuántos moles de HCl se requieren para disolver 5.4 moles de $CaCO_3$?

(c) ¿Cuántos moles de agua se forman en la parte (b)?

9.-(a) Los materiales de aluminio para construcción tienen un recubrimiento duro protector transparente de óxido de aluminio, Al_2O_3 , que se forman al reaccionar con oxígeno del aire. El ácido sulfúrico, H_2SO_4 , de la lluvia acida disuelve este recubrimiento protector y forma sulfato de aluminio $Al_2(SO_4)_3$, y agua.

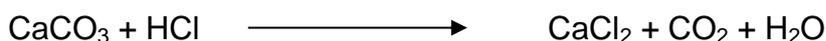
(b) ¿Cuántas moles de H_2SO_4 se necesitan para reaccionar con 5.8 moles de Al_2O_3 ?

(c) ¿Cuántas moles de $Al_2(SO_4)_3$ se forman en la parte (b)?

10.- (a) Calcule los gramos de polvo para hornear, $NaHCO_3$, que contienen 12.2 moles de carbono.

11.- La caliza, el coral y las conchas marinas se componen casi por completo de carbonato de calcio y la prueba para identificar carbonatos es usar unas cuantas gotas de ácido clorhídrico.

La ecuación sin balancear es:

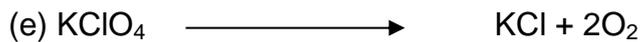
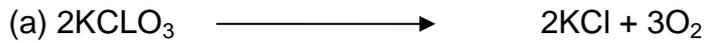


(a) Balancea la ecuación

(b) ¿Cuántos átomos hay en 0.120 moles de carbono de calcio?

(c) ¿Cuántas moléculas de dióxido de carbono se desprenden al reaccionar 0.150 mol de carbono de calcio?

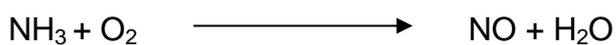
12.- ¿Cuántos moles de oxígeno se pueden obtener por descomposición de 5.5 moles de reactivo en cada una de las reacciones siguientes?



13.- En la formación de 7.5 moles de agua, ¿En qué reacción se consume más ácido nítrico?



14.- Considere la reacción: Balancea la ecuación



Por cada 7.50 moles de NH_3 , (a) ¿Cuántas moles de O_2 se necesitan? (b) ¿Cuántas moles de NO se producen? Y (c) ¿Cuántas moles de agua se forman?

15.- Considera la siguiente reacción:



Por cada 7.50 moles de bromo que reaccionan, (a) ¿Cuántas moles de NO reaccionan? (b) ¿Cuántas moles de NOBr se producen? (c) Represente la ecuación balanceada con modelos de barras y esferas

16.- Se hacen reaccionar 48.0 g de metano, CH_4 , con un exceso de oxígeno, O_2 , (para que la reacción sea lo más completa posible), para dar CO_2 y agua. Escribe la ecuación balanceada de la reacción. ¿Qué masa de oxígeno reacciona?

17.-El óxido de hierro(III) (férrico) Fe_2O_3 , resulta de la reacción del hierro con oxígeno del aire.

(a) ¿Cuál es la ecuación balanceada de esta reacción?

(b) ¿Cuántas moles de hierro reaccionan con 22.37 moles de oxígeno del aire?

(c) ¿Qué masa de hierro se necesita para que reaccione con 22.37 moles de oxígeno?

18.- Una muestra de óxido de hierro magnético, Fe_2O_4 , reacciona por completo con hidrogeno por calentamiento al rojo; el vapor de agua que se forma en la reacción.



Se condensa y se encuentra que ésta 36.15g; calcule la masa de Fe_3O_4 , que reaccionó.

19.- ¿Qué masas de cloruro de cobalto(II) (cobaltoso) y de fluoruro de hidrogeno se necesitan para preparar 3.25 moles de fluoruro de cobalto según la reacción?

20.- El yoduro de sodio, NaI , es la fuente de yodo que se emplea para obtener sal yodada. (a) Escriba la ecuación química balanceada de la reacción de sodio con yodo. (b) ¿Cuántos gramos de yoduro de sodio se forman cuando reaccionan 57.73 gramos de yodo?

21.- Calcula la masa de calcio que reacciona con 2.445g de carbono para formar carburo de calcio, CaC_2 .

22.- Calcula la masa de propano, C_3H_8 , que al reaccionar con oxígeno en exceso forma 3.85 moles de agua.



23.- ¿Qué masa de pentano, C_5H_{12} , produce 8.555×10^{22} moléculas de CO_2 cuando se quema con oxígeno en exceso?

REACTIVO LIMITANTE (R.L.)

Hasta ahora hemos visto que la proporción de combinación entre los reactivos para generar cierta cantidad de productos está determinada por la estequiometría de la ecuación. Es decir que una vez “balanceada la ecuación química” es posible conocer la proporción de combinación y de producción.

Sin embargo aunque se pongan a **reaccionar** las proporciones exactas de cada reactivo, no es posible obtener las cantidades exactas de producto. Generalmente se busca obtener la máxima cantidad del producto de mayor importancia por lo cual se utiliza un exceso del reactivo menos costoso con el propósito de que el de mayor costo reaccione completamente.

El reactivo que se consume primero en una reacción se le denomina **Reactivo Limitante (R.L.)** y éste es el que determina la **máxima producción** del producto deseado.

Se puede identificar al R.L. en una reacción ya que es el que **se encuentra en menor cantidad estequiométrica** comparada con los otros reactivos.

Lo anterior trae como consecuencia que habrá un **Reactivo en Exceso** que quedará sin reaccionar al término de la reacción.

1) Resolución de ejercicios

a) Consideremos la combustión del Carbono, la cual está dada por la siguiente ecuación $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

Si observamos la ecuación está balanceada y nos da la siguiente proporción:

1 mol C	1 mol O ₂	→	1 mol CO ₂
12 g de C	32 g de O ₂	→	44 g de CO ₂

Supongamos que se cuenta con 12 g de cada reactivo

- ¿Cuál es el R.L.?
- ¿Cuál es el R.E.?
- ¿Cuál es la máxima producción en g de CO₂?
- ¿Cuántos g quedaron sin reaccionar?

Solución:

Como podemos observar de la tabla **12 g de C** requieren **32 g de O₂** y el enunciado dice que se cuenta con 12 g de cada reactivo por lo tanto el O₂ se encuentra en una menor cantidad de acuerdo a la proporción requerida (su estequiometría) y entonces **el R.L. es el O₂**

Debido a que en este ejemplo solo hay dos reactivos el **R.E. es el C.**

Recordemos que la producción máxima está determinada por el R.L. , por lo tanto se utilizará la cantidad que se indica en el enunciado del R.L. para realizar los cálculos.

$$g CO_2 = 12 g O_2 \times \left(\frac{44 g CO_2}{32 g O_2} \right) = 16.5 g CO_2$$

Cantidad máxima = 16.5 g CO₂

El R.E. es el C

Debemos calcular la cantidad que reaccionará con el R.L.

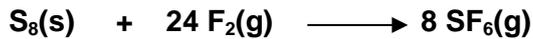
$$g C = 12 g O_2 \times \left(\frac{12 g C}{32 g O_2} \right) = 4.5 g de C$$

Ahora restamos a la cantidad inicial lo que reaccionó:

$$12 g de C - 4.5 g de C = 7.5 g de C$$

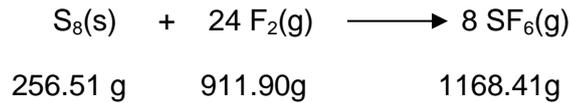
R = Quedaron sin reaccionar 7.5 g de C

- b) El compuesto SF₆ se obtiene quemando azufre (S₈) en una atmósfera de flúor (F₂). La ecuación balanceada es



Si se emplean 1.6 g de azufre S₈, y 35 mol de F₂, ¿Cuál es el reactivo limitante?, ¿Cuál es la máxima producción en mol y en g?

Solución:



Como se puede observar la cantidad inicial de los reactivos se dan en diferentes unidades por lo cual no se puede hacer la comparación de forma visual.

Para encontrar el R.L. se hará el siguiente cálculo;

$$\text{mol de F}_2 = 1.6 \text{ g de S}_8 \times \left(\frac{24 \text{ mol F}_2}{256.51 \text{ g S}_8} \right) = 0.149 \text{ mol F}_2$$

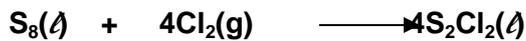
1.6 g de S₈ requieren únicamente 0.149 mol de F₂ y el enunciado dice que se emplean 35 mol de F₂ por lo tanto el F₂ es el R.E. y **el R.L. es el S₈**

Para calcular la máxima producción: (debemos recordar que se utiliza el R.L.)

$$\text{mol de SF}_6 = 1.6 \text{ g S}_8 \left(\frac{8 \text{ mol SF}_6}{256.51 \text{ g S}_8} \right) = 0.0499 \text{ mol de SF}_6$$

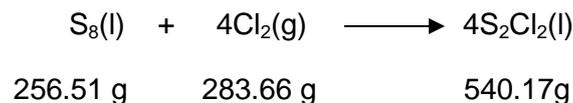
$$\text{g de SF}_6 = 1.6 \text{ g S}_8 \left(\frac{1168.41 \text{ g SF}_6}{256.51 \text{ g S}_8} \right) = 7.29 \text{ g SF}_6$$

- c) El dicloruro de azufre, S_2Cl_2 , se emplea para vulcanización del hule. Puede fabricarse tratando azufre fundido con cloro gaseoso:



En una mezcla de 32.0 g de azufre y 7.10 g de Cl_2 ¿Cuál es el reactivo limitante? y ¿cuál la máxima producción en g?

Solución:



Primero se encuentra el R.L., tomando como referencia cualquiera de los reactivos y con ayuda de la ecuación se calcula la proporción correspondiente

$$g \text{ de } S_8 = 7.10 \text{ g } Cl_2 \left(\frac{256.51 \text{ g } S_8}{283.66 \text{ g } Cl_2} \right) = 6.42 \text{ g } S_8$$

Observamos que 7.10 g de Cl_2 requieren 6.42 g de S_8 sin embargo el enunciado dice que se mezclan 32 g de S_8 por lo tanto este último se encuentra en exceso y **el R.L. es el Cl_2**

Para calcular la máxima producción se utilizará 7.10 g de Cl_2

$$g \text{ de } S_2Cl_2 = 7.10 \text{ g de } Cl_2 \left(\frac{540.17 \text{ g } S_2Cl_2}{283.66 \text{ g } Cl_2} \right) = 13.52 \text{ g } S_2Cl_2$$

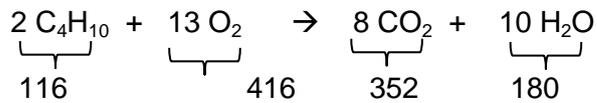
R = máxima producción 13.52 g S_2Cl_2

d) Considera la combustión del butano (C₄H₁₀)



¿Cuál es la producción máxima en gramos de CO₂ se producen cuando reaccionan 500 gramos de C₄H₁₀ con 450 gramos de O₂?

Solución



Buscar R.L.

$$g\text{C}_4\text{H}_{10} = 450 \text{ g O}_2 \left(\frac{116 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{416 \text{ g O}_2} \right) = 125.98 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

Observamos que 450 g de O₂ requieren 125.98 g C₄H₁₀ con base a los datos en el enunciado este último se encuentra en exceso y por lo tanto el **R.L. es O₂**

Para calcular la producción máxima:

$$g\text{CO}_2 = 450 \text{ g O}_2 \left(\frac{356 \text{ g CO}_2}{416 \text{ g O}_2} \right) = 380.76 \text{ g CO}_2$$

$$\mathbf{R = 380.76 \text{ g CO}_2}$$

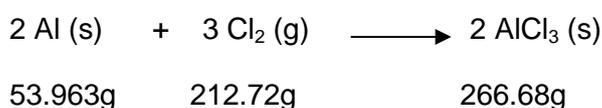
e) El cloruro de AlCl_3 , se fabrica tratando pedazos de aluminio con cloro



Si se comienza con 2.70 g de Al y 4.05 g de Cl_2

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Qué masa de AlCl_3 se puede producir?
- ¿Qué masa de reactivo en exceso quedara cuando la reacción termine?

Solución:



Buscar el R.L.

$$\text{g de Cl}_2 = 2.70 \text{ g de Al} \times \left(\frac{212.72 \text{ g Cl}_2}{53.963 \text{ g Al}} \right) = 10.64 \text{ g de Cl}_2$$

a.- Observamos que 2.70 g de Al requieren 10.64 g de Cl_2 y en el enunciado dice que se comienza con **4.05 g de Cl_2** , por lo tanto no es suficiente el Cl_2 y entonces **el R.L. es el Cl_2**

b.- Calcular la masa máxima de AlCl_3 (utilizando el R.L.)

$$\text{g de AlCl}_3 = 4.05 \text{ g de Cl}_2 \times \left(\frac{266.68 \text{ g AlCl}_3}{212.72 \text{ g Cl}_2} \right) = 5.077 \text{ g de AlCl}_3$$

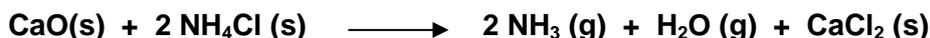
c.- El R.E. es el Al; primero se calcula la cantidad consumida tomando como referencia el R.L.

$$\text{g Al} = 4.05 \text{ g de Cl}_2 \times \left(\frac{53.963 \text{ g Al}}{212.72 \text{ g Cl}_2} \right) = 1.027 \text{ g Al}$$

Enseguida se le resta la cantidad que reacciona a la cantidad inicial

$$2.70 \text{ g Al} - 1.027 \text{ g de Al} = 1.673 \text{ g Al quedaron sin reaccionar}$$

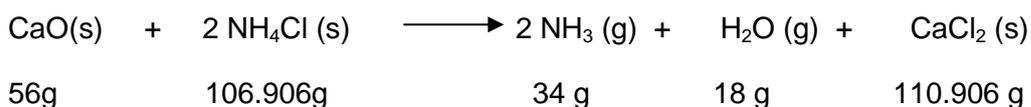
- f) El amoníaco gaseoso puede prepararse haciendo reaccionar un óxido metálico como el óxido de calcio con cloruro de amonio



Si se mezclan 112 g de CaO y 224 g de NH₄Cl

- a) ¿Qué masa de NH₃ se podrá producir?
b) ¿Qué masa de reactivo en exceso quedará cuando la reacción termine?

Solución:



Buscar el R.L.

$$\text{g de CaO} = 224 \text{ g de } \cancel{\text{NH}_4\text{Cl}} \times \left(\frac{56 \text{ g CaO}}{106.906 \text{ g NH}_4\text{Cl}} \right) = 117.337 \text{ g CaO}$$

Observamos 224 g de NH₄Cl requieren 117.337 g Ca y que inicialmente solamente hay 112 g de CaO por lo tanto el R.L. es el CaO

a.- Para calcular la masa de NH₃, se utiliza el R.L.

$$\text{g NH}_3 = 112 \text{ g } \cancel{\text{CaO}} \times \left(\frac{34 \text{ g NH}_3}{56 \text{ g CaO}} \right) = 68 \text{ g de NH}_3$$

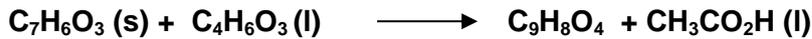
b.- El R.E. es el NH₄Cl, primero se calcula la cantidad que reaccionó

$$\text{g de NH}_4\text{Cl} = 112 \text{ g de } \cancel{\text{CaO}} \times \left(\frac{106.906 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{56 \text{ g CaO}} \right) = 213.812 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

Enseguida restar la cantidad consumida a la cantidad inicial

$$224 \text{ g de NH}_4\text{Cl} - 213.812 \text{ g de NH}_4\text{Cl} = 10.188 \text{ g de NH}_4\text{Cl}$$

g) La aspirina ($C_9H_8O_3$) se produce haciendo reaccionar ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) con anhídrido acético ($C_4H_6O_3$)



Si se mezclan 100 g de cada uno de los reactivos ¿Cuál es la masa máxima de la aspirina que se podrá obtener?

Solución:



Buscar el R.L.

$$g C_7H_6O_3 = 100 g C_4H_6O_3 \times \left(\frac{138 g C_7H_6O_3}{102 g C_4H_6O_3} \right) = 135.294 g C_7H_6O_3$$

Por lo tanto el R.L. es $C_7H_6O_3$

Masa máxima de aspirina

$$g \text{ de } C_9H_8O_4 = 100 g \text{ de } C_7H_6O_3 \left(\frac{180 g C_9H_8O_4}{138 g C_7H_6O_3} \right) = 130.43 g C_9H_8O_4$$

$$R = 130.43 g C_9H_8O_4$$

2) Ejercicios para practicar

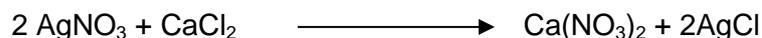
1.- El monóxido de carbono reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono



Imagine que mezclamos seis moléculas de CO y seis moléculas de O₂ y se deja que reaccionen lo más completo posible.

- (a) Dibuje una representación molecular de la mezcla de reactivos.
- (b) Dibuje una representación molecular de la mezcla de productos.
- (c) ¿Cuántos gramos de CO₂ pueden prepararse a partir de 134.67g de CO y 77.25g de O₂?

2.- El nitrato de plata y el cloruro de calcio reaccionan en disolución según la ecuación



Todas las sustancias que intervienen en esta reacción son solubles en agua, salvo el cloruro de plata, AgCl, que forman un sólido que se sedimenta en el fondo del vaso de precipitados. Suponga que mezclamos una disolución que una tiene 9.43 g de AgNO₃ y otra que contiene 6.30g de CaCl₂

¿Qué masa de AgCl se forma?

3.- El “superfosfato” un fertilizante soluble en agua suele entenderse también como “fosfato triple” el cual es una mezcla de Ca(H₃PO₄)₂ con 133.5 h de CaSO₄ en base molar. Este se forma en la reacción.



Si tratamos 200.0g de Ca₃(PO₄)₂ con 133.5 de H₂SO₄ ¿Cuántos g. de superfosfato pueden formarse?

4.- La gasolina se obtiene del petróleo crudo, un recurso no renovable. El etanol se mezcla con gasolina para formar el combustible llamado gasobol. Calcule la masa de

agua que se forma cuando se queman 150.0g de etanol, C_2H_5OH , con 114.23g de oxígeno.

5.- ¿Qué masa de potasio puede producirse por reacción de 87.50g de Na con 87.50g de KCl?

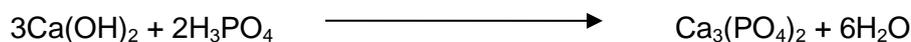
6.-El carburo de silicio, un abrasivo, se fabrica por reacción de dióxido de silicio con grafito.



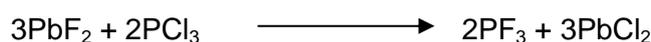
(¿Esta balanceada?)

Si mezclamos 150.0g de SiO_2 con 101.3g de C y los dejamos reaccionar lo suficiente, ¿Qué reactivo queda si n reaccionar? ¿Cuánto queda de este reactivo

7.-¿Cuál es la máxima cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$ que puede prepararse a partir de 12.9g de $Ca(OH)_2$ y 18.37g de H_2PO_4 ?



8.-Una mezcla de reacción contiene 21.4g de $PbCl_2$ y 13.65g de PbF_2 . ¿Qué masa de $PbCl_2$ puede obtenerse según la reacción siguiente?



9.- La ecuación siguiente representa la reacción de nitrato de plata y cloruro de bario en disolución acuosa.



Según esta ecuación una disolución que contiene 62.4g de $AgNO_3$ se mezcla con una disolución que contiene 53.1g de $BaCl_2$, (a) ¿Cuál es el reactivo limitante? (b) ¿Cuántos g de que reactivo quedan sin reaccionar? (c) ¿Cuántos gramos de $AgCl$ se formaron?

10.- La reacción siguiente tiene lugar a temperatura elevada.



Si se mezcla 50.5g de Cr_2O_3 con 12.6 de Al y se hacen reaccionar hasta que uno de los reactivos se termina, (a) ¿Qué reactivo queda sin reaccionar? (b) ¿Cuánto queda de este? (c) ¿Cuántos gramos de cromo se forman?

E. Bibliografía

1. El mundo de la química: Conceptos y Aplicaciones, Moore J.W., Kotz J.C., Staniski C.L., 2ª Edición, Ed. Pearson. México 2000.
2. Química, Raymond Chang. 10ª Edición, Editorial Mc Graw Hill E.U. 2010
3. Química. Whitten, Davis, Peck, Stanley. 8ª Edición. Editorial Cengage Learning. EU 2008
4. Química, Mortimer Ch. E., Grupo Editorial Iberoamerica, México, 1983,
5. Química General Superior. Masterton, W., Slowinsky, E., Stanitsky, C., Mac Graw Hill-Interamericana. (1990).
6. Química y Reactividad Química. Kotz J.C., Treichel, Jr., PM., Weaver G.C., 6ª Edición, Ed. Cengage, México, 2005
7. Química, La Ciencia Central., Brown T.L., LeMay Jr, H. E., Bursten B. E., 11ª. Edición., Editorial Prentice -Hall Hispanoamericana. México
8. Química. Estequiometría. Estructuras. Termoquímica. Equilibrios. Química Orgánica. Ganuza Fernandez J.L., Casas Gonzalez M.P., Queipo Alejandro M.P., 1ª edición. McGraw Hill E.U. (1991).
9. Química General Umland, J. y Bellama, J. 3º edición , International Thomson Editores, México(2000)