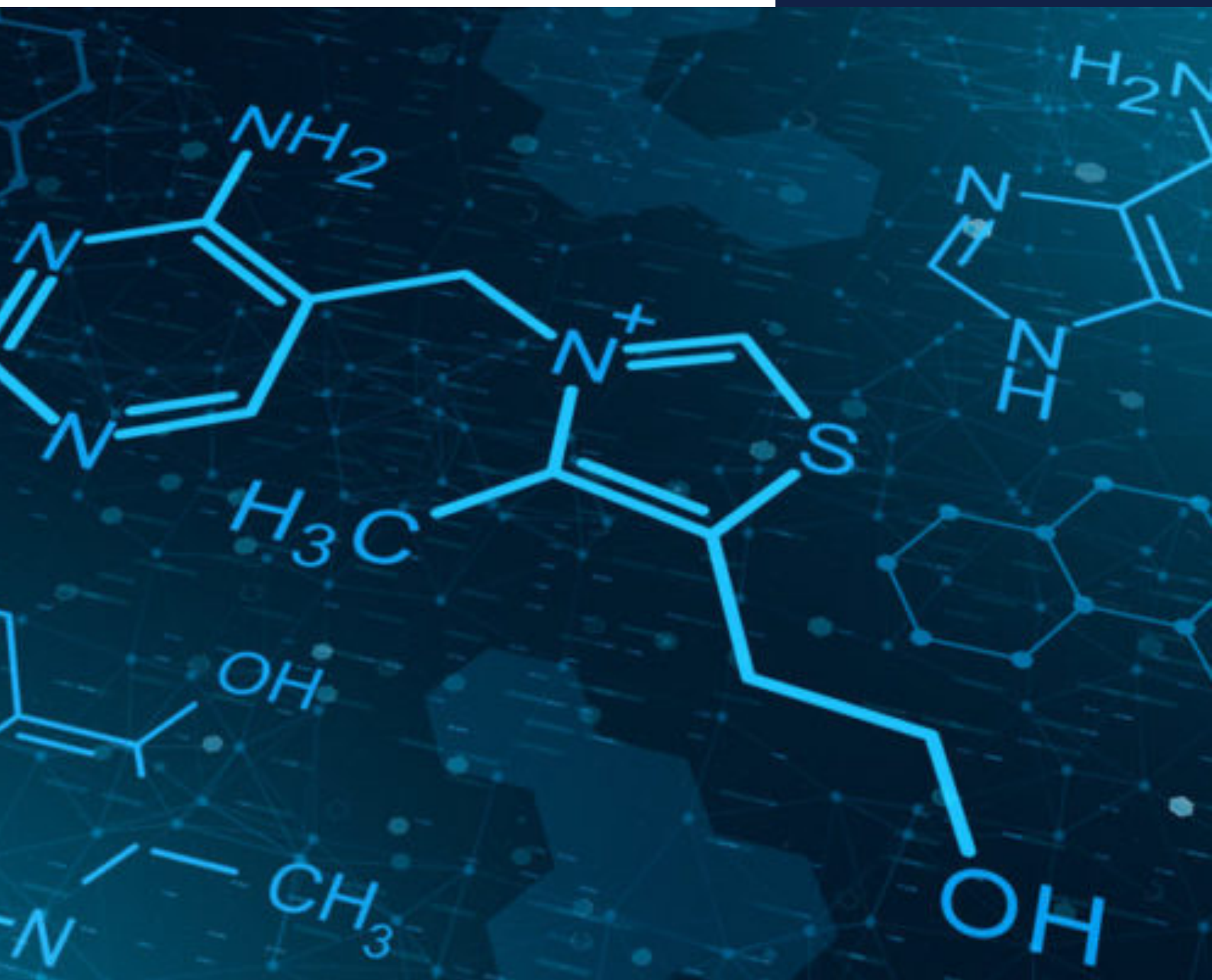


HIDALGO TORRES JOSE LUIS  
RUIZ MEDINA MARITZA DOLORES  
VIVANCO ARMIJOS HUGO BLADIMIR

## QUÍMICA



**EDWARDS DEMING®**  
saber qué hacer y cómo hacerlo

**compAs**  
Grupo de capacitación e investigación pedagógica

Primera edición: abril 2018  
© Ediciones Grupo Compás 2018

ISBN: 978-9942-33-243-1  
Diseño de portada y diagramación: Grupo Compás

Este texto ha sido sometido a un proceso de evaluación por pares externos con base en la normativa de la editorial.

Quedan rigurosamente prohibidas, bajo las sanciones en las leyes, la producción o almacenamiento total o parcial de la presente publicación, incluyendo el diseño de la portada, así como la transmisión de la misma por cualquiera de sus medios, tanto si es electrónico, como químico, mecánico, óptico, de grabación o bien de fotocopia, sin la autorización de los titulares del copyright.

Guayaquil-Ecuador 2018

# QUÍMICA

---

*Autores*

HIDALGO TORRES JOSE LUIS  
RUIZ MEDINA MARITZA DOLORES  
VIVANCO ARMIJOS HUGO BLADIMIR

QUÍMICA  
Autor.

HIDALGO TORRES JOSE LUIS  
RUIZ MEDINA MARITZA DOLORES  
VIVANCO ARMIJOS HUGO BLADIMIR

**Experiencia académica:**

Docentes del Instituto Superior Tecnológico  
Corporativo Edwards Deming.

Este libro fue elaborado en el contexto de desarrollo de la educación por el Instituto Superior Tecnológico Corporativo Edwards Deming, sus contenidos son una estructura básica para lograr un proceso de aprendizaje ideal.

El documento mantiene una revisión de doble par ciego lo que permite considerarse como una obra que contribuye con la formación profesional, consiguiendo el aval de universidades en América como la Universidad de Oriente y UO University.

## CONTENIDO

CAPITULO 1 .....	6
SISTEMAS DE UNIDADES DE MEDICIÓN Y MATERIA .....	6
SISTEMAS DE UNIDADES DE MEDICIÓN .....	6
Clases de sistema .....	6
Sistema CGS .....	6
Sistema INGLÉS .....	7
Sistema internacional MKS .....	7
MAGNITUDES .....	9
Magnitudes fundamentales .....	10
Magnitudes derivadas .....	10
INCERTIDUMBRE .....	10
Cálculo de incertidumbre.....	11
Cifras significativas.....	12
Notación científica.....	14
Múltiplos y submúltiplos .....	14
ANÁLISIS DIMENSIONAL.....	15
CONVERSIÓN DE UNIDADES.....	16
LA MATERIA.....	17
Clasificación de la materia.....	17
Sustancias Puras.....	18
Elemento químico.....	18
Compuesto.....	19
ESTRUCTURA DE LA MATERIA .....	19
Propiedades físicas y químicas.....	20

Propiedades físicas.....	20
Propiedades químicas.....	21
Propiedades intensivas y extensivas .....	22
Propiedades intensivas.....	23
Propiedades extensivas.....	25
ESTADOS DE LA MATERIA Y LOS CAMBIOS DE ESTADO .....	28
Estado sólido .....	29
Estado líquido.....	29
Estado gaseoso.....	29
Cambios de estado de la materia.....	30
CAPITULO 2.....	32
EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA .....	32
EL ÁTOMO.....	32
PARTÍCULAS SUBATÓMICAS.....	32
Electrón.....	33
Protón.....	33
Neutrón.....	33
MODELOS ATÓMICOS.....	34
Modelo atómico de Dalton.....	34
Modelo atómico de Thomson .....	34
Modelo atómico de Rutherford .....	35
Modelo atómico de Bohr.....	35
Modelo atómico de Schrödinger.....	35
LEYES PONDERALES .....	36
Ley de la conservación de la materia (Lavoisier).....	36
Ley de proporciones definidas (Proust) .....	37

Ley de proporciones múltiples (Dalton) .....	37
Ley de las proporciones recíprocas (Richter).....	37
Ley de los volúmenes de combinación (Gay Lussac) .....	38
Principio (hipótesis) de Avogadro .....	39
ESTRUCTURA ATÓMICA .....	39
Molécula.....	39
Ion .....	40
PROPIEDADES ATÓMICAS.....	40
Número Atómico .....	40
Número de masa.....	41
Isótopos.....	42
Masa Atómica (Peso Atómico) .....	43
Masa Atómica Promedio (Masa Atómica Promedio).....	43
Átomo gramo de un elemento (at.g) .....	44
MOL.....	45
VOLUMEN MOLAR.....	46
NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y VALENCIA .....	47
NÚMERO DE VALENCIA .....	49
NÚMEROS CUÁNTICOS .....	49
NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL "N" .....	49
Número secundario cuántico "l".....	50
NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO "M" .....	50
NÚMERO CUÁNTICO DE ESPÍN "MS" .....	51
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS .....	52
Regla de las Diagonales .....	52
Regla de HUND .....	53

TABLA PERIÓDICA .....	53
GRUPOS Y SUS ELEMENTOS.....	56
ENLACES .....	57
Tipos de enlace.....	57
Enlaces Iónicos.....	58
Enlaces Covalentes .....	58
Enlaces Metálicos. ....	59
UNIONES INTERMOLECULARES .....	59
Fuerza de Van der Waals.....	59
Fuerza dipolo – dipolo .....	59
Fuerza dipolo – dipolo inducido .....	60
Fuerzas de dispersión o de London.....	60
Fuerzas ion – dipolo .....	60
Puentes de hidrógeno.....	60
REPRESENTACIONES DE LEWIS .....	61
Regla del octeto .....	61
Excepciones a la regla del octeto.....	62
Teorías de Enlace Covalente .....	62
CAPÍTULO 3.....	64
NOMENCLATURA Y DISOLUCIONES .....	64
NOMENCLATURA.....	64
COMPUESTOS BINARIOS .....	64
CON HIDRÓGENO .....	64
CON OXÍGENO.....	66
OTRAS COMBINACIONES BINARIAS: .....	68
COMPUESTOS TERNARIOS.....	69

Hidróxidos .....	69
ÁCIDOS .....	69
ORTOÁCIDOS: .....	71
DIÁCIDOS O PIROÁCIDOS:.....	71
METAÁCIDOS:.....	71
Diácidos .....	72
SALES DERIVADAS DE OXIÁCIDOS .....	73
COMPUESTOS CUATERNARIOS.....	75
SALES ÁCIDAS DERIVADAS DE OXIÁCIDOS .....	75
COMPUESTOS ORGÁNICOS .....	78
GRUPOS FUNCIONALES. ....	78
DISOLUCIONES:.....	82
Soluto y solvente .....	82
Porcentaje de masa de soluto en masa de solución, % w/w:.....	83
Porcentaje de masa de soluto en volumen de solución, % w/v .....	84
Porcentaje de volumen de soluto en volumen de solución, % v/v: .....	85
PARTES POR MILLÓN, PPM .....	86
MOLARIDAD, M .....	87
MOLALIDAD, M.....	88
NORMALIDAD, N .....	88
GLOSARIO.....	90
REFERENCIA BIBLIOGRAFICA .....	100

# CAPITULO 1

## SISTEMAS DE UNIDADES DE MEDICIÓN Y MATERIA

### SISTEMAS DE UNIDADES DE MEDICIÓN

Medir implica hacer una comparación entre el objeto y la medida adecuada, la relación se realiza entre una magnitud con otra similar que tomamos como unidad, para luego verificar cuántas veces contiene la magnitud a dicha unidad. En la vida cotidiana se realiza mucha caracterización, entre las que se puede considerar temperatura, velocidad, peso, longitud, superficie y tiempo (Daub & Seese, 2015).

- **Medida directa.** Se tiene cuando la magnitud se compara directamente con la unidad adecuada. Si queremos medir la longitud de nuestro lápiz la compararíamos con las unidades de medida grabadas en la regla (Antón & Cabrerizo, 2015)
- **Medida indirecta.** En una medida indirecta, el valor de la magnitud se obtiene a través de una fórmula que la relaciona con otras magnitudes que sí se han medido directamente. La mayoría de las medidas son indirectas como: velocidad (Antón & Cabrerizo, 2015)

#### **Clases de sistema**

Un sistema de medición es un conjunto de magnitudes y unidades que se toman como fundamentales y del que se derivan todas las demás. A lo largo de la historia de la ciencia se puede encontrar diferentes sistemas de unidades dificultando la comunicación de datos entre distintos sistemas (Daub & Seese, 2015).

#### **Sistema CGS**

Este sistema de medida se basa en el centímetro, el gramo y el segundo, su nombre es acrónimo de las unidades mencionadas anteriormente. El C.G.S. llamado también sistema Cegesimal, es

usado particularmente en trabajos científicos, sus unidades son submúltiplos del sistema M.K.S. absoluto (Daub & Seese, 2015).

- La Unidad de longitud es el CENTIMETRO, o centésima parte del metro.
- La Unidad de masa es el GRAMO, o milésima parte del kilogramo.
- La Unidad de tiempo es el SEGUNDO.

### Sistema INGLÉS

En los países anglosajones se emplea el sistema inglés para medir peso, longitud y volumen (líquidos), que es un sistema de medidas diferentes y de poco uso en Ecuador, pero sin mantenerlo olvidado para ciertas medidas por los diferentes equipos o instrumentos que son importados (Timberlake, 2013).

A continuación, en la Tabla 1. se puede apreciar las unidades de medidas establecidas para el sistema inglés.

MEDIDA	UNIDAD DE MEDIDA	ABREVIATURA	EQUIVALENCIAS
<b>Longitud</b>	Milla	m	1 milla = 5280 ft 1 m = 1760 yd
	Yarda	yd	1 yd = 36 in 1 yd = 3 ft
	Pie	ft	1 ft = 12 in (pulgadas) 1 ft = 1/3 yardas (yd)
	Pulgada	in	1 pulgada (in) = 0.8333 pies (ft)
<b>Peso</b>	Libra	lb	1 lb = 16 oz
	Onza	oz	1 onza (oz) = 0.0625 libra (lb)
<b>Tiempo</b>	Segundo	s	
<b>Volumen</b>	Galón	gl	1 galón = 3.7851 l
	onzas fluidas	fl oz	0.0295741 = 29.574 ml

**Tabla 1.** Medidas, unidades de medida, abreviaturas y equivalencias del sistema inglés.

### Sistema internacional MKS

En 1960 se tomó un acuerdo internacional que especifica las unidades básicas que deben utilizar todos los científicos. Estas

unidades constituyen el Sistema Internacional (SI), adoptado por el continente europeo en 1967, el nombre está tomado de las iniciales de sus unidades fundamentales MKS y es en la actualidad el sistema más utilizado en algunos países (Pérez, 2015).

- La Unidad de longitud es el METRO.
- La Unidad de masa es el KILOGRAMO.
- La Unidad de tiempo es el SEGUNDO.

A continuación, en la Tabla 2, se muestra un resumen de las unidades empleadas para las diferentes mediciones:

Cantidades Fundamentales	Sistema métrico		Cantidades Fundamentales	Sistema Ingles
	m.k.s.	c.g.s.		
Longitud	metro (m)	centímetr o (cm)	Longitud	pie (ft)
Masa	kilogramo (kg)	gramo (g)	Fuerza o peso	libra (lb)
Tiempo	segundo (s)	segundo (s)	Tiempo	segundo (s)

**Tabla 2.** Resumen de las unidades para los sistemas estudiados

Se debe considerar que los símbolos de las unidades fundamentales se expresan en letras minúsculas; no obstante, si los símbolos se derivan de nombres propios, se utilizan letras mayúsculas. Los símbolos no irán seguidos de un punto. Por ejemplo:

- Longitud: metro m
- Fuerza: Newton N
- Tiempo: segundo s
- Energía: Joule J

Al combinar las unidades fundamentales del SI se pueden obtener una multitud de unidades derivadas. Citando como

ejemplo: la unidad de densidad en el SI, considerando que la densidad se calcula como el cociente de la masa y el volumen tenemos:

$$\delta = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} \quad \text{será} \quad \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Al realizar la medida se tiene resultados muy grandes o muy pequeños que al expresarlos a la hora de realizar una medida debemos elegir una unidad adecuada a la cantidad que estamos midiendo, de manera que el resultado de la medida no sea ni un número muy grande ni un número muy pequeño. Así pues, surge la necesidad de utilizar **múltiplos y submúltiplos** de las unidades fundamentales del SI. Dichos múltiplos y submúltiplos se nombran mediante prefijos (Pérez, 2015).

MÚLTIPLOS			SUBMÚLTIPLOS		
x 10	deca	Da	x 10 <sup>-1</sup>	deci	d
x 10 <sup>2</sup>	hecto	H	x 10 <sup>-2</sup>	centi	c
x 10 <sup>3</sup>	kilo	K	x 10 <sup>-3</sup>	mili	m
x 10 <sup>6</sup>	mega	M	x 10 <sup>-6</sup>	micro	μ
x 10 <sup>9</sup>	giga	G	x 10 <sup>-9</sup>	nano	n
x 10 <sup>12</sup>	tera	T	x 10 <sup>-12</sup>	pico	p
x 10 <sup>15</sup>	peta	P	x 10 <sup>-15</sup>	femto	f
x 10 <sup>18</sup>	exa	E	x 10 <sup>-18</sup>	atto	a

**Tabla 3.** Múltiplos y Submúltiplos

## MAGNITUDES

Se llama magnitud a toda propiedad de los cuerpos que se pueda medir. Son magnitudes la longitud, el tiempo, la temperatura, el volumen. etc. No son magnitudes la belleza, la simpatía, el amor etc., el resultado de una medida es siempre un número y una unidad, ya que el primero sin la segunda carece de sentido. Estas magnitudes pueden ser fundamentales y derivadas (Daub & Seese, 2015).

**Ejercicio:** Cada alumno debe medir la longitud de su mesa sin utilizar para ello ningún aparato de medida. Los resultados obtenidos se pondrán en común. A continuación, tras reflexionar sobre lo que se ha hecho, ¿se podrá dar una definición de lo que es medir?

Por ejemplo, no basta con decir que una habitación mide 3 de ancho por 4 de largo, hay que concretar qué unidad hemos utilizado en la medición: 3 m de ancho por 4 m de largo. Entre las magnitudes se pueden distinguir dos tipos:

### **Magnitudes fundamentales**

Estas magnitudes como su nombre lo indica es la base para poder deducir todas las demás medidas realizadas. Para esto se debe considerar que estas unidades deben cumplir con las siguientes características: ser constantes, universales y fáciles de reproducir (Daub & Seese, 2015).

### **Magnitudes derivadas**

Al combinar las magnitudes fundamentales se originan las magnitudes derivadas. Por ejemplo, si la longitud y el tiempo son magnitudes fundamentales, la velocidad es una magnitud derivada ya que podemos definirla como el espacio recorrido (longitud) cada cierto tiempo (Daub & Seese, 2015).

$$Velocidad = \frac{espacio\ recorrido}{tiempo}$$

### **INCERTIDUMBRE**

Al realizar mediciones, se incluye una incertidumbre que acompaña a las medidas tomadas en la experimentación; dichas incertidumbres pueden deberse a los siguientes factores: (Antón & Cabrerizo, 2015)

- La naturaleza de la magnitud que se mide,
- El instrumento de medición,
- El observador,
- Las condiciones externas.

Cada uno de estos factores constituye por separado una fuente de incertidumbre y contribuye en mayor o menor grado a la cuantificación realizada en el experimento. Por este motivo se debe considerar las incertidumbres para reportar el valor en el resultado final. La tarea de detectar y evaluar las incertidumbres, que implica conocer diversos aspectos de la medición (Pérez, 2015)

En principio, es posible clasificar las fuentes de incertidumbres en dos conjuntos bien diferenciados, las que se deben a: (Antón & Cabrerizo, 2015)

- Errores accidentales o aleatorios que aparecen cuando las mediciones repetidas de la misma variable dan valores diferentes. Cuando la dispersión de las medidas es pequeña se dice que la medida es precisa.
- Errores sistemáticos que son una desviación constante de todas las medidas ya sea siempre hacia arriba o siempre hacia abajo del valor real y son producidos, por ejemplo, por la falta de calibración del instrumento de medición.

### **Cálculo de incertidumbre**

Se debe calcular el promedio o la media aritmética de los resultados obtenidos empleando la siguiente fórmula:

$$\bar{X} = \frac{\sum_{i=1}^n X_i}{n}$$

Donde:  $\sum X_i$  son los datos obtenidos  
n son los datos totales

Luego se calcula la desviación media con la fórmula siguiente:

$$\sigma = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (X_i - \bar{X})^2}{n}}$$

Y la representación es:

$$\text{Resultado} = \bar{X} \pm \sigma$$

Ejemplo: Los seis integrantes de un equipo de trabajo miden individualmente la longitud del laboratorio de física y obtienen los siguientes resultados: 10,57, 10,53, 10,58, 10,59, 10,54 y 10,57. ¿el valor calculado sería?

$$\bar{X} = \frac{10,57 + 10,53 + 10,58 + 10,59 + 10,54 + 10,57}{6} = 10,56$$

Medida	Media	Medida - Media	(Medida - Media) <sup>2</sup>
10,57	10,56	0,01	1x10 <sup>-4</sup>
10,53	10,56	-0,03	9x10 <sup>-4</sup>
10,58	10,56	0,02	4x10 <sup>-4</sup>
10,59	10,56	0,03	9x10 <sup>-4</sup>
10,54	10,56	-0,02	4x10 <sup>-4</sup>
10,57	10,56	0,01	1x10 <sup>-4</sup>
Suma			2,8x10 <sup>-3</sup>

**Tabla 4.** Cálculos que permiten tener la representación de los resultados

**Elaborado por:** M. Ruiz, 2017

$$\sigma = \sqrt{\frac{2,8 \times 10^{-3}}{6}} = 0,02$$

$$\text{Resultado} = 10,56 \pm 0,02$$

Ahora inténtalo con la longitud de tu aula, ¡Vamos!!!

Reporta el resultado de tu experimentación \_\_\_\_\_ ± \_\_\_\_\_

### **Cifras significativas.**

Esta definición permite expresar el resultado con el número de cifras que permita el aparato de medida, por lo que hay que tener en cuenta la precisión del equipo utilizado para el control. Del resultado, la última cifra es incierta porque está afectada por el inevitable error propio de la precisión del instrumento de medida, por ello las cifras significativas son los valores que se alcanzan y se consideran las siguientes consideraciones: (Pérez, 2015)

- Cuando el cero aparece a la izquierda de la coma decimal, no se considera cifra significativa.

- Tampoco cuando aparece tras la coma decimal si delante no tiene algún número distinto de cero.

Con frecuencia tendrás que efectuar operaciones aritméticas con números que procedan de diferentes medidas directas y, por tanto, con un número distinto de cifras significativas. En estos casos, el criterio fundamental es comunicar exactamente lo que se conoce, ni una cifra más ni una menos (Daub & Seese, 2015) Para reforzar este tema, citamos en la Tabla 4, los siguientes ejemplos:

MEDIDA	# DE CIFRAS SIGNIFICATIVAS
37,65	4
0,548	3
0,000025	2
2,08745	6
3,1416	5
0,04	1
321	3
25,70	4
13,0	3

**Tabla 5.** Ejemplos de cifras significativas.

Fíjate bien en las reglas y ejemplos siguientes:

EJEMPLO	REGLA
<p>Sumar 4,2 m con 4,72 m.</p> <p><math>4,2 + 4,72 = 8,92</math> m</p> <p>8,9 m (dos cifras significativas)</p>	Se reporta el mismo número de cifras significativas que la medida directa que menos tenga, eliminando las siguientes.
<p>Dividir 13,26 g entre 2,3 cm<sup>3</sup>.</p> <p><math>13,26 / 2,3 = 5,765217391</math> g/cm<sup>3</sup></p> <p>5,8 g/cm<sup>3</sup> (dos cifras significativas)</p>	Si la primera cifra eliminada es un 5 o superior, se redondea aumentando en una unidad la última cifra significativa
<p>Calcular el perímetro de un cuadrado de 12,4cm de lado.</p> <p><math>12,4 \times 4 = 49,6</math> m (tres cifras significativas)</p>	Si en la operación que hay que realizar intervienen números exactos, no se consideran a efectos de cifras significativas.
<p>Longitud de una circunferencia de 2,36 m de radio</p> <p><math>L = 2 \pi r = 2 \times \pi \times 2,36 = 14,82552</math> 14,83 m (cuatro cifras significativas)</p>	Si en la operación aparece el número $\pi$ , se toma con una cifra significativa más que la de la medida que menos tenga, para que no influya en el resultado.

**Tabla 5.** Reglas de cifras significativas.



### Ejercicios:

- Leonor y sus padres fueron al mercado y compraron  $\frac{3}{4}$  de carne molida, 1 kilogramo y  $\frac{1}{2}$  de tortillas,  $\frac{1}{4}$  de jamón y 2 kilogramos y  $\frac{1}{2}$  de plátano. ¿Cuántos decagramos compraron en total? Pues 500 decagramos. ¡Compruébalo!
- Si una tableta pesa 25 miligramos, ¿cuántos miligramos hay en 20 tabletas? Y la respuesta son 500 miligramos. ¡Compruébalo!
- Expresa 170,000 con notación científica e indica cuantas cifras significativas posee este valor.
- Expresa 0,00003 con notación científica e indica cuantas cifras significativas posee este valor.
- Resuelve  $(8.2 \times 10^6) (1.5 \times 10^{-3}) (1.9 \times 10^{-7})$
- Resuelve  $\frac{2.829 \times 10^{-9}}{3.45 \times 10^{-3}}$

### ANÁLISIS DIMENSIONAL

A las magnitudes fundamentales se les asigna un atributo denominado dimensión, que están representadas por un símbolo, que son la base para el análisis dimensional de las magnitudes derivadas. El análisis dimensional se lo obtiene a partir de cualquier expresión matemática que relacione dicha magnitud con las fundamentales o con otras magnitudes derivadas. Por ejemplo: (Bragado, 2017)

$$Velocidad = \frac{\text{espacio recorrido}}{\text{tiempo}}$$

$F = m \times a$  (fuerza = masa x aceleración)

En la Tabla 7 se tiene las magnitudes del Sistema Internacional, acompañada de las unidades, el símbolo de la unidad y de la dimensión.

Magnitud	Unidad	Símbolo unidad	Símbolo dimensión
Longitud	metro	m	L
Masa	kilogramo	kg	M
Tiempo	segundo	s	T
Intensidad eléctrica	amperio	A	A
Temperatura	kelvin	K	K
Cantidad de sustancia	mol	mol	S
Intensidad luminosa	candela	cd	C

**Tabla 7.** Reglas de cifras significativas.

De esta expresión deducimos otra expresión simbólica con las dimensiones o sus símbolos denominada ecuación de dimensiones o ecuación dimensional

$$Velocidad = \frac{\text{espacio recorrido}}{\text{tiempo}}$$

$$[V] = \frac{L}{T} \rightarrow [V] = L T^{-1}$$

Ejercicio: Ahora inténtalo con el otro ejemplo, ¡vamos tu puedes!!!

### CONVERSIÓN DE UNIDADES

Cotidianamente se necesita realizar conversión de unidades porque se tiene como dato medidas expresadas en unidades diferentes. Para resolver estos inconvenientes estudiaremos el método del factor de conversión que utiliza un factor de conversión, que es una fracción en cuyo numerador y denominador aparecen unidades distintas de una misma magnitud (Bragado, 2017).

Por ejemplo, supongamos que queremos transformar la masa

340 gramos a kg. Lo primero que deberemos hacer es escribir un factor de conversión que relacione g con kg. Estos pueden ser:

$$\text{Factor de conversión: } \frac{1000\text{gramos}}{1\text{kg}} \text{ o } \frac{1\text{kg}}{1000\text{gramos}}$$

$$\text{Conversión: } 340\text{gramos} * \frac{1\text{kg}}{1000\text{gramos}} = 0,34 \text{ kg}$$

Ejercicio: Para comprobar el entendimiento de esta se les pide completar la Tabla 8.

Magnitud	Medida	Unidad	Cantidad
	25 m		
		segundo	20
	150 kg		
Temperatura			18

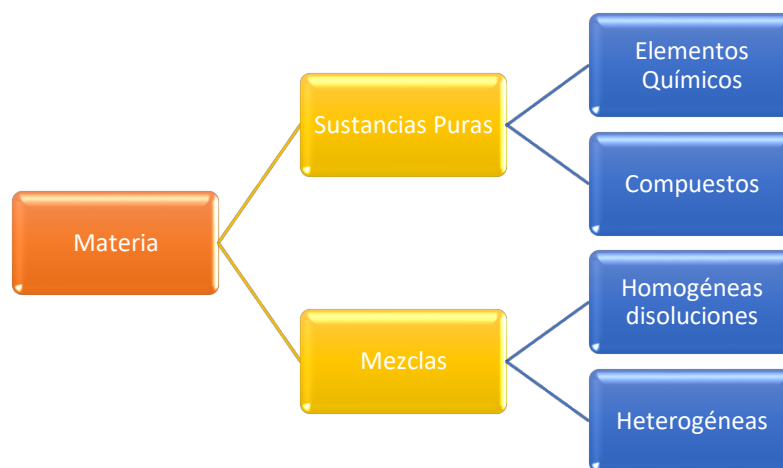
**Tabla 8.** Ejercicio para completar

## LA MATERIA

Química es una ciencia experimental y teórica que estudia la materia con respecto a su estructura, su composición, sus propiedades y los cambios que sufre y la materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio se puede tocar, se puede sentir, se puede medir, tiene masa, energía y está sujeta a cambios (Atkins & Jones, 2012).

### Clasificación de la materia

En la figura 1., se muestra la clasificación de la materia.



**Figura 1.** Clasificación de la materia.

### **Sustancias Puras**

Están formadas por átomos o moléculas todas iguales, tienen propiedades específicas que las caracterizan y no pueden separarse en otras sustancias por procedimientos físicos, estos pueden ser: elementos o compuestos. Es posible que la sustancia pura se descomponga mediante reacciones químicas, de ser así se dice que es una sustancia pura compuesta; caso contrario, se dice que es una sustancia pura simple (Atkins & Jones, 2012).

### **Elemento químico**

Se encuentran en la tabla periódica establecida por Mendeléyev, es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase y con características físicas únicas, por lo que posee un número determinado de protones en su núcleo. Esta sustancia no puede ser descompuesta mediante una reacción química, en otras más simples (Chang, 2016).

Por ejemplo: El ozono ( $O_3$ ) y di-oxígeno ( $O_2$ ) son dos sustancias simples, cada una de ellas con propiedades diferentes. Y el elemento químico que forma estas dos sustancias simples es el oxígeno (O). ¿Cuál consideras que es la diferencia?

En la naturaleza existen elementos químicos que se los pueden encontrar en la naturaleza formando parte de sustancias

simples o de compuestos químicos, mientras que otros son obtenidos de manera artificial por milésimas de segundo por su inestabilidad, usando un acelerador de electrones o reactores atómicos (Daub & Seese, 2015).

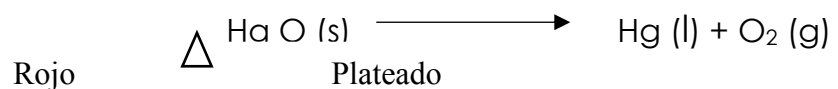
### Compuesto

Es una sustancia de composición constante formada por la combinación de dos o más elementos químicos diferentes, unidos entre sí por un enlace químico específico, estos compuestos son representados por una fórmula química y tienen propiedades intrínsecas (Chang, 2016). Por ejemplo, el agua (H<sub>2</sub>O) está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

La composición elemental de los compuestos es definida y constante.

$$\left\{ \begin{array}{l} \% \text{ H} = 11,2 \\ \% \text{ O} = 88,8 \end{array} \right.$$

Se separan en sus elementos mediante reacciones químicas.



- La composición de las sustancias puras que la constituyen es variable.
- Se separan en las sustancias puras que la constituyen mediante procesos físicos: filtración, decantación, destilación, centrifugación

### ESTRUCTURA DE LA MATERIA

La estructura de la materia se refiere al tipo de átomos que la conforman y la forma como éstos se enlazan (Carey & Giuliano, 2014). Por lo tanto, las propiedades de las sustancias dependen

de su estructura. Existen propiedades físicas y químicas

### **Propiedades físicas y químicas**

Materia se define a todo aquello que tiene masa y existe en el espacio. Las propiedades que esta posee se refieren a sus características específicas, algunas son generales (son comunes a todas las formas de materia) y otras particulares (difieren del grupo) (Daub & Seese, 2015)

Otra clasificación importante está ligada a las características fundamentales que las diferencian entre sí, estas son las propiedades físicas y químicas. A continuación, se enumera 3 propiedades físicas y 3 propiedades químicas

### **Propiedades físicas**

Una propiedad física se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia. Si al evaluar la propiedad ocurre un cambio físico, se trata de una propiedad física; el cambio físico es reversible. Existen algunas características que no se puede determinar en forma clara si corresponden a propiedades o no, como el color: puede ser visto y medido, pero lo que cada persona percibe es una interpretación particular (Chang, 2016).

Un ejemplo típico es el cambio de estado del agua. Cuando el agua se congela lo único que sucede es un cambio físico porque la composición de las moléculas de la sustancia sigue siendo la misma. Lo que tenemos entonces es un simple cambio de fase y esto es igual en los tres estados de la materia. Aquí los cambios son reversibles y en general sucede lo mismo con todas estas propiedades (Chang, 2016). A continuación, se describen algunas propiedades físicas:

- **Textura:** Se determina por el tacto donde se percibe la disposición el espacio de las partículas de un cuerpo.
- **Elasticidad:** Capacidad de los cuerpos para deformarse

cuando se aplica una fuerza y de recuperar su forma original al quitar la fuerza aplicada.

- **Dureza:** Es la resistencia que pone un material al ser rayado.
- **Ductilidad:** Es la propiedad de los materiales que se pueden hacer hilos y alambres.
- **Maleabilidad:** Es la capacidad de los metales para ser laminas y poder hacer utensilios de cocina.
- **Conductibilidad:** Es la propiedad física que presentan algunas sustancias al conducir electricidad y calor.
- **Temperatura:** Es la medida de grado de agitación térmica de las partículas de un cuerpo.
- **Punto de fusión:** Temperatura a la que el cuerpo pasa de estado sólido a líquido
- **Punto de ebullición:** Temperatura a la que el cuerpo pasa de estado líquido a sólido
- **Fragilidad:** Es la propiedad física de ciertos cuerpos de romperse sin que se deforme previamente.

### **Propiedades químicas**

Una propiedad química se mide y observa cuando ocurre un cambio químico. La mayoría de las veces el cambio químico no es reversible, es decir, no se pueden recuperar las sustancias tal como eran antes de evaluar la propiedad. Si se quiere saber si una sustancia sufre combustión (propiedad química) hay que quemar la sustancia; al final de la combustión, la sustancia quemada es diferente de la sustancia original y no se puede revertir el proceso fácilmente (Madrid, 2016).

Las propiedades químicas se determinan por ensayos químicos y están relacionadas con la reactividad de las sustancias químicas. En las reacciones se hace evidente las características de alguna sustancia o material, por lo que identificamos al material original como un reactivo y al resultado como el

producto. Los cambios químicos de las sustancias resultan en algo completamente diferente ya que los elementos se reacomodan, generando nuevos compuestos (Madrid, 2016). Cuando se quema madera u otro material su composición va cambiando poco a poco hasta que llega un punto en que se transforma en cenizas y del material original no queda absolutamente nada. Existen varias propiedades químicas de la materia, entre las más estudiadas se tiene:

- **Oxidación:** Es todo proceso por el cual un átomo o ion cede electrones.
- **Reducción:** Es todo proceso por el cual un átomo o ion gana electrones.
- **Combustión:** Es todo proceso de oxidación rápida que se produce con desprendimiento de calor y, algunas veces, luz.
- **Esterificación:** Es un proceso químico que se da entre un ácido graso y un alcohol.
- **Hidrólisis:** Es un proceso químico que involucra la ruptura de una molécula o de un compuesto iónico por acción del agua.
- **Saponificación:** Es una hidrólisis de un triglicérido (éster del glicerol) con una base fuerte, a través de la cual se obtiene un jabón y se recupera el glicerol.
- **Potencial de ionización:** Energía necesaria para separar a un electrón de un átomo.

### **Propiedades intensivas y extensivas**

Las propiedades de la materia se pueden clasificar también en propiedades extensivas (no características) y propiedades intensivas (características), esta clasificación toma en cuenta su dependencia con la cantidad de materia (Chang, 2016).

Da 2 ejemplos de propiedades extensivas e intensivas

## Propiedades intensivas

Las propiedades **intensivas** no dependen de la cantidad de la sustancia que se utilice para medir o para observar la propiedad. El punto de fusión permite diferenciar dos sustancias; la temperatura de fusión de una sustancia no depende de la cantidad tomada para evaluar. Las propiedades intensivas permiten caracterizar o identificar una sustancia. Estas propiedades no son aditivas (Daub & Seese, 2015).

**Clave para recordar si una propiedad es intensiva:** la propiedad de las partes es igual a la propiedad del sistema. A continuación, se presentan ejemplos de las propiedades intensivas más comunes.

- **Temperatura:** es la medida de la energía cinética promedio de los átomos. La escala Celsius es más usada a nivel mundial para medir la temperatura. Esta propiedad es intensiva ya que si medimos la temperatura de 1000 mL de agua y medimos la temperatura de un vaso de agua (250 mL), están tendrán la misma media a las mismas condiciones.
- **Punto de fusión:** es la temperatura a la que un compuesto en fase sólida pasa a su fase líquida. En el sistema internacional la unidad es el kelvin (K). También se puede expresar en grados centígrados. Es una propiedad intensiva porque no depende de la cantidad de material. La temperatura a la que un gramo de una sustancia se funde será igual a la temperatura que se funde un kilogramo de la misma sustancia.
- **Punto de ebullición:** es la temperatura a la que un compuesto en fase líquida pasa a su fase gaseosa. El ejemplo típico es cuando hierve el agua y se transforma en vapor a 100°C cuando la presión atmosférica es igual a 1 atmósfera. Por ejemplo, destilación es una técnica que aprovecha la

diferencia en los puntos de ebullición de los compuestos para poder separarlos, como el caso del alcohol y el agua.

- **Elasticidad:** es una medida de cuanto se puede deformar un objeto cuando se le aplica una cierta fuerza. Esta es una propiedad intensiva porque un metro de resorte tiene la misma elasticidad que 10 centímetros del mismo, por lo tanto la elasticidad de cada resorte es independiente del tamaño del mismo.
- **Densidad:** es la relación entre la masa de un cuerpo o material y el volumen que ocupa. Se calcula dividiendo la cantidad de masa en kilogramos entre el volumen en metros cúbicos para el SI. Es una propiedad intensiva pues la densidad no varía si medimos un kilogramo de materia o dos toneladas de la misma materia.
- **Viscosidad:** es la propiedad de los fluidos para resistirse a fluir. Mientras más viscoso es un fluido será más espeso. La viscosidad en los fluidos generalmente disminuye con el aumento de la temperatura. La viscosidad se mide en newtons-segundos por metro cuadrado ( $\text{N}\cdot\text{s}/\text{m}^2$ ). Otra unidad usada comúnmente para la viscosidad es el poise (P), siendo que 10 P equivale a 1  $\text{N}\cdot\text{s}/\text{m}^2$ . La viscosidad del chocolate a una determinada temperatura es la misma independiente de la cantidad que se tome para el ensayo.
- **Tensión superficial:** es la propiedad de los líquidos a resistir las fuerzas que se aplican sobre su superficie. Esta propiedad es resultado de las fuerzas que mantienen juntas a las moléculas del líquido en la superficie. Es una propiedad intensiva porque las fuerzas intermoleculares son iguales sobre toda la superficie del fluido. Gracias a la tensión superficial, algunos insectos pueden desplazarse sobre el agua.
- **Calor específico:** es una propiedad intensiva que describe

cuanto calor se necesita para aumentar la temperatura de una unidad de masa de un material. En el sistema internacional la unidad del calor específico es Joules por kilogramo centígrado (J/kg °C). El calor específico del agua (4186 J/kg °C) es aproximadamente cinco veces mayor que el del vidrio (840 J/kg °C). Esto significa que se requiere cinco veces más calor para aumentar la temperatura de un kilo de agua que de un kilo de vidrio.

- **Resistividad:** también conocida como resistividad eléctrica es la fuerza con la que se opone un material a la corriente eléctrica, independiente de su tamaño o forma. En el sistema internacional la unidad para la resistividad es ohm metro ( $\Omega \cdot m$ ).
- **Conductividad térmica:** es la capacidad de los materiales para transferir el calor. En el sistema internacional de unidades se mide en vatios por metro y kelvin (W/m.k). El hielo se derrite más rápido sobre la lámina de cobre por su alta conductividad térmica.

### **Propiedades extensivas.**

Las propiedades extensivas dependen de la cantidad de sustancia que se utilice para evaluar (dependen de la “extensión” de la muestra tomada) u otras propiedades relacionadas con la cantidad de materia. Se caracterizan por ser propiedades aditivas, pues si se toman dos porciones de una misma sustancia, la suma de las masas de cada una será igual a la masa total de ambas muestras, estas propiedades no permiten caracterizar o identificar una sustancia (Morán & Shapiro, 2005)

Si dividimos un sistema en partes A, B y C, la propiedad del sistema será igual o mayor a la suma de las partes: La relación o cociente de dos propiedades extensivas se transforma en una propiedad intensiva. Por ejemplo, la densidad es la división de

dos propiedades extensivas: la masa y el volumen.

**Clave para recordar si una propiedad es extensiva:** la propiedad de las partes se suma a la propiedad del sistema. A continuación, se presentan ejemplos de las propiedades extensivas más comunes.

- **Longitud:** es una medida física de la distancia, pues establece la separación entre dos objetos. El espacio que un objeto se mueve, la largura de un cable y otras medidas dependen de la distancia. La unidad del Sistema Internacional para la longitud es el metro. Es una propiedad extensiva porque depende del tamaño: si cortamos una cuerda de diez metros en trozos de un metro, la longitud de los trozos finales no es igual al original, por lo tanto la longitud depende de la distancia que se quiere medir.
- **Masa:** es la cantidad de materia que contiene un objeto. La masa, a diferencia del peso, no depende de la gravedad. La unidad del Sistema Internacional para la masa es el kilogramo. Es una propiedad extensiva porque al quitar un pedazo del material que se está midiendo la medida final de masa cambia.
- **Volumen:** es la medida del espacio tridimensional que ocupa un objeto. En el sistema internacional la unidad de volumen es el metro cúbico ( $m^3$ ), aunque se usa también el litro (L). El volumen de un sólido se puede medir por el volumen de líquido que puede desplazar cuando es sumergido completamente. Es una propiedad extensiva porque al añadir más material a un recipiente el volumen cambia, aunque sea el mismo material.
- **Número de moléculas:** Sabemos que un mol de una sustancia tiene 602.000.000.000.000.000.000 moléculas, en notación científica sería  $6,02 \times 10^{23}$ , este número también se conoce como el número de Avogadro. Es una propiedad

extensiva pues el número de moléculas aumenta o disminuye dependiendo si hay más o menos material, por lo tanto, el número de moléculas de un material varía en función de la cantidad del material.

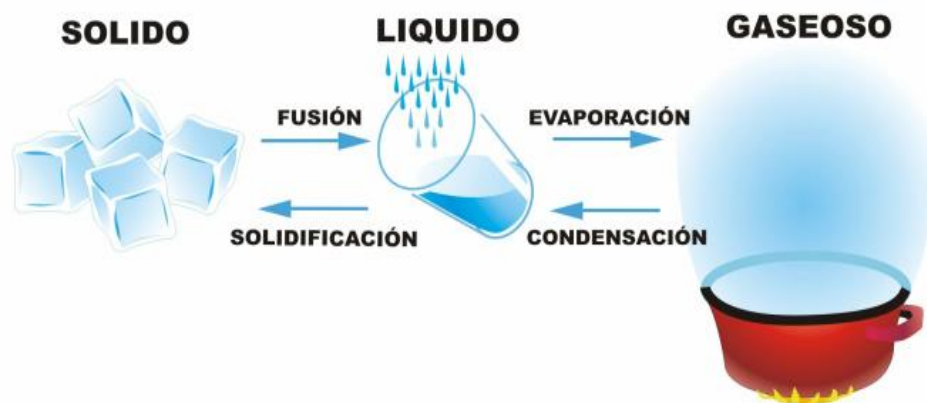
- **Inercia:** es la propiedad de los cuerpos para resistir a los cambios de movimiento o reposo. Es una propiedad asociada a la masa, mientras más masa, más inercia. Es una propiedad extensiva pues depende de la cantidad de material, la inercia de un carrito de juguete es menor que la inercia de un coche.
- **Capacidad calorífica:** es la cantidad de calor necesaria para cambiar la temperatura de una sustancia. En el Sistema Internacional la unidad de la capacidad calorífica es Joules por kelvin (J/K). Es una propiedad extensiva, pues depende de la cantidad de sustancia, además de la temperatura y presión. Para calentar 10 litros de agua se requiere más calor que para calentar una taza de agua.
- **Entalpía:** es la cantidad de energía que un sistema cede o absorbe de su alrededor. En el Sistema Internacional la unidad de entalpía es Joules (J). La reacción del sodio con el agua libera una gran cantidad de calor.
- **Entropía:** es la medida del desorden de un sistema. En el Sistema Internacional la unidad de entropía es Joules por kelvin (J/K). Es una propiedad extensiva pues a mayor tamaño del sistema mayor será el desorden. La tendencia en la naturaleza de los sistemas es el desorden.
- **Carga eléctrica:** es la electricidad estática se produce cuando hay un exceso de carga eléctrica en la superficie de un objeto. Es una propiedad que produce fuerzas que pueden atraer o repeler materia. En el Sistema Internacional la unidad de carga es el Coulomb (C), el cual representa  $6,242 \times 10^{18} e$ , donde  $e$  es la carga sea positiva o negativa.

## ¿Se puede transformar una propiedad extensiva en una intensiva?

Las propiedades específicas son usadas comúnmente en el ámbito científico por lo que es importante definir las. Las propiedades específicas se obtienen de dividir una **propiedad extensiva** entre la masa del sistema. Las propiedades extensivas son proporcionales a la masa, pero al dividir las entre la masa se obtiene una propiedad intensiva. Por ejemplo, el volumen es una propiedad extensiva que se mide en  $m^3$  en el Sistema Internacional de Unidades. El volumen específico se mide en  $m^3/kg$  y es una propiedad intensiva que representa el volumen que ocupa cada kilogramo de materia (Atkins & Jones, 2012).

### ESTADOS DE LA MATERIA Y LOS CAMBIOS DE ESTADO

La materia se presenta en diferentes estados de agregación en la naturaleza. Para entender a fondo que pasa en cada uno de ellos, debemos conocer el tipo de fuerzas intermoleculares que existen entre ellas. Existen 2 tipos de fuerzas intermoleculares, la fuerza de atracción que permite la cohesión y el ordenamiento de las moléculas y las fuerzas de repulsión que permiten la separación de las moléculas. La materia tiene tres estados, sólido, líquido y gaseoso (Chang, 2016).



**Figura 2.** Clasificación y cambios de los estados de la materia

Tomado de: [www.educando.edu.do](http://www.educando.edu.do)

### **Estado sólido**

La materia en estado sólido se caracteriza porque las fuerzas de atracción son intensas y provocan que las moléculas estén muy cerca, dejando poco espacio entre ellas, estas tienen una posición fija en el espacio con un ordenamiento definido lo que les confiere a los sólidos una forma y volumen definidos. Cuando se aplica una presión a un sólido este no se deforma, mantiene su forma, es incompresible. A nivel molecular, las moléculas tienen energía cinética que se manifiesta solo por la vibración de las mismas en un lugar definido (Antón & Cabrerizo, 2015).

### **Estado líquido**

Las moléculas en el estado líquido se encuentran más dispersas en comparación que en el estado sólido, las fuerzas de atracción actúan de tal forma que permiten que las moléculas se mantengan cerca unas a otras manteniendo espacios vacíos unas con otras. Estas partículas se deslizan unas sobre otras, moviéndose en conjunto, a este evento se lo llama fluir. La resistencia a fluir se denomina viscosidad (Antón & Cabrerizo, 2015).

Una característica importante de los líquidos es que toman la forma del recipiente en donde se lo vierte, esto se debe a que las partículas no tienen una posición fija en la estructura, debido a esto los líquidos no tienen forma definida, se adaptan al recipiente y la superficie del líquido en la parte superior del recipiente es plana.

### **Estado gaseoso**

En el estado gaseoso las fuerzas de atracción son mínimas, por lo que éstas se mueven libremente, dejan espacios vacíos entre ellas y ocupan todo el espacio disponible. El movimiento de las moléculas ocasiona que exista choque entre ellas y con las paredes del recipiente que las contienen. Al aplicar presión

sobre estas partículas, estas tienden a juntarse, es decir son compresibles.

### **¿Existen otros estados de la materia?**

Se ha descubierto que la materia tiene otros estados de agregación cuando está bajo condiciones extremas de presión y temperatura, tales como el plasma y el súper fluido. El plasma es un gas cargado eléctricamente (ionizado); que tienen alta conductividad eléctrica, el núcleo del sol está formado por plasma. El súper fluido son gases enfriados a temperaturas muy bajas, a estas condiciones el fluido se desplaza sin rozamiento (Espósito & Zandanel, 2014).

### **Cambios de estado de la materia**

La materia cambia de un estado a otro por efecto de la temperatura y presión, ya sea aumentando o disminuyendo la energía calórica. En la naturaleza es frecuente observar que la materia cambia de un estado a otro. Tal vez el ejemplo más conocido sea el caso del agua, que se puede encontrar en forma sólida, líquida y gaseosa. Se reconocen dos tipos de cambios de estado:

#### **Progresivos y regresivos.**

Los cambios de estado progresivos se producen al aplica calor a los cuerpos y son: sublimación progresiva, fusión y evaporación, estos cambios de estado se pueden apreciar en la anterior figura 2.

#### ***Sublimación progresiva***

Este cambio se produce cuando un cuerpo pasa del estado sólido al gaseoso directamente. Ejemplo: sublimación del yodo, sublimación de la naftalina.

#### ***Fusión***

Es el paso de una sustancia, del estado sólido al líquido por la acción del calor. La temperatura a la que se produce la fusión

es característica de cada sustancia. La temperatura constante a la que ocurre la fusión se denomina Punto de Fusión, a esta temperatura existe un equilibrio entre el estado cristalino de alta ordenación y el estado líquido más desordenado.

### **Evaporación**

Es el paso de una sustancia desde el estado líquido al gaseoso. Este cambio de estado ocurre normalmente a la temperatura ambiente, y sin necesidad de aplicar calor. Bajo esas condiciones, sólo las partículas de la superficie del líquido pasarán al estado gaseoso, mientras que aquellas que están más abajo seguirán en el estado inicial.

Sin embargo, si se aplica mayor calor, tanto las partículas de la superficie como las del interior del líquido podrán pasar al estado gaseoso. El cambio de estado así producido se llama Ebullición. La temperatura que cada sustancia necesita para alcanzar la ebullición es característica de cada sustancia y se denomina Punto de Ebullición. Por ejemplo, el punto de ebullición del H<sub>2</sub>O a nivel del mar es 100° C.

### **Sublimación regresiva**

Es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia gaseosa se vuelve sólida, sin pasar por el estado líquido.

### **Solidificación**

Es el paso de una sustancia desde el estado líquido al sólido. Este proceso ocurre a una temperatura característica para cada sustancia denominada punto de solidificación y que coincide con su punto de fusión.

### **Condensación**

Es el cambio de estado que se produce en una sustancia al pasar del estado gaseoso al estado líquido. La temperatura a la que ocurre esta transformación se llama punto de condensación y corresponde al punto de ebullición.

## CAPITULO 2

### EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

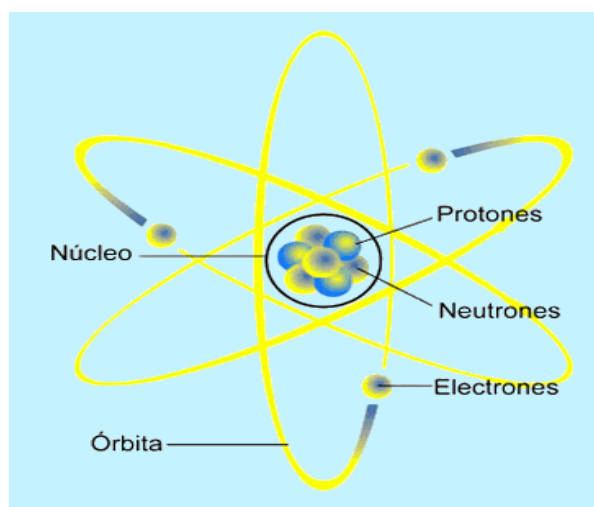
#### EL ÁTOMO

Es la unidad básica que conserva las propiedades químicas de un elemento, es la menor porción de materia existente.

La palabra átomo proviene del griego que significa "sin división". A finales del siglo XIX e inicios del XX este concepto se usaba comúnmente por los científicos, sin embargo, poco tiempo después se demostró que el átomo tenía una estructura interna, formada por partículas más pequeñas (partículas subatómicas) a la cuales llamaron: electrones, protones y neutrones (Gallego, Garcinuño, Morcillo, & Vázquez, 2017).

#### PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Los protones se encuentran en el centro del átomo (**núcleo atómico**), estas partículas se caracterizan por tener carga positiva, en este lugar también se encuentran los neutrones que no tienen carga. Los electrones orbitan alrededor del núcleo, formando una "nube" de electrones de carga negativa. El átomo se mantiene unido debido a las fuerzas de atracción que se generan entre los protones de carga positiva y los electrones de carga negativa (Madrid, 2016).



**Figura 3.** El átomo y sus partículas subatómicas

**Tomado de:** [www.educando.edu.do/porta1/tag/atomo/](http://www.educando.edu.do/porta1/tag/atomo/)

### **Electrón**

El electrón fue descubierto por el físico J.J. Thomson cuando estudiaba los rayos catódicos, se lo representa con  $e^-$ . Su carga aproximadamente es de  $-1,602189 \cdot 10^{-19}$  Culombios y mientras que su masa es de  $9,10952 \cdot 10^{-31}$  kg, 1840 veces menor que la del protón (Chang, 2016).

### **Protón**

La existencia del electrón llevó a los científicos a plantearse la existencia de una partícula con carga positiva a la que llamaron protón para que el átomo sea neutro. La magnitud de su carga es de  $+1,602189 \cdot 10^{-19}$  Culombios y su masa es de  $1,6725 \cdot 10^{-27}$  kg (Daub & Seese, 2015).

### **Neutrón**

Cuando Rutherford comparó la suma las masas de los electrones y protones con la masa experimental del átomo, descubrió que estas dos cantidades eran diferentes, por lo que postuló la existencia de una nueva partícula subatómica que no tenía carga, con masa similar a los protones y que se ubicaba en el núcleo (Gallego et al., 2017), este hecho lo confirmó el físico Chadwick y llamó a estas partículas neutrones por carecer de carga (Daub & Seese, 2015).

Cabe mencionar que existen otras partículas en el átomo que todavía están en estudios constantes de sus propiedades particulares, pero estas tres mencionadas anteriormente son las consideradas más importantes para la química. Las propiedades de las partículas subatómicas se resumen en la tabla 9.

<b>PARTÍCULA</b>	<b>MASA (g)</b>	<b>CARGA ELÉCTRICA (e)</b>
Protón	$1,6725 \times 10^{-24}$	+ 1
Electrón	$9,10952 \times 10^{-28}$	- 1
Neutrón	$1,6782 \times 10^{-24}$	0

**Tabla 9.** La masa y carga eléctrica de las partículas subatómicas del átomo

## **MODELOS ATÓMICOS**

Los modelos atómicos más importantes que han servido de referencia para el estudio de la evolución atómica se detallan a continuación:

### **Modelo atómico de Dalton**

A inicios del siglo XIX Dalton propuso el primer modelo atómico con base lógica, sencilla y científica desde su perspectiva, en el cual describía la materia en términos de los átomos y sus propiedades. En su estudio propuso que los átomos son unidades indivisibles, que cada elemento está formado por átomos idénticos, que los compuestos son combinaciones de distintos átomos y las reacciones químicas son reordenamiento de átomos (Chang, 2016).

### **Modelo atómico de Thomson**

Luego de Dalton se profundizó en el tema, dando origen al modelo atómico de Thomson, que se lo conoció en aquel entonces como la similitud del átomo con un “pudding de ciruelas”. Thomson sugería que la carga y la masa estaban distribuidas uniformemente dentro del átomo. Él consideró una esfera con carga positiva y dentro de ella se encontraban embebidos los electrones (Chang, 2016).

### Modelo atómico de Rutherford

Rutherford postuló que la mayor parte de la masa del átomo, así como la carga positiva se concentraba en una región muy pequeña y densa a la que llamo **núcleo**, mientras que el mayor volumen del átomo era un espacio vacío donde los electrones se movían alrededor del núcleo (Chang, 2016).

### Modelo atómico de Bohr

Bohr propuso un modelo con exclusividad para el átomo de hidrógeno, en donde mantiene que el movimiento del electrón de este elemento se ve influenciado por el núcleo, ya que existe entre las dos fuerzas de atracción electrostáticas, describiendo así las orbitas circulares o elípticas análogas al movimiento de los planetas alrededor del sol (Chang, 2016).

### Modelo atómico de Schrödinger

En el modelo atómico de Schrödinger es considerado un modelo cuántico no relativista, estableció que los electrones se comportaban como ondas de materia, relaciono las derivadas temporales y espaciales de la función de onda. El científico formuló una ecuación que describe el comportamiento de las partículas subatómicas, de manera particular la ecuación de onda que rige el movimiento de los electrones, en términos de masa y de onda, como miembros de una función de onda  $\psi$  (psi), que depende de la ubicación del sistema en el espacio (Chang, 2016).

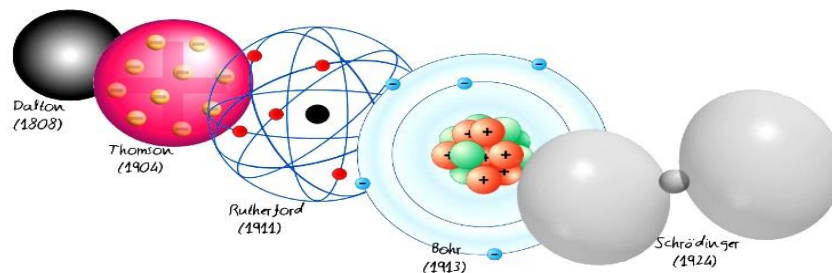


Figura 4. Evolución del estudio atómico - modelos atómicos

## LEYES PONDERALES

Una ley es una generalización de observaciones y experimentos que indican lo que ocurrirá bajo ciertas condiciones. A finales del siglo XVIII, una práctica común fue observar y medir sistemáticamente las cantidades de las sustancias que participan en ciertas transformaciones químicas, esto condujo a estipular una serie de leyes ponderales (ponderar=medir), las cuales se basan en la experimentación (Doña, Eiroa, Herrera, & Pérez, 2014).

Las reacciones químicas son transformaciones de unas sustancias (elementos o compuestos) denominados reaccionantes en otras llamadas productos y que tienen propiedades totalmente diferentes, las leyes ponderales se aplican en este campo. A continuación, se abordan algunas de estas leyes:

- Ley de la Conservación de la Materia. (Lavoisier)
- Ley de Proporciones Definidas. (Proust)
- Ley de las Proporciones Múltiples. (Dalton)
- Ley de la Proporciones Recíprocas. (Richter)
- Ley de los Volúmenes de Combinación. (Gay Lussac)

### **Ley de la conservación de la materia (Lavoisier)**

La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él, esto en términos químicos se refiere a que la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción. Esta ley permite balancear las ecuaciones químicas, ya que debe existir la misma cantidad de un elemento en el primer y segundo miembro de la ecuación (Bazo & Bulwik, 2014).

Esta ley se considera enunciada por Lavoisier, aunque fuese utilizada como hipótesis de trabajo por químicos anteriores a él, el mérito de Lavoisier fue su confirmación y generalización.

### **Ley de proporciones definidas (Proust)**

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en peso constante independientemente del proceso seguido para formarlo. Así, por ejemplo, en el agua, por cada gramo de hidrógeno se tiene 8 gramos de oxígeno, mientras que en el agua oxigenada la proporción es de 16 gramos de oxígeno por cada gramo de agua (Doña et al., 2014)

### **Ley de proporciones múltiples (Dalton)**

“Las cantidades de un elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento dado para formar compuestos distintos están en una proporción de números enteros sencillos”. Como se vio anteriormente la ley de Proust no impide que dos o más elementos se unan en varias proporciones para formar varios compuestos. Esta ley lo que indica es que existe una relación relativa entre los elementos de un componente y es de números enteros sencillos. Así, por ejemplo, el agua y el agua oxigenada (Bazo & Bulwik, 2014).

$$R_{\text{Agua}}: \frac{m_{\text{oxígeno}}}{m_{\text{hidrógeno}}} = 8$$

$$R_{\text{Aguaoxigenada}}: \frac{m_{\text{oxígeno}}}{m_{\text{hidrógeno}}} = 16$$

$$\text{Así que } R_{\text{Aguaoxigenada}} = 2R_{\text{Agua}}$$

### **Ley de las proporciones recíprocas (Richter)**

“Las masas de diferentes elementos que se combinan con una cantidad fija de un elemento dado, están en la misma proporción que cuando estos elementos se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos sencillos de esta” (Bazo & Bulwik, 2014).

Así, por ejemplo, con 1g de oxígeno se unen: 0,1260 g de hidrógeno, para formar agua; 4,4321 g de cloro, para formar

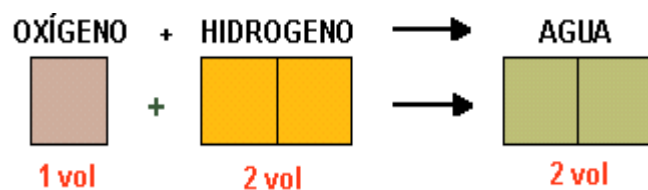
anhídrido hipocloroso; 0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, 1,0021 g de azufre, para formar gas sulfuroso, y 2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico. Pero los elementos hidrógeno, cloro, carbono, azufre y calcio pueden a su vez combinarse mutuamente y cuando lo hacen se encuentra, sorprendentemente, que estas cantidades, multiplicadas en algún caso por números enteros sencillos, son las que se unen entre sí para formar los correspondientes compuestos.

La ley de las proporciones recíprocas conduce a fijar a cada elemento un peso relativo de combinación, que es el peso del mismo que se une con un peso determinado del elemento que se toma como tipo de referencia (Bazo & Bulwik, 2014).

### **Ley de los volúmenes de combinación (Gay Lussac)**

En cualquier reacción química existe una relación de los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos (Bazo & Bulwik, 2014).

Gay-Lussac formuló esta ley cuando en la experimentación logró obtener vapor de agua a partir de sus elementos, porque había encontrado que un volumen de oxígeno se une con dos volúmenes de hidrógeno formándose dos volúmenes de vapor de agua; todos los volúmenes gaseosos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura (Bazo & Bulwik, 2014).



La ley no se aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes tal como el volumen

de azufre que se une con el oxígeno para formar anhídrido sulfuroso.

### **Principio (hipótesis) de Avogadro**

La ley de Gay Lussac, no podía ser explicada por la teoría atómica de Dalton, pues al considerar que la relación en volúmenes se podía tomar como relación de partículas, no se justificaba que una partícula de oxígeno pueda formar dos de agua. En 1811 Avogadro, estableció que:

“Volúmenes iguales de todos los gases a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas” (Bazo & Bulwik, 2014). Al considerar también la existencia de moléculas diatómicas, Avogadro pudo explicar satisfactoriamente la Ley de Gay Lussac y el criterio de Dalton de átomo indivisible.

### **ESTRUCTURA ATÓMICA**

Con los avances en la teoría atómica los químicos se dieron cuenta muy pronto de que todos los líquidos, gases y sólidos podían descomponerse en sus elementos. Por ejemplo, la sal se compone de sodio y cloro, ligados en una unión íntima conocida como compuesto químico. El aire, en cambio, resultó ser una mezcla de los gases nitrógeno y oxígeno (Bazo & Labate, Física y química II, 2015).

### **Molécula**

Es un conjunto de átomos unidos unos con otros por enlaces fuertes y constituye la expresión mínima de un compuesto o sustancia química, es decir la molécula es la unidad más pequeña de una sustancia que muestra todas las características químicas de esa sustancia. Cada molécula tiene un tamaño definido y puede contener los átomos del mismo elemento o los átomos de diversos elementos (Bazo & Labate, Física y química II, 2015).

Una sustancia que está compuesta por moléculas que tienen

dos o más elementos químicos, se llama compuesto químico, por ejemplo el agua y el dióxido de carbono. Una macromolécula puede estar constituida por miles o hasta millones de átomos, típicamente enlazados en largas cadenas (Bazo & Labate, Física y química II, 2015).

### **Ion**

Un ion es una partícula cargada eléctricamente constituida por un átomo o molécula que no es eléctricamente neutro, es decir a partir de un estado neutro el átomo o partícula ha ganado o perdido electrones, a este fenómeno se conoce como ionización (Bazo & Labate, Física y química II, 2015).

- **Anión:** Ion cargado negativamente, pues hay más electrones que protones (son atraídos por el ánodo)
- **Catión:** Ion cargado positivamente como consecuencia de una pérdida de electrones (son atraídos por el cátodo).

Los aniones y cationes están íntimamente relacionados con los ánodos y cátodos.

- **Ánodo:** se refiere al camino ascendente de la corriente eléctrica, es el polo positivo
- **Cátodo:** se refiere al camino descendente de la corriente eléctrica, es el polo negativo".

Un ion conformado por un solo átomo se denomina ion monoatómico, a diferencia de uno conformado por dos o más átomos, que se denomina ion poli atómico (Bazo & Labate, Física y química II, 2015).

### **PROPIEDADES ATÓMICAS**

Para poder caracterizar a cada átomo se debe analizar varias propiedades de los mismos. Entre estas tenemos (Bazo & Labate, Física y química II, 2015):

#### **Número Atómico**

El número atómico de un elemento químico es el número total

de **protones** que tiene el átomo en el núcleo. Se representa con la letra **Z**. Un átomo en su estado natural es neutro, es decir, tiene un número igual de electrones y protones (Chang, 2016). Si el átomo es neutro, el número de electrones es igual al número de protones, por ejemplo, un átomo de litio en su estado natural (Li) tiene un número atómico 3, lo que quiere decir que tiene 3 protones y tres electrones. El número atómico suele colocarse como subíndice a la izquierda del símbolo del elemento. Por ejemplo, el elemento hidrógeno tienen 1 protón y su  $Z = 1$ , y se representaría así  ${}_1\text{H}$ .

En 1913 Henry Moseley demostró la regularidad existente entre los valores de las longitudes de onda de los rayos X emitidos por diferentes metales tras ser bombardeados con electrones, y los números atómicos de estos elementos metálicos. Este hecho permitió clasificar los elementos en la tabla periódica en orden creciente de número atómico. En la tabla periódica los elementos se ordenan de acuerdo con sus números atómicos en orden creciente (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

### **Número de masa**

El número másico o número de masa se refiere a la masa del núcleo del átomo, de tal forma que constituye la suma del número de protones y del número de neutrones. Se simboliza con la letra **A** (el uso de esta letra proviene del alemán *Atomgewicht*). Es importante resaltar la presencia de los neutrones en el núcleo, pues estos proporcionan la cohesión necesaria para superar la repulsión entre los protones, el valor de A suele ser mayor que el número atómico. El número másico se coloca como superíndice a la izquierda de su símbolo, situado sobre el número atómico (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

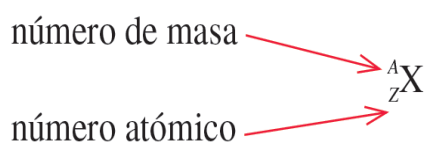
*Número de masa = número de protones + número de neutrones*

*Número de masa = número atómico + número de neutrones*

*A = Z + número de neutrones*

### Isótopos

Hay que aclarar, que no todos los átomos de un elemento tienen la misma masa, algunos tienen varios isótopos. Los isótopos son átomos del mismo elemento (comparten el mismo número atómico) pero difieren en su número de masa. Por ejemplo, el  $^1\text{H}$  es el isótopo de hidrógeno conocido como *protio*, el  $^2\text{H}$  es el *deuterio* y el  $^3\text{H}$  es el *tritio*. Dado que todos ellos son hidrógeno, el número atómico tiene que ser uno (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).



Las propiedades químicas de un elemento están relacionadas íntimamente por los protones y electrones de sus átomos, los neutrones no participan en las transformaciones químicas a condiciones normales, por lo tanto, los isótopos del mismo elemento forman el mismo tipo de compuestos y presentan reactividades semejantes. En la Tabla 10 se pueden apreciar ejemplos:

Isótopos	Z	A	Neutrones
${}^{235}_{92}\text{U}$	92	235	143
${}^{237}_{92}\text{U}$	92	237	145

<b>Especie</b>	<b>Z</b>	<b>A</b>	<b>Neutrones</b>	<b>Electrones</b>
K	19	41	22	19
Mn	25	80	55	25
Pb	82	208	126	82
Xe	54	186	132	54
Se	34	80	46	34
Se <sup>-2</sup>	34	80	46	36

**Tabla 10.** Ejemplos de isotopos y de determinación de numero másico y atómico

### **Masa Atómica (Peso Atómico)**

La masa de un átomo depende del número de electrones, protones y neutrones que contiene. Debido a que los átomos son muy pequeños para pesarlos se ha ideado métodos para determinar su masa en relación a una masa de referencia, por lo tanto la masa atómica es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma) (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014). Una unidad de masa atómica representa la masa de un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12. El carbono-12 es el isotopo del carbono que tiene seis protones y seis neutrones, por lo tanto el carbono-12 tiene una masa exacta de 12 uma. Sin embargo, la masa atómica de un átomo en general será muy cercana a su número de masa aunque tendrá algunas diferencias en los decimales (Chang, 2016).

### **Masa Atómica Promedio (Masa Atómica Promedio)**

Como se ha visto, para un mismo elemento se tienen diferentes masas atómicas (isótopos), esto provocó que se definiera la masa atómica promedio que establece un promedio de las masas atómicas de los diferentes isótopos en la naturaleza, el porcentaje en el que cada isótopo participa depende de la cantidad en la que se encuentra en la naturaleza (Timberlake, 2013). Las masas atómicas relativas que aparecen en la tabla

periódica se calculan con todos los isótopos naturales de cada elemento, los cuales se ponderan con base en su abundancia en la Tierra (Timberlake, 2013).

$$MAp = M_1X_1 + M_2X_2 + \dots + M_nX_n$$

$$X_1 + X_2 + X_3 + \dots = 1$$

Donde:

*MAp*: Masa atómica promedio

$M_1$ : Masa atómica del isótopo 1

$X_1$ : Fracción de la abundancia natural del isótopo 1

### Ejercicio:

A partir de la siguiente información determinar el peso atómico del Oxígeno que se reporta en la tabla periódica, se tiene los datos del isótopo de Oxígeno que se aprecia a continuación en la Tabla 11.

Isótopo	Masa atómica (uma)	% Abundancia Natural	Fracción Abundante Natural
$^{16}_8O$	15,9949	99,759	0,99759
$^{17}_8O$	16,9991	0,037	0,00037
$^{18}_8O$	17,9991	0,204	0,00204

**Tabla 11.** Ejemplos de isótopos de Oxígeno

$$MAp \text{ oxígeno} = M_1X_1 + M_2X_2 + M_3X_3$$

$$MAp \text{ oxígeno} = (15,9949 * 0,99759) + (16,9991 * 0,00037) + (17,9991 * 0,00204) \text{ uma}$$

$$MAp \text{ oxígeno} = 15,9994 \text{ uma}$$

### Átomo gramo de un elemento (at.g)

El átomo gramo se le abrevia at.g. de un elemento es igual a un número de Avogadro  $6,022 \cdot 10^{23}$  y su masa en gramos es numéricamente igual a la masa atómico del elemento (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

Elemento	Masa atómica (uma)	Masa at.g (g)	Número de átomos\ at.g
Fe	56	56	$6,022 \cdot 10^{23}$
Ca	40	40	$6,022 \cdot 10^{23}$

**Tabla 12.** Ejemplos del número másico, número atómico y número de átomos gramos

### MOL

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014). La mol se define la cantidad de esa sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 gramos de carbono-12.

El número de unidades elementales como átomos, moléculas, iones, electrones, radicales u otras partículas o grupos específicos existentes en un mol de sustancia es por definición una constante que no depende del material ni del tipo de partícula. Esta cantidad es llamada número de Avogadro ( $N_A$ ) y equivale a (Gallego et al., 2017):

$$1 \text{ mol} = 6,02214119 \cdot 10^{23} \text{ unidades elementales}$$

El concepto del mol muy importante en las reacciones química, pues permite hacer infinidad de cálculos estequiométricos, indicando la proporción existente entre reactivos y productos, así, por ejemplo, la formación del agua:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$  implica que dos moles de hidrógeno ( $H_2$ ) y un mol de oxígeno ( $O_2$ ) reaccionan para formar dos moles de agua ( $H_2O$ ) (Levine, 2013) (Levine, Química Cuántica, 2015).

El concepto de mol es también útil para expresar la concentración de una solución en la llamada molaridad (moles del soluto disuelto en un litro de disolución), además, el mol se usa en gases, ya que el volumen de un gas depende de la presión, la temperatura y la cantidad de moléculas del mismo (Madrid, 2016).

Los gases distintos en condiciones iguales tienen la misma energía cinética. Por consiguiente, dos gases distintos que estén a la misma temperatura y presión ocuparan un mismo volumen. De lo cual se infiere que cada uno de ellos debe contener la misma cantidad de moléculas. Y como un mol contiene  $N_A$  moléculas, un mol de cualquier gas tendrá el mismo volumen que un mol de cualquier otro gas en la ya dicha igualdad de condiciones (Levine, Química Cuántica, 2015).

### **VOLUMEN MOLAR**

El volumen molar de una sustancia ( $V_m$ ), es el volumen de un mol de ésta. La unidad del Sistema Internacional de Unidades es el metro cúbico por mol ( $m^3 \text{ mol}^{-1}$ ). Como ya se sabe, un mol de cualquier sustancia contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  unidades elementales. En el caso de sustancias gaseosas un mol contiene  $N_A$  moléculas y teniendo en cuenta la ley de Avogadro, se tiene que un mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará siempre el mismo volumen medido en las mismas condiciones de presión y temperatura (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

Experimentalmente, se ha podido comprobar que el volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en condiciones normales (1 atm y 0 °C) es de 22,4 litros. Este valor se conoce como volumen molar normal de un gas. Este valor del volumen molar corresponde a los llamados **gases ideales** o **perfectos**; los gases ordinarios no son perfectos y su volumen molar se aparta ligeramente de este valor (Levine, Química Cuántica, 2015). Así los volúmenes molares de algunos gases son:

Monóxido de carbono (CO) = 22,4 L.

Dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) = 21,9 L.

Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) = 22,3 L.

## EJEMPLO

- ¿Qué volumen ocupan 30 gramos de gas nitrógeno ( $N_2$ ) a cero grados Celsius y 1 atm de presión? Masa atómica del nitrógeno = 14,0067.

Haciendo la regla de tres:

$$2 \cdot 14,0067 \text{ g } N_2 \rightarrow 1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

$$30 \text{ g } N_2 \rightarrow x \text{ L}$$

Despejando x:

$$x = \frac{22,4 \text{ L} \cdot 30 \text{ g } N_2}{2 \cdot 14,0067 \text{ g } N_2}$$

Realizadas las operaciones da como resultado:

$$x = 23,99 \text{ L}$$

- **¿Cuál es la masa de 50 litros de gas oxígeno ( $O_2$ ), a condiciones normales de presión y temperatura? Masa atómica del oxígeno = 15,9994.**

Por regla de tres tenemos que:

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L} \rightarrow 2 \cdot 15,9994 \text{ g } O_2$$

$$50 \text{ L} \rightarrow x \text{ g } O_2$$

Despejando x:

$$x = \frac{2 \cdot 15,9994 \text{ g } O_2 \cdot 50 \text{ L}}{22,4 \text{ L}}$$

Realizadas las operaciones da como resultado:

$$x = 71,43 \text{ g } O_2$$

## NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y VALENCIA

El número de oxidación se refiere a número de cargas que tendrá un átomo en una molécula si transfiere los electrones completamente. Los números de oxidación tienen relación con las configuraciones electrónicas de los átomos, pues al formar compuestos los elementos tienden a ganar, perder o compartir

electrones para cumplir con la regla del octeto (Levine, Química Cuántica, 2015).

Por lo tanto, existen los electrones ganados, electrones perdidos o electrones cedidos se conoce como número de oxidación del átomo y cuando el átomo pierde (cede) electrones como consecuencia de formar un enlace, el número de oxidación tiene signo positivo (Levine, Química Cuántica, 2015).

Existen algunas reglas para establecer el número de oxidación que se detallan a continuación: (Gallego et al., 2017)

- Todos los elementos en su estado natural tienen un número de oxidación de cero (0). Ej: P<sub>4</sub>, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>.
- El número de oxidación del hidrógeno será +1, excepto en los hidruros metálicos en donde el hidrógeno es más electronegativo que el metal, en este caso el número de oxidación será -1

El número de oxidación del oxígeno será -2 en la mayoría de sus combinaciones, a excepción de los peróxidos que será de -1, y en combinaciones con el flúor que será de +2.

- Los halógenos tendrán número de oxidación de -1 en todos los haluros.
- En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos de la molécula debe ser cero.
- En un ion, la suma de los números de oxidación de los átomos deben ser igual a la carga del ion

**Ejemplo:**

¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

$$H_2^{+1*2=+2}SO_4^{-2*4=-8}$$
$$+2 - 8 = -6$$

El azufre está con número de oxidación de -6

## **NÚMERO DE VALENCIA**

El número de valencia tiene que ver con la configuración electrónica del último nivel, es decir con los electrones de valencia, que son aquellos que se encuentran en el nivel externo, el nivel que tiene mayor energía (Timberlake, 2013).

Los electrones que no son de valencia se denominan electrones internos. Los electrones de valencia son muy importantes ya que son los que participan en los enlaces químicos (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

No hay que confundir número de oxidación con número de valencia, el primero se refiere a la carga que tiene un átomo cuando transfiere sus electrones mientras que el segundo tiene que ver con el número de enlaces sencillos que puede formar (Gallego, Garcinuño, Morcillo, & Vázquez, 2017).

## **NÚMEROS CUÁNTICOS**

Los números cuánticos permiten describir la distribución de los electrones en el átomo. Estos números provienen de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger, con la cual se puede determinar los posibles estados de energía del electrón y sus funciones de onda (Chang, 2016).

Los números cuánticos son: número cuántico principal, número cuántico del momento angular (secundario), número cuántico magnético y número cuántico de espín (Bazo & Bulwik, Física y Química I, 2014).

### **NÚMERO CUÁNTICO PRINCIPAL “N”**

Este número cuántico principal indica el nivel energético principal del electrón. A cada nivel de energía, le corresponde un “n”, iniciando desde la letra k. Los niveles con su respectiva numeración se muestran en la Tabla 13.

K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

**Tabla 13.** Numeración del número cuántico principal

### Número secundario cuántico “ℓ”

Determina el número de subniveles de energía y la forma del orbital o de la nube electrónica. Los subniveles se los indica con las letras s, p, d, f, que corresponde a las palabras *sharp*, *principal*, *difuse*, *fundamental*, respectivamente. La fórmula para encontrar los valores de los cuatro subniveles es: (Levine, Química Cuántica, 2015)

$$\ell = n - 1$$

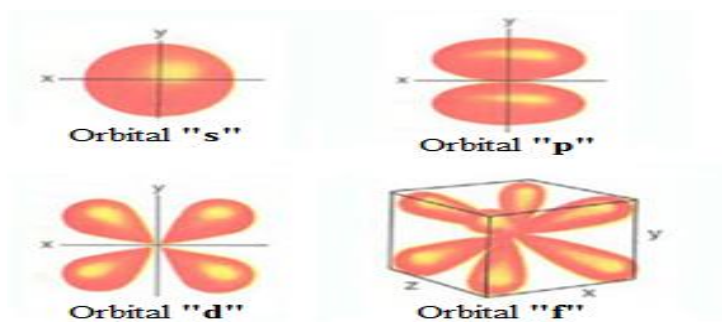
Donde:

ℓ = número cuántico secundario

n = número cuántico principal

Debido a que el número cuántico secundario depende del número cuántico principal, se puede definir cuantos ℓ les corresponden a cada n.

Número cuántico secundario      s = 0    p = 1    d = 2    f = 3



Orbitales según el número cuántico secundario

### NÚMERO CUÁNTICO MAGNÉTICO “M”

Indica el número de orbitales que se incluyen en cada subnivel y el número de saturación de los subniveles. El número de orbitales se calcula con la fórmula: (Levine, Química Cuántica, 2015).

$$m = 2\ell + 1$$

—► Subnivel "s"	$m = 2(0) + 1 = 1$ orbital
—► Subnivel "p"	$m = 2(1) + 1 = 3$ orbitales
—► Subnivel "d"	$m = 2(2) + 1 = 5$ orbitales
—► Subnivel "f"	$m = 2(3) + 1 = 7$ orbitales

El número de saturación de cada subnivel de energía se calcula duplicando el número de orbitales, ya que cada orbital posee hasta dos electrones.

$$m = 2(2\ell + 1)$$

—► Subnivel "s"	$m = 2[2(0) + 1] = 2$ electrones
—► Subnivel "p"	$m = 2[2(1) + 1] = 6$ electrones
—► Subnivel "d"	$m = 2[2(2) + 1] = 10$ electrones
—► Subnivel "f"	$m = 2[2(3) + 1] = 14$ electrones

### NÚMERO CUÁNTICO DE ESPÍN "MS"

El electrón que tiene carga negativa cuando gira se genera un campo magnético y esto provoca que esta partícula se comporte como un imán. Los electrones pueden girar siguiendo las manecillas del reloj (horario) o en contra de ellas (anti horaria), dando así el concepto de espín del electrón. El número cuántico de espín permite determinar el giro del electrón y toma los valores de +1/2 o -1/2 (Gallego et al., 2017).

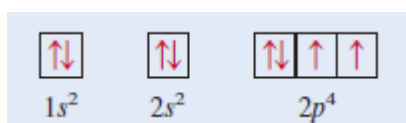
#### Ejemplos:

Determinar los cuatro números cuánticos del elemento cuya  $Z=8$

Recordar:  $\ell = n - 1$      $s = 0$     $p = 1$     $d = 2$     $f = 3$

$n=1$ ;  $\ell = 0$  Tiene un subnivel s con un orbital

$n=2$ ;  $\ell = 1$  Tiene un subnivel s con un orbital y un subnivel p con tres orbitales



## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

La información adquirida previamente ayudó a conocer las formas y tamaños de los orbitales atómicos, ahora nos concierne conocer cuál es la ruta que siguen los electrones para llenar los orbitales. Como una consecuencia de lo anterior se tendrá el siguiente orden de llenado electrónico: (Gallego et al., 2017).

n	ℓ	n + ℓ	Orden de llenado electrónico
1	0 (s)	1	1s <sup>2</sup>
2	0 (s)	2	2s <sup>2</sup>
	1 (p)	3	2p <sup>6</sup>
3	0 (s)	3	3s <sup>2</sup>
	1 (p)	4	3p <sup>6</sup>
	2 (d)	5	4s <sup>2</sup>
4	0 (s)	4	3d <sup>10</sup>
	1 (p)	5	4p <sup>6</sup>
	2 (d)	6	5s <sup>2</sup>
	3 (f)	7	4d <sup>10</sup>
5	0 (s)	5	5p <sup>6</sup>
	1 (p)	6	

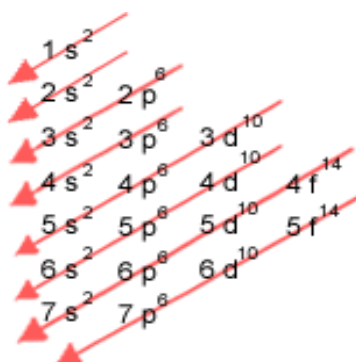
**Tabla 14.** Orden de llenado para la configuración electrónica de los átomos

Según la Mecánica Cuántica los electrones llenan un átomo ingresando primero a los subniveles de menor energía. Es decir, aquellos que tienen el menor valor de la sustancia ( $n + \ell$ ). Luego ingresan a los subniveles de mayor energía. Solo en el caso en que dos subniveles tenga el mismo valor de la suma ( $n + \ell$ ) los electrones ingresarían al aquel que tenga menor  $n$  (Gallego et al., 2017).

### Regla de las Diagonales

Otro método que se usa para realizar la distribución electrónica es la regla de las diagonales que consiste en colocar los números cuánticos principales en orden ascendente y los números cuánticos secundarios a lado de sus respectivos

principales y luego dibujar diagonales paralelas. La distribución correcta de los electrones siguen estas diagonales (Gallego et al., 2017).



**Figura 5.** Esquema de la regla de las diagonales para el llenado electrónico

### Regla de HUND

La configuración electrónica es propia de cada elemento químico, cuando se llenan los orbitales de la misma energía (de un mismo subnivel), los electrones ingresan primero con spines positivos hasta llenar la mitad del subnivel, luego se aparean en forma ordenada desde el inicio (Levine, Química Cuántica, 2015). A continuación, se presentan algunos ejemplos:

Litio	1s <sup>2</sup>	1s	2s	2px	2py	2pz	2s <sup>1</sup>
• Berilio	1s <sup>2</sup>	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$				2s <sup>2</sup>
• Boro		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$				1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
• Carbono		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
• Nitrógeno		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
• Oxígeno		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
• Flúor		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$		1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
• Neón		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
<b>TABLA</b>		$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	

## PERIÓDICA

La tabla periódica es un ordenamiento de los elementos encontrados por los científicos tomando en cuenta similares propiedades químicas y físicas.

Los primeros trabajos de este tipo lo realizaron Mendeleiev y Meyer, hoy en día se cuenta con una tabla periódica organizada en la que los elementos se colocan de acuerdo con el número atómico, es decir por la configuración electrónica, además la tabla periódica está dispuesta en columnas verticales llamadas grupos o familias y en filas horizontales llamadas periodos (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

En cada familia (columnas verticales) los elementos tienen similares propiedades químicas y el número de electrones del último nivel es el mismo para todos los miembros.

Los periodos (filas horizontales) se caracterizan por el número de nivel energético  $n$  (Simes, 2014).

# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
PERIODO	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	13A	14A	15A	16A	17A	18A
1	1.008 <b>H</b> HIDRÓGENO																	4.0026 <b>He</b> HELIO
2	6.94 <b>Li</b> LITIO	9.0122 <b>Be</b> BERILIO																18.998 <b>Ne</b> NEÓN
3	22.990 <b>Na</b> SODIO	24.305 <b>Mg</b> MAGNESIO																39.948 <b>Ar</b> ARGÓN
4	39.098 <b>K</b> POTASIO	40.078 <b>Ca</b> CALCIO																79.904 <b>Kr</b> KRIPTÓN
5	85.468 <b>Rb</b> RUBIDIO	87.62 <b>Sr</b> ESTRONCIO																131.29 <b>Xe</b> XENÓN
6	132.91 <b>Cs</b> CESIO	137.33 <b>Ba</b> BARIO																222 <b>Rn</b> RADÓN
7	223 <b>Fr</b> FRANCIO	226 <b>Ra</b> RADIO																262 <b>Og</b> OGANESÓN

GRUPO IUPAC	13	14	15	16	17	18
GRUPO CAS	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
5	10.81 <b>B</b> BORO	12.011 <b>C</b> CARBONO	14.007 <b>N</b> NITRÓGENO	15.999 <b>O</b> OXÍGENO	18.998 <b>F</b> FLUOR	
13	26.982 <b>Al</b> ALUMINIO	28.085 <b>Si</b> SILICIO	30.974 <b>P</b> FOSFORO	32.06 <b>S</b> AZUFRE	35.45 <b>Cl</b> CLORO	
31	69.723 <b>Ga</b> GALIO	72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	74.922 <b>As</b> ARSENICO	78.971 <b>Se</b> SELENIO	79.904 <b>Br</b> BROMO	
49	114.82 <b>In</b> INDIO	118.71 <b>Sn</b> ESTAÑO	121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	127.60 <b>Te</b> TELURO	126.90 <b>I</b> YODO	
81	204.38 <b>Tl</b> TALIO	207.2 <b>Pb</b> PLOMBO	208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	209 <b>Po</b> POLONIO	210 <b>At</b> ASTATO	
113	285 <b>Nh</b> NIHONIO	287 <b>Fl</b> FLORIVIO	289 <b>Mc</b> MOSCÓVIO	291 <b>Lv</b> LIVENBERGIO	294 <b>Ts</b> TENESIO	

GRUPO IUPAC	11	12
GRUPO CAS	IB	IIB
29	63.546 <b>Cu</b> COBRE	65.38 <b>Zn</b> ZINC
47	107.87 <b>Ag</b> PLATA	112.41 <b>Cd</b> CADMIO
79	196.97 <b>Au</b> ORO	200.59 <b>Hg</b> MERCURIO
111	280 <b>Rg</b> ROENTGENIO	285 <b>Cn</b> COOPERIO

GRUPO IUPAC	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
GRUPO CAS	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB
21	44.956 <b>Ti</b> TITANIO	47.867 <b>V</b> VANADIO	50.942 <b>Cr</b> CROMO	51.996 <b>Mn</b> MANGANESO	54.938 <b>Fe</b> HIERRO	58.933 <b>Co</b> COBALTO	58.933 <b>Ni</b> NIQUEL	63.546 <b>Cu</b> COBRE	65.38 <b>Zn</b> ZINC	69.723 <b>Ga</b> GALIO
39	88.906 <b>Y</b> ITRIO	90.906 <b>Zr</b> ZIRCONIO	95.95 <b>Nb</b> NIOBIO	95.95 <b>Mo</b> MOLEBDENO	101.07 <b>Ru</b> RUTENIO	102.91 <b>Rh</b> RODO	106.42 <b>Pd</b> PALADIO	107.87 <b>Ag</b> PLATA	112.41 <b>Cd</b> CADMIO	114.82 <b>In</b> INDIO
72	178.49 <b>Hf</b> HAFNIO	180.95 <b>Ta</b> TANTALO	183.84 <b>W</b> WOLFRAMO	183.84 <b>Re</b> RENIO	196.97 <b>Os</b> OSMIO	197.22 <b>Ir</b> IRIDIO	196.97 <b>Pt</b> PLATINO	196.97 <b>Au</b> ORO	200.59 <b>Hg</b> MERCURIO	204.38 <b>Pb</b> PLOMBO
104	267 <b>Rf</b> RUFORFENIO	268 <b>Db</b> DUBNIO	268 <b>Sg</b> SEABORGIO	268 <b>Bh</b> BOHRIO	277 <b>Hs</b> HASIO	277 <b>Mt</b> MÉTENIO	281 <b>Ds</b> DASSIARTIO	280 <b>Rg</b> ROENTGENIO	285 <b>Cn</b> COOPERIO	287 <b>Fl</b> FLORIVIO

GRUPO IUPAC	13	14	15	16	17	18
GRUPO CAS	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
5	10.81 <b>B</b> BORO	12.011 <b>C</b> CARBONO	14.007 <b>N</b> NITRÓGENO	15.999 <b>O</b> OXÍGENO	18.998 <b>F</b> FLUOR	
13	26.982 <b>Al</b> ALUMINIO	28.085 <b>Si</b> SILICIO	30.974 <b>P</b> FOSFORO	32.06 <b>S</b> AZUFRE	35.45 <b>Cl</b> CLORO	
31	69.723 <b>Ga</b> GALIO	72.64 <b>Ge</b> GERMANIO	74.922 <b>As</b> ARSENICO	78.971 <b>Se</b> SELENIO	79.904 <b>Br</b> BROMO	
49	114.82 <b>In</b> INDIO	118.71 <b>Sn</b> ESTAÑO	121.76 <b>Sb</b> ANTIMONIO	127.60 <b>Te</b> TELURO	126.90 <b>I</b> YODO	
81	204.38 <b>Tl</b> TALIO	207.2 <b>Pb</b> PLOMBO	208.98 <b>Bi</b> BISMUTO	209 <b>Po</b> POLONIO	210 <b>At</b> ASTATO	
113	285 <b>Nh</b> NIHONIO	287 <b>Fl</b> FLORIVIO	289 <b>Mc</b> MOSCÓVIO	291 <b>Lv</b> LIVENBERGIO	294 <b>Ts</b> TENESIO	

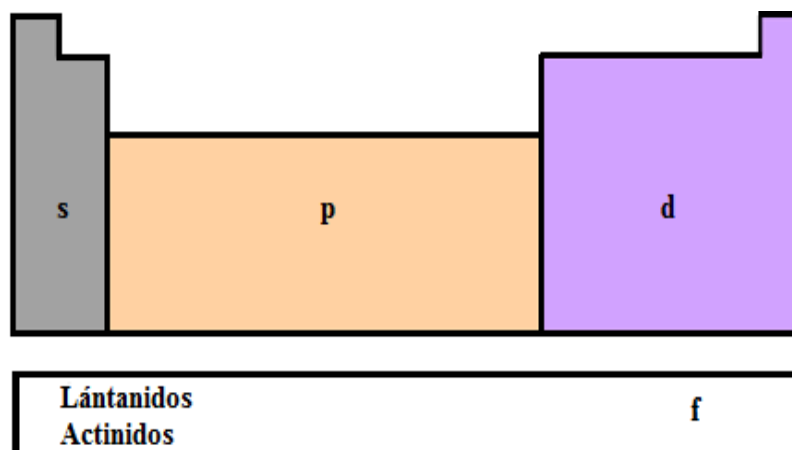
Copyright © 2017 Ed. General



(1) Atomic weights of the elements 2013. Pure Appl. Chem., 85, 263-291 (2013)

## GRUPOS Y SUS ELEMENTOS

Los elementos se dividen en grupo A y grupo B. El grupo A se lo conoce como elementos representativos y pertenecen las columnas 1, 2, 13-18 (incluye los gases nobles). Se caracterizan por tener en su último nivel de energía subniveles s o p, además los números de electrones de la última capa concuerda con el número del grupo (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).



**Figura 6.** Orbitales que se distribuyen en la tabla periódica

Los elementos químicos que se encuentran en el grupo B de la tabla periódica también son llamados elementos de transición, las columnas que pertenecen a este grupo son del 3 al 12, por lo que se ubican en la parte central de la tabla. Son aquellos elementos que en su último nivel de energía completan los subniveles d por completar del nivel energético (n-1). Si en el último nivel de energía completan los subniveles f del nivel energético (n-2) se habla de elementos de transición interna (lantánidos, actínidos) (Moore, 2017).

Los gases nobles se caracterizan por tener la última capa siempre llena, por lo que son muy estables y no presentan reactividad. En la última capa siempre tienen 8 electrones excepto el helio que tiene 2 electrones. Los lantánidos y actínidos se ubican en la parte inferior del sistema periódico y comprenden dos filas de 14 elementos cada una, sus

propiedades son parecidas a los del grupo IIIB (Gallego et al., 2017).

Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13	Térreos	$n s^2 p^1$
	14	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16	Anfígenos	$n s^2 p^4$
	17	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2 (n-1) d^{1-10}$
f		El. de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1) d^1 (n-2) f^{1-14}$

**Figura 7.** Nombres de las distintas familias y la configuración electrónica respectiva

## ENLACES

Los enlaces químicos son las fuerzas que cumplen la función de mantener unidos a los átomos que forman un compuesto. En los enlaces químicos participan los electrones más externos de los átomos, llamados por esta razón electrones de valencia. Así, los enlaces se forman por transferencia total o parcial de estos electrones entre los átomos (Daub & Seese, 2015).

### Tipos de enlace

Existen dos tipos de enlaces, los enlaces entre átomos y los enlaces o uniones intermoleculares. En los enlaces entre átomos se mantienen unidos los átomos para dar lugar a moléculas u otras estructuras de nivel superior a los propios átomos. Estos se subdividen en: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

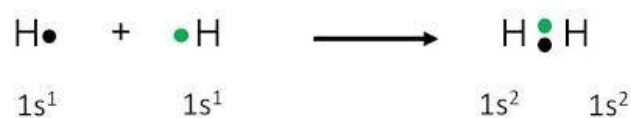
## Enlaces Iónicos

La fuerza de atracción que mantiene unidos a estos iones de cargas opuestas es de tipo electrostático. Este enlace es característico cuando se une un elemento metálico con uno no metálico, ya que el metal cede uno o más electrones al otro, el primero queda con carga eléctrica positiva (catión) y el segundo con carga eléctrica negativa (anión), los iones así formados se atraen mutuamente y se unen debido a las fuerzas electroestáticas (Atkins & Jones, 2012).

Generalmente, un elemento alcalino (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) y un elemento halógeno o (F, Cl, Br, I), formaran cristales iónicos como el NaCl.

## Enlaces Covalentes

En este tipo de enlace se comporten los electrones y es importante la atracción de los núcleos sobre estos pares de electrones, lo que le da mayor estabilidad a la molécula sobre sus átomos aislado, por ejemplo, la molécula de hidrogeno ( $H_2$ ) (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).



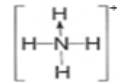
Se tiene un par de electrones compartidos por lo que se denomina enlace simple. También existen moléculas con dos pares de electrones compartidos y se habla de enlace doble y de igual manera con tres pares de electrones compartidos que son llamados enlaces covalente triple.

A continuación, citamos los ejemplos para que los practiques y lo compruebes:

- **Enlace doble:**      $O = O$      ( $O_2$ )
- **Enlace triple:**      $N \equiv N$      ( $N_2$ )

En este enlace también se combinan los orbitales de las capas

de valencia de ambos átomos para formar uno solo que contiene a los dos electrones; la diferencia con el anterior es que solo uno de los átomos aporta con dos electrones y queda con carga positiva. El enlace covalente coordinado se representa con una flecha que sale del átomo que cedió el par de electrones, un ejemplo se cita a continuación:



### **Enlaces Metálicos.**

El enlace metálico es cuando dos átomos metálicos (de baja electronegatividad) no tienen la posibilidad de chocar contra un átomo de un no metal, suelen compartir sus nubes electrónicas y formar redes cristalinas. Este enlace suele denominarse "metálico" y explica las propiedades de los metales de conducir el calor y la electricidad, entre otras (Bazo & Bulwik, Física y Química I, 2014).

### **UNIONES INTERMOLECULARES**

Son uniones débiles que se producen entre moléculas para formar redes complejas. Se subdividen en: fuerza de Van der Waals y puentes de hidrogeno

#### **Fuerza de Van der Waals**

Las moléculas pueden atraerse entre sí mediante fuerzas relativamente débiles que se conocen con el nombre genérico de Fuerzas de Van der Waals, las más importantes son:

fuerza dipolo – dipolo, fuerza dipolo – dipolo inducido, fuerzas de dispersión o de London, fuerzas ion – dipolo (Moore, 2017).

#### **Fuerza dipolo – dipolo**

Son fuerzas de atracción electrostática que se generan entre moléculas polares. Cuanto mayor es el momento dipolar mayor es la fuerza de atracción (Levine, Principios de Fisicoquímica, 2013).

### **Fuerza dipolo – dipolo inducido**

La fuerza dipolo – dipolo inducido se presentan entre una molécula polar y otra no polar. La molécula polar induce un dipolo en la no polar (Levine, Principios de Fisicoquímica, 2013).

### **Fuerzas de dispersión o de London**

Son las atracciones que se dan entre cualquier tipo de moléculas debido a los dipolos instantáneos producidos por las fluctuaciones en la densidad electrónica que rodea a los átomos. Las fuerzas de London dependen de la forma de la molécula. Para las moléculas de forma semejante, crecen con la masa molecular y con las polarizabilidades ya que estos factores facilitan la fluctuación de los electrones (Levine, Principios de Fisicoquímica, 2013).

### **Fuerzas ion – dipolo**

La fuerza ion – dipolo se da cuando un catión atrae la carga parcial negativa de un dipolo eléctrico o un anión atrae la carga parcial positiva del dipolo. Esta fuerza es la responsable de la hidratación de los iones en agua. La hidratación del catión persiste muchas veces en el sólido, por ejemplo,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10 \text{H}_2\text{O}$ . Un catión se hidrata más fuertemente cuanto menor sea su tamaño y mayor su carga (Levine, Principios de Fisicoquímica, 2013).

### **Puentes de hidrógeno**

Estos enlaces puentes de hidrógeno, se forman entre átomos de hidrógeno y otros átomos más electronegativos como oxígeno y nitrógeno. Los enlaces por puentes de hidrógeno son enlaces débiles, sin embargo, cuando se forman muchos enlaces de este tipo entre macromoléculas la estabilidad general de la molécula aumenta notablemente (Madrid, 2016).

Las moléculas de agua se unen con facilidad mediante puentes de hidrógeno. Como el átomo de oxígeno es

electronegativo respecto al átomo de hidrógeno, el enlace covalente entre el oxígeno y el hidrógeno es tal que los electrones compartidos en la capa externa giran más cerca del núcleo del oxígeno que del hidrógeno. Esto crea una débil separación de carga eléctrica, quedando el oxígeno ligeramente negativo y el hidrógeno ligeramente positivo (Madrid, 2016).

### **Ahora, hazlo tú!!!**

Identifica las interacciones puente de hidrógeno en las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{HF}$ .

### **REPRESENTACIONES DE LEWIS**

Lewis propuso un modelo para representar el enlace de pares de electrones compartidos, en donde los átomos se representan por su símbolo y se identifican con puntos los electrones de valencia. Por ejemplo, los elementos del grupo IA que poseen un electrón de valencia se representarían con un punto; los del grupo IIA con dos puntos, porque poseen dos electrones de valencia y así sucesivamente (Whitten, Davis, Peck, & Stanley, 2014).

### **Regla del octeto**

Puesto que todos los gases nobles (con excepción del He) tienen ocho electrones de valencia, muchos átomos que sufren reacciones, también terminan con ocho electrones de valencia. La regla del octeto fue denunciada por Lewis, y se basa en que las estructuras más estables son las de los gases nobles, con 8 electrones en su capa más externa, a excepción del átomo de helio y los demás elementos tienden a esa configuración ya sea ganando, cediendo o compartiendo electrones. La tendencia a adquirir estructura de gas noble se conoce como regla del octeto (Chang, 2016).

## **Excepciones a la regla del octeto**

Como todo modelo, las estructuras de Lewis y la regla del octeto, son solamente una herramienta que permite proponer la estructura de los compuestos. Sin embargo, la naturaleza es complicada y no siempre se cumplen las reglas inventadas para simplificarla. Hay compuestos que no satisfacen la regla del octeto ni ninguna otra regla.

Existen compuestos estables que tienen como átomo central a uno con menos de ocho electrones. Tal es el caso de algunos compuestos de boro, como el trifloruro de boro. El boro tiene tres electrones de valencia, que al compartirse con los electrones del flúor completa seis electrones a su alrededor (Timberlake, 2013).

Existen otros compuestos moleculares en los cuales alguno o algunos de sus átomos tienen con más de ocho electrones a su alrededor. El fósforo y el azufre son dos ejemplos que deben ser tomados en cuenta. El fósforo tiene cinco electrones de valencia y el azufre seis. Cuando se combinan con algún elemento de la familia de los halógenos (flúor, cloro, bromo e iodo) pueden compartir diez (Ej.  $\text{PF}_5$ ) y hasta doce electrones ( $\text{SCl}_6$ ), demuéstralo!

## **Teorías de Enlace Covalente**

La teoría de Lewis y las fórmulas estructurales permiten comprender los enlaces que mantienen unidos a los átomos en las moléculas o en los iones poliatómicas, pero no dan información acerca de su disposición tridimensional, cuya información permite conocer las propiedades de las moléculas (Chang, 2016).

La teoría de repulsión del par de electrones de la capa de valencia (TRPEV) que explica la disposición de los átomos en una molécula. La forma de la molécula depende de la

cantidad de pares de electrones que rodean al átomo central; estos pares, tanto los compartidos como los sin compartir (pares solitarios) se acomodan alrededor del átomo central de manera que se obtengan la máxima distancia entre cada uno de estos pares; esto se debe a que los pares de electrones de valencia se repelen entre sí y tratan de mantenerse lo más alejado posible; son estas repulsiones la que determina la forma geométrica de la molécula o del ion poli atómico (Moore, 2017).

## **CAPÍTULO 3**

### **NOMENCLATURA Y DISOLUCIONES**

#### **NOMENCLATURA**

El objetivo de la nomenclatura química es establecer las reglas para dar un nombre a los compuestos químicos. La identificación debe ser inequívoca, ya que, a cada nombre debe corresponderle una sustancia y a cada sustancia un nombre (Solís, 2014).

Existe un organismo que dicta las reglas para la nomenclatura, esta es la *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC por sus siglas en inglés), cabe destacar que esta no es la única tarea que desempeña el organismo (Chang, 2016).

#### **COMPUESTOS BINARIOS**

Los compuestos binarios son las moléculas que están formadas por dos elementos distintos. En general, se escribe en segunda posición el elemento más electronegativo que tiene el número de oxidación negativo y además será el primero que se nombrará (Chang, 2016).

**B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F**

Esta lista de elementos establece el orden de la formulación de los compuestos binarios. Se escribe primero el que esté más a la izquierda. Si uno de los elementos es un metal, este irá primero necesariamente (Quiñoá, Riguera, & Vila, 2016).

#### **CON HIDRÓGENO**

Las combinaciones binarias de los compuestos químicos en el cuál se tiene la presencia de hidrógeno, se conocen como hidruros y pueden combinarse con metales y con no metales (Moore, 2017).

- **Los hidrácidos:**

Hidruros no metálicos cuya fórmula general es  $H_xM$  y resulta de las combinaciones con los elementos **F, Cl, Br, I, S, Se y Te**. Se les suele conocer como hidrácidos porque en disolución acuosa tienen carácter ácido (Peterson, 2012).

**Nomenclaturas sistemáticas:** Se nombra primero el elemento terminado en “uro” (número de oxidación negativo) y se finaliza con las palabras “de hidrógeno” (no se indica de “dihidrógeno”, por ejemplo). Los hidrácidos en disolución acuosa se nombran con la palabra ácido seguido del nombre del no metal terminado en el sufijo “hídrico” (Solís, 2014).

Completa los nombres de los compuestos que faltan

Fórmula	Nombre Sistemático	En disolución acuosa
$H_xMe$	No metal-uro de hidrógeno	ácido no metal -hídrico
HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl		
HBr		
$H_2S$		
$H_2Se$		
$H_2Te$	telururo de hidrógeno	ácido
Telurhídrico		

- **Hidrógeno con otros no metales**

Responden a la fórmula con presentación de  $MeH_x$  y se forman con el resto de los no metales, no tienen carácter ácido por lo que no reciben un nombre especial cuando están disueltos (Solís, 2014)..

**Nomenclatura Sistemática:** Se nombra primero la palabra hidruro precedida de un prefijo numérico (mono, di, tri,..) que indica el número de hidrógenos seguida del nombre del metal (Peterson, 2012).

Formula	Nombre Tradicional	Nombre Sistemático
NH <sub>3</sub>	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
PH <sub>3</sub>	Fosfina	Trihidruro de fósforo
AsH <sub>3</sub>	Arsina	Trihidruro de arsénico
SbH <sub>3</sub>	Estibina	Trihidruro de antimonio
CH <sub>4</sub>	Metano	Tetrahidruro de carbono
SiH <sub>4</sub>	Silano	Tetrahidruro de silicio
BH <sub>3</sub>	Borano	Tetrahidruro de boro
H <sub>2</sub> O	Agua	-----

- **Hidruros metálicos**

Los hidruros metálicos se forman por las combinaciones binarias del hidrógeno con cualquier metal, su fórmula general es MH<sub>x</sub>. En el nombre sistemático se nombra primero la palabra hidruro precedida de un prefijo numérico (mono, di, tri,..) que indica el número de hidrógenos seguida del nombre del metal. En la segunda fila se observa el nombre del hidruro metálico seguido del número de oxidación en números romanos entre paréntesis. Cuando un metal tiene solamente un número de oxidación, no se indica en ninguna nomenclatura (Solís, 2014).

Completa los nombres de los compuestos que faltan

### CON OXÍGENO

- **Óxidos**

Las combinaciones binarias del oxígeno con el resto de elementos de la tabla periódica (salvo con el F) reciben el nombre genérico de ÓXIDOS. Todos siguen la fórmula general M<sub>2</sub>(O)<sub>x</sub>. Donde M es un elemento cualquiera de la tabla periódica y "x" el número de oxidación del elemento (Moreno & Moreno, 2016).

**Nomenclatura Sistemática:** Se nombra primero la palabra óxido y luego un prefijo numérico (mono, di, tri,..) que indica el número de oxígenos seguida de la palabra "de" y finaliza con el nombre del elemento con

correspondiente prefijo numérico.

**Nomenclatura expresando el número de oxidación con números romanos:** Se nombra primero la palabra óxido seguida del nombre del elemento indicando su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos

En ambos sistemas cuando el metal solo tiene un número de oxidación y no hay confusión posible (peróxidos) se pueden suprimir los prefijos o los números de oxidación, según proceda. Completa los nombres de los compuestos que faltan

- **Peróxidos**

Los peróxidos son combinaciones del oxígeno con el resto de elementos de la tabla periódica, siendo los más habituales con los metales alcalinos y alcalino térreos, en su forma de ión peróxido, es decir los dos oxígenos están unidos entre sí (enlace -O-O-), se suele representar  $\text{O}_2^{2-}$ . Su fórmula general es  $\text{M}_2(\text{O}_2)_x$  (Solís, 2014).

**Nomenclatura Sistemática:** Se nombran exactamente igual que los óxidos.

**Nomenclatura expresando el número de oxidación con números romanos:** Se nombra primero la palabra peróxido seguida del nombre del elemento indicando su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

Hay veces que resulta complicado establecer si es un óxido o un peróxido, una ayuda puede ser calcular el número de oxidación del elemento como si fuese un óxido, si este número resulta inhabitual lo más probable es que sea un peróxido (Solís, 2014).

## OTRAS COMBINACIONES BINARIAS:

Estas combinaciones se presentan cuando no participa en el compuesto ni el hidrógeno ni el oxígeno

- **Metales con no metales**

Para esta unión se escribe primero el metal y a continuación el no metal, según la fórmula general  $M_xMe_y$ , donde M es metal, Me no metal. Siendo "x" número de oxidación del no metal e "y" el número de oxidación del metal. A estas combinaciones "metal-no metal" generalmente están en el ambiente en forma de sólidos iónicos que se llaman sales (Peterson, 2012).

**Nomenclatura Sistemática con prefijos multiplicadores:** Se nombra primero el no metal indicando el número que hay mediante un prefijo numérico (mono, di, tri,..) Terminándole en "uro", finalmente el nombre del metal con el prefijo numérico correspondiente.

**Nomenclatura expresando el número de oxidación con números romanos:** Se nombra primero el no metal añadiendo el sufijo "uro" seguida de la palabra "de" y finalmente el nombre del metal indicando el número de oxidación entre paréntesis con números romanos.

- **No metales con no metales**

Estas combinaciones se nombran exactamente igual que las anteriores y siguen la fórmula general  $Me_xMe_y$ . La dificultad estriba en situarlos en el orden correcto para ello seguiremos la lista ya conocida con las consideraciones descritas: **B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F.** (Solís, 2014).

## COMPUESTOS TERNARIOS

Son aquellos que están formados por la combinación de tres elementos diferentes.

### HIDRÓXIDOS

Este grupo de compuestos son fruto de la combinación de un **metal**, en forma de catión, con el ión hidróxido (**OH<sup>-</sup>**), anión. Todos los hidróxidos tienen la fórmula general  $M(OH)_x$ , donde M es cualquier metal y "x" su número de oxidación. La nomenclatura es la misma que para los óxidos pero se da sustituyendo la palabra óxido por hidróxido (Solís, 2014).

### ÁCIDOS

Como se vio anteriormente los ácidos se formaron como fruto de una combinación binaria (hidrácidos), ahora veremos los compuestos con propiedades ácidas que contienen oxígeno con combinaciones ternarias, su fórmula general es:  $H_aMe_bO_c$ , donde "Me" es un no metal, o un metal de transición con un número de oxidación elevado.

Estos ácidos formados reciben el nombre genérico de oxácidos, o también oxiácidos ya que contienen oxígeno en su estructura y producen iones  $H^+$  cuando se disuelven en agua (Quiñoá et al., 2006).

**Nomenclatura tradicional:** Se nombra en primer lugar la palabra ácido y a continuación se nombra el elemento central (Me) con los sufijos y terminaciones que determinen su número de oxidación (siempre positivos), como se indica en la siguiente tabla.

Prefijo	Sufijo	2 estados de oxidación	3 estados de oxidación	4 estados de oxidación
Per-	-ico			Mayor
	-ico	Mayor	Mayor	Intermedio
	-oso	Menor	Intermedio	Intermedio
Hipo-	-oso		Menor	Menor

Vamos a ver una serie de reglas nemotécnicas que permitan deducir la fórmula de un compuesto a partir de su nombre según la formulación tradicional. En primer lugar vamos a considerar la fórmula general:  $H_aMe_bO_c$ . Como vemos hemos de calcular los subíndices "a", "b" y "c" para tener resuelta la fórmula a partir del nombre. (Quiñoá et al., 2006).

Pasos a seguir:

- Por la terminación del átomo central "Me", sabremos su número de oxidación.
- Si este número es par, entonces hay dos hidrógenos,  $a=2$ .
- Si es impar, entonces hay un hidrógeno,  $a=1$ .
- Si el nombre central del ácido no lleva sufijos multiplicativos (di, tri, etc) consideramos que solamente hay un átomo central,  $b=1$ ; si lleva el prefijo di (por ejemplo, ácido disulfúrico), significa que  $b=2$ , prefijo tri, implica que  $b=3$ , etcétera. Estos sufijos multiplicativos no alteran la regla del número de hidrógenos.
- Finalmente como ya tenemos "a" y "b" podemos calcular fácilmente "c", considerando, para ello, que los oxígenos tienen un número de oxidación de "-2", que los hidrógenos lo tienen una carga "+1" y que la molécula de ácido tiene que ser neutra

**Excepciones a esta regla:** Los elementos B, Si, P, As y Sb no

siguen la misma construcción. Tienen su forma y su nomenclatura específica. Estos elementos son capaces de formar al menos 3 ácidos diferentes por cada número de oxidación, son los llamados **ortoácidos**, **diácidos** o **piroácidos** y los **metaácidos** (Quiñoá et al., 2006).

### **ORTOÁCIDOS:**

Tienen tres hidrógenos y un elemento central, es decir  $a=3$  y  $b=1$ . Con estos datos la construcción es idéntica a lo anterior.

Ejemplo: ácido fosfórico.

Me = fósforo = P

$a=3$  y  $b=1$

Queda "c". El fósforo terminación "ico" implica valencia +5

$H_3PO_c$  --- Carga total igual a cero  $0 = 3(+1) + 5 + c(-2)$

De aquí deducimos que  $c = 4$

Y por lo tanto  $\rightarrow H_3PO_4$

### **DIÁCIDOS O PIROÁCIDOS:**

Tiene cuatro hidrógenos y dos elementos centrales, es decir  $a=4$  y  $b=2$ . Con estos datos la construcción es idéntica a lo anterior (Solís, 2014).

Ejemplo: ácido piroarsenioso o diarsenioso.

Me = As,

Por ser di o piro,  $a=4$  y  $b=2$ .

Terminación oso implica valencia +3. Nos queda calcular "c"

$H_4As_2O_c$  --- Carga total =  $0 = 4(+1) + 2(+3) + c(-2)$

De aquí deducimos que  $c=5$

Por lo tanto  $\rightarrow H_4As_2O_5$

### **METAÁCIDOS:**

Un hidrógeno y un elemento central. Ejemplo: ácido metabórico:  $HBO_2$

## DIÁCIDOS

Son oxácidos cuya fórmula general es  $H_aMe_bO_c$  y en este caso concreto  $b = 2$ , de ahí su nombre (Solís, 2014).

**Nomenclatura tradicional:** Se nombra en primer lugar la palabra ácido y a continuación se nombra el elemento central (Me) con el prefijo **di** (a veces se utiliza el prefijo piro) y la terminación que determiné su número de oxidación. No todos los elementos forman diácidos o poliácidos (Moreno & Moreno, 2016).

Para la construcción de un diácido según la formulación tradicional se debe formar el ácido correspondiente, por ejemplo si queremos construir el ácido disulfúrico, haremos el sulfúrico previamente; a continuación multiplicamos por dos todos los subíndices del ácido y le restamos una molécula de agua (Solís, 2014).



Halla la fórmula de los siguientes ácidos, Anímate, ¡¡¡inténtalo!!!

Ácido disulfuroso

Ácido dicrómico

Para nombrarlos es suficiente hallar el número de oxidación del átomo central y ver cuál es la terminación que le corresponde. Ejemplo:  $H_2Se_2O_5$ . Calculamos la valencia del Se:  $2(+1) + 2(x) + 5(-2) = 0$ ;  $x = +4$ . El "Se" tiene valencia +4, que se corresponde con la terminación "oso". Por lo tanto, ácido diselenioso.

**Nomenclatura sistemática por "nombre de adición":**

Se nombra en primer lugar el número de hidrógenos del ácido con el término hidróxido (OH-) con los prefijos numéricos indicativos (di, tri, tetra...) y a continuación lo que reste de ácido como elemento o bien como óxido (Quiñoá et al., 2006).

Ejemplos: HBrO : (HBrO menos OH, queda Br). hidroxidobromo

HBrO<sub>4</sub>: (HBrO<sub>4</sub> menos OH, queda BrO<sub>3</sub>).hidroxidotrioxidobromo

Formula los siguientes ácidos:

Hidroxidotrioxidocloro:  $\text{OH} + \text{ClO}_3$  lo ordenamos y agrupamos:

$\text{HClO}_4$

Dihidróxidopentaoxidodiazufre:

Hidroxidotrioxidomanganeso

Tetrahidroxidosilicio:

## SALES DERIVADAS DE OXIÁCIDOS

### • **Sales neutras**

Las sales, en formulación, no son más que el fruto de sustituir los hidrógenos de un ácido por un metal, en el laboratorio muchas de ellas se obtienen de esta forma. (Solís, 2014). Su fórmula general por lo tanto derivará de la de los ácidos correspondientes:

#### **Nomenclatura tradicional:**

Partimos del ácido  $\text{H}_a\text{Me}_b\text{O}_c \rightarrow$  Sustituimos "a" hidrógenos por un metal M con número de oxidación "d" y nos queda  $\text{M}_d(\text{Me}_b\text{O}_c)_a$  entre "a" y "d" se puede reducir.

Es importante en la construcción de sales el ión resultante de un ácido cuando pierde los hidrógenos, a este ión se le suele llamar raíz del ácido:  $\text{H}_a\text{Me}_b\text{O}_c$  pierde "a"  $\text{H}^+$  y resulta  $(\text{Me}_b\text{O}_c)^{-a}$  (Quiñoá et al., 2006).

En las sales, incluso en la raíz del ácido, se cambian las terminaciones del ácido, no así los prefijos, según el siguiente esquema:

- Sustituimos la terminación OSO del ácido por ITO en la sal
- Sustituimos la terminación ICO del ácido por ATO en la sal

Por lo tanto las sales del ácido cloroso, serán cloritos; las del ácido sulfúrico, serán sulfatos; las del ácido nitroso, nitritos; las del ácido permangánico, permanganato; etcétera.

**Nomenclatura:** Se nombra en primer lugar la raíz del ácido con

los prefijos y terminaciones (ato – ito) que determinen su número de oxidación y a continuación el metal o grupo metálico indicando entre paréntesis y con números romanos su número de oxidación.

Ejemplo:  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  Siempre hemos de tener presente la fórmula general de las sales  $\text{M}_a (\text{Me}_b\text{O}_c)_d$ , conocemos  $\text{M} = \text{Al}$ ,  $\text{Me} = \text{N}$ , “a” = 1; “b”=1; “c” = 3 y “d”= 3. Tenemos dos posibilidades al intentar nombrar esta sal:

Conocemos el ácido del que deriva, es el ácido nítrico  $\text{HNO}_3$ , tiene un solo hidrógeno que ha sido sustituido por el Al, y el aluminio solo tiene un número de oxidación que es +3, por lo tanto será **nitrate** (de ácido nítrico:  $\text{HNO}_3$ ) de aluminio.

No conocemos el ácido, o no estamos seguros. En este caso hayamos el número de oxidación del elemento central (nitrógeno), sabemos el número de oxidación del Al, obtenemos un número de oxidación igual a +5, esto implica que su terminación es “ico” en el ácido, por lo tanto terminación “ato” en la sal. Será entonces, nitrate de aluminio.

### **Nomenclatura de composición o sistemática estequiométrica**

Se utiliza la fórmula general  $\text{M}_a (\text{Me}_b\text{O}_c)_d$ , se nombra primero “d” y a continuación la raíz del ácido. En el caso que “d” sea distinto de uno se pondrá paréntesis antes de nombrar la raíz del ácido.

Si  $d = 1$ , no se nombra.

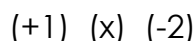
Si  $d = 2$ , se nombra con el prefijo “bis”

Si  $d = 3$ , se nombra con el prefijo “tris”

Si  $d = 4$ , se nombra con el prefijo “tetraquis”

Raíz de ácido: se inicia con la palabra “oxido” (oxígeno) indicando su número (c) con un prefijo numérico (mono, di, tri,..), a continuación (sin separación) se nombra el elemento central con la terminación “ato”, indicando su número (b) con

un prefijo numérico (di, tri,.. si es mono no se pone), a continuación con un prefijo numérico (di, tri, tetra,...)



Ejemplo:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  : Como el Na siempre tiene el número de oxidación (+1) y el O (-2), calculamos el número de oxidación del C, que resulta ser ( $x = +4$ ). Por lo tanto esta sal se puede nombrar como trioxidocarbonato de disodio.

### **COMPUESTOS CUATERNARIOS.**

Son aquellos compuestos que están formados por la combinación de cuatro elementos diferentes. Estudiaremos algunos de estos compuestos.

### **SALES ÁCIDAS DERIVADAS DE OXIÁCIDOS**

Cuando un ácido tiene más de un hidrógeno (ácidos polipróticos o poliprótidos) se puede dar una sustitución parcial de hidrógenos por cationes, en este caso tendremos una sal ácida (con algún hidrógeno). Si sustituimos todos los hidrógenos por metal, obtendremos una sal neutra (las estudiadas hasta el momento) (Solís, 2014).

#### **Nomenclatura y formulación: tradicional, sistemática y de Stock**

Para nombrar las sales ácidas, se designan anteponiendo al nombre del anión de la sal neutra correspondiente la palabra hidrógeno, indicando con los prefijos, di, tri, etc. (mono se omite), el número de átomos de hidrógenos presentes en la sal. Para las formulaciones sistemáticas siguientes se usa los mismos criterios anteriormente descritos. La palabra hidrógeno suele unirse directamente al anión, por ejemplo:

$\text{NaHCO}_3$  Hidrogenocarbonato de sodio. Del Ácido carbónico:  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{LiH}_2\text{PO}_4$  Dihidrogenofosfato de litio. Del Ácido fosfórico:  $\text{H}_3\text{PO}_4$

### **Nomenclatura de composición sistemática o estequiométrica:**

Hay que tener especial atención a los paréntesis, la estructura es la vista en sales con la incorporación de los hidrógenos.

$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$  : bis[hidrógeno(tetraoxidosulfato)] de hierro

$\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$  : tris[hidrógeno(tetraoxidosulfato)] de hierro

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  : dis[hidrógeno(trioxidocarbonato)] de calcio

$\text{NaHSO}_4$  hidrógeno(tetraoxidoosulfato) de sodio

$\text{Cr}(\text{HSO}_3)_3$

$\text{NaHCO}_3$

$\text{K}_2\text{HPO}_4$

$\text{Cu}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

Hidrógeno (tetraoxidosilicato) de trioro

Dihidrógeno (tetraoxidodifosfato) de dilitio

Bis [dihidrógeno(tetraoxofosfato) ] de plomo

- **Sales básicas**

### **Nomenclatura sistemática de adición:**

Al igual que la anterior formulación puede tener complicaciones en la formación de los hidróxidos necesarios para su formulación (Moreno & Moreno, 2016): Ejemplos:

$\text{Al}(\text{HSO}_4)$ : Hay un hidróxido, por lo tanto: hidróxidotrioxidosulfato(1-) de aluminio.

$\text{Ca}(\text{H}_3\text{PO}_4)_2$  : Hay tres grupos OH-, por lo tanto queda un "P" y un "O". El nombre será trihidroxidooxidofosfato (1-) de calcio

Formula las siguientes sales ácidas:

$\text{NaHSO}_3$ :

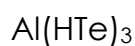


- **Sales ácidas hidrácidas:**

Podemos aplicar a las sales hidrácidas los mismos principios, con la consideración de sustituir la terminación “hídrico” del ácido por “uro” en la sal.

Ejemplo.: KHS: deriva del ácido sulfhídrico:  $\text{H}_2\text{S}$ . Por lo tanto, Hidrogenosulfuro de potasio.

Nombra los siguientes compuestos



- **Sales dobles**

Vamos a estudiar dos posibilidades, con varios cationes o con varios aniones, la tercera posibilidad con varios aniones y cationes, se deduce fácilmente de las anteriores.

- **Con varios cationes**

Se originan al sustituir los iones hidrógeno de un ácido por más de un catión (metal o grupo metálico)

### **Nomenclatura y formulación: tradicional, sistemática y de Stock**

Se nombran igual que las sales neutras colocando inmediatamente después del nombre del anión y entre paréntesis la palabra doble, triple, etc. (en muchos casos no se pone), según el número de cationes distintos (metales) y colocando al final el nombre de los mismos en orden alfabético, con prefijos numerales (di, tri, etc.) antepuestos a los nombres de los cationes que tienen subíndices (2, 3, etc.) en la fórmula.

En ésta, se escriben, en primer lugar, los cationes en orden alfabético (el orden alfabético es por el nombre no por el símbolo)

Ejemplos:

$KNaSO_4$  tetraoxidosulfato de potasio y sodio//tetraoxidosulfato (2-) de potasio y sodio

sulfato (doble) de potasio y sodio

$CaNa_2(MnO_4)_2$  tetraoxidomanganato de calcio y disodio //tetraoxidomanganato (2-) de calcio – sodio // Sulfato de calcio y sodio

$MgNH_4AsO_4$

$CrNH_4(SO_4)_2$

$CoNaPO_4$

$MgKCl_3$

$CaMg(CO_3)_2$

Cloruro de diamonio y sodio, Sulfato de aluminio y calcio.

Silicato (doble) de hierro (III) y magnesio.

## **COMPUESTOS ORGÁNICOS**

### **GRUPOS FUNCIONALES.**

Para nombrar compuestos orgánicos con más de un grupo funcional, se identifica cuál es la función principal (la primera en el orden de prioridad de la tabla siguiente). Es la que da el nombre al compuesto (Peterson, 2012).

Las funciones secundarias se nombran como prefijos usando el nombre del grupo que aparece en la última columna ("oxo" para carbonilo, "hidroxi" para hidroxilo).

Función	Nom. Grupo	Grupo	Nom.(princ.)	Nom.(secund)
Ácido carboxílico	Carboxilo	R-COOH	ácido ...oico	carboxi
Éster	Éster	R-COOR'	...ato de ...ilo	...oxicarbonil
Amida	Amido	R-CONR'R	...amida	amido
Nitrilo	Nitrilo	R-C≡N	...nitrilo	ciano
Aldehído	Carbonilo	R-CH=O	...al	oxo formil
Cetona	Carbonilo	R-CO-R'	...ona	oxo
Alcohol	Hidroxilo	R-OH	...ol	hidroxi
Fenol	Fenol	-C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH	...fenol	hidroxifenil
Amina (primaria) (secundaria) (terciaria)	Amino	R-NH <sub>2</sub> R-NHR' R-NR'R''	...ilamina ...il...ilamina ...il...il...ilamina	amino
Éter	Oxi	R-O-R'	...il...iléter	oxi...il
Hidr. etilénico	Alqueno	C=C	...eno	...en
Hidr. acetilénico	Alquino	C≡C	...ino	lno ( <i>sufijo</i> )
Nitrocompuesto	Nitro	R-NO <sub>2</sub>	nitro...	nitro
Haluro	Halógeno	R-X	X...	X
Radical	Alquilo	R-	...il	...il

**Tabla 15.** Grupos funcionales en la química orgánica por orden de prioridad.

**Elaborado por:** M. Ruiz, 2017.

Ejemplo: CH<sub>3</sub>-CHOH-COOH

Función principal: ácido carboxílico; Función secundaria: alcohol

Nombre del grupo secundario: hidroxilo. Prefijo: hidroxí.

Nombre del compuesto: Ácido 2-hidróxi-propanoico.

A continuación se presenta algunos ejemplos de la nomenclatura de grupos funcionales secundarios

**Ácido:** Carboxi (-COOH)

HOOC-CH-CH<sub>2</sub>-COOH      ácido      carboxi-dibutanoico



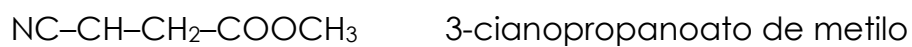
**Éster:** alcoxycarbonil ( $-\text{COOR}$ )



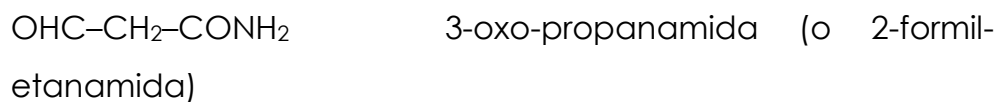
**Amida:** amido ( $-\text{CONH}_2$ )



**Nitrilo:** ciano ( $-\text{CN}$ )



**Aldehído:** oxo ( $=\text{O}$  en C primario) (o formil si nos referimos al grupo  $-\text{CHO}$ )



**Cetona:** oxo ( $=\text{O}$  en C secundario)



**Alcohol:** hidroxil ( $-\text{OH}$ )



**Fenol:** fenoxil ( $-\text{C}_6\text{H}_5$ )



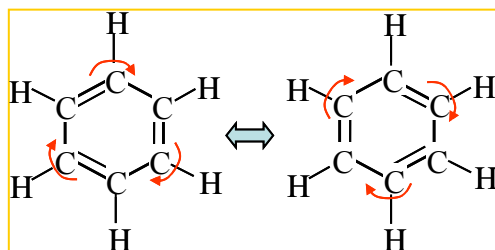
**Amina:** amino ( $-\text{NH}_2$ )



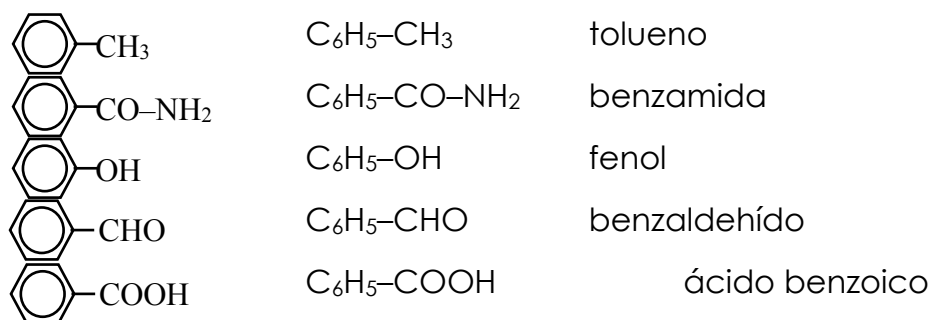
**Éter:** alcoxi ( $-\text{OR}$ )



**Benceno**

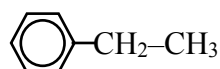


### Algunos derivados del benceno con nombre propio:



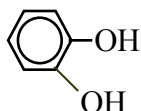
### Nomenclatura de derivados del benceno.

Puede nombrarse como radical (fenil) o como grupo principal (Muñoz, Sinche, Cuesta, & Muñoz, 2012)



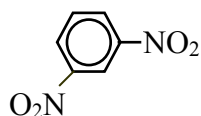
feniletano o etil-benceno

Cuando hay dos sustituyentes puede usarse:

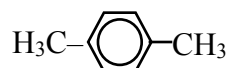


1,2 bencenodiol o 1,2 dihidroxibenceno

*o*-dihidroxibenceno (*orto*-dihidroxibenceno) u *o*-hidroxifenol



1,3 dinitrobenceno o *m*-dinitrobenceno (meta-dinitrobenceno)



1,4 dimetilbenceno o *p*-dimetilbenceno (para-dimetilbenceno) o *p*-metiltolueno

### Otras particularidades de la nomenclatura.

Si hay doble y triple enlace, el grupo "ino se nombra como sufijo:

Ejemplo:  $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{C}\equiv\text{CH}$  3 hepten-1,6 diino

Si hay doble o triple enlace, y un grupo principal que puede estar en más de un sitio se pone el número del carbono del grupo principal entre ambos sufijos:

Ejemplo:  $\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}=\text{CH}_2$  3 buten-2-ol

### Nombres de grupos especiales

Existen nombres especiales para ciertos grupos, algunos de ellos se presentan a continuación (Muñoz et al., 2012)

$-\text{C}_6\text{H}_5$	fenil	$-\text{CH}=\text{CH}_2$	vinil
$\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	isopropil ( <i>metil-etil</i> )	$-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$	alil
$\begin{array}{c} -\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ ( <i>propil</i> )	isobutil ( <i>2-metil-propil</i> )	$\begin{array}{c} -\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	secbutil ( <i>1-metil-</i>
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\   \\ -\text{C}-\text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$	tercbutil ( <i>dimetil-etil</i> )		

### DISOLUCIONES:

Las soluciones químicas son mezclas homogéneas de dos o más componentes, estas dos o más sustancias pueden interactuar dispersándose unas en otras a nivel molecular (Moore, 2017).

#### Soluto y solvente

Una solución consta de dos partes: una dispersante, llamada **disolvente** y que es la que se encuentra en mayor proporción; y la otra dispersa, llamada **soluto** que es la que se encuentra en menor proporción (Gallego et al., 2017).

Las soluciones pueden existir en fase sólida, líquida o gas, pero generalmente están referidas al líquido que se obtiene al difundir un sólido, líquido o gas en otro líquido. La forma en que se puede establecer cuantitativamente la proporción de mezcla, se denomina concentración de una solución y se puede expresar de variadas maneras, siendo las más usadas (Moore, 2017):

- Porcentaje de masa de soluto en masa de solución, % w/w.
- Porcentaje de masa de soluto en volumen de solución, % w/v.
- Porcentaje de volumen de soluto en volumen de solución, % v/v.
- Partes por millón, ppm.
- Molaridad, M.
- Molalidad, m
- Normalidad, N

**Porcentaje de masa de soluto en masa de solución, % w/w:**

Representa la cantidad en gramos de soluto que hay en 100 gramos de solución.

$$\%w/w = \frac{\textit{masa del soluto}}{\textit{masa del soluto} + \textit{masa del disolvente}} 100\%$$

Ejemplo

Se disuelven 50 g de alcohol etílico (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH) en 150 g de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa de la solución?

De acuerdo a la definición se obtiene lo siguiente:

$$\%w/w = \frac{50 \textit{ g alcohol etílico}}{(50 \textit{ g} + 150 \textit{ g}) \textit{ de solución}} 100\%$$

$$\%w/w = 25 \%$$

La concentración de la solución es de 25 % w/w

### Ejercicios:

- Se desea preparar una solución de hidróxido de sodio (NaOH) al 19 % w/w, cuyo volumen sea de 100 mL (la densidad de la solución es de 1,09 g/mL). ¿Cuántos gramos de agua y de NaOH se deben usar?. (Respuesta: 20,7 g de NaOH y 79,3 g de agua).
- ¿Qué concentración en % w/w tendrá una solución preparada con 20 g de NaCl (cloruro de sodio, sal común) y 200 g de agua?. (Respuesta: 9,09 % w/w).
- Se requieren 30 g de glucosa para alimentar a una rata de laboratorio. Si se dispone de una solución de glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) al 5 % w/w, ¿Cuántos gramos de esta solución serán necesarios para alimentar a las ratas?. (Respuesta: 600 g).

### Porcentaje de masa de soluto en volumen de solución, % w/v

Expresa la cantidad en gramos de soluto que hay en 100 mL de solución (Moore, 2017).

$$\%w/v = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{volumen de solución}} 100\%$$

Ejemplo:

Se mezcla 30 g de Cloruro de potasio (KCl) en agua, formándose una solución de 150 mL. ¿Cuál es la concentración porcentual de masa en volumen de la solución?

De acuerdo a la definición se obtiene:

$$\%w/v = \frac{30 \text{ ga KCl}}{150 \text{ mL}} 100\%$$

$$\%w/v = 20\%$$

Finalmente la concentración de la solución es de 20 % w/v

### Ejercicios:

- Se mezclan 40 mL de una solución de CuSO<sub>4</sub> (sulfato de cobre), cuya concentración es de 67 % w/v, con 60.0 mL de

otra solución de la misma naturaleza, cuya concentración es de 25 % w/v. ¿cuál es la concentración de la nueva solución obtenida de la mezcla?. (Rsta: 41.8 % w/v).

- Al mezclar 13,5 g de NaOH con 56,8 g de agua se obtiene una solución cuya densidad es de 1,15 g/mL. Determine el % w/v de la solución resultante. (Respuesta: 22.1 % w/v).
- En una reacción química se producen 350 mg de clorhidrato de anilina ( $C_6H_8NCl$ ). Si las aguas madres alcanzan un volumen de 150,0 mL, ¿cuál será la concentración del clorhidrato en la solución resultante de la reacción?. (Respuesta: 0.23 % w/v).

**Porcentaje de volumen de soluto en volumen de solución, %  
v/v:**

Expresa los  $cm^3$  o mL de soluto que hay en 100  $cm^3$  o mL de solución. Se utiliza para determinar la concentración de una solución formada por solutos y disolventes líquidos.

$$\%v/v = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen soluto} + \text{volumen disolvente}} 100\%$$

Ejemplo:

Se disuelven 50 mL de alcohol etílico ( $CH_3CH_2OH$ ) en 150 mL de agua. ¿Cuál es el porcentaje en volumen de la solución?

De acuerdo a definición anteriormente expresada se tiene:

$$\%v/v = \frac{50 \text{ mL alcohol etílico}}{(50 \text{ g} + 150 \text{ g}) \text{ de solución}} 100\%$$

$$\%v/v = 25\%$$

Finalmente la concentración de es 25% v/v

**Ejercicios:**

Se obtiene una solución de concentración igual a 33,5 % v/v.

- ¿Qué significa 33,5 % v/v?
- ¿Qué densidad posee la solución si 100 mL de ella maza 111 g? (Respuesta: 1,11 g/mL).

- ¿Cuántos mL de soluto habrá en 40 mL de solución? (Respuesta: 13,4 mL).
- Si se agrega agua a estos 40 mL de solución hasta completar 150 mL. ¿Cuál será el % v/v de la solución resultante? (Respuesta: 8,93 % v/v).

### **PARTES POR MILLÓN, PPM**

Expresa la cantidad de miligramos (mg) de soluto por litro de solución. Corrientemente, este tipo de expresión de la concentración, se utiliza para soluciones gaseosas en las que se encuentra uno o varios componentes volátiles y/o particulado en suspensión, como polvos y humos (Doña et al., 2014).

$$ppm = \frac{\text{masa en mg de soluto}}{1 \text{ L solución}} 100\%$$

Ejemplo:

En una habitación de 3 m x 3m y una altura de 2,10 m, se detectó la presencia de polvo en suspensión, finamente dividido, este, al ser aislado, pesó 12,65 g. ¿Cuál era la concentración del polvo en suspensión en ppm?

De acuerdo a la definición de ppm, se debe calcular el volumen total de la habitación en litros y determinar la masa de polvo en mg.

$$\text{Volumen de la habitación} = 3 \times 3 \times 2,1 = 18,9 \text{ m}^3$$

$$\text{Volumen de la habitación} = 18,9 \cdot 10^3 \text{ L}$$

Para el polvo se tiene:

$$\text{Mas del polvo} = 12,65 \text{ g} \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 12 \text{ 650 mg}$$

Finalmente:

$$ppm = \frac{12 \text{ 650 mg de polvo}}{18,9 \cdot 10^3 \text{ L de solución}} 100\%$$

$$ppm = 0,67 \text{ ppm}$$

### **Ejercicios:**

- ¿Qué significa la expresión 755 ppm?

- En un análisis atmosférico en una ciudad céntrica al medio día se encontró, después de aspirar y filtrar (durante una hora), un volumen de 500 mL de aire por segundo, que se retuvo 0,540 kg de finísimo polvo de carbón, producto de la contaminación ambiental, provocada por los motores de combustión interna. ¿Cuál era la concentración en ppm de la ciudad a esa hora?. (Respuesta: 300 ppm).
- Una suspensión coloidal (solución constituida por un sólido finamente dividido disperso en un líquido), se forma con 1500 mL de agua y un finísimo polvo de carbón (de esta mezcla se produce la Tinta China). Si el análisis demuestra que su concentración es de 550 ppm, ¿cuánto carbón se utilizó para prepararla?. (Respuesta: 825 mg).

### **MOLARIDAD, M**

Es la cantidad de mol de soluto existente en un litro de solución. (Gallego et al., 2017).

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$$

Ejemplo:

Se prepara una solución disolviendo 30 g de yoduro de potasio (KI) en agua hasta completar 100 mL (0,100 L) de solución. Determinar la molaridad de la solución.

$$M_{KI} = 166,006 \text{ g/mol}$$

Entonces:

$$\text{moles de KI} = 30 \text{ g KI} \frac{1 \text{ mol KI}}{166,006 \text{ g KI}} = 0,181 \text{ mol KI}$$

La molaridad se calcula así:

$$M = \frac{0,181 \text{ mol KI}}{0,1 \text{ L}} = 1,81 \text{ M}$$

Ejercicios:

- Calcule el número de mol de soluto en las siguientes

soluciones:

- 2,5 L de BaCl<sub>2</sub> (cloruro de bario), 2,0 M. (Respuesta: 5,0 mol).
- 5,0 L de NaI (yoduro de sodio), 0,53 M. (Respuesta: 2,65 mol).
- Se dispone de dos frascos que contienen respectivamente una disolución 0,75 M de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) y 3,00 M de ácido sulfúrico, ¿Qué volumen habrá que emplear de c/u sin añadir agua, para obtener 0,120 L de solución 1,5 M. Suponga que hay aditividad de soluciones. (Respuesta: 0,08 L y 0,04 L, respectivamente).

### **MOLALIDAD, M**

La molalidad representa el número de moles del soluto disuelto en 1 kg de disolvente, (no de la disolución) (Gallego et al., 2017).

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{número de moles de soluto}}{1 \text{ kg de solución}}$$

Ejemplo:

Determine la molalidad de una solución de 3,2 g de metanol en 200 g de agua

Masa molar del metanol=32 g/mol

$$\text{moles de KI} = 3,2 \text{ g metanol} \frac{1 \text{ mol metanol}}{32 \text{ g metanol}} = 0,1 \text{ mol metanol}$$

$$m = \frac{0,1 \text{ g metanol}}{0,2 \text{ kg agua}} = 0,5$$

Ejercicios:

- Calcular la molalidad de 600 g de azúcar que se disuelve en 1000 g de agua. (Masa molar del azúcar=342 g/mol)

### **NORMALIDAD, N**

La normalidad es el número de equivalentes-gramo del soluto que existe en un litro de solución (Doña et al., 2014).

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{número de equivalentes de soluto}}{1 \text{ L de solución}}$$

El número de equivalentes-gramo es el número de moles

dividido por la valencia y esta depende de la naturaleza del soluto (Doña, Eiroa, Herrera, & Pérez, 2014).

-Ácido: número de protones liberados

-Bases: número de hidróxidos liberados

-Sales: número de protones sustituidos

-oxidantes y reductores: número de electrones transferidos

## Glosario

- **Anión:** Ion cargado negativamente, pues hay más electrones que protones (son atraídos por el ánodo).
- **Ánodo:** se refiere al camino ascendente de la corriente eléctrica, es el polo positivo.
- **Ato:** submúltiplo simbolizado con d, que indica notación científica ( $\times 10^{-18}$ )
- **Átomo:** Es la unidad básica que conserva las propiedades químicas de un elemento, es la menor porción de materia existente.
- **Calor específico:** es una propiedad intensiva que describe cuanto calor se necesita para aumentar la temperatura de una unidad de masa de un material.
- **Capacidad calorífica:** es la cantidad de calor necesaria para cambiar la temperatura de una sustancia.
- **Carga eléctrica:** es la electricidad estática se produce cuando hay un exceso de carga eléctrica en la superficie de un objeto.
- **Catión:** Ion cargado positivamente como consecuencia de una pérdida de electrones (son atraídos por el cátodo).
- **Cátodo:** se refiere al camino descendente de la corriente eléctrica, es el polo negativo".
- **Centi:** submúltiplo simbolizado con c, que indica notación científica ( $\times 10^{-2}$ )
- **Combustión:** Es todo proceso de oxidación rápida que se produce con desprendimiento de calor y, algunas veces, luz.

- **Compuesto:** sustancia de composición constante formada por la combinación de dos o más elementos químicos diferentes
- **Compuestos binarios:** compuestos que tienen dos elementos en su composición.
- **Compuestos cuaternarios:** compuestos que tienen cuatro elementos en su composición.
- **Compuestos terciarios:** compuestos que tienen tres elementos en su composición.
- **Condensación:** Es el cambio de estado que se produce en una sustancia al pasar del estado gaseoso al estado líquido.
- **Conductibilidad:** Es la propiedad física que presentan algunas sustancias al conducir electricidad y calor.
- **Conductividad térmica:** es la capacidad de los materiales para transferir el calor.
- **Deca:** múltiplo simbolizado con Da, que indica notación científica ( $\times 10^1$ )
- **Deci:** submúltiplo simbolizado con d, que indica notación científica ( $\times 10^{-1}$ )
- **Densidad:** es la relación entre la masa de un cuerpo o material y el volumen que ocupa
- **Ductilidad:** Es la propiedad de los materiales que se pueden hacer hilos y alambres.
- **Dureza:** Es la resistencia que pone un material al ser rayado.
- **Elasticidad:** Capacidad de los cuerpos para deformarse

cuando se aplica una fuerza y de recuperar su forma original al quitar la fuerza aplicada.

- **Elasticidad:** es una medida de cuanto se puede deformar un objeto cuando se le aplica una cierta fuerza.
- **Electrón:** partícula subatómica descubierta por Thomson, con carga negativa.
- **Elemento químico:** es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase y con características
- **Enlaces Covalentes:** En este tipo de enlace se comporten los electrones.
- **Enlaces Iónicos:** fuerza de atracción que mantiene unidos a estos iones de cargas opuestas es de tipo electrostático.
- **Enlaces Metálicos:** es cuando dos átomos metálicos (de baja electronegatividad) no tienen la posibilidad de chocar contra un átomo de un no metal.
- **Entalpía:** es la cantidad de energía que un sistema cede o absorbe de su alrededor.
- **Entropía:** es la medida del desorden de un sistema.
- **Estado gaseoso:** las fuerzas de atracción son mínimas, por lo que éstas se mueven libremente, dejan espacios vacíos entre ellas y ocupan todo el espacio disponible.
- **Estado líquido:** Las moléculas en el estado líquido se encuentran más dispersas en comparación que en el estado sólido.
- **Estado sólido:** se caracteriza porque las fuerzas de atracción

son intensas y provocan que las moléculas estén muy cerca, dejando poco espacio entre ellas.

- **Esterificación:** Es un proceso químico que se da entre un ácido graso y un alcohol.
- **Evaporación:** Es el paso de una sustancia desde el estado líquido al gaseoso.
- **Exa:** múltiplo simbolizado con E, que indica notación científica ( $\times 10^{18}$ )
- **Femto:** submúltiplo simbolizado con d, que indica notación científica ( $\times 10^{-15}$ )
- **Fragilidad:** Es la propiedad física de ciertos cuerpos de romperse sin que se deforme previamente.
- **Fuerza dipolo – dipolo inducido:** fuerzas de atracción que se presentan entre una molécula polar y otra no polar. La molécula polar induce un dipolo en la no polar.
- **Fuerza dipolo – dipolo:** Son fuerzas de atracción electrostática que se generan entre moléculas polares.
- **Fuerzas de dispersión o de London:** Son las atracciones que se dan entre cualquier tipo de moléculas debido a los dipolos instantáneos producidos por las fluctuaciones en la densidad electrónica que rodea a los átomos.
- **Fuerzas ion – dipolo:** atracción que se da cuando un catión atrae la carga parcial negativa de un dipolo eléctrico o un anión atrae la carga parcial positiva del dipolo.
- **Fusión:** Es el paso de una sustancia, del estado sólido al líquido por la acción del calor.

- **Giga:** múltiplo simbolizado con G, que indica notación científica ( $\times 10^9$ )
- **Hecto:** múltiplo simbolizado con H, que indica notación científica ( $\times 10^2$ )
- **Hidrólisis:** Es un proceso químico que involucra la ruptura de una molécula o de un compuesto iónico por acción del agua.
- **Inercia:** es la propiedad de los cuerpos para resistir a los cambios de movimiento o reposo.
- **Ion:** partícula cargada eléctricamente constituida por un átomo o molécula que no es eléctricamente neutro, es decir a partir de un estado neutro el átomo o partícula ha ganado o perdido electrones
- **Kilo:** múltiplo simbolizado con K, que indica notación científica ( $\times 10^3$ ) la realizadas
- **Longitud:** es una medida física de la distancia, pues establece la separación entre dos objetos.
- **Magnitud derivada:** es el resultado de combinar las magnitudes fundamentales.
- **Magnitud fundamental:** es la base de las magnitudes para poder deducir todas las demás medidas.
- **Maleabilidad:** Es la capacidad de los metales para ser laminas y poder hacer utensilios de cocina.
- **Masa:** es la cantidad de materia que contiene un objeto, a diferencia del peso, no depende de la gravedad.
- **Materia:** es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio

se puede tocar, se puede sentir, se puede medir, tiene masa, energía y está sujeta a cambios

- **Medir:** hacer una comparación entre el objeto y la medida adecuada.
- **Mega:** múltiplo simbolizado con M, que indica notación científica ( $\times 10^6$ )
- **Micro:** submúltiplo simbolizado con  $\mu$ , que indica notación científica ( $\times 10^{-6}$ )
- **Mili:** submúltiplo simbolizado con m, que indica notación científica ( $\times 10^{-3}$ )
- **Mol:** es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.
- **Molécula:** Es un conjunto de átomos unidos unos con otros por enlaces químicos.
- **Nano:** submúltiplo simbolizado con n, que indica notación científica ( $\times 10^{-9}$ )
- **Neutrón:** partícula subatómica que se ubicaba en el núcleo.
- **Número Atómico:** número total de protones que tiene el átomo en el núcleo.
- **Número cuántico de espín "m<sub>S</sub>":** El electrón que tiene carga negativa cuando gira se genera un campo magnético y esto provoca que esta partícula se comporte como un imán.
- **Número cuántico magnético "m":** Indica el número de orbitales que se incluyen en cada subnivel y el número de

saturación de los subniveles.

- **Número cuántico principal “n”:** Este número cuántico principal indica el nivel energético principal del electrón. Pueden ser: K, L, M, N, O, P, Q.
- **Número cuántico secundario “ℓ”:** Determina el número de subniveles de energía y la forma del orbital o de la nube electrónica. Los subniveles se los indica con las letras s, p, d, f.
- **Número de masa:** masa del núcleo del átomo, de tal forma que constituye la suma del número de protones y del número de neutrones. Se simboliza con la letra A.
- **Número de valencia:** son los electrones de valencia, que son aquellos que se encuentran en el nivel externo, el nivel que tiene mayor energía.
- **Números cuánticos:** Los números cuánticos permiten describir la distribución de los electrones en el átomo
- **Números de oxidación y valencia:** se refiere a número de cargas que tendrá un átomo en una molécula si transfiere los electrones completamente.
- **Oxidación:** Es todo proceso por el cual un átomo o ion cede electrones.
- **Peta:** múltiplo simbolizado con P, que indica notación científica ( $\times 10^{15}$ )
- **Pico:** submúltiplo simbolizado con d, que indica notación científica ( $\times 10^{-12}$ )
- **Potencial de ionización:** Energía necesaria para separar a un electrón de un átomo.

- **Protón:** partícula subatómica con carga positiva.
- **Puentes de hidrógeno:** se forman entre átomos de hidrógeno y otros átomos más electronegativos como oxígeno y nitrógeno.
- **Punto de ebullición:** es la temperatura a la que un compuesto en fase líquida pasa a su fase gaseosa.
- **Punto de ebullición:** Temperatura a la que el cuerpo pasa de estado líquido a sólido
- **Punto de fusión:** es la temperatura a la que un compuesto en fase sólida pasa a su fase líquida.
- **Punto de fusión:** Temperatura a la que el cuerpo pasa de estado sólido a líquido
- **Reducción:** Es todo proceso por el cual un átomo o ion gana electrones.
- **Regla del octeto:** La regla del octeto fue enunciada por Lewis, y se base en que las estructuras más estables son las de los gases nobles, con 8 electrones en su capa más externa.
- **Resistividad:** también conocida como resistividad eléctrica es la fuerza con la que se opone un material a la corriente eléctrica.
- **Saponificación:** Es una hidrólisis de un triglicérido (éster del glicerol) con una base fuerte, a través de la cual se obtiene un jabón y se recupera el glicerol.
- **Sistema CGS:** llamado también sistema Cegesimal, tiene como unidad de longitud: el centímetro, de masa: el gramo, de tiempo: el segundo.

- **Sistema MKS:** llamado también sistema internacional, tiene como unidad de longitud: el metro, de masa: el gramo, de tiempo: el segundo.
- **Solidificación:** Es el paso de una sustancia desde el estado líquido al sólido.
- **Solución:** son mezclas homogéneas de dos o más componentes, estas dos o más sustancias pueden interactuar dispersándose unas en otras a nivel molecular.

Soluto: se encuentra en menor proporción en una solución.

Solvente: es la parte dispersante y se encuentra en mayor proporción.

- **Sublimación progresiva:** Este cambio se produce cuando un cuerpo pasa del estado sólido al gaseoso directamente.
- **Sublimación regresiva:** Es el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia gaseosa se vuelve sólida, sin pasar por el estado líquido.
- **Sustancia:** es un compuesto formado por moléculas que tienen dos o más elementos químicos.
- **Temperatura:** Es la medida de grado de agitación térmica de las partículas de un cuerpo.
- **Temperatura:** es la medida de la energía cinética promedio de los átomos.
- **Tensión superficial:** es la propiedad de los líquidos a resistir las fuerzas que se aplican sobre su superficie.
- **Tera:** múltiplo simbolizado con T, que indica notación científica ( $\times 10^{12}$ )

- **Textura:** Se determina por el tacto donde se percibe la disposición el espacio de las partículas de un cuerpo.
- **Viscosidad:** es la propiedad de los fluidos para resistirse a fluir.
- **Volumen Molar:** volumen de un mol de alguna sustancia.
- **Volumen:** es la medida del espacio tridimensional que ocupa un objeto.

## Referencia Bibliográfica

1. Antón , J., & Cabrerizo, A. (2015). *Física y Química* (2da ed.). México: Editex.
2. Atkins, P., & Jones, L. (2012). *Principios de Química* (5ta ed.). México , México: Panamericana .
3. Bazo , R., & Labate, H. (2015). *Física y química II* (1ra ed.). Buenos Aires, Argentina: Edelvives.
4. Bazo, R., & Bulwik, M. (2014). *Física y Química I* (1ra ed.). Buenos Aires, Argentina : Edelvives.
5. Bragado, I. (2017). *Física General* (1ra ed.). Murcia, España: UCAM.
6. Burbano, S., Burbano, E., & García , C. (2007). *Física General* (3ra ed.). Madrid: Tébar.
7. Carey, F., & Giuliano, R. (2014). *Química orgánica* (9na. ed.). McGraw-Hill/Interamericana.
8. Chang, R. (2016). *Química* (12va ed.). Distrito Federal, México: Mc. Graw Hill.
9. Daub, W., & Seese, W. (2015). *Química* (Décima ed.). Naucalpan de Juárez , México: Prentice - Hall.
10. Doña, J., Eiroa, J., Herrera, J., & Pérez, F. (2014). *Química*. Universidad de Las Palmas de Gran Canaria.
11. Espósito, M., & Zandanel, A. (2014). *Fisicoquímica II : Materia, electricidad y magnetismo, fuerzas y campos*. Buenos Aires: Maipue.
12. Gallego, A., Garcinuño, R., Morcillo, M., & Vázquez, M.

(2017). *Química Básica*. Madrid: Universidad Nacional de Educación a Distancia.

13. Herring, Harwood, & Petrucci. (2008). *Química General* (9va ed.). México: Prentice Hall.

14. Hugo, S. (2014). *Nomenclatura Química* (1ra ed.). México, México: Patria.

15. Levine, I. (2013). *Principios de Fisicoquímica* (6ta ed.). Madrid, España: Mc Graw Hill.

16. Levine, I. (2015). *Química Cuántica* (7ma ed.). Madrid, España : Prentice Hall.

17. Madrid, A. (2016). *Curso de Química para formación profesional. Las bases de la Química Moderna* (1era ed.). Madrid, España.

18. Moore, J. (2017). *Química* (1ra ed.). Barcelona: CEAC.

19. Moreno, J., & Moreno, L. (2016). *Nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos*. Académica Española.

20. Muñoz, F., Sinche, M., Cuesta, M., & Muñoz, R. (2012). *Nomenclatura de química orgánica* (2da. ed.). Quito, Ecuador: Dávila.

21. Pérez, H. (2015). *Física General* (5ta ed.). México: Patria.

22. Peterson, W. (2012). *Fundamentos de nomenclatura química*. Barcelona: Reverté.

23. Picado , A., & Álvarez, M. (2010). *Química I* (Segunda ed.). San José, Costa Rica : Univerisdad Estatal.

24. Quiñoá, E., Riguera, R., & Vila, J. (2016). *Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos* (2da. ed.). Madrid: McGraw-Hill.

25. Simes, L. (2014). *Fundamentos de química general*. Córdoba, Argentina: Universitas.

26. Solís, H. (2014). *Nomenclatura química*. México D.F.: Patria.
27. Tambutti, R., & Muñoz, H. (2005). *Introducción a la física y a la química* (4ta. ed.). México D.F.: Limusa.
28. Tipler, P., & Mosca, G. (2003). *Física para la ciencia y la tecnología* (5ta. ed.). Barcelona: Reverté.
29. Timberlake, K. (2013). *Química* (4ta ed.). México, México: Pearson.
30. Whitten, K., Davis, R., Peck, L., & Stanley, G. (2014). *Química* (10ma ed.). México , México: Cengage.-df 6y9b5xdg

ISBN: 978-9942-33-243-1

