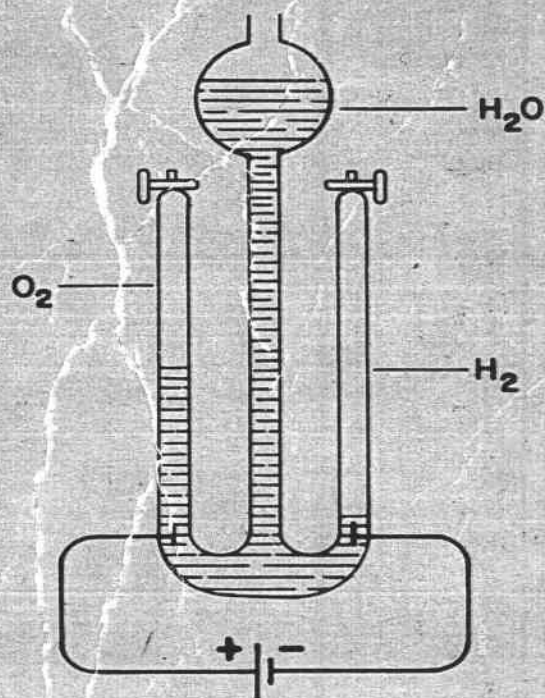


Monografías de Química

ESTEQUIOMETRIA

Giuseppe Agrifoglio
Diodoro Iacocca
Carlos De la Cruz
Claudio Bifano
Luis Cortés
Stefan Krestonosich
Maj Britt Mostue
Wilmer Olivares
Rafael Almeida
Benjamín Scharifker

Editor
Deanna Marciano



Grupo:	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0				
Período	s^1	s^2	$d^1s^2f^x$	d^2s^2	$(d^3s^2)\dagger$	$(d^5s^1)\dagger$	$(d^6s^2)\dagger$	$(d^7s^2)\dagger$	$(d^8s^2)\dagger$	s^1d^{10}	s^2	s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4	s^2p^5	s^2p^6		
$n = 1$	1 H 1.00797																2 He 4.0026		
$n = 2$	3 Li 6.939	4 Be 9.0122								5 B 10.811	6 C 12.01115	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.183				
$n = 3$	11 Na 22.9898	12 Mg 24.312								13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948				
$n = 4$	19 K 39.102	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.9380	26 Fe 55.847	27 Co 58.9332	28 Ni 58.71	29 Cu 63.54	30 Zn 65.37	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.909	36 Kr 83.80	
$n = 5$	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc 99	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.870	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.9044	54 Xe 131.30	
$n = 6$	55 Cs 132.905	56 Ba 137.34	57-71 ★	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.09	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.980	84 Po 210	85 At 210	86 Rn 222	
$n = 7$	87 Fr 223	88 Ra 226	89-103 ★																

Elementos de transición interna-†

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
★ Serie de los lantánidos	La 138.91	Ce 140.12	Pr 140.907	Nd 144.24	Pm 145	Sm 150.35	Eu 151.96	Gd 157.25	Tb 158.924	Dy 162.50	Ho 164.930	Tm 168.934	Yb 173.04	Lu 174.97	
★ Serie de los actínidos	Ac 227	Th 232.038	Pa 231	U 238.03	Np 237	Pu 242	Am 243	Cm 247	Bk 247	Cf 249	Es 254	Fm 253	Md 256	No 254	Lw 257

Número Atómico

31
Ga
69,72

Símbolo

† Capas de valencia variable

Peso Atómico



Estequiometría

Monografías de Química

Estequiometría

Editorial Miró

© ESTEQUIOMETRIA

Giuseppe Agrifoglio
Diodoro Iacocca
Carlos De la Cruz
Luis Cortés
Claudio Bifano
Stefan Krestonosich
Maj Britt Mostue
Wilmer Olivares
Rafael Almeida
Benjamín Scharifker

Editor

Deanna Marcano

Editorial Miró C.A. 1992

ISBN: 980-316-014-1

Reservados todos los derechos. Ninguna parte del material cubierto por este título de propiedad literaria puede ser reproducida, almacenada en un sistema de informática o transmitida de cualquier forma o por cualquier medio electrónico, mecánico, fotocopia, grabación u otros métodos sin el previo y expreso permiso por escrito del editor.

Impreso en Venezuela por  LIBRO

CONTENIDO

Presentación

Prólogo

Capítulo I. El Cambio Químico y sus Leyes	1
1.1. Introducción	1
1.2. Ley de la Conservación de la Masa	2
1.3. Ley de las Proporciones Definidas. Ley de Proust	4
1.4. Compuestos no Estequiométricos	8
1.5. Ley de las Proporciones Múltiples	9
1.6. Teoría Atómica de Dalton	11
1.7. Ley de la Combinación de Volúmenes de los Gases	13
1.8. Hipótesis de Avogadro	15
Capítulo II. Masa y Número de Partículas	17
2.1. Pesos Atómicos y Pesos Moleculares	17
2.2. Método de Dulong y Petit	20
2.3. Escala de Pesos Atómicos Relativos	21
2.4. Masas Reales de Átomos y Moléculas. Número de Avogadro	24
Capítulo III. Cálculos Estequiométricos	31
3.1. Fórmula Química	31
3.2. Reacción y Ecuación Química	35
3.3. Reactivo Limitante	39
3.4. Rendimiento de una Reacción	44
Problemas	51
Glosario	55
Apéndices	57
1. Sistema Internacional de Medidas. Unidades S.I.	57
2. Distribución de los Elementos Químicos	58
3. Fórmulas y Nombres de Los Compuestos Químicos	60
4. Construcción de Gráficos	78
5. Manejo de Números Aproximados. Cifras Significativas	85
Bibliografía	91
Índice	93

PRESENTACION

Uno de los aspectos que a menudo se mencionan en las discusiones relacionadas a la educación en química es la necesidad de libros de texto que se adapten a las características experimentales de esta ciencia, a las particularidades del estudiantado que inicia sus estudios superiores, y al mismo tiempo, que mantenga un buen nivel en el desarrollo de los conceptos básicos. Ante un curso de química, tanto estudiantes como profesores se enfrentan a varias disyuntivas: ¿Cómo escoger entre tantos temas posibles?, ¿Cuál es la información esencial?, ¿Cómo incluir aspectos de valor práctico?, si la química es una ciencia que se relaciona con todas las facetas de nuestra vida. Por ello un curso de química representa un pilar, por ser una ciencia básica, de cualquier carrera. Un texto de química básica debe tomar en cuenta estas y muchas otras inquietudes.

A pesar del número considerable de buenos libros de química general, disponibles en el mercado, muy pocos son compatibles con los aspectos mencionados arriba. La mayoría no están acordes con la preparación integral que tienen los estudiantes, ni con las exigencias programáticas de los cursos de química básica en la educación superior, lo que se manifiesta en la someridad con la cual se tratan algunos aspectos y/o el grado de sofisticación con que otros se presentan al lector. Es frecuente encontrar conceptos básicos tratados con esquemas y símbolos, que ilustran muy poco el proceso real y el significado físico de la simbología empleada, lo que implica la necesidad de un mayor grado de abstracción para la comprensión del fenómeno. Todo ello redundando en un factor de dificultad importante en el proceso de aprendizaje, con el consecuente desarrollo de miedo y rechazo, que frecuentemente manifiestan los estudiantes a esta ciencia.

Estas inquietudes han sido el motivo de muchos intentos más o menos exitosos, de escribir textos de química general, que se adapten a nuestra realidad o, al menos, cubran los programas de la institución a la que pertenecen los posibles autores. La colección *Monografías de Química* es un proyecto que va más allá de las fronteras de un solo centro de educación superior. En él participan profesores de amplia experiencia en el dictado de Química Básica, de las principales universidades del país. Todos los autores tienen el cuarto nivel de educación y han mantenido una sostenida carrera como investigadores y asesores industriales lo que les permite utilizar sus propias experiencias como herramientas para integrar los conceptos fundamentales con ejemplos y situaciones reales, y como eje de su contribución, piensan que la química descriptiva y los aspectos teóricos convergen y no deben ser tratados separadamente. Esta obra pretende

llegar no solamente a estudiantes de la Licenciatura en Química sino a una vasta población de estudiantes del tercer nivel (universitario, politécnico y tecnológico) de aquellas carreras, entre cuyo diseño curricular se contemplen cursos de química general.

A diferencia de un texto convencional, esta obra está constituida por una serie de ocho (8) monografías contentivas de uno o más temas relacionados entre sí, distribuidos en capítulos, que generalmente enfocan los programas de Química Básica: 1) *Estequiometría*, 2) *Teoría Atómica y Tabla Periódica*, 3) *Enlace Químico*, 4) *Estados de la Materia*, 5) *Disoluciones*, 6) *Equilibrio Químico*, 7) *Energía y Dinámica Química* y 8) *Reacción de Oxido-Reducción y Electroquímica*. Este concepto de obras cortas permitirá su utilización secuencial adaptable a los diferentes programas de química general, reducirá el costo para la adquisición de los textos y permitirá la inclusión en la serie, de posteriores monografías relacionadas a temas o tópicos de interés básico o de extensión, en las diferentes disciplinas de la química.

En el estudio de la química se introducen muchos términos nuevos, cada término se define mediante una frase que lo enuncia y se presenta en *cursivas* a modo de resaltarlo en el impreso. La utilización de ejemplos intercalados en el texto, que contienen preguntas y problemas que están desarrollados a continuación, servirán para ampliar la descripción y/o la explicación del fenómeno tratado. Las secciones en recuadro cubren aspectos que, si bien no son esenciales para el desarrollo, (al nivel de la monografía) del tema al cual están incorporados, sirven como material adicional o de extensión sobre un determinado tópico, lo que le permitirá al lector tener una visión más amplia de los conceptos involucrados.

Se espera que los problemas, al final de cada obra, sirvan como material de evaluación para los estudiantes y por ello se ha escogido un número reducido, pero representativo del contenido, en cada caso.

Los apéndices que acompañan algunas monografías contienen secciones que abordan la explicación de tópicos que no son propios de la monografía en cuestión pero sirven como material de soporte a la misma. También contiene material de información tabulado, que debido a su extensión resultaría impráctico incluirlo en el texto o que, por su carácter global, no encajaría en una sección particular de un capítulo.

Una de las características básicas del proyecto *Monografías de Química*, es que cada una pretende ser autoconsistente. No se trata pues, de un texto clásico cuyos capítulos han sido editados separadamente. La intención es que cada una sea por sí misma explicativa y que cubra en lo posible, todo el material necesario. Sin embargo, no faltará el cruce de referencias, como es propio de un proyecto integrado.

Deanna Marcano

Editor

PROLOGO

Hemos consultado varios libros, cuya lista aparece al final de esta monografía, antes de comenzar a escribir sobre la estequiometría. Son todos buenos. Son todos didácticos. Están todos orientados a enseñar eficientemente la estequiometría. La pregunta es: ¿Por qué a pesar de tantos textos, esta parte de la química, sigue siendo, por lo menos a juicio de gran parte de los estudiantes que hemos tenido la suerte de contar entre nuestros alumnos, tan difícil de comprender? La respuesta más simple es la de siempre: La escasa preparación que adquieren de la educación secundaria. Pero sucede también que después del primer año de Universidad, cuando los estudiantes tienen que calcular los mililitros o los gramos de una sustancia que deben usar por ejemplo, para preparar una disolución, o realizar una reacción, no se sienten seguros y para solucionar su problema solicitan la ayuda del auxiliar de laboratorio o del profesor. ¿A qué se debe entonces que la estequiometría cueste tanto? Con esta monografía no se pretende resolver el dilema ni tampoco se pretende escribir un tratado estequiométrico mejor que los capítulos de los libros que existen en el mercado; la idea es compartir con los profesores que la usen, nuestras experiencias docentes y dedicarla a los estudiantes que la necesiten con el deseo de ayudarlos a comprender esta parte de la química tan complicada a causa de su excesiva sencillez.

¿Cómo explicar la estequiometría? Es frecuente que el profesor defina la estequiometría como la rama de la química que se ocupa de determinar la relación mediante la cual los elementos reaccionan para formar compuestos y los compuestos reaccionan para formar otros compuestos.

Para los estudiantes, significa "complicaciones" y trabajar una enormidad para calcular unas relaciones que de paso, suelen ser números enteros sin tener claro para qué y cuál es el significado físico de esas relaciones. La verdad es que puede ser complicado entender estequiometría sin algunos conocimientos previos. Para muchos estudiantes *la química es un lenguaje nuevo que debe ser aprendido*. Evidentemente para iniciarse en un campo es necesario memorizar los términos apropiados. Sin embargo, memorizar no es entender lo que significan esos términos y lo que necesariamente se deriva de ellos. En consecuencia, el aprendizaje del lenguaje químico amerita la presencia de un profesor que ayude a los estudiantes a *hablar en química*.

Hablar en química pareciera una forma novedosa de ver las cosas de la química; significa decir las cosas utilizando el lenguaje de la química sin evadir la terminología científicamente apropiada, como por ejemplo: la

fórmula del agua es H_2O . Mol, átomo, símbolo, estado de agregación... no deben ser prohibidos para que el profesor represente el agua como H_2O .

Si quisiéramos enseñar todo lo que es necesario saber para escribir que la fórmula del agua es H_2O , deberíamos admitir que no se llegaría nunca a escribirla. ¿No estará aquí una de las probables causas que hacen parecer pesada la química cuando se enseña y tan árida la estequiometría cuando se debe estudiar y aprender?

En esta monografía, trataremos de explicar la estequiometría razonando el significado de las relaciones. ¿Será posible? Si algunos estudiantes opinan que sí, confiamos que, con la ayuda de ellos, lo lograremos.

Giuseppe Agrifoglio

Diodoro Iacocca

1992

CAPITULO I

EL CAMBIO QUIMICO Y SUS LEYES

1.1. Introducción

La química es el estudio de las propiedades y de la estructura de la materia, así como de los cambios estructurales que sufre y los cambios energéticos asociados a los mismos. En definitiva, la química es una ciencia que estudia la materia.

Una definición, a veces, nos ayuda a retener más fácilmente algunas nociones útiles, pero no significa que sin ella no podamos aprender química. En la definición anterior se cita ..."los cambios de la materia"..., es el estudio de estos cambios el objetivo que conforma esta monografía. *La estequiometría es la rama de la química que cuantifica las relaciones de masa en las reacciones químicas.*

Cuantificar un cambio químico implica averiguar, entre otras cosas, qué ha cambiado, en qué se ha transformado y cuánto se ha producido. Todo esto se puede lograr mediante la aplicación de un conjunto de leyes cuantitativas que son la base de la estequiometría.

Uno de los conceptos científicos más antiguos es el del *átomo*. El enunciado de una teoría atómica aparece en el siglo V a.C. con Leucipo y su discípulo Demócrito, pero la hipótesis que predominó por casi 2000 años y en la cual los alquimistas basaron sus experiencias relativas a la constitución de la materia, fue la de Empédocles, aceptada por Aristóteles, que clasificaba *cuatro principios o elementos* : el agua, el aire, el fuego y la tierra, de cuyas combinaciones se formaban todos los cuerpos de la naturaleza.

Los alquimistas hicieron valiosas contribuciones al desarrollo de la ciencia en sus esfuerzos por transformar el plomo Pb, en oro, Au. Los

intentos fueron tantos que descubrieron muchas sustancias nuevas, y a pesar de que nunca lograron obtener oro a partir de plomo (*), adquirieron múltiples conocimientos sobre los cambios químicos, durante sus investigaciones. Desafortunadamente, la mayoría de ellos se perdieron, aunque el período histórico haya sido de casi 2000 años (500 a.C. - 1600 d.C.).

Hasta el siglo XVIII los alquimistas-químicos no se preocupaban por hacer el balance de sus reacciones, no medían todos los cuerpos que intervenían al comienzo de la reacción ni todos los cuerpos formados en ella. Lavoisier, desde el principio de sus investigaciones, reconoció la importancia de las mediciones precisas de los cuerpos, e introdujo el uso de la balanza para cuantificar las reacciones químicas. Así, los químicos a partir de 1777, *podían medir pesando*, la cantidad de *materia utilizada* y la cantidad de *materia producida* en la reacción química. La química dejaba de ser alquimia y pasaba a ser una *ciencia exacta*.

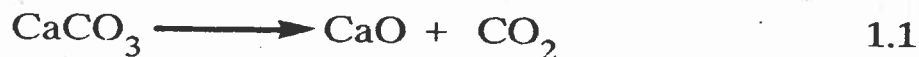
Lavoisier con la balanza y a través de la experiencia, pudo establecer una de las leyes fundamentales sobre la cual se basa la química moderna *La Ley de la Conservación de la Masa*.

1.2. Ley de la Conservación de la Masa

La generalización de Lavoisier que se consideró como la piedra angular de la investigación química, es la base del análisis cualitativo y cuantitativo y se la puede enunciar como :

En una reacción química, la suma de las masas de las sustancias formadas es igual a la suma de las masas de las sustancias que reaccionaron.

Tomemos la descomposición térmica del carbonato de calcio, CaCO_3



Supongamos que se tenga un recipiente de acero que pesa 3000 g en el cual se colocan 100 g de carbonato de calcio, se cierra el recipiente y se le hace vacío. El conjunto, recipiente más carbonato de calcio pesa 3100 g. El recipiente se calienta a 1100°C durante dos horas, se deja enfriar y al pesar se encuentran exactamente 3100 g. Al hacer el vacío de nuevo, el

(*) Las reacciones de los alquimistas involucraban cambios energéticos no mayores de 1 eV (electrón-voltio) y para lograr sus propósitos se necesita al menos 1MeV (mega electrón voltio = 1×10^6 eV). $1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$.

dióxido de carbono, CO_2 , que es un gas, abandona el recipiente y el óxido de calcio CaO , sólido se queda en él. El peso del sistema es ahora 3056 g. Han salido 44 g.

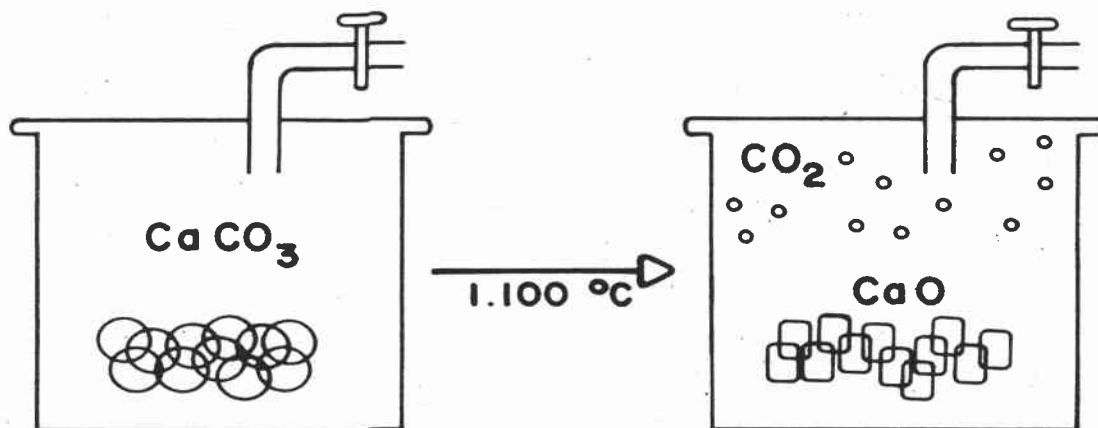


Figura 1.1. Descomposición del carbonato de calcio.

El carbonato de calcio se ha transformado, pero la masa total de 100 g (56 g. + 44 g), que corresponde ahora al CO_2 y CaO , se ha mantenido. A la luz de los conocimientos aportados en este siglo, esta ley debe ser complementada con la teoría de la relatividad de Einstein. Esta relaciona la masa y la energía y establece que si se emite energía como consecuencia de una reacción química, el sistema experimenta una pérdida de masa, Δm y esta pérdida viene dada por la ecuación:

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

donde ΔE es el cambio (pérdida) de energía del sistema y c es la velocidad de la luz.

Aclaremos el concepto que encierra la ecuación anterior con un ejemplo.

Al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de hidrógeno y oxígeno, se forma agua. La reacción libera aproximadamente 3 kcal (kilocalorías, energía) por cada gramo de agua que se forma. Si convertimos las 3 kcal a Joules tenemos:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} = 4,18 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$\Delta E = 3,00 \times 10^3 \times 4,18 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$c = 3,00 \times 10^{10} \text{ cm s}^{-1} = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2} = \frac{12,5 \times 10^3 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{(3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1})^2} = 1,39 \times 10^{-10} \text{ g}$$

Esto significa que la reacción química que conduce a la formación del agua produce un cambio de masa entre reactivos y productos del orden de $1 / 10\,000\,000\,000$. Así, se puede establecer que por este concepto, el cambio de la masa que se produce en la mayoría de las reacciones químicas es tan pequeño que escapa de los límites de la apreciación de los equipos usados en la medición, por ejemplo una balanza y, por lo tanto, la relación de Einstein no tiene importancia en el caso de las reacciones químicas ordinarias.

Es necesario recordar la diferencia entre reacciones químicas ordinarias y las reacciones de transformación de algunos *elementos químicos* (*). En los últimos se producen modificaciones en los núcleos mientras que en las reacciones químicas ordinarias están involucrados los electrones que son partículas extranucleares. La energía necesaria para efectuar una reacción nuclear es mucho más grande que la energía involucrada en una reacción química ordinaria. Esta es la razón por la cual los alquimistas no lograron su meta de convertir el plomo en oro.

Por ejemplo, la desintegración del radio, Ra, ocurre con un desprendimiento de 10 millones de kcal g^{-1} . A este orden de energía corresponde una variación de masa de alrededor de 50 mg. La conversión completa de un gramo de este elemento es equivalente a la energía que se obtiene por la combustión de 2 millones de litros de gasolina.

1.3. Ley de las Proporciones Definidas. Ley de Proust

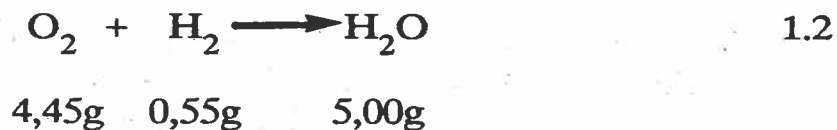
Al cuantificar la materia es importante saber si un cierto compuesto está constituido por los mismos elementos y en qué proporción están estos elementos. La *Ley de Proust* responde a esta interrogante.

Para un compuesto químico, independientemente de la forma de su preparación, las proporciones entre las masas de los elementos combinados es invariable.

Así, cuando dos elementos forman un compuesto, una cantidad dada de uno de ellos se combinará con una cantidad definida del otro.

Por ejemplo, siempre se combinan 4,45 gramos de oxígeno con 0,55 gramos de hidrógeno para formar 5,00 gramos de agua.

(*) *Elemento* Es un sistema cuyos átomos contienen el mismo número de protones.



Esto equivale a decir que el agua contiene 89% en masa de oxígeno y 11% en masa de hidrógeno.

$$\% \text{ de oxígeno} = \frac{4,45 \text{ g} \times 100}{5,00 \text{ g}} = 89\%$$

$$\% \text{ de hidrógeno} = \frac{0,55 \text{ g} \times 100}{5,00 \text{ g}} = 11\%$$

También es válida la siguiente relación :

$$\frac{\text{masa de oxígeno}}{\text{masa de hidrógeno}} = \frac{4,45 \text{ g}}{0,55 \text{ g}} = \frac{8}{1}$$

Esto quiere decir que la relación de combinación en gramos de los elementos oxígeno (O) e hidrógeno (H) en el agua es 8:1

$$\frac{\text{O}}{\text{H}} = \frac{8}{1}$$

Ejemplo 1.1. ¿Qué masas de oxígeno y de hidrógeno se combinan para obtener 2,00 g de agua?

Solución:

Sea x la masa de oxígeno e y la masa de hidrógeno

$$x + y = 2,00 \text{ g}$$

Sabemos, por la Ley de las Proporciones Definidas que para el agua se tiene la relación:

$$\frac{x}{y} = \frac{8}{1}$$

de aquí:

$$x = \frac{8}{1} y \quad ; \quad 8y + y = 2,00 \text{ g}$$

$$y = \frac{2,00 \text{ g}}{9} = 0,22 \text{ g}$$

$$x = 1,78 \text{ g}$$

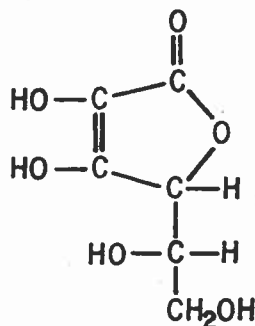
Naturalmente, se puede usar la relación

$$\frac{\text{O}_2}{\text{H}_2} = \frac{4,45}{0,55} = \frac{x}{y}$$

de donde, $x = \frac{4,45}{0,55} y$; el resultado no cambia.

La aplicación de la Ley de las Proporciones Definidas no se restringe a compuestos químicos formados por dos elementos; todos los compuestos cumplen con esta ley.

Por ejemplo, un producto de gran consumo es el ácido ascórbico, conocido como vitamina C, cuya fórmula estructural es la siguiente:



Cuando se extrae vitamina C, por ejemplo, del limón o de la naranja y se purifica apropiadamente, se obtiene un compuesto que contiene siempre la misma proporción de las masas de los elementos que lo conforman, C, H, O. Esta proporción es también la misma si la vitamina C se produce sintéticamente, mediante varias reacciones químicas, a partir de la glucosa. Así, independientemente del origen, en 88 g de

vitamina C se encuentran 36 g de carbono, 4 g de hidrógeno y 48 g de oxígeno.

La relación ente los elementos constituyentes será:

C : O : H

36 : 4 : 48

o, reduciéndola a números enteros más pequeños: (*)

9 : 1 : 12.

Ejemplo 1.2. ¿Cuál es el porcentaje de las masas de C, H y O en el ácido ascórbico?

Solución:

De acuerdo a la Ley de Proust, la relación de las masas del ácido ascórbico es 9 : 1 : 12, en C, H y O, respectivamente. Si esos valores los relacionamos a la masa, por ejemplo en gramos, de cada elemento, en $9 + 1 + 12 = 22$ g de ácido ascórbico habrán:

$$C = \frac{9 \text{ g} \times 100}{22 \text{ g}} = 40,90\%$$

$$H = \frac{1 \text{ g} \times 100}{22 \text{ g}} = 4,55\%$$

$$O = \frac{12 \text{ g} \times 100}{22 \text{ g}} = 54,55\%$$

Ejemplo 1.3. Cuando 2,43 g de un cierto metal se calienta con 4,00 g de azufre, ocurre una reacción. Después de eliminar el azufre que no reacciona, se obtiene solamente el compuesto de combinación del metal y el azufre que pesa 3,39 g. ¿Cuál será el peso de azufre en el compuesto. ¿Cuál será el peso del azufre que no reacciona. Cuántos gramos de metal serán necesarios para que reaccione todo el azufre original ?

Solución:

(*) Cuando se trata de relaciones, es aconsejable utilizar los números enteros más pequeños, lo que facilitará cualquier cálculo posterior.

Peso del metal: 2,43 g Peso del compuesto: 3,39 g
 Peso del azufre en el compuesto: 3,39 g - 2,43 g = 0,96 g
 Peso del azufre que no reacciona: 4,00 g - 0,96 g = 3,04 g

$$\frac{\text{g metal}}{\text{g azufre}} = \frac{2,43}{0,96} = \frac{2,53}{1}$$

Para que reaccionen 4,00 g de azufre serán necesarios:

$$\frac{x}{4,00} = \frac{2,53}{1}$$

$x = 10,12$ g de metal se combinan completamente con 4 g de azufre.

1.4. Compuestos No Estequiométricos

La validez de la ley de las proporciones definidas se aceptó a pesar que algunos científicos de la época seguían las ideas de Berthollet quien establecía que *la composición de un compuesto no era constante, variaba según como éste se preparase*. Hoy día se conoce la existencia de los compuestos que mencionaba Berthollet, los cuales reciben el nombre de *compuestos no estequiométricos*. Este es el caso de diversos óxidos y sulfuros metálicos. Tales compuestos, todos sólidos, resultan de la inserción o de la sustracción, en la red cristalina (*) del *compuesto estequiométrico*, que cumple con las leyes de las proporciones definidas, de una pequeña cantidad variable de uno de los elementos constitutivos.

Por ejemplo, el sulfuro ferroso (FeS) o sulfuro de hierro II puede variar en su composición entre $\text{Fe}_{0,86}\text{S}$ y $\text{Fe}_{0,90}\text{S}$, indicando que la proporción de átomos de S y de Fe no es un número entero, ni tampoco es constante, dentro de ciertos límites. Una sección de la red cristalina del sulfuro ferroso la representamos en la figura 1.2, en la cual se observa que falta un Fe^{2+} y para mantener la electroneutralidad hay dos iones (**) Fe^{3+}

(*) Ver Monografías de Química, "Enlace Químico" y "Estados de la Materia", Editorial Miró, 1992.

(**) Iones son átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente. Ver Monografías de Química, "Teoría Atómica y Tabla Periódica" y "Enlace Químico". Ed. Miró, 1992.

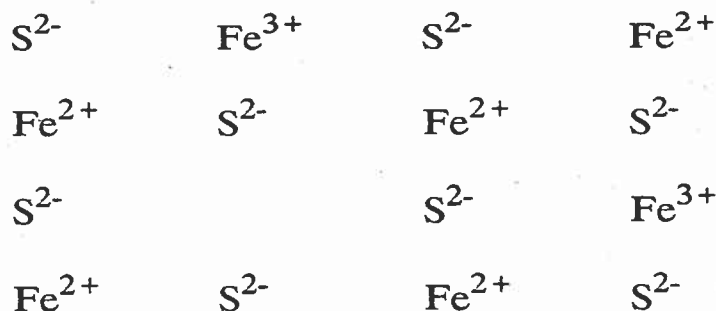


Figura 1.2 Sección idealizada de la red cristalina del FeS.

1.5. Ley de las Proporciones Múltiples

Uno de los conceptos básicos de los trabajos de Dalton que le permitió postular su teoría atómica, lo representa la *Ley de las Proporciones Múltiples* en la cual se establece que:

Las masas de un determinado elemento que, en diferentes compuestos definidos, se combinan con la misma masa de otro elemento, están entre ellas en una relación expresada por números enteros y generalmente pequeños.

En química se presentan muchos casos en los cuales, dependiendo de las condiciones de la reacción, la combinación de dos elementos forman varios compuestos diferentes. Analicemos la reacción del cobre (Cu) con el oxígeno (O_2). El cobre, a diferencia del hierro, no se oxida fácilmente, es un metal resistente al ataque del aire y de la humedad. Pero, a pesar que el cobre reacciona muy lentamente con el oxígeno del aire en las condiciones ambientales de La Tierra, podemos hacer reaccionar ambos elementos si los sometemos a condiciones más drásticas, como por ejemplo, altas temperaturas.

Coloquemos en un recipiente cerrado 63,50 g de cobre y 16,00 g de oxígeno y calentemos por varias horas a 600-700 °C. Después de enfriar el sistema, no se encuentra cobre ni oxígeno pero se recogen 79,50 g (la masa se conserva) de un producto de color negro, un óxido de cobre, en este caso óxido cúprico (óxido de cobre-II) CuO , (*). Si se repite el experimento en las mismas condiciones, variando las cantidades de cobre y oxígeno, se obtienen los resultados que se representan en la tabla 1.1.

(*) Para la nomenclatura de compuestos inorgánicos y orgánicos, ver apéndice 3.

Tabla 1.1. Relación de la masa en g, entre reactantes y productos en la reacción $\text{Cu} + \text{O}_2$, a 600°C .

Experimento	Cu g	O_2 g	Producto g
1	63,50	16,00	79,50
2	95,25	24,00	119,25
3	7,94	2,00	9,84

Al dividir, en los tres experimentos, las masas de Cu y de O_2 que reaccionaron completamente, se obtiene siempre el mismo valor:

$$\frac{\text{masa de Cu}}{\text{masa de O}_2} = \frac{63,50}{16,00} = \frac{95,25}{24,00} = \frac{7,94}{2,00} = 3,97$$

Esto indica que la proporción en la que se combinan los elementos cobre y oxígeno es constante, es decir, se cumple la Ley de Proust, y que cada gramo de oxígeno se combina con 3,97 g de cobre.

Si cambiamos ahora, las condiciones de la reacción, es decir, elevamos la temperatura a 1000°C , el producto que se obtiene es un sólido de color rojo, otro óxido de cobre, conocido como óxido cúproso (óxido de cobre-I), Cu_2O . En la tabla 1.2 se presentan los resultados de tres experimentos a 1000°C .

Tabla 1.2. Relación de la masa en g, entre reactantes y productos en la reacción $\text{Cu} + \text{O}_2$, a 1000°C .

Experimento	Cu g	O_2 g	Producto g
1	127,00	16,00	143,00
2	228,60	28,80	257,40
3	7,94	1,00	8,94

De nuevo, en cada experimento se conserva la masa y la relación entre las cantidades que reaccionaron de cobre y de oxígeno es siempre la misma.

$$\frac{\text{masa de Cu}}{\text{masa de O}_2} = \frac{127,00}{16,00} = \frac{228,60}{28,80} = \frac{7,94}{1,00} = 7,94$$

Esto quiere decir que por cada gramo de oxígeno se consumen 7,94 g de cobre.

Si ahora relacionamos los resultados de los dos grupos de experimentos, es decir, para la formación de CuO y de Cu_2O tendremos :

$$\frac{7,94}{3,97} = \frac{2}{1}$$

Así, una misma cantidad de oxígeno (por ejemplo 16 g) se combinan con 127,00 g de Cu en el Cu_2O y con 63,5 g de Cu en el CuO , su proporción es 2:1.

Ejemplo 1.4. Cuando se quema azufre en atmósfera de oxígeno se obtienen dos óxidos, uno es gaseoso y el otro es un sólido blanco. En el primero (óxido-1) la relación de las masas es 1:1 mientras que en el segundo (óxido-2) la relación 2:3, de azufre y oxígeno, respectivamente. ¿Cuál será el peso de óxido-2 que se obtiene cuando se combinan completamente 5 g de óxido-1 con oxígeno. Cuántos gramos de oxígeno se necesitan.



Solución:

$$\text{Oxido-1} = \frac{\text{S}}{\text{O}} = \frac{1}{1} \quad ; \quad \text{Oxido-2} = \frac{\text{S}}{\text{O}} = \frac{2}{3}$$

En 5 g óxido-1 habrán 2,5 g de S y 2,5 de O. Los mismos 2,5 g de S están en el óxido-2 así que en 5 g de éste último habrán:

$$\frac{2}{3} = \frac{2,5}{x}$$

$$x = 3,75 \text{ g de oxígeno}$$

Peso de óxido-2 obtenido a partir de 5 g de óxido-1 será igual a la masa de oxígeno + masa del azufre = $3,75 + 2,5 = 6,25 \text{ g}$

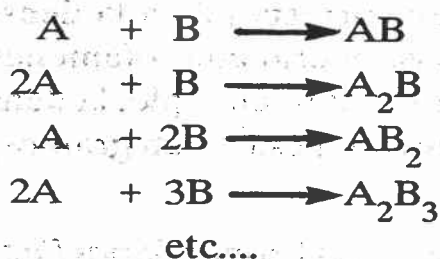
1.6. La Teoría Atómica de Dalton

El análisis de las leyes que acabamos de describir impuso la idea de la discontinuidad de la materia. En efecto, estas leyes de combinación son de fácil comprensión si se supone que los cuerpos simples entran en combinación en cantidades discontinuas e invariantes, para cada elemento. Esto quiere decir que un cuerpo simple está formado, en última instancia, por partículas idénticas e indivisibles que se intercambian sin cambio de masa, de una combinación a otra. Estas partículas son los átomos que habían sugerido Leucipo, Demócrito, y posteriormente, Dalton.

Los criterios de la teoría atómica de Dalton son los siguientes:

1. Los elementos químicos se componen de partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales y tienen la misma masa.
3. Los compuestos se forman por unión de los átomos de los elementos que intervienen en la reacción, en una relación dada por números enteros y sencillos.

Supongamos que sean dos elementos, A y B, capaces de combinarse entre ellos, se puede esperar que el orden de los compuestos empezando por los más simples sea el siguiente:



Analizando las posibilidades de combinación se observa que en los compuestos que se forman, los átomos se conservan y, por lo tanto, se conserva la masa, las combinaciones son definidas y constantes y además la relación de A entre los dos primeros compuestos es 1:2.

Dalton explicaba de esta manera las *leyes ponderales* (leyes que relacionan las masas de reactantes y productos) de la química experimental. Sin embargo, quiso ir un poco más lejos con la hipótesis atómica y trató de predecir los compuestos que se formaban a partir simplemente, de las combinaciones entre los átomos que intervienen en las reacciones químicas. Dalton creyó tener bases para predecir que:

1. Cuando a partir de dos elementos se puede obtener solamente un compuesto, lo más probable es que ese compuesto sea diatómico.
2. Cuando se obtienen dos compuestos se espera que uno sea diatómico y el otro triatómico...

y este razonamiento lo extendía a tres compuestos, cuatro compuestos, etc. Como puede apreciarse, Dalton fijaba, de manera arbitraria, el número de átomos que formaban parte de la unidad del compuesto que resultaba de la reacción química. Así, por ejemplo, según Dalton, las unidades del agua y del amoníaco deberían ser diatómicas: OH y NH, respectivamente. Estos razonamientos fueron rápidamente cuestionados con experimentos muy sencillos que se indican a continuación.

1.7. Ley de Combinación de los Volúmenes de los Gases

Las leyes que hemos descrito se refieren a las combinaciones en las cuales se relacionan las masas de los elementos. Muchos compuestos se presentan en estado gaseoso en condiciones ordinarias, por lo tanto una cantidad dada en masa de una sustancia gaseosa, que se encuentra a una presión y a una temperatura determinada, ocupará un volumen específico. Esto nos conduce a una importante conclusión: podemos encontrar las relaciones de masa para las especies que están involucradas en un cambio químico utilizando el volumen, lo cual es particularmente útil si la especie es gaseosa.

La relación masa a volumen corresponde a la densidad. Resulta más fácil para las sustancias gaseosas, operar con volúmenes debido a la baja densidad que presentan los gases. Por ejemplo, la densidad del oxígeno es $1,428 \text{ g l}^{-1}$ (un litro de oxígeno pesa 1,428 gramos) a 0°C y 1 atm de presión.

En la introducción de la Ley de las Proporciones Definidas empleamos el proceso de formación del agua a partir de sus elementos. Analicemos el proceso inverso: la descomposición del agua, representado como:



Esta descomposición se puede efectuar en un aparato como se indica en la figura 1.2, que ilustra la electrólisis del agua. A un reservorio de agua conectado a dos tubos, cada uno acondicionado con un electrodo, se hace llegar una descarga eléctrica y se producen dos gases, hidrógeno y oxígeno que se acumulan por separado, en cada tubo. El volumen de cada gas puede ser medido, independientemente, en el tubo correspondiente.

Al observar los resultados de la descomposición se obtiene que la relación de los volúmenes de la reacción es siempre 2 volúmenes de hidrógeno : 1 volumen de oxígeno .

Podemos completar la idea si efectuamos la síntesis electrolítica del agua es decir, la formación del agua promovida por una descarga eléctrica en una mezcla de los gases que la constituyen, manteniendo la temperatura superior a 100°C para que el producto, agua, se encuentre también en estado gaseoso (vapor de agua).

Si recordamos la sección 1.3, la relación de masas entre oxígeno e hidrógeno para el agua es 8 a 1, y para el mismo compuesto, la relación de los volúmenes es 1 de oxígeno a 2 de hidrógeno.

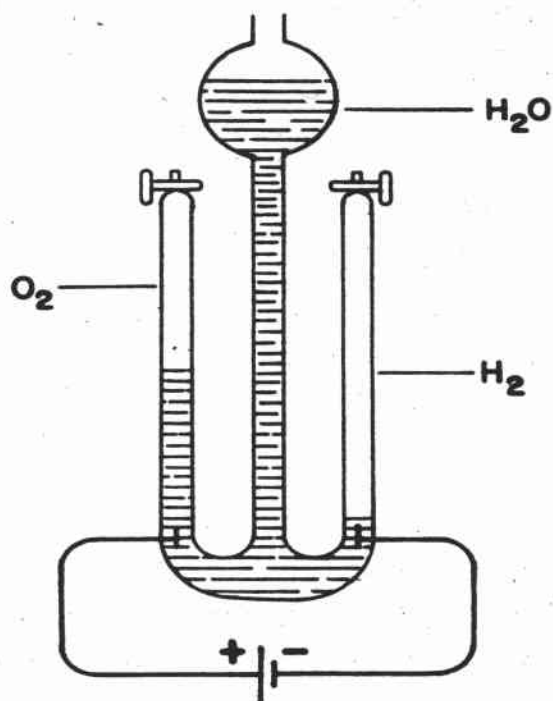


Figura 1.2. Aparato de Hofmann para la descomposición electrolítica del agua.

El vapor de agua que se obtiene ocupa un volumen igual al que ocupaba el hidrógeno. Por tanto el proceso de formación del agua lo podemos representar como:



Esta relación de volúmenes se cumple si se mantienen las mismas condiciones de temperatura y presión, en cada caso.

Gay-Lussac efectuó numerosos experimentos de esta naturaleza con gases y los cuantificó a través de las medidas volumétricas de las combinaciones químicas. Así, encontró que,



etc...

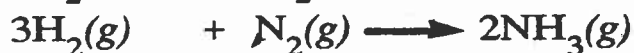
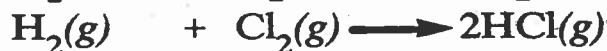
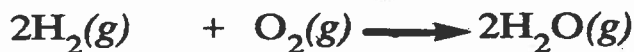
En 1808, publicó los resultados de sus experimentos, de medidas volumétricas con gases, con la siguiente conclusión:

Cuando reaccionan gases, los volúmenes involucrados (consumidos y producidos) medidos a la misma temperatura y presión, están en proporciones de números enteros y pequeños.

Esta descripción se conoce como la *Ley de Combinación de los Volúmenes de Gay-Lussac*.

J.P. Gay-Lussac no conocía las fórmulas químicas de las sustancias que

empleó, por lo tanto, no escribió en sus publicaciones las ecuaciones químicas correspondientes (*). Hoy día escribimos sus resultados de la siguiente forma:



etc...

1.8. Hipótesis de Avogadro

Los resultados experimentales que llevaron a la obtención de dos volúmenes de agua a partir de la combinación de un volumen de oxígeno y dos de hidrógeno no fueron explicados por Gay-Lussac ni tampoco fueron aceptados por Dalton. Este entendió que la relación simple entre volúmenes de combinación implicaba una relación entre partículas. Si las partículas son los átomos de Dalton, no se podía cumplir que:



y al mismo tiempo que:



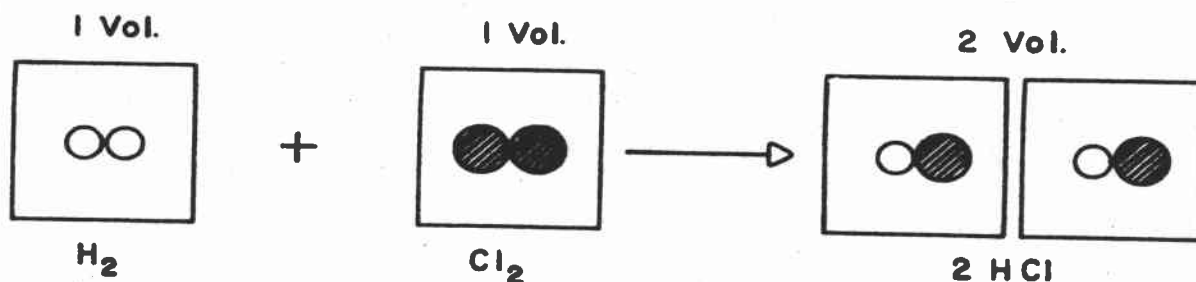
ya que Dalton afirmaba ... no se puede dividir un átomo ... Entonces, no podía explicarse ... ¿cómo una partícula de hidrógeno se divide para dar dos partículas de agua?

Avogadro resolvió la disputa entre Dalton y Gay-Lussac a través de su hipótesis :

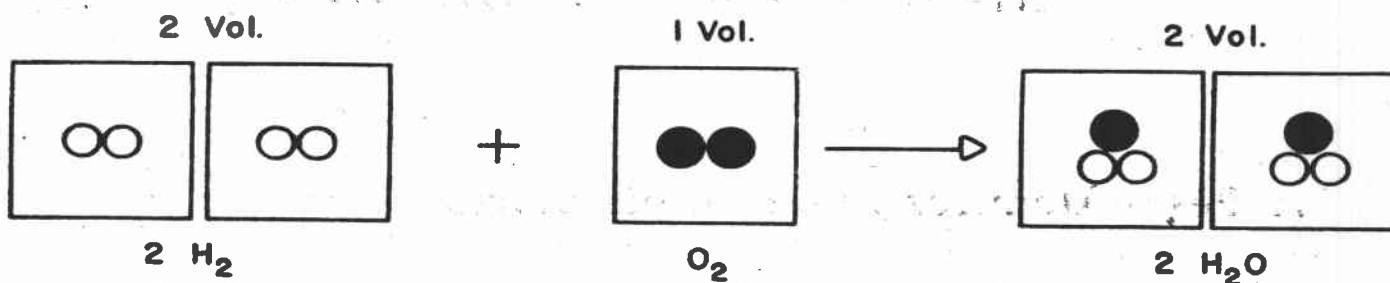
Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de partículas.

Al aplicar la hipótesis de Avogadro a la obtención de cloruro de hidrógeno, HCl, a partir de hidrógeno y cloro, dos volúmenes de HCl se obtienen a partir un volumen de cloro y otro de hidrógeno. Esto implica que cada partícula de hidrógeno y cada partícula de cloro debe dividirse para poder combinarse, y así formar parte de cada una de las partículas de cloruro de hidrógeno:

(*) Ecuación química es la representación con símbolos y fórmulas de un cambio químico.



Y de manera análoga, podemos representar la formación de dos volúmenes de agua gaseosa:



Las partículas de Avogadro que resultan de la unión química de los átomos se denominan moléculas. Por lo tanto, la hipótesis de Avogadro se puede enunciar como

Volúmenes iguales de diferentes gases, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.

CAPITULO II

MASA Y NUMERO DE PARTICULAS

2.1. Pesos Atómicos y Pesos Moleculares

Tal vez, el concepto más importante que se deriva de la teoría atómica de Dalton es el de la *masa atómica*, (*) y como consecuencia de ésta, la *masa molecular*, por ser los átomos y las moléculas las unidades básicas de la química. Debido a su pequeño tamaño es imposible verlos y mucho menos pesarlos, sin embargo, las medidas indirectas pueden aportar información para hallar las *masas relativas* de los distintos átomos, por ejemplo, midiendo la masa de un elemento que se combina con una masa conocida de otro. Esto es posible siempre que se conozca la relación entre los *números* de cada átomo en el compuesto.

John Dalton construyó la primera escala de pesos atómicos en base a la información experimental de la Ley de las Proporciones Definidas. Por ejemplo, una parte, en peso, de hidrógeno se combina con ocho partes, en peso, de oxígeno para formar agua. Si el agua estaba formada por dos clases de átomos, Dalton supuso, erróneamente, que debía contener un átomo de hidrógeno y uno de oxígeno, por tanto, podía deducirse que el átomo de oxígeno era ocho veces más pesado que el átomo de hidrógeno. Si se decide tomar, arbitrariamente, el peso atómico del hidrógeno como uno (1), el peso atómico del oxígeno sería 8.

La tabla de los pesos atómicos de Dalton resultó muy poco afortunada, fundamentalmente por el principio de simplicidad que empleó Dalton, quien desconocía las *proporciones de las combinaciones atómicas*.

(*) Adoptaremos la tendencia general de usar el término peso atómico (PA) al referirnos a la masa de los átomos, y peso molecular (PM) a la masa de las moléculas.

Con los trabajos de Gay-Lussac de la combinación de volúmenes de gases y con la hipótesis de Avogadro "igual volumen, igual número de partículas", que permitió distinguir entre las unidades químicas, átomos y moléculas, se dio un gran paso para caracterizar a las *masas moleculares*. Es obvio que cuando pesamos dos volúmenes iguales de gases diferentes (a la misma presión y temperatura), el volumen del gas que más pese, debe contener las partículas más pesadas. Por ejemplo, un litro de oxígeno medido a 0°C y una atmósfera de presión pesa 1,428 g, mientras que un litro de hidrógeno en las mismas condiciones, pesa 0,090 g. Ya que estos volúmenes contienen igual número de partículas (moléculas), la relación en masa de oxígeno e hidrógeno es:

$$\frac{m(\text{oxígeno})}{m(\text{hidrógeno})} = \frac{1,428 \text{ g}}{0,090 \text{ g}} = 15,87 \sim 16$$

Por lo tanto, la relación de los pesos moleculares será

$$\frac{\text{PM}(\text{oxígeno})}{\text{PM}(\text{hidrógeno})} = 16$$

Si bien mediante la hipótesis de Avogadro se pudo determinar los pesos moleculares de muchas especies gaseosas, éstos no se interpretaron correctamente y, por lo tanto, no se pudo deducir una escala de pesos atómicos.

En 1860, en el primer Congreso Internacional de Química efectuado en Karlsruhe, Alemania, S. Cannizzaro presentó un método riguroso para determinar los pesos atómicos de los elementos que formaban parte de especies en estado gaseoso. El método se basó en la hipótesis de Avogadro, y éste consistió en examinar un gran número de compuestos del elemento cuyo peso atómico se deseaba determinar. Los argumentos y conclusiones de Cannizzaro fueron:

- Las moléculas contienen números enteros de átomos, por lo tanto, el peso molecular debe ser un número entero de pesos atómicos.
- El mínimo número de átomos de un elemento que se presenta en alguno de sus compuestos, es 1 (uno).
- Un volumen de hidrógeno (el gas menos denso) reacciona con un volumen de cloro para formar dos volúmenes de cloruro de hidrógeno.

En base al pensamiento de Avogadro, la molécula de hidrógeno contiene un número par de átomos de hidrógeno (Cannizzaro supuso que eran dos). Así que, si el peso atómico del hidrógeno es uno, el peso

molecular de la molécula de hidrógeno es dos. El método de Cannizzaro permitió calcular numerosos pesos atómicos de los elementos que forman sustancias gaseosas o sustancias que se pueden volatilizar fácilmente.

Ejemplo 2.1. Determinar el peso atómico del nitrógeno en base a la información que contiene la tabla 2.1.

Tabla 2.1. Datos de diferentes sustancias que contienen nitrógeno.

Sustancia	1	2	3	4	5
Nitrógeno	1,25	100	1,25	2	N_2
Oxido de nitrógeno	1,34	46,7	0,62	1	NO_x
Oxido de nitrógeno	2,05	30,4	0,62	1	NO_x
Oxido de nitrógeno	1,97	63,5	1,26	2	N_2O_x
Amoníaco	0,77	82,3	0,63	1	NH_x
Hidrazina	1,42	87,4	1,24	2	N_2H_x

1: densidad en $g\ l^{-1}$ en estado gaseoso

2: % del nitrógeno (masa)

3: gramos de nitrógeno por litro

4: relación de los gramos de nitrógeno

5: fórmula (número de átomos de nitrógeno, en base a la columna 4)

Solución:

La columna 3 resulta de multiplicar los valores de las columnas 1 y 2 y dividir por 100. Esto representa la masa de nitrógeno por litro de sustancia en estado gaseoso. La columna 4 es el resultado de dividir cada valor de la columna 3 por el más pequeño de la misma columna. Esto indica el número de átomos de nitrógeno que tiene la molécula, independientemente del número de átomos del otro elemento (representado por x) y éstos aparecen en la columna 5.

Si la densidad del nitrógeno es $1,25\ g\ l^{-1}$ y la del hidrógeno es $0,090\ g\ l^{-1}$, la relación entre las densidades será el valor del peso relativo de una partícula de nitrógeno con respecto a la de hidrógeno:

$$\frac{d\ N}{d\ H} = \frac{1,25\ g\ l^{-1}}{0,09\ g\ l^{-1}} = 13,89 \sim 14$$

Si el peso atómico del hidrógeno es 1, el del nitrógeno será 14 y su peso molecular será 28 (14×2) ya que la molécula es diatómica (columna 5).

Es evidente que es preciso conocer la menor cantidad presente del elemento de interés, por litro de sustancia gaseosa, y por ello deben analizarse muchos compuestos que lo contengan.

2.2. Método de Dulong y Petit

A pesar de los trabajos de Cannizzaro, aún quedaban por determinar los pesos atómicos de los elementos que no formaban compuestos gaseosos. La respuesta la dieron Dulong y Petit en 1919, quienes usaron varias propiedades físicas de las sustancias sólidas para determinar los pesos atómicos. De las propiedades estudiadas, la de más utilidad fue el *calor específico*, C_e .

El calor específico de una sustancia es la energía (en calorías) que es necesario suministrar a un gramo de la sustancia para elevar su temperatura en un grado Celsius o grado centígrado.

Dulong y Petit formularon una regla basada en observaciones experimentales. Para elementos sólidos, el producto de su peso atómico por el calor específico es aproximadamente constante.

$$\text{Peso atómico} \times \text{calor específico} = 6,2 \text{ cal } ^\circ\text{C}^{-1}$$

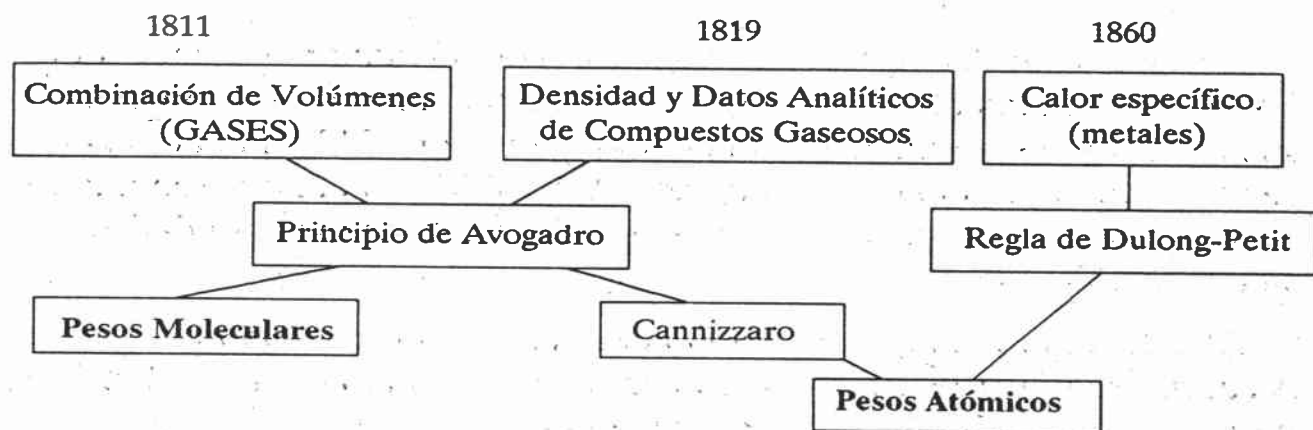
Al producto se lo llamó *calor atómico* y éste debería ser independiente del tipo de átomos o, dicho de otra manera, *los átomos de los metales tienen la misma capacidad de absorber calor*. En la tabla 2.2 se presentan algunos de los resultados obtenidos por Dulong y Petit y se comparan con los pesos atómicos actualmente asignados.

Tabla 2.2. Pesos atómicos según Dulong y Petit.

Elemento	C_e	Peso atómico (Dulong y Petit)	Peso atómico (Tabla Periódica)
Ga	0,091	64,5	69,7
Au	0,029	199,0	196,9
Pt	0,032	188,6	195,1
Ni	0,104	59,0	58,7
Fe	0,110	54,3	55,8
Al	0,216	25,7	27,0

La regla de Dulong y Petit no siempre da buenos resultados, especialmente para los elementos más livianos; pero resultó ser muy útil para determinar los pesos atómicos aproximados de muchos elementos: Con el método de Cannizzaro, con ésta y otras reglas empíricas se calcularon suficientes pesos atómicos los cuales permitieron a D.I. Mendeleev formular su Tabla Periódica.

Como resultado, en el cuadro siguiente se han agrupado algunos hechos que permiten seguir cronológicamente el desarrollo histórico relacionado a la determinación de los pesos atómicos y moleculares.



Los elementos están presentes en la naturaleza como especies monoatómicas estables, tal es el caso de los metales, de los gases nobles, o como especies diatómicas, por ejemplo los halógenos, el nitrógeno, pero aún pueden presentarse en varias combinaciones de dos, tres, cuatro... o más átomos, formando moléculas estables. Por ejemplo, tres átomos de oxígeno forman la molécula de ozono, un fuerte oxidante, mientras que la unión de sólo dos átomos conforma la molécula de oxígeno. El azufre puede presentarse como varias moléculas con un número variable de átomos: se conocen S_6 , S_8 (el más común), S_{10} y S_{12} . El fósforo se presenta en la naturaleza como P_4 . Estas variantes se conocen como las diferentes formas alotrópicas de los elementos y tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

2.3. Escala de Pesos Atómicos Relativos

Hemos hablado de los átomos, de sus masas y de sus pesos atómicos. Como se mencionó, las masas absolutas de los átomos no pueden ser

medidas por los métodos convencionales. Sin embargo, para estudiar estequiometría podemos utilizar los pesos atómicos relativos. Estableceremos una escala de pesos atómicos relativos a través de la proporción entre las masas de los átomos y una masa atómica escogida como referencia o patrón.

Históricamente, se han construido tres escalas de pesos atómicos relativos:

- i. En base al peso atómico del hidrógeno al cual se le asignó el valor 1.
- ii. En base al peso atómico del oxígeno al cual se le asignó 16.
- iii. En base al peso atómico del carbono al cual se le asignó 12.

Una escala de pesos atómicos relativos se define con la relación:

$$A = C \frac{a}{c} \quad 2.1$$

donde:

C es el peso atómico asignado al patrón, por ejemplo, carbono-12,

A es el peso atómico del elemento que se desea calcular

a es la masa absoluta de un átomo del elemento

c es la masa absoluta de un átomo de carbono.

Los pesos atómicos que se encuentran en la Tabla Periódica moderna se basan en el carbono-12, por lo tanto, podemos definir que 1/12 es la unidad de masa atómica: uma. Las siglas *uma* significan unidades de masa atómica, y es frecuentemente usada para cuantificar a los pesos atómicos.

Para determinar el peso atómico de A sólo necesitamos determinar la relación a/c , y no es imprescindible medir las masas a y c , individualmente.

Para calcular el peso atómico del oxígeno en base al carbono al que se le asigna el valor 12,000000000 (el cual simplificaremos a 12) puede procederse averiguando la masa de los compuestos que intervienen en la reacción de oxígeno y carbono. Experimentalmente se encuentra que cuando se queman 0,5000 g de grafito (una forma de carbono) en presencia de oxígeno, se forman 1,833 g de dióxido de carbono (CO_2) (*). Si a y c son las masas absolutas de un átomo de oxígeno y uno de carbono, y n el número de moléculas que se encuentran en 1,833 g de CO_2 , tenemos que:

$$\text{gramos de C} \quad nC = 0,500$$

$$\text{gramos de O} \quad 2nO = 1,833 - 0,500 = 1,333$$

(*) Es necesario conocer la relación atómica de los elementos en la molécula (fórmula molecular).

n es un valor desconocido, pero se puede eliminar si hacemos:

$$\frac{2nO}{nC} = \frac{1,333}{0,500}$$

y de aquí se obtiene,

$$\frac{O}{C} = \frac{1}{2} \times \frac{1,333}{0,500} = 1,333$$

Esto quiere decir que el átomo de oxígeno es 1,333 veces la masa del átomo de carbono, por tanto

$$O = 12 \times 1,333 = 15,996$$

De esta manera el peso atómico (PA) del oxígeno será 15,996 en referencia al PA del carbono tomado como 12,000.

Debemos recalcar, que el número encontrado no es absoluto. ¿Cuál número hubiésemos encontrado si al carbono le asignamos 10? En este caso el PA de oxígeno sería $10 \times 1,333 = 13,33$.

Otra consecuencia de la definición de los pesos atómicos relativos es que el número que describe los diferentes elementos del sistema periódico es *adimensional*, pues es el resultado de una relación de masas multiplicado por un número.

Habiendo establecido una escala de pesos atómicos relativos, analicemos qué significa por ejemplo, que el PA del molibdeno (Mo) es 96 y el del titanio (Ti) es 48 ?

En primer lugar, significa que un átomo de molibdeno pesa dos veces más que uno de titanio ($96 / 48 = 2$). Si tomamos dos átomos de Mo y dos de Ti, los dos de molibdeno pesan el doble de los dos del titanio. Si tomamos 1000 átomos de cada uno, los de molibdeno pesan el doble de los de titanio. Entonces, las masas de números iguales de átomos de molibdeno y de titanio siempre se encontrarán en una relación 2:1.

Pero, ¿cómo hacemos para contar uno, dos, mil átomos de cualquier elemento? Para responder a la pregunta hagamos una operación sencilla. Tomemos una cantidad molibdeno metálico que, expresada en gramos, es igual al número que indica su peso atómico; esto es 96 g. Lo mismo hacemos para el titanio, esto es 48 g. Como las dos masas están en una relación 2:1, ellas deben tener el mismo número de átomos. Pero... ¿cuántos átomos hay en los 96 g de Mo o en los 48 de Ti?. Esta interrogante se esclareció con las ideas de Avogadro.

2.4. Masas Reales de Átomos y Moléculas. Número de Avogadro

El sistema de las masas atómicas establece una lista de números proporcionales. De nuevo, las masas moleculares que se derivan de los pesos atómicos sólo tienen un valor relativo. Sin embargo, en algunos casos es imprescindible conocer las masas reales de los átomos y de las moléculas.

Hemos indicado que un átomo de Mo pesa dos veces más que un átomo de Ti, que 1000 átomos de Mo pesan el doble de 1000 átomos de Ti, por tanto, n átomos de Mo pesarán el doble de n átomos de Ti. Al tomar 96 g de molibdeno, 48 de titanio, 32 de azufre, 16 de oxígeno, hemos puesto los valores en gramo numéricamente iguales a los pesos atómicos de los elementos Mo, Ti, S, O, y en todo caso, las muestras contienen igual número de átomos, digamos N . En general, *en toda muestra de cualquier elemento que tenga una masa en gramos numéricamente igual al peso atómico del elemento, habrá el mismo número de átomos*. Este número que representa la proporcionalidad de las masas atómicas reales y los pesos atómicos relativos se llama número de Avogadro. El valor de N se ha determinado experimentalmente por diferentes métodos y vale $6,0225 \times 10^{23}$. Para nuestros cálculos adoptaremos el valor $6,02 \times 10^{23}$.

La primera estimación del Número de Avogadro fue realizada por el físico austriaco J. Loschmidt en 1865, quien encontró, utilizando cálculos de teoría cinética de los gases, el valor de 5×10^{23} . Es por esta razón que a esta constante se le ha dado el nombre de Loschmidt.

Experimentalmente se lo puede determinar mediante diversas técnicas como son el decaimiento radiactivo (método de Rutherford); comparando la carga de un solo electrón respecto a la de un mol de electrones; a partir de mediciones de la celda unitaria de un cristal, obtenidas por difracción de rayos x, y la densidad de la sustancia; así como métodos más imprecisos que utilizan por ejemplo, el movimiento browniano, la dispersión (scattering) de la luz por las moléculas constitutivas del aire; la velocidad de sedimentación de partículas finamente divididas suspendidas en agua; el cálculo de volumen molecular de un ácido graso que forma una monocapa molecular sobre una superficie de agua.

Entonces, conociendo el PA y N es posible determinar cuánto pesa un átomo de cualquier elemento o cuántos átomos hay en una masa determinada de un elemento.

Ejemplo 2.2. a. Sabemos que $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Mo pesan 96 g. ¿Cuánto pesa un átomo?

$$\text{masa de un átomo de Mo} = \frac{96,00 \text{ g} \times 1 \text{ átomo}}{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 15,9 \times 10^{-23} \text{ g}$$

El mismo cálculo para un átomo de Ti da $7,97 \times 10^{-23}$
Un átomo de Mo pesa el doble que uno de Ti.

b. Sabemos que $6,02 \times 10^{23}$ átomos de azufre pesan 32 g. ¿Cuántos átomos hay en 4 g de azufre?

$$\text{átomos de S} = \frac{6,02 \times 10^{23} \times 4 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,75 \times 10^{23}$$

Hasta ahora nos hemos referido a masas o a pesos de partículas y a lo extraordinariamente pequeñas que son las masas absolutas de átomos y moléculas, de modo que resulta imposible pesarlos con cualquier balanza disponible. Para solventar este problema y poder evaluar los pesos relativos de las sustancias y/o el número de partículas en un determinado peso de sustancia, en química, para expresar una cantidad de materia, se emplea el *mol* como unidad.

Un mol de cualquier elemento contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

Un mol de cualquier compuesto contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

De esta manera, las unidades del número de Avogadro N es mol^{-1} .

Una definición general es la siguiente *Un mol representa la cantidad en gramos, de una sustancia que contiene tantas partículas como átomos hay en 12 g de carbono-12. (*)*

El mol es el sistema de contaje que emplea el químico, así como en otros campos se emplea la docena (12 unidades), la resma (500 unidades), etc., y al igual que se nombran "dos docenas" "media resma",

(*) Carbono-12 o ^{12}C , se refiere al isótopo más estable del carbono que tiene 6 protones y 6 neutrones en su núcleo. Ver pág. 28.

podemos hablar de dos moles, 100 moles, 0,0012 moles, de moléculas. Disponiendo de esta nueva unidad estamos en condición de contar los átomos, las moléculas, o cualquier partícula como protones, electrones, fotones, etc. Así un mol de electrones contiene $6,02 \times 10^{23}$ electrones y un mol de fotones también representa $6,02 \times 10^{23}$ fotones.

Ejemplo 2.3. Queremos contar en moles 1×10^{20} átomos de hierro, los cuales vamos a hacer reaccionar con un ácido para preparar una sal. ¿Cómo los contamos? ¿Cuál será su masa?

Solución:

Sabemos que un mol de átomos de hierro contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos y queremos 1×10^{20} átomos. Estos equivalen a:

$$\frac{1 \times 10^{20}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,66 \times 10^{-4} \text{ moles de hierro}$$

El PA del hierro es 55,8 y expresado en gramos es $55,8 \text{ g mol}^{-1}$.

$$\text{masa de Fe} = 1,66 \times 10^{-4} \text{ moles} \times 55,8 \text{ g mol}^{-1} = 0,0093 \text{ g} = 9,3 \text{ mg}$$

Al pesar 9,3 mg de hierro (operación macroscópica) hemos "contado" 1×10^{20} átomos de este metal.

De la misma manera como podemos expresar en gramos los pesos atómicos podemos hacerlo con el peso molecular PM, al referirnos a la masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas. Siendo las moléculas agregados atómicos, el peso de una molécula es la suma de los pesos de cada átomo que interviene en su formación. Así, un mol de átomos de oxígeno pesa 16 g y un mol de moléculas de oxígeno (O_2) pesa $16 \times 2 = 32 \text{ g}$.

El PM del sulfuro ferroso (sulfuro de hierro-II) FeS, es PA (Fe) + PA (S) = $55,8 + 32 = 87,8$ y un mol de moléculas de FeS pesará 87,8 g.

Ejemplo 2.4. Determine el PM de las siguientes especies. Consulte la Tabla Periódica para conocer los pesos atómicos.

a. HClO_4 ; b. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; c. NaI; d. N_2 .

Solución:

$$\text{a. PA(H)} + \text{PA(Cl)} + 4\text{PA(O)} = 1 + 35,5 + 4 \times 16 = 99,5$$

$$b. 2PA(Al) + 3PA(S) + 12PA(O) = 2 \times 27 + 3 \times 32 + 12 \times 16 = 342$$

$$c. PA(Na) + Pa(I) = 23 + 127 = 150$$

$$d. 2PA(N) = 2 \times 14 = 28$$

También podemos “contar” moléculas conociendo la masa de un compuesto, como se ilustra en el ejemplo siguiente

Ejemplo 2.5. ¿Cuántas moléculas de oxígeno hay en 80 gramos de oxígeno?

Solución:

En un mol de O_2 hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas y un mol de O_2 pesa 32 g por tanto el número de moléculas de oxígeno será

$$n(O_2) = \frac{80 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 15,05 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Los trabajos pioneros sirvieron de soporte a los estudios posteriores destinados a conocer y cuantificar la materia. Sin embargo, no fue sino después de más de un siglo, con el desarrollo de las teorías modernas de la estructura del átomo que se han podido medir las masas atómicas. Si consideramos el modelo elemental de un átomo cualquiera, en el cual el átomo está constituido por un núcleo y por electrones y que el primero contiene un número propio de partículas subatómicas, de las cuales los protones y los neutrones contribuyen principalmente a la masa del átomo. Para todos los átomos de un mismo elemento el número de protones se conserva, pero puede variar el número de neutrones, con lo cual los átomos del elemento pueden diferir en sus masas. Tales especies se conocen como *isótopos* (*). El hidrógeno tiene tres isótopos: 1H , 2H o deuterio (D) y el 3H o tritio (T). El número de protones se conoce como número atómico Z y el número de neutrones como N , de tal manera que $Z + N = A$, que es el número másico. Así, todos los isótopos tienen el mismo número atómico, pero diferente número másico. Aunque la masa del protón referida a 12,0000000 es 1,00782504, asumiremos por simplicidad, que la masa del protón es igual a 1 y que el

(*) Ver Monografías de Química “Estructura Atómica y Tabla Periódica” Editorial Miró 1992.

neutrón, ligeramente más pesado que el protón, es también igual a 1. De esta manera, el PA del ^1H es 1 (su núcleo tiene sólo un protón) el PA de D = 2 (tiene un protón y un neutrón) y el PA de T es = 3 (un protón y dos neutrones).

El núcleo del isótopo 12 del carbono: ^{12}C , está formado por 6 protones y 6 neutrones. Podemos escribir:



la masa del isótopo vendrá dada :

$$m(^{12}\text{C}) = 6m_p + 6m_n - \Delta E / c^2$$

siendo c la velocidad de la luz. Haciendo cálculos respectivos:

$$m(^{12}\text{C}) = 1,9925 \times 10^{-23}$$

y

$$N = \frac{12\text{g}}{1,9925 \times 10^{-23}} = 6,0225 \times 10^{23}$$

El número de isótopos y su abundancia natural (frecuencia con la que se presentan en la naturaleza) son característicos de cada elemento. Por ejemplo, por cada 100 000 átomos de ^1H hay 15 átomos de D. En otros elementos la proporción de cada isótopos es más parecida, por ejemplo, los isótopos más abundantes del cloro son ^{35}Cl (con 17 protones y 18 neutrones) y ^{37}Cl (con 17 protones y 20 neutrones), siendo su abundancia relativa 100 : 31, respectivamente. El PA del elemento cloro debe tomar en cuenta la presencia de isótopos y su abundancia relativa, de modo que el peso atómico natural será la media ponderada de los pesos de los isótopos.

Para el cloro se tendrá:

$$^{35}\text{Cl} = \frac{35 \times 100}{131} = 26,71 \quad \text{y} \quad ^{37}\text{Cl} = \frac{37 \times 31}{131} = 8,75$$

$$\text{PA Cl} = 26,71 + 8,75 = 35,46$$

que normalmente se expresa como 35,5 para aproximar a una cifra decimal. En estos cálculos sencillos se basan los valores de los pesos atómicos que aparecen en las tablas periódicas, para cada elemento.

De los experimentos de Dalton y Gay-Lussac, habíamos visto lo complicado que resultaba relacionar el número de moléculas al volumen que éstas ocupan. Así, era difícil aceptar que un mol de un gas relativamente pesado, ocupase en las mismas condiciones de temperatura y presión, el mismo volumen de un gas más ligero.

Podemos considerar, sin embargo, que un gas ocupa todo el espacio a su disposición y en él las partículas se mueven en todas direcciones y muy rápidamente. En otras palabras, el volumen donde se desplazan, por ejemplo, 4 moléculas de un gas es lo suficientemente grande como para no importar el tamaño de esas moléculas. De modo que, independientemente de su peso molecular, cuatro moléculas de cualquier gas ocuparán el mismo volumen siempre que las condiciones de temperatura y presión sean iguales. De esta manera, un mol de cualquier gas a 1 atm y 0°C, que se refieren como condiciones normales de presión y temperatura (PTN) (*), ocupa un volumen de 22,4 litros, y ya que un mol siempre va a contener igual número de moléculas : $6,02 \times 10^{23}$, este volumen se conoce como *volumen molar de un gas*.

Ejemplo 2.6. Cada glóbulo rojo de la sangre contiene 280 millones de moléculas de hemoglobina. Cada mm^3 de sangre presenta 5 millones de glóbulos rojos y cada molécula de hemoglobina puede enlazar cuatro moléculas de oxígeno. ¿Cuántas moléculas de oxígeno pueden enlazar los 5 l de sangre de un adulto? ¿Qué volumen en condiciones normales de presión y temperatura ocupan esas moléculas de oxígeno?

Solución:

Número de moléculas de hemoglobina =

$$5 \times 10^3 \times 5 \times 10^9 \text{ glóbulos rojos ml}^{-1} \times 2,8 \times 10^8 \text{ moléculas de hemoglobina (glóbulo rojo)}^{-1}$$

$$= 7 \times 10^{21} \text{ moléculas de hemoglobina}$$

Número de moléculas de oxígeno que se pueden enlazar =

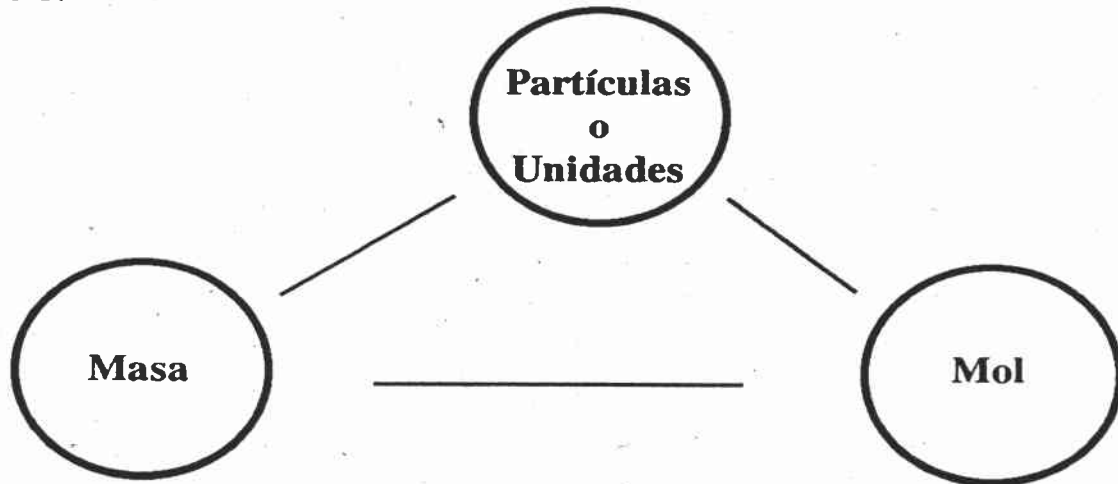
$$7 \times 10^{21} \times 4 = 2,8 \times 10^{22}$$

El *volumen molar* de cualquier gas a PTN es = 22,4 l

$$\text{volumen de oxígeno} = \frac{2,8 \times 10^{22} \text{ moléculas} \times 22,4 \text{ l}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 1,04 \text{ l}$$

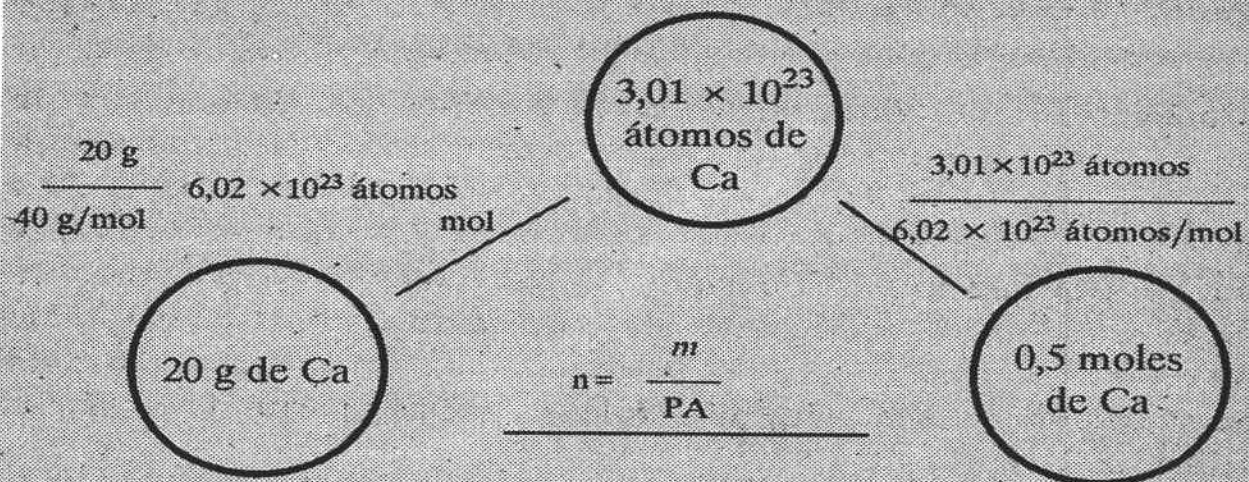
(*) Hasta hace algún tiempo las condiciones normales de presión y temperatura se abreviaban como CN, sin embargo para evitar confusiones con, por ejemplo, la fórmula del ion cianuro se prefiere el uso de PTN siglas de Presión y Temperatura Normal.

Resumiendo se puede convertir para cualquier especie química, el número de partículas o de unidades, en la masa y los moles de esa especie.



Ejemplo 2.7. Utilizando el esquema anterior convierta 20 g de calcio en número de partículas y número de moles. PA de Ca = 40

Solución:



CAPITULO III

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS

3.1. Fórmula Química

En el desarrollo de los capítulos anteriores se caracterizaron las moléculas como agregados atómicos, eléctricamente neutras, que pueden estar formadas por átomos iguales o diferentes y en un número variable. Todas las sustancias(*) puras están constituidas por las mismas moléculas. Recordemos que en las sustancias puras hay las sustancias elementales, aquellas que no pueden descomponerse en otras más sencillas, como en el caso de los elementos (**), y los compuestos, que sí pueden descomponerse en sustancias más sencillas, por ejemplo, el alcohol lo podemos descomponer en oxígeno, carbono e hidrógeno.

Conocer cómo están formados los materiales, es decir analizar un material puede resultar un proceso extremadamente complejo, especialmente si se trata de materiales heterogéneos. Para un químico analizar una sustancia es conocer su composición, es decir, qué átomos forman ese compuesto, en qué proporción están y cómo se unen entre sí. El proceso de descomponer un compuesto en varias sustancias más sencillas se conoce como *degradación* y este proceso se emplea para el análisis. El proceso inverso, esto es, la formación de sustancias a partir de otras más sencillas, se llama *síntesis* (***)).

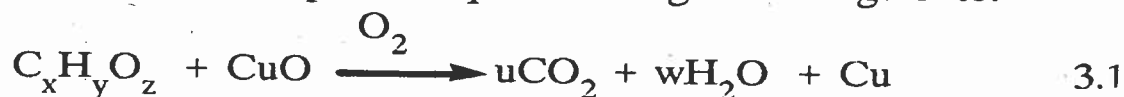
-
- (*) Recordemos que los objetos pueden estar formados por materiales heterogéneos o mezclas y/o materiales homogéneos y que los últimos podemos clasificarlos en disoluciones (o mezclas homogéneas) que no tienen una composición definida, y sustancias con composición química definida.
- (**) El descubrimiento de los materiales radiactivos hace necesarios algunos cambios pequeños en la definición de sustancias elementales: "son aquellas que no pueden transformarse en otras por medios artificiales o por medios químicos ordinarios".
- (***) Es frecuente utilizar procesos de síntesis en el análisis de ciertas sustancias.

A la pregunta ... ¿Cuáles átomos forman un compuesto?.. la respuesta es lo que se conoce como *composición cualitativa* de ese compuesto y la técnica para llegar a ella es el análisis cualitativo. Hoy día es bastante sencillo reconocer los elementos que forman un compuesto, haciendo uso de varias técnicas químicas como por ejemplo, la espectroscopía de absorción o de emisión.

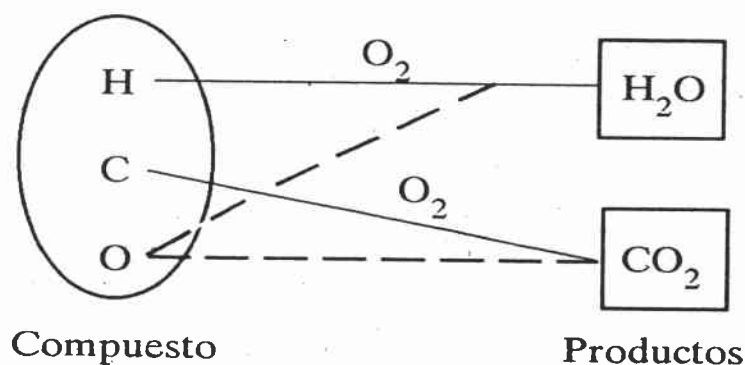
Cuál es la relación entre los elementos que forman un compuesto químico, es lo que se conoce como análisis cuantitativo y consiste en determinar la cantidad de cada elemento en el compuesto. Los resultados se presentan generalmente como la composición porcentual. Por ejemplo, el análisis cuantitativo del cloruro de sodio (sal común) da 39,4% de sodio y 60,6% de cloro, es decir, en cada 100 g de sal hay 39,4 g de Na y 60,6 g de Cl.

La metodología para cuantificar cada tipo de átomo en una sustancia varía dependiendo de la naturaleza de los átomos, por ello es necesario conocerla (*análisis cualitativo*) antes de diseñar una estrategia para el *análisis cuantitativo*.

Para simplificar, utilizaremos como ejemplo, un compuesto conocido muy simple: el ácido acético. El compuesto químico se somete al análisis elemental cualitativo y se establece que está constituido por C, H y O. Para determinar la cantidad de cada elemento se somete una cantidad pesada del compuesto a una combustión con oxígeno en contacto con CuO. Esta metodología es general para analizar compuestos orgánicos. El proceso que tiene lugar es el siguiente:



Después de la combustión, todo el carbono presente en el ácido acético se encuentra en el CO_2 y todo el hidrógeno en H_2O .



Nótese que el oxígeno que forma parte del CO_2 y del H_2O , proviene del compuesto, del CuO y del suministrado durante la combustión. Podemos afirmar que toda la masa de carbono perteneciente al CO_2 que se obtiene, es la masa de carbono en el compuesto que se quemó. Lo mismo ocurre con la masa de hidrógeno del agua, es la masa de hidrógeno en el compuesto. Es fundamental determinar con la mayor exactitud las cantidades formadas de agua y dióxido de carbono. Ello se logra separando en forma selectiva, estas dos sustancias, el CO_2 se hace reaccionar con una cantidad conocida de $\text{Ba}(\text{OH})_2$, mezclada con asbesto, y el proceso que tiene lugar es:



El agua se absorbe sobre una cantidad conocida de $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

Las cantidades de agua y dióxido de carbono se determinan por diferencia de pesada del $\text{Ba}(\text{OH})_2$ y del $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

Vamos a cuantificar la descripción anterior. Se quemaron 100,00 mg de un compuesto y se recogen 146,66 mg de CO_2 y 59,94 mg de H_2O .

Si se recuerda que la proporción del C en el CO_2 equivale a $\text{PA}(\text{C}) / \text{PM}(\text{CO}_2)$, es decir 12/44 y, análogamente, la del H en el H_2O es $2 \times 1/18$, las cantidades de carbono en el CO_2 y de hidrógeno en el H_2O , expresadas en mg, serán:

$$\text{masa de C} = 146,66 \text{ mg} \times 12/44 = 40,00 \text{ mg}$$

$$\text{masa de H} = 59,94 \text{ mg} \times 2/18 = 6,66 \text{ mg}$$

Como quemamos 100 mg del compuesto que contiene oxígeno, además de carbono e hidrógeno, la diferencia corresponderá a la masa de oxígeno. En resumen :

$$\text{masa de carbono} = 40,00 \text{ mg}$$

$$\text{masa de hidrógeno} = 6,66 \text{ mg}$$

$$\text{masa de oxígeno} = 53,34 \text{ mg}$$

y su composición centesimal será

$$\text{C} = 40,00\% ; \text{H} = 6,66\% ; \text{O} = 53,34\%$$

Con estos datos es posible calcular la relación en moles de átomos de los elementos en el compuesto:

$$n(\text{C}) = \frac{40,00 \times 10^{-3} \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}} = 3,33 \times 10^{-3} \text{ moles de átomos}$$

$$n(\text{H}) = \frac{6,66 \times 10^{-3} \text{ g}}{1 \text{ g mol}^{-1}} = 6,66 \times 10^{-3} \text{ moles de átomos}$$

$$n(\text{O}) = \frac{53,34 \times 10^{-3} \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 3,33 \times 10^{-3} \text{ moles de átomos}$$

Estos valores nos indican que la relación C:H:O es 3,33 : 6,66 : 3,33, que equivale a 1:2:1, para cumplir con el postulado de *números enteros y pequeños*.

Podemos ahora escribir la fórmula : CH_2O . En ella se expresa la composición elemental y los números relativos de cada átomo presente. A este tipo de fórmula se la denomina *fórmula mínima* o *fórmula empírica* porque la hemos obtenido del análisis de los datos experimentales.

A una misma fórmula empírica pueden corresponder varios compuestos químicos pues ella solamente indica la relación de los átomos, pero no el número real de cada uno en la molécula. Para lo último, es necesario determinar experimentalmente el peso molecular. Si esto lo hacemos en la muestra de ácido acético, encontramos que el PM es 60, que representa el doble del peso de la fórmula empírica. Esto quiere decir que necesitamos dos unidades de la fórmula empírica para que resulte equivalente al peso molecular. En conclusión, al conocer el PM de una sustancia sabremos si la fórmula mínima es una fracción o no de la *fórmula molecular*, que es la que indica la cantidad real de cada especie de átomos que integran la molécula. En nuestro ejemplo la fórmula molecular será : $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Una fórmula molecular puede coincidir con la fórmula mínima. En el caso anterior CH_2O es la fórmula empírica y la molecular del formaldehído, y aunque el análisis elemental cuantitativo coincida para el formaldehído y el ácido acético, el conocimiento del peso molecular de la sustancia será determinante para establecer la identidad de la muestra que estamos analizando. Ya que la fórmula es un medio de expresar la composición de una molécula, cuando el PM de una sustancia no es conocido se aplica el término de peso fórmula el cual puede o no coincidir con el PM y es la suma de los pesos de los átomos que intervienen en la fórmula empírica.

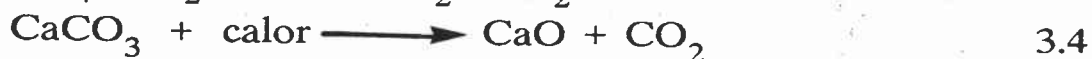
Hay un tercer tipo de fórmula la *fórmula estructural*, que indica cómo están unidos los átomos en la molécula. Para fórmulas estructurales es conveniente referirse a Monografías de Química, "Enlace Químico", Ed. Miró, 1992.

3.2. Reacción y Ecuación Química

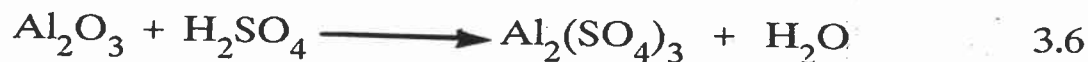
La tarea de los químicos es comprender la naturaleza y los cambios involucrados en las transformaciones de las sustancias químicas. Comprender significa, entre otros, evaluar los beneficios que se pueden obtener de esas transformaciones. La forma de aprovechar esos beneficios son muy diversas. Así, desde el punto de vista práctico:

- Cuando quemamos gas natural (metano) obtenemos energía (luz, calor).
- Cuando calentamos la caliza obtenemos cal viva, o cal blanca, de gran provecho en la industria de la construcción.
- Cuando sometemos alúmina fundida a electrólisis, obtenemos aluminio metálico, material de múltiples usos.

Estos ejemplos indican que han ocurrido cambios químicos. Al quemar el metano, además de energía, se produce CO_2 y H_2O , al suministrar electricidad a la alúmina, que es un polvo blanco, se obtiene un metal (Al) y O_2 . Como puede apreciarse, se ha pasado de un determinado arreglo de átomos en los compuestos iniciales (metano CH_4 , caliza, CaCO_3 y alúmina, Al_2O_3) a otro en los productos, CO_2 , H_2O , CaO y Al. A este tipo de cambio se le da el nombre de reacción química. *Una reacción química es un proceso por el cual se convierten las sustancia en otras sustancias, por redistribución de sus átomos.* Para describir el proceso se emplea el lenguaje propio de símbolos y fórmulas y se lo expresa con lo que se conoce como ecuación química. Así, las reacciones anteriores se indican con las siguientes ecuaciones:



Examinemos una ecuación química y tomemos como ejemplo la siguiente



Para escribir las ecuaciones es necesario conocer las fórmulas químicas de las especies que se transforman y las que se producen en el proceso. Las especies que se transforman se denominan *reactivos o reactantes* y se escriben a la izquierda de la flecha que las separa de las especies producidas *productos* ubicados a la derecha. Como consecuencia del significado cualitativo y cuantitativo de los símbolos y las fórmulas, en una ecuación química se representan también los

aspectos cualitativos y cuantitativos. Así, en la ecuación no sólo se indican las especies, átomos y moléculas involucradas, sino también las cantidades relativas de cada una de ellas. Para cumplir con este último requisito es necesario que la ecuación obedezca la ley de la conservación de la masa, es decir, que haya el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha, es decir, *la ecuación debe estar balanceada*. Para que esto se cumpla debemos escribir la reacción 3.6 como:



Balancear una ecuación química significa *encontrar los coeficientes que indican el número relativo de moléculas o especies químicas de reactivos y de productos implicados en el proceso*. En las reacciones sencillas estos coeficientes se encuentran por simple inspección o por tanteo.(*)

Ejemplo 3.1. Balancear las siguientes ecuaciones:



Solución



Hemos utilizados números enteros como coeficientes en el balanceo, estos números cuando son, pequeños, se encuentran fácilmente por tanteo, pero un poco más complicado resulta si los coeficientes son grandes, como en el caso de la ecuación c del ejemplo anterior. Sin embargo, el uso de coeficientes fraccionarios puede facilitar el balanceo. Pero la pregunta que surge es ..¿Es válido este

(*) Para balancear ecuaciones más complejas, especialmente aquellas propias de procesos propios de óxido-reducción ver Monografías de Química "Reacciones de Oxido Reducción Editorial Miró, 1992.

procedimiento?

Observemos la siguiente reacción balanceada:



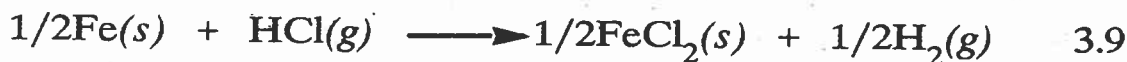
Se acostumbra escribir como subíndices las letras *s*, *l* y *g* para indicar el estado de agregación en el cual se presentan las especies químicas: (*s*) para sólido, (*l*) para líquido y (*g*) para gas. Si la especie se encuentra en solución acuosa, se usa (*ac*).

Esta ecuación podemos interpretarla como la reacción de 1 átomo de Fe y 2 moléculas de HCl para producir 1 molécula de FeCl₂ y una de H₂. Pero esta relación es también válida si escribimos



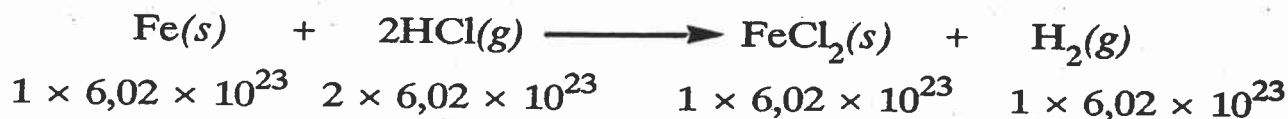
5 átomos 10 moléculas 5 moléculas 5 moléculas

o también



1/2 átomo 1 molécula 1/2 molécula 1/2 molécula

Si bien la última representación, con coeficientes fraccionarios, cumple con la ley de conservación de la masa no tiene sentido a nivel atómico-molecular hablar de 1/2 átomo o 1/2 molécula. Sin embargo, si mantenemos la interpretación dada en la ecuación 3.7 vemos que la relación de los coeficientes que representan átomos y moléculas enteras siguen siendo válidos si los multiplicamos por 5, 10, 1000, o por una constante, *N*, el número de Avogadro.



esto equivale a :



En una ecuación balanceada o *estequiométrica*, los coeficientes representan los números relativos de moles de los reactivos y de los productos en el proceso químico. Por lo tanto, los coeficientes fraccionarios, como en la ecuación 3.9, sí tienen sentido si los entendemos como moles, de átomos o de moléculas, pero no es aplicable si los interpretamos como átomos o moléculas.

Ejemplo 3.2. Uno de los compuestos de mayor producción a nivel mundial es el amoníaco. Este se sintetiza haciendo reaccionar nitrógeno con hidrógeno. Calcular cuántos gramos de amoníaco se forman a partir de 5 moles de nitrógeno y de 30 g de hidrógeno.

Solución:

La ecuación balanceada del proceso es:



La ecuación indica que:

- 3 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de N_2 para producir 2 moles de NH_3 .
- Los moles de H_2 que reaccionaron con los 5 moles de N_2 fueron:

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{\text{PM}(\text{H}_2)} = \frac{30 \text{ g}}{2,0 \text{ g mol}^{-1}} = 15 \text{ mol}$$

$$\text{masa de NH}_3 = n(\text{NH}_3) \times \text{PM}(\text{NH}_3)$$

pero

$$n(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} n(\text{H}_2) \quad \text{ó} \quad n(\text{NH}_3) = 2 n(\text{H}_2)$$

$$\text{masa}(\text{NH}_3) = \frac{2}{3} \times 15 \text{ moles} \times 17 \text{ g/mol} = 170 \text{ g}$$

Ejemplo 3.3. ¿Cuántas moléculas de cloro gaseoso deben ponerse a reaccionar con 11,5 g de sodio metálico para producir cloruro de sodio? ¿Cuántos gramos de sal se formaron?

Solución:

La reacción química que describe el proceso es:



Los moles de Na que reaccionaron vienen dados por:

$$n(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{PA(\text{Na})} = \frac{11,5 \text{ g}}{23,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mol}$$

Los moles de Cl_2 necesarios para que reaccionen con los 0,5 moles de Na son:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{Na}) = 1/2 \times 0,5 \text{ moles} = 0,25 \text{ mol}$$

El número de moléculas de cloro serán:

$$\begin{aligned} &= 0,25 \text{ moles} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1} \\ &= 1,50 \times 10^{23} \text{ moléculas de Cloro} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{NaCl}) &= n(\text{NaCl}) \times PM(\text{NaCl}) = n(\text{Na}) \times PM(\text{NaCl}) = \\ &= 0,5 \text{ moles} \times 58,5 \text{ g mol}^{-1} = 29,25 \text{ g} \end{aligned}$$

3.3. Reactivo Limitante

Examinemos otro aspecto de una reacción química. Muchas veces, las cantidades de las sustancias que se someten a la reacción, no corresponden a las proporciones indicadas por los coeficientes estequiométricos. Entre las causas de este proceder están la pureza de las sustancias empleadas, la presencia de otras transformaciones químicas en las cuales están involucrados alguno de los reactivos, etc.

Con el ejemplo 3.4, se ilustra con números, la importancia que tiene el concepto de *reactivo limitante*, es decir, *aquel que se encuentra en menor proporción estequiométrica* entre las cantidades que se dispone y las indicadas por la estequiometría de la reacción y, por tanto, asumiendo que la reacción se completa, todos los reactivos se transforman en los productos, el reactivo limitante se consumirá completamente en el proceso.

Ejemplo 3.4. Se desea preparar el insecticida cloropierina (CCl_3NO_2), para ello se mezclan 60,00 g de nitrometano (CH_3NO_2) con 200,00 g de cloro (Cl_2). ¿Cuáles son las sustancias que están presentes al final del proceso y en qué cantidades se encuentran,? sabiendo que la reacción que ocurre es:



Solución:

a. Balanceamos la ecuación:



b. Número de moles que se dispone de cada reactivo:

$$\text{PM de } \text{CH}_3\text{NO}_2 = 61 \text{ ; PM de } \text{Cl}_2 = 71$$

$$n(\text{CH}_3\text{NO}_2) = \frac{60,00\text{g}}{61,00\text{g mol}^{-1}} = 0,98 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{200,00\text{g}}{71,00\text{g mol}^{-1}} = 2,82 \text{ mol}$$

La relación molar (ecuación 3.12) entre los reactivos es:

$$\frac{\text{CH}_3\text{NO}_2}{\text{Cl}_2} = \frac{1}{3}$$

lo que significa que se necesitarán 3 moles de cloro por cada mol de nitrometano. Supongamos que todo el cloro reacciona, entonces se necesitarán:

$$n(\text{CH}_3\text{NO}_2) = 1/3 \times 2,82 = 0,94 \text{ moles}$$

Disponemos de 0,98 moles, por tanto, tendremos un exceso de

$$0,98 - 0,94 = 0,04 \text{ moles de } \text{CH}_3\text{NO}_2$$

Entonces el cloro es el reactivo limitante. Note que en este caso el reactivo limitante es la cantidad mayor en masa, que se suministró a la reacción.

Si por cada mol de nitrometano se forma un mol de cloropierina y tres moles de HCl, entonces

$$\text{masa de } \text{CCl}_3\text{NO}_2 = 0,94 \text{ mol} \times 164,50 \text{ g mol}^{-1} = 154,63 \text{ g}$$

$$\text{masa de HCl} = 3 \times 0,94 \text{ mol} \times 36,50 \text{ g mol}^{-1} = 102,93 \text{ g}$$

Al final del proceso se tienen: 154,63 g de cloropicrina, 102,93 g de HCl, y $0,04 \text{ mol} \times 61,00 \text{ g mol}^{-1} = 2,44 \text{ g}$ de nitrometano.

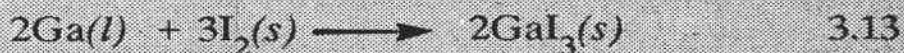
Si, equivocadamente, escogemos al nitrometano como reactivo que se consume completamente, porque apreciamos que está en menor masa, haciendo los cálculos respectivos se observa que esa masa de nitrometano necesitará de $3 \text{ mol} \times 71 \text{ g mol}^{-1} = 213 \text{ g}$ de cloro, pero sólo disponemos de 200 g, por lo cual el cloro debe ser el reactivo limitante. Por otra parte, al cuantificar el proceso, las cantidades de los productos formados están limitadas por la cantidad de reactivo limitante.

Ejemplo 3.5. Se mezclan 10,0 g de yodo con 10 g de galio para formar un compuesto cristalino amarillo GaI_3 . ¿Qué especies se encuentran al final del proceso y en qué cantidades?

$$\text{PA de Ga} = 69,7 \quad ; \quad \text{PA de I} = 127,0$$

Solución:

La ecuación que describe el proceso es:



$$n(\text{Ga}) = \frac{10,0 \text{ g}}{69,7 \text{ g mol}^{-1}} = 0,14 \text{ mol} \quad ; \quad n(\text{I}_2) = \frac{10,0 \text{ g}}{254,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,04 \text{ mol}$$

La relación molar de los reactivos es

$$\frac{\text{Ga}}{\text{I}_2} = \frac{2}{3}$$

a. Supongamos que reacciona todo el galio de que se dispone, es decir 0,14 mol. Para que esto ocurra se requerirán:

$$n(\text{I}_2) = 3/2 n(\text{Ga}) = 3/2 \times 0,14 \text{ mol} = 0,21 \text{ mol}$$

Puesto que sólo disponemos de 0,04 moles de I_2 no puede reaccionar todo el Ga, entonces el yodo es el reactivo que limita la reacción. El número de moles de Ga que reaccionan con 0,04 mol de I_2 será:

$$n(\text{Ga}) = 2/3 n(\text{I}_2) = 2/3 \times 0,04 \text{ mol} = 0,026 \text{ mol}$$

Al final de proceso se tendrán:

$$n(\text{GaI}_3) = n(\text{Ga}) = 2/3 n(\text{I}_2) = 0,026 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de GaI}_3 &= 0,026 \text{ mol} \times \text{PM}(\text{GaI}_3) = 0,026 \text{ mol} \times 450,70 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 7,94 \text{ g de GaI}_3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de Ga} &= 0,14 \text{ mol} - 0,026 \text{ mol} = 0,114 \text{ mol} \times 69,7 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 7,94 \text{ g de Ga} \end{aligned}$$

Ejemplo 3.6. Se quiere preparar hidrazina N_2H_4 , mediante las siguientes reacciones consecutivas:



Se ponen a reaccionar 37,8 g de N_2 ; 7,8 g de H_2 y 49,7 g de Cl_2 . Qué cantidad de N_2H_4 se obtendrá?

Solución:

Calculemos el número de moles de cada reactivo:

$$n(N_2) = \frac{37,8 \text{ g}}{28,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,35 \text{ mol}$$

$$n(H_2) = \frac{7,8 \text{ g}}{2,0 \text{ g mol}^{-1}} = 3,90 \text{ mol}$$

$$n(Cl_2) = \frac{49,7 \text{ g}}{71 \text{ g mol}^{-1}} = 0,70 \text{ mol}$$

De acuerdo a la estequiometría de la ecuación 3.14 y a las cantidades disponibles se necesitarán:

$$n(\text{N}_2) = 3n(\text{H}_2) = 3 \times 1,35 \text{ mol} = 4,05 \text{ mol de H}_2$$

pero sólo se dispone de 3,90 moles de H_2 , por lo tanto el hidrógeno es el reactivo limitante del primer proceso. Si por cada 3 moles de H_2 se generan 2 moles de NH_3 , entonces

$$n(\text{NH}_3) = 2/3 n(\text{H}_2) = 2/3 \times 3,90 \text{ mol} = 2,60 \text{ mol}$$

Por tanto, en el primer proceso se formarán 2,60 mol de NH_3 . En el segundo proceso (que describe la ecuación 3.15), 2 mol de NH_3 reaccionan con 0,5 mol de Cl_2 . El número de moles de cloro que se requieren para que reaccione todo el amoníaco formado son:

$$n(\text{Cl}_2) = 1/4 n(\text{NH}_3) = 1/4 \times 2,60 \text{ mol} = 0,65 \text{ mol}$$

Como se dispone de 0,70 mol de Cl_2 el reactivo limitante en este proceso será el NH_3 .

2,60 mol de NH_3 reaccionan con 0,65 mol de Cl_2 y producen 0,65 mol de N_2H_2 .

$$\text{masa de Cl que reacciona} = 0,65 \text{ mol} \times 71 \text{ g mol}^{-1} = 46,15 \text{ g}$$

$$\text{masa de Cl que queda sin reaccionar} = 49,70 - 46,15 = 3,55 \text{ g}$$

$$\text{moles de Cl en exceso} = \frac{3,55 \text{ g}}{71,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{masa de N}_2\text{H}_2 = 0,65 \text{ mol} \times 32 \text{ g mol}^{-1} = 20,80 \text{ g.}$$

En el ejemplo que se acaba de desarrollar el NH_3 , producto de la reacción 3.14, es un reactivo en la 3.15 y en ambas ecuaciones se encuentra con el mismo coeficiente estequiométrico de 2. Sin embargo, la situación general es aquella donde los coeficientes estequiométricos de un mismo compuesto actuando como reactivo y como producto en una secuencia de reacciones, son diferentes.

Ejemplo 3.7. El perclorato de potasio (KClO_4) se puede obtener a través de las siguientes reacciones:



¿Cuánto KClO_4 se puede obtener a partir de 200 g de Cl_2 y exceso de KOH ?

Solución:

De las ecuaciones 3.18, 3.17 y 3.16 se tiene

$$n(\text{KClO}_4) = 3/4 n(\text{KClO}_3)$$

$$n(\text{KClO}_3) = 1/3 n(\text{KClO})$$

$$n(\text{KClO}) = n(\text{Cl}_2)$$

es decir: $n(\text{KClO}_4) = 3/4 n(\text{KClO}_3) = 3/4 \times 1/3 n(\text{Cl}_2) = 1/4 n(\text{Cl}_2)$

$$n(\text{ClO}_4) = \frac{1}{4} \times \frac{200 \text{ g}}{71 \text{ g mol}^{-1}} = 0,7 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de } \text{KClO}_4 &= n(\text{KClO}_4) \times \text{PM}(\text{KClO}_4) = 0,7 \text{ mol} \times 138,5 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 96,9 \text{ g} \end{aligned}$$

3.4. Rendimiento de una Reacción

Como hemos mencionado, los reactivos que intervienen en un proceso químico pueden originar varios conjuntos de sustancias, ello depende de varios factores, por ejemplo, que alguno de los reactivos no reaccione completamente (queda un exceso de ese reactivo entre los productos de la reacción) o que los reactivos reaccionen en forma diferente a la planificada, dando lugar a reacciones paralelas a la transformación principal. Estas se conocen como reacciones colaterales o reacciones secundarias(*). Esta situación se traduce en la disminución de la cantidad de producto que se desea obtener con respecto a la cantidad calculada teóricamente en base a la ecuación química. *El rendimiento porcentual relaciona la cantidad experimental (real) del producto con la cantidad teórica que predice la ecuación estequiométrica*

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

(*) Las condiciones de la reacción, por ejemplo, temperatura, presión, luz, presencia de otros reactivos contaminantes, determinan la extensión con la cual ocurren las reacciones colaterales y, por ende, la principal. Es necesario entonces, definir y controlar cuidadosamente las condiciones experimentales para lograr la transformación deseada.

Aún ajustando las condiciones experimentales, como temperatura, presión, agitación, tiempo de contacto, catalizadores, etc., es práctica frecuente, para obtener un mejor rendimiento, emplear un exceso de uno de los reactivos, con la finalidad de que el resto de los reaccionantes se conviertan totalmente en los productos.

La escogencia del reactivo limitante depende del proceso mismo, incluyendo el costo de operación. Como en el costo de la operación se incluye la purificación del producto deseado, es decir, su separación de otros compuestos presentes al final de la reacción, es importante controlar el exceso de uno o más reactivos, especialmente si éstos son costosos o son difíciles de separar de la masa total una vez completado el proceso.

Ejemplo 3.8. El aluminio metálico, Al, al reaccionar con rutilo (una forma cristalina del óxido de titanio), TiO_2 , se transforma en alúmina Al_2O_3 . El otro producto de la reacción es titanio metálico Ti. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción, si se produjeron 2,5 mol de Ti, cuando reaccionaron 130 g de Al con exceso de rutilo?

Solución:

La ecuación que describe el proceso es:



$$n(\text{Al}) = \frac{130,0 \text{ g}}{27,0 \text{ g mol}^{-1}} = 4,8 \text{ mol}$$

Los moles de titanio que se deben producir de acuerdo a la ecuación 3.17 serán:

$$n(\text{Ti}) = 3/4n(\text{Al}) = 3/4 \times 4,8 \text{ mol} = 3,6 \text{ mol}$$

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{moles experimentales}}{\text{moles teóricos}} \times 100$$

$$\% = \frac{2,5 \text{ mol} \times 100}{3,6 \text{ mol}} = 69,4\%$$

Ejemplo 3.9. Se desean preparar 73 g de HCl haciendo reaccionar NaCl con ácido sulfúrico (H_2SO_4) en exceso. ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan si el rendimiento de la reacción es del 85%?

PA: Na = 23 ; Cl = 35,5 ; H = 1 ; O = 16 ; S = 32

Solución:



$$n(\text{HCl}) = \frac{73 \text{ g}}{36,5 \text{ g mol}^{-1}} = 2,0 \text{ mol}$$

Como la relación entre los moles de NaCl y HCl es 1:1, para preparar 2,0 moles de HCl se necesitan 2,0 moles de NaCl, si el rendimiento del proceso fuera 100%. Como el rendimiento del proceso es del 85% deben emplearse

$$n(\text{NaCl})_{\text{necesarios}} = n(\text{NaCl})_{\text{teóricos}} \times \frac{100}{85} = 2,0 \times \frac{100}{85} \text{ mol}$$

$$\text{masa de NaCl} = 2,35 \text{ mol} \times 58,5 \text{ g mol}^{-1} = 137,5 \text{ g}$$

Numerosas reacciones químicas se llevan a cabo con uno o más reactivos en disolución. La medición de los productos químicos que se encuentran formando parte de las disoluciones se especifica en términos de *concentración*, que es la relación entre la cantidad de una sustancia química (solute) y el volumen de la disolución de la cual forma parte(*)

La *molaridad* es una de las unidades de concentración que más se emplea y se define como *la relación entre el número de moles de soluto y el volumen de la disolución expresado en litros*. Así, la molaridad, M, de una disolución es el número de moles de soluto que contiene un litro de disolución. Note que es un litro de disolución y no un litro de disolvente,

$$\text{disolución} = \text{solute} + \text{disolvente}$$

Hay que tener claro que esta es una definición general, por lo tanto, para obtener una disolución 1 molar hay muchas formas de prepararla. Si designamos a n como el número de moles de soluto y V el volumen de la disolución, en litros, tenemos que:

(*) También existen otras relaciones para especificar concentraciones por ejemplo relaciones de peso a peso o de volumen a volumen, entre soluto y disolvente, o entre soluto y disolución. Ver Monografías de Química "Disoluciones", Ed. Miró 1992

$$M = 1 = \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = \frac{2 \text{ mol}}{2 \text{ l}} = \frac{0,5 \text{ mol}}{0,5 \text{ l}} = \frac{3,5 \text{ mol}}{3,5 \text{ l}} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,01 \text{ l}} = \frac{1 \text{ mmol...}}{1 \text{ ml}}$$

En cada caso tenemos diferentes cantidades de disoluciones pero todas tienen la misma concentración. Si tomamos el mismo volumen V de cada una de estas disoluciones, ese volumen contiene la misma cantidad de soluto

$$n = MV$$

Ejemplo 3.10. ¿Cuántos gramos de H_2SO_4 se necesitan para preparar 100 ml de una disolución de concentración 0,4M?

PA H=1; S=32; O=16.

Solución:

$$\text{PM del } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98$$

$$0,4\text{M} = \frac{n}{0,1 \text{ l}} \quad ; \quad n = 0,4 \text{ mol l}^{-1} \times 0,1 \text{ l} = 0,04 \text{ mol}$$

$$\text{masa de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,04 \text{ mol} \times 98 \text{ g mol}^{-1} = 3,92 \text{ g}$$

Ejemplo 3.11. Se desea preparar 50 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, empleando para ello la reacción entre el aluminio y el ácido sulfúrico. ¿Cuántos gramos de aluminio y cuántos ml de una disolución 2M de ácido sulfúrico se deben poner a reaccionar?. Considere el rendimiento del proceso 100%.

Solución:

La ecuación que describe el proceso es:



$$\text{PM } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342$$

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{50 \text{ g}}{342 \text{ g mol}^{-1}} = 0,15 \text{ mol}$$

Las relaciones molares son

$$\frac{\text{Al}}{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \quad ; \quad \frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 3$$

$$\text{a) } n(\text{Al}) = 2n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \times 0,15 = 0,30 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{masa de Al} &= n_{\text{Al}} \times \text{masa de un mol de átomos} = 0,30 \text{ mol} \times 27 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 8,1 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\text{b) } n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3 \times 0,15 = 0,45 \text{ mol}$$

$$V \text{ disolución} = \frac{n}{M} = \frac{0,45 \text{ mol}}{2 \text{ mol l}^{-1}} = 0,225 \text{ l} = 225 \text{ ml}$$

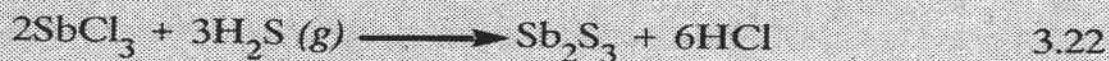
Ejemplo 3.12. De la reacción del ejemplo 3.11, cuántos gramos de aluminio y cuantos ml de disolución 4M de ácido sulfúrico se necesitan para preparar los 50 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, si se dispone de un aluminio de 80% de pureza.

Solución:

De la solución del ejemplo anterior se sabe que para preparar 50 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ se requieren de 225 ml del ácido sulfúrico 4M, y 8,1 g de aluminio puro. Como en este caso la concentración del ácido no varía, tampoco cambiará la cantidad necesaria para preparar los 50 g de sal. Sin embargo, el aluminio de que disponemos tiene sólo 80% de pureza, luego se requerirá de una mayor masa de aluminio impuro la cual debe contener los 8,1 g de Al necesarios. Esto es:

$$\frac{8,1 \text{ g}}{80} \times 100 = 10,1 \text{ g de Al de 80\% de pureza}$$

Ejemplo 3.13. Si en un recipiente que contiene una disolución acuosa de SbCl_3 se hace burbujear 100 l de H_2S (g) a 0°C y 1 atm, precipita Sb_2S_3 de acuerdo a la siguiente ecuación:



Calcular el peso de Sb_2S_3 , en gramos, si se emplea un exceso de SbCl_3
 PM $\text{Sb}_2\text{S}_3 = 340$

Solución:

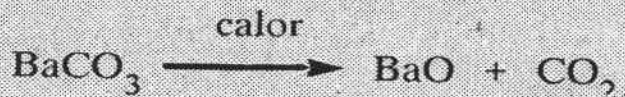
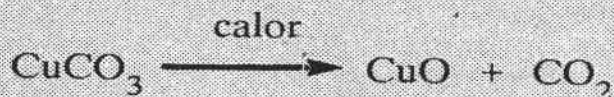
$$\text{Número de moles de } \text{H}_2\text{S} = \frac{100 \text{ l}}{22,4 \text{ l mol}^{-1}} = 4,46 \text{ mol}$$

De acuerdo a la ecuación 3.22 por cada mol Sb_2S_3 que precipita, se necesitan 3 moles de H_2S por tanto:

$$\text{Número de moles de } \text{Sb}_2\text{S}_3 = 4,46 \times 1/3 = 1,49$$

$$\begin{aligned} \text{Gramos de } \text{Sb}_2\text{S}_3 &= 1,49 \text{ mol} \times 340 \text{ g mol}^{-1} \\ &= 507 \text{ g} \end{aligned}$$

Ejemplo 3.14. Cuando CuCO_3 y BaCO_3 se calientan a elevada temperatura se producen los óxidos correspondientes y CO_2



Calcular la masa de BaCO_3 que se requiere para obtener la misma masa de CO_2 que proviene de 61,8 g de CuCO_3 .

PA: Cu = 63,5 ; O = 16,0 ; Ba = 137,3 ; C = 12,0

Solución:

de la primera ecuación:

1 mol CuCO_3 produce 1 mol CO_2
123,5 g de CuCO_3 producen 44 g CO_2

$$\frac{123,5 \text{ g}}{44 \text{ g}} = \frac{61,8 \text{ g}}{x} \quad x = 22,02 \text{ g de } \text{CO}_2$$

De la segunda ecuación:

1 mol BaCO_3 produce 1 mol CO_2
197,3 g 44 g

$$\frac{197,3 \text{ g}}{44 \text{ g}} = \frac{x}{22,02 \text{ g}}$$

$$x = 98,7 \text{ g de } \text{BaCO}_3$$

PROBLEMAS

1. Demuestre que los siguientes resultados experimentales obedecen la Ley de las Proporciones Definidas o composición constante.
 - a) Al calentar 1,270 g de cobre con oxígeno se producen 1,588 g de óxido de cobre.
 - b) 3,81 g de cobre se hacen reaccionar con suficiente ácido nítrico para producir nitrato de cobre, el cual se descompone por calentamiento para producir 3,76 g del mismo óxido de cobre.
2. Dos elementos químicos X e Y forman dos compuestos, los cuales contienen 27,3 % en peso de X y 42,9 % en peso de X, respectivamente. Demuestre que estos compuestos cumplen con la Ley de las Proporciones Múltiples. Establezca varias posibles fórmulas de los compuestos.
3. Si dos moles de átomos del elemento químico A cuyo peso atómico es 14 y dos moles de átomos del elemento B de peso atómico 16, se combinan para formar un mol de moléculas de la sustancia X. Calcule la masa de la sustancia X que se obtiene.

R: 76 g
4. Si tomamos a 1 como el peso atómico del hidrógeno y la masa del protón es 1830 veces mayor que la masa del electrón. ¿Cuál es la masa en gramos de un átomo de hidrógeno, de un protón y de un electrón?

R: $1,66 \times 10^{-24}$ g ; $1,66 \times 10^{-24}$ g ; $9,07 \times 10^{-28}$ g
5. Al calentar 0,40 g de un metal A con cloro gaseoso se producen 1,11 g de una sustancia X. Esta cantidad de sustancia equivale a 0,01 moles de moléculas de X. Calcule el peso atómico de A, expresado en gramos.

R: 40 g mol^{-1}
6. Un compuesto orgánico está formado por los elementos: carbono, hidrógeno y cloro en la relación 2 : 5 : 1. Al sintetizar el compuesto a partir de: carbono (C), hidrógeno (H_2) y cloro (Cl_2); se mezclan la masa de carbono que contiene, $2,40 \times 10^{-23}$ átomos, la masa que corresponde a 0,5 moles de moléculas de hidrógeno y 7,09 g de cloro gaseoso. ¿Cuántos gramos del compuesto se obtuvo?

R: 12,99 g

7. Una persona toma una tableta de aspirina ($C_9H_8O_4$) que pesa un gramo. Suponiendo que la tableta contiene solamente aspirina y en el cuerpo humano se separan los átomos, ¿cuántos átomos se tragó la persona?

R: 7×10^{22} átomos

8. Una persona que ingiere diariamente un gramo de vitamina C (ácido ascórbico $C_6H_8O_2$) ¿Cuántos moles de vitamina C ha ingerido en 30 días? ¿Cuántas moléculas ha tomado?

R: 0,27 moles ; $1,62 \times 10^{23}$ moléculas

9. ¿Cuántos moles de sulfato de hierro (III), $Fe_2(SO_4)_3$ pueden prepararse a partir de 2,1 moles de sulfato de sodio, Na_2SO_4 ?

R: 0,7 moles

10. La combustión con aire de 3,68 mg de un compuesto orgánico que está formado por C, H y O, produce 7,04 mg de CO_2 y 8,64 mg de agua. Calcule la fórmula mínima del compuesto.

R: C_2H_6O

11. ¿Cuál es la composición centesimal del $CuSO_4$?

R: Cu = 39,77 % S = 20,17 % O = 40,05 %

12. Una muestra de un colorante orgánico empleado en la industria textil produjo el siguiente análisis en los elementos que lo forman. C = 61,76 %; H = 5,88 %; N = 20,59 %; O = 11,77 %. ¿Cuál es la fórmula mínima del colorante?

R: $C_7H_8N_2O$

13. ¿Cuántos gramos de sodio metálico se necesitan para que reaccionen con 1×10^{22} moléculas de P_4 para formar Na_3P ?

R: 4,5 g

14. Se posee una muestra de 10 g que está formada por partes iguales en masa de FeO y Fe_2O_3 . Al reducir esta mezcla con hidrógeno en un horno a altas temperaturas se obtiene hierro metálico (Fe). ¿Cuántos gramos se obtienen?

R: 7,3 g

15. Una mezcla de CuO y Cu_2O que pesa 10 g se reduce con hidrógeno, obteniéndose 8,4 g de Cu . ¿Cuál era el porcentaje de Cu_2O en la mezcla?

R: 45,5 %

16. Se quema una mezcla formada por 10 g de Cr_2O_3 y 5 g de aluminio (Al). ¿Cuántos gramos de cromo (Cr) se obtuvieron?

Nota. Los productos de la reacción son Cr y Al_2O_3 .

R: 6,2 g

17. Una mezcla de NaBr y NaCl es tratada químicamente y transformada cuantitativamente en Na_2SO_4 . Cierta masa de la mezcla produce la misma cantidad en masa de Na_2SO_4 . Establezca una ecuación que le permita calcular el % en masa del NaBr que contiene la mezcla.

18. ¿Cuántas toneladas de amoníaco pueden producirse a partir de 10.000 g de hidrógeno y de $1,5 \times 10^{27}$ moléculas de nitrógeno, según la reacción



si el rendimiento de la reacción fue del 80 %?

R: 45,3 ton

19. El benceno reacciona con exceso de ácido nítrico concentrado, en presencia de ácido sulfúrico, para formar el nitrobenceno $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$. En la preparación también se produce como subproducto el dinitrobenceno $\text{C}_6\text{H}_4(\text{NO}_2)_2$. La reacción principal es



¿Cuál es la cantidad máxima de nitrobenceno que pudo haberse obtenido partiendo de 19,5 g de benceno, sabiendo que se obtuvo 2 g de dinitrobenceno? ¿Cuál fue el rendimiento para el nitrobenceno si la cantidad que se obtuvo fue de 10 g?

R: 29,3 g ; 34,1 %

20. Se quieren preparar 18,78 g de bromuro de plata en base a las siguientes ecuaciones químicas.





Si para la primera ecuación el rendimiento del proceso es del 80 % y para la segunda es del 85 %. ¿Cuántos moles de potasio y de bromo deben ponerse a reaccionar?

R: 0,30 moles de K ; 0,15 moles de Br₂

21. Para el proceso



¿Cuánta masa de CaO debe ponerse a reaccionar con carbono de forma tal que la cantidad de carbono que hay en 80 g de CaC₂ y en 35 g de CO sea la mitad del carbono usado como reactivo?

R: 70 g

22. El cromo, Cr, puede obtenerse por reducción de uno de sus óxidos mediante un proceso representado por la siguiente ecuación



Si se tiene una mezcla de 80,0 toneladas que consiste de: Cr₂O₃ (35,0% en masa), Al y 25% en masa de materia inerte. Calcule la masa de Cr que se obtiene, si el rendimiento del proceso es 90%.

PA: Al = 27,0 ; Cr = 52,0 ; O = 16,0

R: 17,2 ton

GLOSARIO

Alquimia:	Palabra que deriva del árabe al-kimiyo. Este término se aplica a todo el desarrollo de la química entre el 300 a. C. y el 1.600 d. C.
Atomo:	La partícula más pequeña de un elemento que conserva su identidad cuando está involucrado en una reacción química ordinaria.
Compuesto:	Sustancias formadas por dos o más elementos químicos en proporciones definidas.
CN:	Condiciones Normales 0°C y 1 atm. En estas condiciones 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros.
Ecuación Química:	Es la representación estequiométrica de un cambio mediante símbolos y fórmulas químicas.
Elemento:	Sustancia que no puede descomponerse en otras más simples por métodos físicos y químicos ordinarios. De acuerdo a la IUPAC: es un sistema cuyos átomos contienen igual número de protones.
Energía:	Capacidad de realizar trabajo. Existen muchas formas de energía: química, eléctrica, calórica, etc. La energía se conserva (Ley de la Conservación de la Energía)
Fase:	Parte de un sistema macroscópicamente uniforme (homogéneo). La densidad es igual en cualquier elemento de volumen.
Fórmula Estructural:	Es la representación de un compuesto que indica como los átomos están unidos a otros átomos.
Fórmula Empírica:	La fórmula que indica la relación, en números enteros más pequeños posibles, de los átomos que forman el compuesto.
Fórmula Molecular:	La fórmula que indica cuántos átomos de cada elemento existen en la unidad llamada molécula.
Hipótesis de Avogadro:	En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas.
Ion:	Atomo o grupos de átomos cargados eléctricamente.

Molécula:	Una unidad química, formada por dos o más átomos, estable en condiciones ordinarias.
Mol:	Unidad química de cantidad de sustancia. Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas partículas como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C , es decir: $6,02 \times 10^{23}$ partículas. Es la masa en g de un mol de cualquier especie química.
Número de Avogadro:	$6,0225 \times 10^{23}$. El número de partículas (átomos, moléculas, etc.) que contiene un mol.
Ley de la Conservación de la Masa:	En una reacción química, la masa de los reactivos o reactantes es igual a la masa de los productos que se forman.
Ley de las Proporciones Definidas:	Los elementos químicos que forman un compuesto definido, están combinados siempre en una misma proporción en masa.
Ley de las Proporciones Múltiples:	Cuando dos elementos químicos forman más de un compuesto, las cantidades de un elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, están en relación de números enteros y pequeños.
Peso Atómico:	Es un número ponderado que indica cuántas veces más pesados son los átomos de un elemento relativo a los de otro elemento. La escala se establece en base a la masa atómica del isótopo ^{12}C que se toma como 12,000000.
Peso Molecular:	La suma de los pesos atómicos de los átomos que forman una molécula.
Productos:	Los elementos o compuestos químicos que se obtienen en una reacción química.
PTN:	Presión y Temperatura Normal idéntico a CN.
PTS:	Presión y Temperatura estándar, 1 atm y 25°C .
QUIMICA:	La ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia.
Reactivo:	Especie química, que sufre una transformación durante una reacción.
Reactivo limitante:	Es el reactivo que limita la cantidad de producto que se produce en una reacción química de acuerdo a la estequiometría de la ecuación.

Sistema Internacional de Medidas. Unidades SI

Sistema aprobado en 1960 por la Oficina Internacional de Pesos y Medidas para uniformar a nivel mundial el uso de las unidades científicas.

<u>Magnitud Física</u>	<u>Unidad</u>	<u>Símbolo</u>	<u>Definición</u>
Longitud	Metro	m	
Masa	Kilogramo	kg	
Tiempo	Segundo	s	
Intensidad de corriente elec.	Amperio	A	
Temperatura termodinámica	Kelvin	K	
Intensidad luminosa	Candela	cd	
Cantidad de sustancia	Mol	n	
Angulo plano	Radián	rad	
Angulo sólido	Steradián	sr	
Volumen	Litro	l	dm ³
Fuerza	Newton	N	kg m s ⁻² = Jm ⁻¹
Trabajo, Energía, Calor	Julio	J	N m = kgm ² s ⁻²
Potencia	Vatio	W	J s ⁻¹ = kgm ² s ⁻³
Presión	Pascal	Pa	N m ⁻² = kgm ⁻¹ s ⁻²
Carga eléctrica	Culombio	C	A s
Potencial eléctrico	Voltio	V	JA ⁻¹ s ⁻¹ = kgm ² s ⁻³ A ⁻¹
Resistencia eléctrica	Ohmio	X	V A ⁻¹
Frecuencia	Hertzio	Hz	s ⁻¹
Capacitancia	Faradio	F	AsV ⁻¹ = A ² s ⁴ kg ⁻¹ m ⁻² = CV ⁻¹
Densidad de flujo magnético	Tesla	T	kg s ⁻² A ⁻¹ = Vsm ⁻²

Constantes físicas en SI

Número de Avogadro	<i>N</i>	6,022 x 10 ²³ mol ⁻¹
Constante de los gases	<i>R</i>	8,314 J K ⁻¹ mol ⁻¹
Constante de Planck	<i>h</i>	6,625 x 10 ⁻³⁴ J s
Carga elemental del electrón	<i>e</i>	1,602 x 10 ⁻¹⁹ C
Masa del electrón	<i>m_e</i>	9,11 x 10 ⁻³¹ kg
Masa del protón	<i>m_p</i>	1,67 x 10 ⁻²⁷ kg
Velocidad de la luz	<i>c</i>	2,997 x 10 ⁵ km s ⁻¹

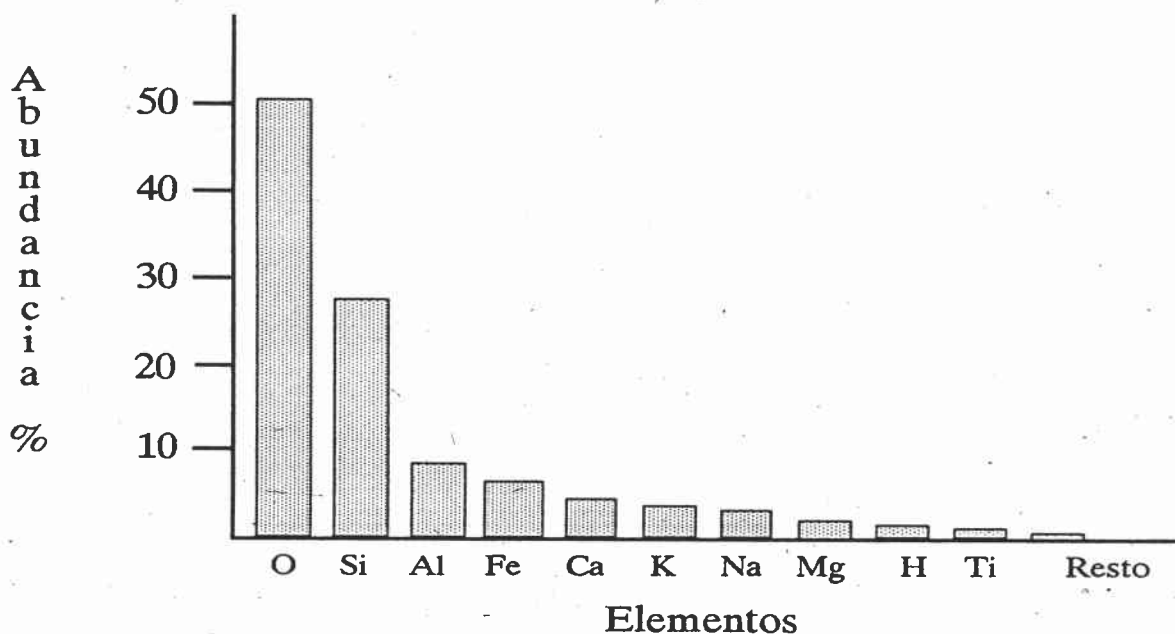
Lectura sugerida:

- M. L. McGlashan. *Physico-Chemical Quantities and Units*, RIC Monograph for Teachers No. 15, 1968.
- *Guide for the Use of SI Units*, Bull Inst. Phys. 18, 349, 1967.
- M. N. Hughes, A. M. James y N. R. Silvester. *SI Units and Conversion Tables*, The Machinery Pub., 1971.

APENDICE 2

Distribución de los Elementos Químicos

La composición media, en masa, de los elementos químicos en la corteza terrestre se muestra en el cuadro siguiente.



Aproximadamente el 99 % en peso de la corteza terrestre la forman los 10 elementos químicos más abundantes.

OXIGENO. El nombre de este elemento químico se debe a Antoine Lavoisier (1743 -1794), a pesar de que su descubrimiento se le atribuye al químico inglés Joseph Priestley (1733 -1804) quien lo bautizó como "aire desflogisticado". El oxígeno como molécula gaseosa forma el 21 %, en volumen, de la atmósfera seca, de la cual se obtiene por licuefacción y destilación fraccionada. El elemento en sus compuestos forma la mitad en peso de la corteza terrestre, alrededor de las 2/3 partes del peso del cuerpo humano. Las 9/10 partes del peso del agua es oxígeno.

SILICIO. El silicio como sustancia simple no existe en la naturaleza, en cambio abundan sus combinaciones con el oxígeno y con otros metales. La mayoría de las rocas y el suelo que constituyen la corteza terrestre se componen de Si y O. Destacan entre los minerales: la sílice, SiO_2 , de la cual el cuarzo es una de sus formas cristalinas y los silicatos que además de oxígeno y silicio contienen a otros elementos químicos, principalmente metales. Como ejemplo tenemos: la mica $\text{KA}_3\text{Si}_3\text{O}_{10}$ y el talco $\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$.

ALUMINIO. El aluminio es el metal más abundante de la corteza terrestre. Este elemento fue aislado por el químico alemán Friedrich Wöhler (1800 - 1882) en 1827. Similarmente al silicio, en la naturaleza el aluminio está casi siempre ligado al oxígeno. El compuesto de aluminio más importante es el óxido de aluminio, Al_2O_3 , ó alúmina, la cual se extrae de la bauxita. Por electrólisis del Al_2O_3 se obtiene el aluminio metálico.

HIERRO. El hierro en forma simple prácticamente no se encuentra en la corteza terrestre. Los principales minerales de hierro son sus óxidos: la hematita, Fe_2O_3 , y la magnetita, Fe_3O_4 , también conocida como arena negra. La pirita, FeS (también conocida como oro de los tontos) es otro de los minerales más comunes del hierro.

CALCIO. El calcio no se encuentra libre en la naturaleza, pero abunda combinado constituyendo importantes minerales: el mármol (carbonato), yeso (sulfato), fluorita (fluoruro). El carbonato de calcio se encuentra en grandes cantidades y se emplea para fabricar la cal viva, CaO , y la cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

POTASIO Y SODIO. El potasio y el sodio fueron descubiertos por el químico inglés Humphry Davy (1778 - 1829). En 1807 fueron los primeros metales que se obtuvieron por electrólisis. Los compuestos más importantes de estos metales son: sal común o sal gema, NaCl , soda, NaCO_3 , y los aluminosilicatos de sodio. También el potasio se encuentra en numerosas combinaciones minerales: sulfatos, cloruros (silvinas), nitratos, etc.

MAGNESIO. El magnesio también fue obtenido mediante electrólisis por Davy en 1808. No se presenta libre en la naturaleza, pero se le encuentra en grandes cantidades en los minerales: dolomita, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ nombre de la cadena montañosa al norte de Italia, magnesita, MgCO_3 , y en los aluminosilicatos de magnesio.

HIDROGENO. Su nombre se debe a Lavoisier, pero el descubrimiento se le atribuye al químico inglés Henry Cavendish (1731 - 1810). Los átomos de hidrógeno constituyen cerca del 16 % de todos los átomos de la corteza terrestre. Hoy en día se utilizan grandes cantidades de hidrógeno en la industria química.

TITANIO. El titanio fue descubierto como dióxido de titanio, TiO_2 , por el químico inglés William Gregor, (1761 - 1817) en 1789. En la naturaleza se le encuentra principalmente en la ilmenita, FeTiO_3 , y en el rutilo, TiO_2 . El dióxido de titanio puro y en forma de polvo difunde fácilmente la luz, por esto se emplea en la industria de pigmentos.

APENDICE 3

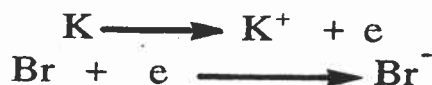
Fórmulas y Nombres de los Compuestos Químicos

1. Introducción

Es un hecho conocido la tendencia de los átomos a unirse para formar *moléculas*. Estas uniones pueden presentarse entre átomos idénticos, en cuyo caso se forman moléculas *homonucleares* (H_2 , O_2 , S_8 , etc), o entre átomos diferentes y producen moléculas *heteronucleares* que pueden tener 2, 3 o más átomos (HBr , H_2S , NH_4OH , etc). Inclusive, se pueden formar especies con un número elevado de átomos: *macromoléculas*, como los polisacáridos, las proteínas, o los polímeros sintéticos: poliuretano, nylon, etc. La unión de los átomos es un proceso en el cual se libera energía siendo el arreglo poliatómico una especie más estable que los átomos individuales y libres. Solamente los gases nobles, que tiene en su órbita externa 8 electrones (exceptuando el helio con 2 electrones) no presentan tendencia a unirse a otros átomos (He , Ar , Ne) o, como en el caso de Kr , Xe y Rn , sólo se conocen unos pocos compuestos. Para formar los arreglos poliatómicos, los átomos pierden o ganan electrones de manera de adquirir la configuración de un gas noble, bien sea manteniendo la totalidad de los 8 electrones (enlaces *iónicos*) o compartiéndolos con otros átomos (enlaces *covalentes*). Esta tendencia es lo que se conoce como *Regla del Octeto*.

2. Tabla Periódica y enlaces

Cuando, mediante una interacción electrostática, una especie positiva: *cación*, se une a una especie negativa: *anión*, se establece un enlace iónico. Los elementos del grupo IA y IIA (metales alcalino y alcalinotérreos) pierden 1 ó 2 electrones y producen cationes con la configuración del gas noble del período precedente de la tabla periódica. A su vez, los elementos de los grupos VIIA y VIA, al aceptar 1 ó 2 electrones, forman aniones con la configuración del gas noble del mismo período al cual pertenece el elemento.



La asociación de K^+ y Br^- conduce a un par iónico el cual se sigue asociando en forma ordenada según un empaquetamiento que dependerá del tamaño de los iones y de sus cargas y forma una red cristalina. En este caso, "KBr" indica que por cada átomo de bromo hay uno de potasio; en el $MgBr_2$ por cada dos átomos de bromo hay uno de

magnesio, sin que ello implique la existencia de partículas individuales o aisladas.

El otro modelo extremo de unión química es el llamado enlace covalente, en el cual dos núcleos comparten uno 2 ó 3 pares de electrones. Este es el caso típico de las moléculas orgánicas. Mediante esta unión también se logra la configuración de gas noble cumpliéndose la regla del octeto. Este es el modelo que sigue la formación de moléculas diatómicas: H_2 , Cl_2 , N_2 , etc.

Los elementos de los grupos IVA, VA, VIA, y VIIA, llamados genéricamente no metales, tienden a formar enlaces covalentes. Los elementos del grupo IB y IIB, tienen comportamiento metálico y forman iones positivos (familias del Cu y Zn). Para los grupos restantes IIIB, VIIB y VIII, los elementos pueden formar tanto enlaces iónicos (Cr^{3+} , Mn^{2+}) o covalentes (Cr y Mn en las especies $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^-).

3. Número de oxidación

Este término se aplica a un sistema arbitrario que contabiliza los electrones ganados (iones con carga negativa) o perdidos (iones con carga positiva) cuando un elemento forma parte de un compuesto. En estado elemental, cualquier elemento tiene su número de oxidación igual a cero. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación de éste es -2 y en la mayoría de los compuestos que contienen hidrógeno, éste tiene número de oxidación +1. La suma de los números de oxidación de las especies poliatómicas es igual a la carga de la especie. Así, en moléculas neutras la suma de los números de oxidación es igual a cero y para los iones que contienen más de un átomo, la suma de los números de oxidación de cada átomo que forma la partícula es igual a la carga del ion. La tabla 1 agrupa los números de oxidación de los elementos más comunes (en paréntesis están los menos frecuentes).

En los últimos años la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) ha hecho muchos intentos para uniformar la nomenclatura y ha establecido un conjunto de reglas. Algunas de ellas incorporan nombres tradicionales.

4. Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

En la escritura de una fórmula química el catión debe colocarse en primer lugar, por ejemplo: $NaCl$, KNO_3 , a pesar de que en castellano se nombra primero el constituyente electronegativo: cloruro de sodio, nitrato de potasio. Los cationes llevan el nombre del elemento del cual se derivan anteponiéndole la palabra *catión* (catión sodio, catión bario...).

Tabla 1. Símbolos de los elementos y sus estados de oxidación.

Hidrógeno	H	+1	Oxígeno	O	-2				
Litio	Li	+1	Azufre	S	-2	+2	+4	+6	
Sodio	Na	+1	Selenio	Se	-2	+2	+4	+6	
Potasio	K	+1							
Rubidio	Rb	+1	Nitrógeno	N	+3	+5			
Cesio	Cs	+1	Fósforo	P	+3	+5			
			Arsénico	As	+3	+5			
Cobre	Cu	+1+2	Antimonio	Sb	+3	+5			
Plata	Ag	+1(+2)	Bismuto	Bi	+3	+5			
Oro	Au	+1+3							
			Fuor	F	-1				
Berilio	Be	+2	Cloro	Cl	-1	+1	+3	+5	+7
Magnesio	Mg	+2	Bromo	Br	-1	+1	+3	+5	+7
Calcio	Ca	+2	Yodo	I	-1	+1	+3	+5	+7
Estroncio	Sr	+2							
Bario	Ba	+2	Cromo	Cr	+2	+3	+6		
			Molibdeno	Mo	+6				
			Manganeso	Mn	+2	+3	+4	+6	+7
Cinc	Zn	+2	Hierro	Fe	+2	+3			
Cadmio	Cd	+2	Cobalto	Co	+2	+3			
Mercurio	Hg	(+1)+2							
Boro	B	+3	Níquel	Ni	+2	+3			
Aluminio	Al	+3	Paladio	Pd	+2	+4			
			Platino	Pt	+2	+4			
Carbono	C	+2 +4							
Silicio	Si	+2 +4							
Germanio	Ge	+2 +4							
Estaño	Sn	+2 +4							
Plomo	Pb	+2 +4							

Si los elementos presentan más de un número de oxidación, el nombre tradicional asigna la terminación *oso* al de menor número de oxidación e *ico* al de mayor número. Este sistema es confuso, en especial si hay más de dos números de oxidación. La nomenclatura IUPAC indica el número de oxidación con un número romano, por ejemplo:

Fórmula	Nombre tradicional	IUPAC
Co^{2+}	cobaltoso	cobalto(II)
Co^{3+}	cobáltico	cobalto(III)
Cu^{+}	cuproso	cobre(I)
Cu^{2+}	cúprico	cobre(II)

De los cationes poliatómicos, los más conocidos son H_3O^{+} (hidronio o hidroxonio) y NH_4^{+} (amonio); se los denomina con la terminación *onio* seguida de la raíz de la molécula de la cual provienen.

NH_3	amoniaco	NH_4^{+}	amonio
H_2O	agua (<i>hydros</i>)	H_3O^{+}	hidronio

El nombre de los aniones monoatómicos se derivan del elemento del cual proceden con la terminación *uro*. Los sufijos *ato*, *oso*, *ito*, se aplican a los aniones poliatómicos cuyo átomo central tiene diferente estado de oxidación:

Br^-	bromuro	CO_3^{2-}	carbonato
S^{2-}	sulfuro	HSO_3^-	bisulfito
ClO_2^-	cloroso	SO_3^{2-}	sulfito

Para simplificar agruparemos los compuestos inorgánicos en: binarios, ternarios y de coordinación.

4.1. *Compuestos Binarios*. Son compuestos binarios aquellas combinaciones formadas por dos clases de átomos, pudiendo ser dos o más átomos en la moléculas (HF , Na_2O , Al_2O_3). En este grupo hay 3 clases de compuestos: hidruros, óxidos y sales.

4.1.1. *Hidruros*. Corresponden a la combinación de hidrógeno con un elemento. Si el elemento es metálico, el catión se une con el anión hidruro. En estos compuestos el hidrógeno tiene número de oxidación -1. Se nombran comenzando por la palabra *hidruro*:

LiH hidruro de litio, MgH_2 hidruro de magnesio

Los hidruros de los elementos de los grupos IVA y VA establecen un enlace covalente elemento-hidrógeno el cual tiene su número de oxidación +1. En el caso del carbono y del silicio se forman los hidrocarburos y los silanos, respectivamente y para los elementos del grupo VA se han conservado los nombres tradicionales NH_3 (amoníaco), PH_3 (fosfina), AsH_3 (arsina), etc. En las combinaciones del hidrógeno con los elementos de los grupos VIA (S, Se y Te) y los del grupo VIIA (halógenos), el carácter electropositivo del hidrógeno le confiere acidez a estos hidruros. Se los denomina según el anión que se genera seguido del término *de hidrógeno*

Cuando estos hidruros se disuelven en agua se conocen como hidrácidos y se les nombra cambiando la terminación *uro* del anión por el sufijo *hídrico*:

S^{2-}	sulfuro	H_2S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
Se^{2-}	selenuro	H_2Se	selenuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
Cl^-	cloruro	HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
I^-	yoduro	HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico

4.1.2. *Oxidos y anhídridos*: Son las combinaciones de oxígeno, siempre con número de oxidación -2, con metales y no metales; se denominan como óxido del elemento, indicando el número de oxidación. en el caso de los elementos no metálicos se llaman *anhídridos*, y se los puede

nombrar mediante el uso de prefijos *di- tri- tetra-* etc. que indica el número de átomos de oxígeno y de no metal presentes en la combinación

Na_2O óxido de sodio

Fe_2O_3 óxido de hierro(III)

SO_3 óxido de azufre (IV) o trióxido de azufre

N_2O_3 óxido de nitrógeno(III) o trióxido de dinitrógeno

4.1.3. *Sales*: Son productos de neutralización entre un hidrácido y una base. Se nombran como el anión del metal, indicando cuando sea necesario, el estado de oxidación del metal.

KI yoduro de potasio

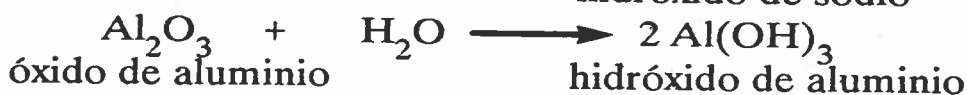
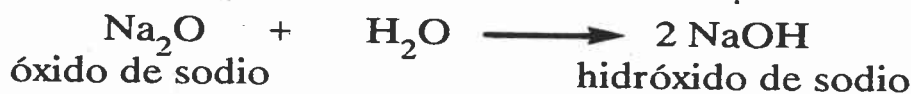
PbS sulfuro de plomo

FeCl_2 cloruro de hierro(II)

NiBr_3 bromuro de níquel(III)

4.2. *Compuestos Ternarios*. Son compuestos formados por tres diferentes tipos de átomos. Hay tres clases básicas: hidróxidos, oxiácidos y sales

4.2.1 *Hidróxidos*. Proviene de la combinación de un óxido metálico con agua. Se caracterizan por la unión del anión oxihidrilo (o hidroxilo) (OH^-) con un catión metálico:

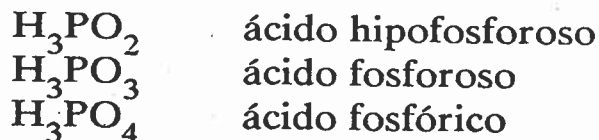


4.2.2 *Oxiácidos*. Proviene de la combinación de un óxido no metálico (anhídrido) con agua. Para la nomenclatura se consideran 3 situaciones.

a. Cuando el elemento tiene 2 números de oxidación forma 2 oxiácidos (provenientes de dos anhídridos). Se asigna la terminación *oso* al del número más bajo e *ico* al del número más alto.



b. Con 3 números de oxidación se forman 3 oxiácidos. Se asigna el prefijo *hipo* y se conserva el sufijo *oso* para el de menor número



c. Cuando se forman 4 oxiácidos, se le agrega el prefijo *per* y el sufijo *ico* para designar el de mayor número. Los restantes se nombran como en el caso anterior



Ciertos oxiácidos aparecen como anhídridos con diferente grado de hidratación. A objeto de diferenciarlos se usan los prefijos *orto* y *meta* para los de mayor y menor grado de hidratación, respectivamente. El prefijo *piro* corresponde a la condensación de dos moléculas de ortoácido acompañada de la pérdida de una molécula de agua.

HPO_3 ácido metafosfórico equivale a $(\text{H}_2\text{O})_{0,5} \text{PO}_{2,5}$

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ácido pirofosfórico equivale a $[(\text{H}_2\text{O}) \text{PO}_{2,5}]_2$

H_3PO_4 ácido ortofosfórico equivale a $(\text{H}_2\text{O})_{1,5} \text{PO}_{2,5}$

En todo caso el número de oxidación del fósforo es +5.

4.2.3. Sales Ternarias. Se obtiene por combinación de un oxiácido y un hidróxido. El sistema de nomenclatura es igual al descrito para las sales binarias. Se nombra el anión seguido del catión indicando el número de oxidación, si es necesario.

Las terminaciones tradicionales *oso* e *ico* todavía persisten para los cationes metálicos cuando estos tienen dos estados de oxidación. Así los compuestos FeSO_4 y $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ frecuentemente aparecen referidos como sulfato ferroso y sulfato férrico, respectivamente, en lugar del nombre IUPAC sulfato de hierro(II) y sulfato de hierro(III), respectivamente.

Si los ácidos (hidrácido u oxiácido) tienen más de un catión hidrógeno, se podrán formar tantas sales como H^+ tenga el ácido. Los aniones generados se acompañan de la palabra ácido, así como las sales correspondientes. En la tabla 2 se dan ejemplos del ácido de los aniones y de las sales.

Tabla 2. Ácidos, aniones y sales

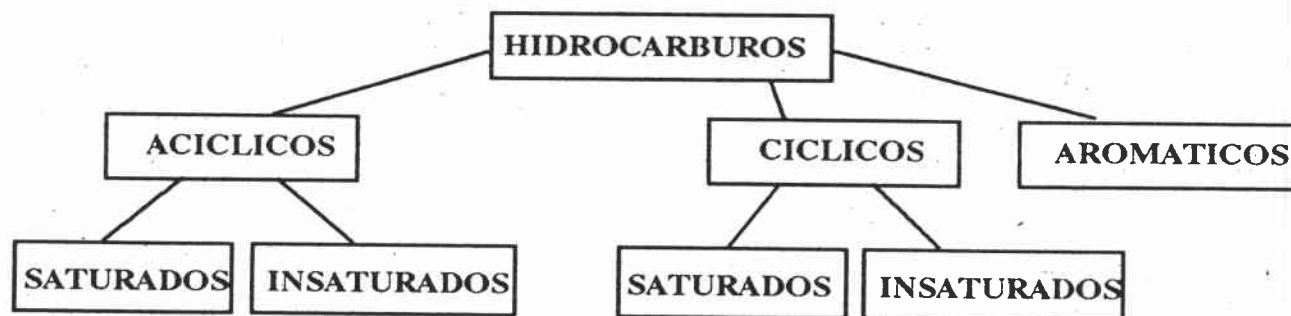
Ácido	Anión	Una sal
HNO_3 nítrico	NO_3^- nitrato	NaNO_3 nitrato de sodio
H_2SO_3 sulfuroso	HSO_3^- sulfito ácido	KHSO_3 sulfito ácido de potasio
	SO_3^{2-} sulfito	CaSO_3 sulfito de calcio
H_3PO_4 fosfórico	H_2PO_4^- fosfato diácido	LiH_2PO_4 fosfatodiácido de litio
	HPO_4^{2-} fosfato ácido	$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$ fosfato ácido de hierro(III)
	PO_4^{3-} fosfato	AlPO_4 fosfato de aluminio
H_2S sulfhídrico	HS^- sulfuro ácido	KHS sulfuro ácido de sodio
	S^{2-} sulfuro	PbS sulfuro de plomo(II)

4.3 *Compuestos de coordinación*. Están formados por un átomo central metálico unido covalentemente a un número determinado de moléculas o de iones, que se denominan *ligandos*. La carga en exceso es compensada, cuando ella existe, por *contraiones*, (iones de signo opuesto), mediante la formación de enlaces iónicos ya descritos, por ejemplo: $K_2(PtCl_6)$ está constituido por dos cationes potasio y un anión $(PtCl_6)^{2-}$.

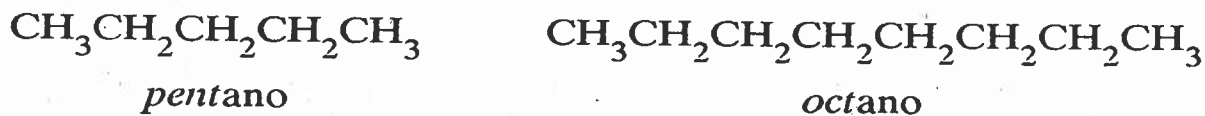
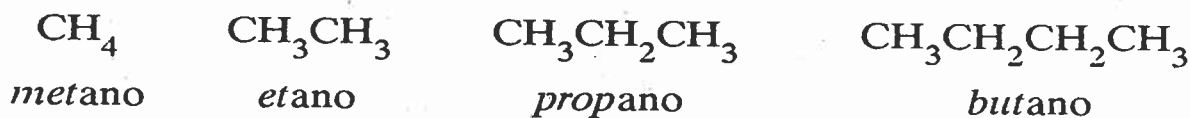
5. Nomenclatura de Compuestos Orgánicos

Hoy en día se conocen una gran cantidad de compuestos orgánicos. Esta abundancia se debe a la capacidad del carbono para enlazarse consigo mismo y con otros átomos como: hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, halógenos, etc.

Los compuestos orgánicos se pueden clasificar sistemáticamente en un pequeño número de grupos. La clasificación se inicia con los hidrocarburos, que son compuestos que contienen sólo carbono e hidrógeno. Estos pueden dividirse de acuerdo al bloque siguiente.



Alcanos. Es una familia de hidrocarburos alifáticos saturados que tienen la característica de que cada átomo de carbono enlaza a otros cuatro átomos. También son conocidos como parafinas y poseen la fórmula general $C_n H_{2n+2}$. Para su nomenclatura se emplea el sufijo *-ano*, mientras que la raíz del nombre indica el número de átomos de carbono: *pent* (5); *hex* (6); *hept* (7); *oct* (8) . . . , excepto para los cuatro primeros hidrocarburos que reciben los nombres de:

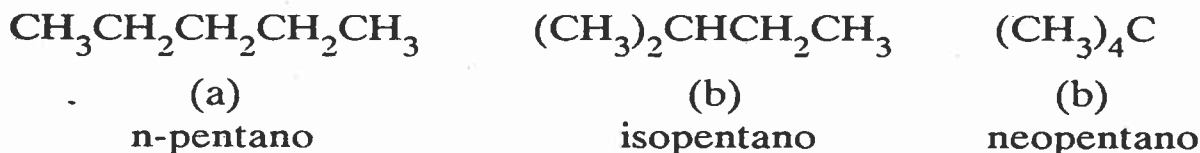


Isómeros. Los compuestos que tienen la misma fórmula molecular (que indica solamente el número y clase de átomos en cada molécula), pero diferente fórmula estructural, se denominan *isómeros*.

Para el hidrocarburo de 4 átomos de carbono hay dos isómeros: el n-butano e isobutano. El prefijo "n" indica cadena lineal, el prefijo "iso", cadena ramificada.



Los isómeros existen a partir del hidrocarburo con cuatro átomos de carbono. Así, tenemos que para el hidrocarburo de 5 átomos de carbono, que pueden arreglarse de tres maneras, existen tres isómeros, que pueden presentar una estructura lineal (a) o ramificada (b)



Para nombrar los isómeros se debe seguir las siguientes reglas:

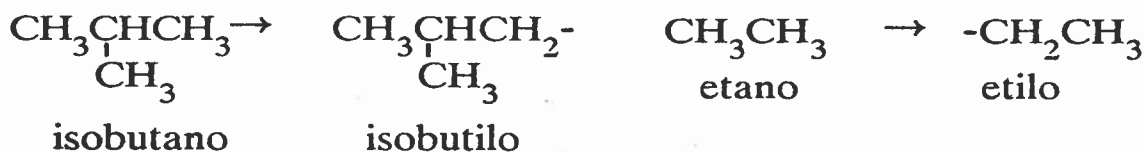
1. El nombre genérico de estos hidrocarburos saturados es *alcano*, las estructuras a y b son todas derivadas de un pentano, en este caso.
2. La secuencia continua más larga de átomos de carbono es la *cadena principal* y es la base del nombre del hidrocarburo, el resto son *ramificaciones*. Ejemplo:

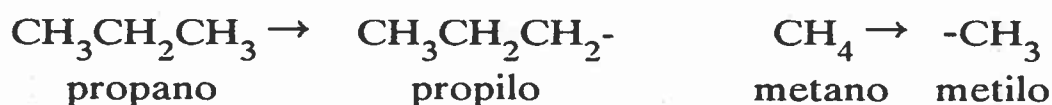


es un derivado del pentano

es un derivado del heptano

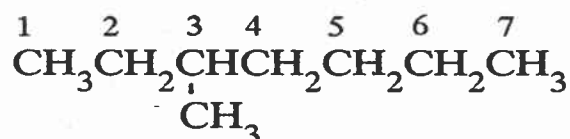
3. Las ramificaciones se consideran sustituyentes y se usa el prefijo del hidrocarburo del cual provienen, con la terminación *-ilo*. Ejemplos:





En general, estos sustituyentes se conocen como *grupos alquilo*s.

4. Para designar las posiciones de los sustituyentes o ramificaciones, en la cadena principal se emplea una numeración a partir del extremo que permite asignarles los números más pequeños. Ejemplo:



3-metilheptano (no 5-metilheptano)

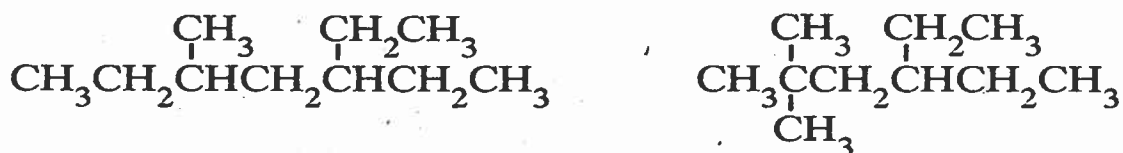
5. Cuando se presentan varios sustituyentes y éstos son iguales se emplean los prefijos *-di*, *-tri*, *-tetra*, etc. Ejemplo:



2,4-dimetilhexano

2,2,5-trimetilheptano

6. Cuando dos o más sustituyentes son diferentes, sus nombres se escriben en orden alfabético. Los prefijos *di*, *tri*, etc., no se consideran para el orden alfabético

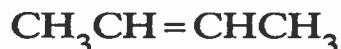


3-etil-5-metiheptano

4-etil-2,2-dimetilhexano

Alquenos. Son hidrocarburos alifáticos insaturados que poseen uno o más dobles enlaces carbono-carbono. A estos compuestos también se les llama olefinas, para su nomenclatura se emplean reglas similares a las de los alcanos. Se usa el sufijo *-eno*, seguido a la raíz que indica el número de átomos de carbono. El primero de la serie, eteno, recibe el nombre común de *etileno*. Las siguientes son reglas adicionales para las olefinas.

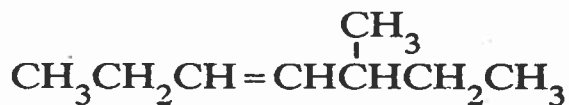
- La secuencia más larga de átomos de carbono debe contener el doble enlace.
- La posición del doble enlace debe quedar en el número más bajo posible.



2-buteno



1-penteno



5-metil-3-hepteno

Los hidrocarburos doblemente insaturados (dos doble enlace) se llaman *dienos*, los de tres doble enlace: *trienos* y así sucesivamente. Ejemplos:



1,3 - butadieno



3-metil-1,4-pentadieno

Alquinos. Son hidrocarburos insaturados que contienen uno o más triples enlaces carbono-carbono. Las reglas de nomenclatura son las mismas que se aplican a los alquenos. El sufijo que se emplea es *-ino*. El primero de la serie, etino, recibe el nombre común de *acetileno*.



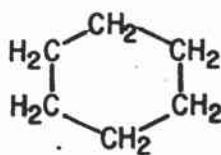
etino



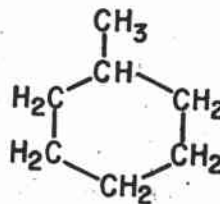
1-butino

Si la molécula sólo presenta un enlace múltiple y éste se encuentra entre el primero y el segundo átomo de carbono, el numeral 1 puede obviarse.

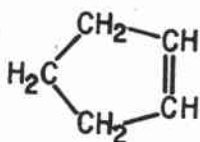
Para los hidrocarburos cíclicos se emplea la misma nomenclatura de los alicíclicos precedidos por el prefijo *ciclo*. Ejemplos:



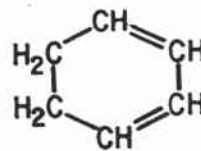
ciclohexano



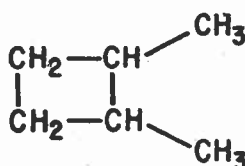
metilciclohexano



ciclopenteno

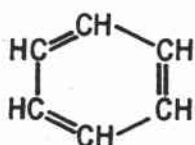


1,3-ciclohexadieno

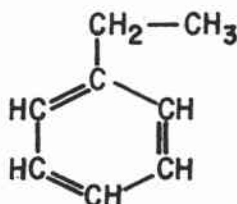


1,2-dimetilciclobutano

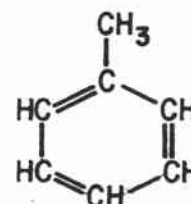
Hidrocarburos aromáticos. Estos hidrocarburos son una clase de *polienos* cíclicos con propiedades particulares. La nomenclatura sigue fundamentalmente el mismo sistema que se mencionó para los otros tipos de hidrocarburos. Tomando como base el benceno.



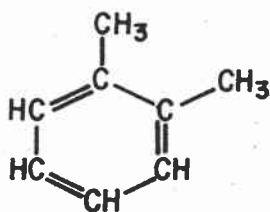
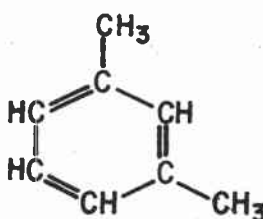
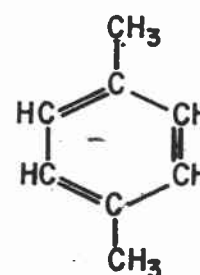
benceno



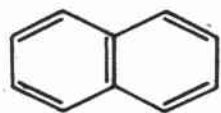
etilbenceno

metilbenceno
(tolueno)

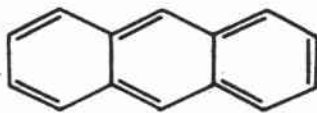
Cuando en el anillo se encuentran dos sustituyentes, su posición se indica numerando los carbonos del anillo (o se emplea los prefijos: *orto* (o), *meta* (m) y *para* (p)).

1,2 - dimetilbenceno
(o-dimetilbenceno)
(o-xileno)1,3 dimetilbenceno
(m-dimetilbenceno)
(m-xileno)1,4 dimetilbenceno
(p-dimetilbenceno)
(p-xileno)

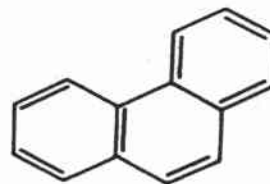
Los hidrocarburos aromáticos pueden contener dos, tres, o varios ciclos condensados y se les denomina hidrocarburos aromáticos polinucleares. Cada clase tiene un nombre común.



naftaleno



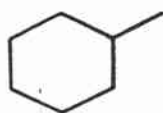
antraceno



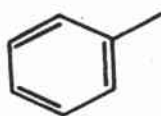
fenantreno

5.4.1. Representación esquemática de las fórmulas estructurales.

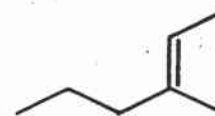
A fin de simplificar las fórmulas estructurales, éstas pueden representarse con trazos y ángulos. Cada trazo representa un enlace C-C y se suprimen los enlaces C-H, siempre teniendo presente que cada átomo de carbono forma cuatro enlaces. Así, el metilciclohexano se representa por un hexágono al cual se une un guión correspondiente al grupo metilo. En cada ángulo se asume la presencia de un átomo de carbono con el número correspondiente de hidrógenos.



metilciclohexano



tolueno



3-metil-2-hexeno

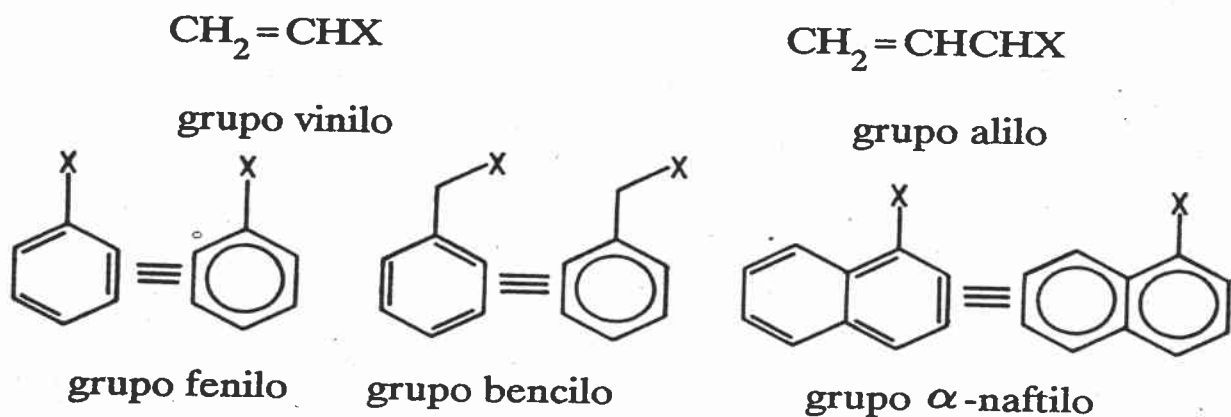
Las fórmulas del naftaleno $C_{10}H_{10}$, antraceno $C_{14}H_{10}$, y fenantreno $C_{14}H_{10}$, indicadas arriba, siguen esta representación. Nótese que el antraceno y el fenantreno son isómeros. En los compuestos aromáticos la secuencia de dobles y simples enlaces alternados se acostumbra representar por un "circulo" dentro de de cada hexágono, para indicar que la nube electrónica está uniformemente distribuida sobre sus átomos de carbono.

5.4.2. Nombres comunes.

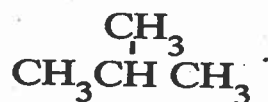
A pesar de los intentos de la IUPAC por sistematizar la nomenclatura de los compuestos orgánicos, algunos nombres comunes o triviales siguen siendo muy populares, tal es el caso del tolueno, o-xileno, m-xileno, p-xileno. Los nombres comunes se emplean con frecuencia cuando la nomenclatura de la IUPAC resulta muy compleja y especialmente en aquellos casos donde los compuestos son conocidos desde hace mucho tiempo, en particular para nombrar derivados de hidrocarburos como ácidos, cetonas, aldehídos, etc. Por ejemplo, el etanoico (el ácido orgánico con 2 átomos de carbono) se nombra comúnmente como ácido acético y sus sales como acetatos, en lugar del nombre de la IUPAC: etanoatos.

Entre estos nombres comunes se incluyen grupos de átomos que

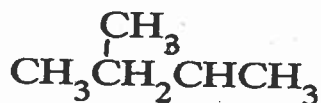
conforman la cadena de hidrocarburos, perteneciente a un determinado compuesto orgánico, por ejemplo:



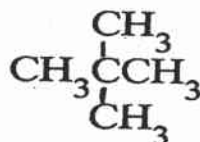
X indica cualquier átomo o grupos de átomos.



isobutano

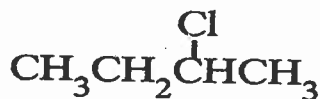


isopentano



neopentano

IUPAC: dimetilpropano



cloruro sec-butilo

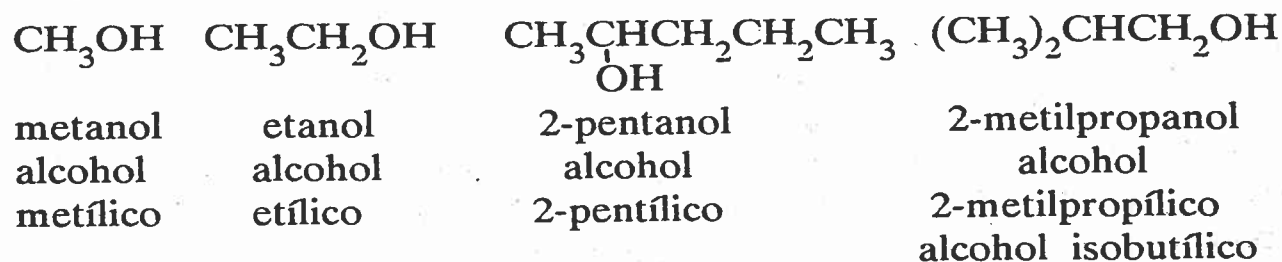
IUPAC: 2-clorobutano

5.5. Grupos funcionales.

Muchos compuestos orgánicos además de poseer carbono e hidrógeno, contienen otros átomos denominados *heteroátomos*. Para su clasificación se consideran derivados de los hidrocarburos donde uno o más átomos de hidrógeno han sido sustituidos por otros átomos o grupo de átomos. Estos le confieren al compuesto características propias. Los átomos o grupo de átomos en cuestión se conocen como *grupos funcionales*. En la tabla se presentan los grupos funcionales más comunes en química orgánica.

Grupo funcional	Tipo de compuesto	Ejemplo	Nombre*
-OH	alcohol	CH ₃ OH	metanol
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{C}=\text{O} \end{array}$	aldehído	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array}$	propanal (propionaldehído)
$>\text{C}=\text{O}$	cetona	$\text{CH}_3\overset{\text{O}}{\parallel}\text{CCH}_3$	propanona (acetona)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \\ \text{OH} \end{array}$	ácido carboxílico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$	propanoico (ácido propiónico)
-C-NH ₂	amina	CH ₃ NH ₂	metilamina
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	amida	$\text{CH}_3\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{NH}_2 \end{array}$	acetamida
C-O-C	éter	CH ₃ CH ₂ -O-CH ₂ CH ₃	éter etílico
$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \\ \text{O}-\text{C} \end{array}$	éster	$\text{CH}_3\text{-C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$	etanoato de metilo (acetato de metilo)

Alcoholes: son designados sustituyendo el prefijo *-ano* por *-ol* en el hidrocarburo correspondiente. La posición del OH se indica con un número, también se nombran anteponiendo la palabra *alcohol* a la raíz del hidrocarburo con el sufijo *-ílico*.



Los alcoholes que contienen dos grupos alquilo enlazados al carbono que contiene el -OH se conocen como alcoholes secundarios, y los que contienen tres grupos alquilo se conocen como terciarios.



primario



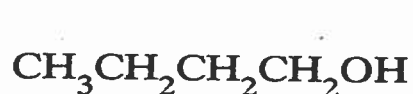
secundario



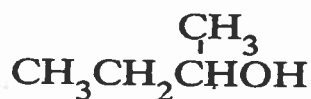
terciario

R: cadena

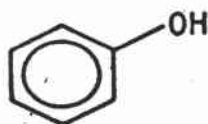
*Cuando el nombre común es más frecuente se indica en paréntesis.



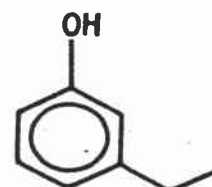
butanol

2-butanol
(sec-butanol)2-metil-2-propanol
(ter-butanol)

Cuando el grupo OH está enlazado a un anillo bencénico, los compuestos se conocen como *fenoles* y se nombran como derivados del compuesto patrón.

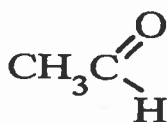
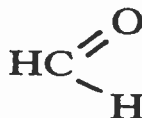
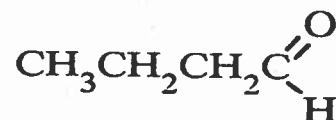


fenol

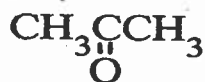
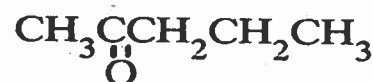


3-etilfenol

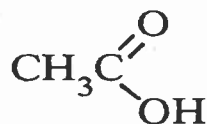
Aldehídos y Cetonas: Se nombran reemplazando la terminación *ano* del alcano correspondiente por *al* (para aldehídos) y *ona* (para las cetonas) estos compuestos se caracterizan por el grupo carbonilo C=O.

etanal
(acetaldehído)metanal
(formaldehído)butanal
(butiraldehído)

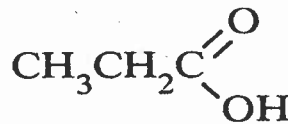
Cuando hay diferentes posibles posiciones del grupo CO en las cetonas, la posición se indica por medio de un número; en los aldehídos la posición del grupo funcional debe ser en un extremo de la cadena (posición 1) los aldehídos también se nombran posponiendo el sufijo *aldehído* a la raíz correspondiente a la nomenclatura común (formaldehído) y las cetonas nombrando las dos ramificaciones que se unen al grupo CO y posponiendo la palabra cetona: butanona = metiletil cetona.

propanona
(acetona)2-pentanona
(metilpropilcetona)

Acidos carboxílicos y Esteres. Para esta clase de compuestos se emplea el sufijo *-oico* sustituyendo el sufijo *ano* del hidrocarburo. La nomenclatura común antepone el nombre genérico *ácido* al nombre común.

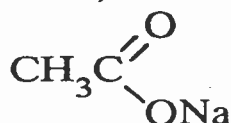


etanoico
(ácido acético)

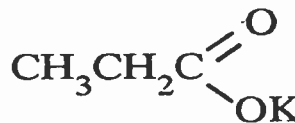


propanoico
(ácido propiónico)

Las sales correspondientes serán: etanoatos (o acetatos) y propanoatos (o propionatos)

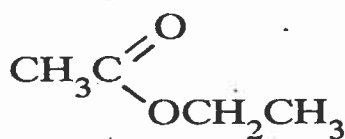


etanoato de sodio
(acetato de sodio)

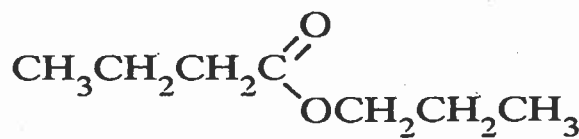


propanoato de potasio
(propionato de potasio)

Los ésteres son derivados de ácidos carboxílicos y alcoholes y se nombran como las sales, en lugar el metal se nombra el grupo alquilo del cual proviene el alcohol.



etanoato de etilo
(acetato de etilo)



butanoato de propilo
(butirato de propilo)

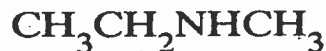
Aminas. Son derivados orgánicos del amoníaco NH_3 . Si remplazamos un hidrógeno del amoníaco por un grupo alquilo o arilo se obtiene una amina primaria, si se sustituyen dos, son secundarias y así sucesivamente. Se nombran anteponiendo el nombre del grupo alquilo a la palabra amina.



metilamina
(amina primaria)



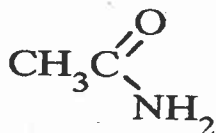
trimetilamina
(amina terciaria)



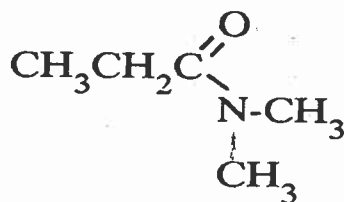
etilmetilamina
(amina secundaria)

Amidas. Para estos compuestos se sustituye el sufijo *ico* del ácido

carboxílico del cual provienen por el sufijo *amida*. Para las amidas sustituidas se indica la substitución sobre el nitrógeno.



acetamida



N, N-dietilpropionamida (*)

Eteres. Si el átomo de hidrógeno unido al oxígeno de un alcohol se sustituye por un carbono se genera un éter. Se denominan nombrando separadamente las cadenas y finalizando con el sufijo *eter*.

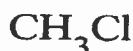
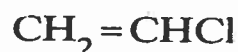
dimetiléter
(eter dimetílico)metiletiléter
(eter metiletílico)

En esta categoría la IUPAC no ha adoptado un sistema oficial de nomenclatura. Así, tenemos que un grupo alquilo más el átomo de oxígeno puede ser considerado un grupo *alcoxi* : *metoxi*, *etoxi* ...



2-metoxipropano ó metilisopropiléter

Haluro de Alquilo. Si a un hidrocarburo se sustituye un H por un halógeno se obtiene un haluro de alquilo y se nombran el anión correspondiente al halógeno y la cadena de hidrocarburo o bien anteponiendo el nombre del halógeno al hidrocarburo.

cloruro de metilo
(clorometano)cloruro de vinilo
(cloroeteno)

Existen muchos otros grupos funcionales cuyas características y

(*) N,N Significa que ambos sustituyentes (los CH₃) están sobre el nitrógeno

nomenclatura podrá ser consultada en cualquier texto de química orgánica

Lecturas Sugeridas

- F. Brescia, S. Mehlman, F. Pellegrini y S. Stambler. *Química*, Ed. Interamericana, México, 1977.
- D.H. Bush, H. Shull and R. Conley, *Chemistry*, Ed. Allyn and Bacon Inc., Boston, 1973.
- D. Marcano, L. Cortés. *Química Orgánica*, Ed. Reverté Venezolana, Caracas, 1982.
- M. Paraira y C. Parejo, *Introducción a la Formulación y Nomenclatura Química*, Ed. Vicens-Vives, Barcelona, 1980.
- R. O'Connor, *La Química*, Ed. Harper & Row Latinoamericana, México, 1976.

APENDICE 4

Construcción de Gráficos

En términos generales, en todo estudio científico se establecen relaciones entre distintos entes, lo cual permite descubrir lo que tienen de común o diferente. Estas relaciones que se pueden expresar de diferentes formas, se denominan *relaciones funcionales*.

Se dice que una variable (y) es *función* de otra variable (x) si es posible establecer para diversos valores de x , los valores correspondientes de y . Esto se describe de la forma siguiente.

$$y = f(x)$$

La variable (x) a la que se asignan primero los valores numéricos se conoce como *variable independiente*, mientras que (y) es la *variable dependiente*.

En general las relaciones funcionales se pueden expresar

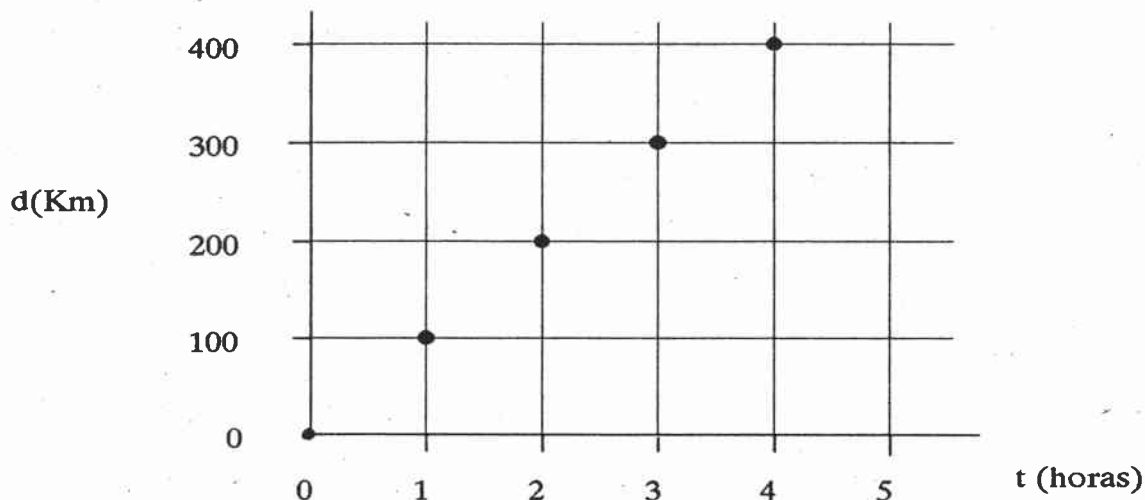
- a) mediante una *ecuación algebraica*: Un automóvil viaja a una velocidad constante de 100 Km por hora, la distancia (d) recorrida en t horas está determinada por

$$d = 100 \times t \quad \text{ó} \quad d = f(t)$$

- b) mediante una *tabla de datos*: es decir, los valores de la variable dependiente correspondientes a valores seleccionados de la variable independiente.

$d(\text{Km}) =$	0	100	200	300	600	800
$t(\text{horas}) =$	0	1	2	3	6	8

- c) mediante un *gráfico* : representando en forma pictórica la relación entre las variables.



Una representación gráfica es una forma conveniente de desplegar y observar las tendencias en una información. Una gráfica puede ir precedida de una tabla de datos.

Representación gráfica en coordenadas. Escala.

Cuando la representación se hace en coordenadas cartesianas, la variable independiente se representa en el eje horizontal (*abscisa*) y sobre el eje vertical (*ordenada*) se coloca la variable dependiente. En la mayoría de los casos, no existen dificultades para decidir cuál de las dos variables de un problema o experimento es dependiente de la otra.

A continuación se debe *escalar* los ejes, es decir, se deben dibujar las escalas para colocar todos los puntos de datos. No es necesario que ambas escalas sean iguales. Cada escala debe tener una identificación clara y comprender los siguientes datos:

- a) nombre de la variable
- b) intervalo de la variable
- c) unidades representadas en la escala

Después de establecer el intervalo de valores que debe cubrir la escala, es necesario determinar la longitud que debe asignarse a la unidad de la variable que se está representando, esto se hace para utilizar la mayor parte del espacio destinado al gráfico.

Finalmente debe asignarse los valores correspondientes al intercepto de los ejes (origen). Evidentemente el origen debe fijarse lo suficientemente bajo para que incluya los valores más pequeños de las variables en el papel de la gráfica.

Ejemplo: Dibujemos el gráfico correspondiente a los datos de la tabla 1, que representa la variación del volumen de un gas en función de la presión

Tabla 1.

P (atm)	V (l)
10,0	5,0
12,5	4,0
20,0	2,5
25,0	2,0
33,0	1,5
50,0	1,0
100,0	0,5

En la tabla aparecen los datos de un experimento en el cual se varía la presión de un gas confinado en un recipiente de acero y medimos los volúmenes que resultan de esas variaciones.

La presión (P) es la variable independiente y el volumen (V) es la variable dependiente.

Es necesario tener presente que, en líneas generales, el hecho de proceder a la construcción de un gráfico sobre papel milimetrado ayuda a la división de la escala (ver figura 1)

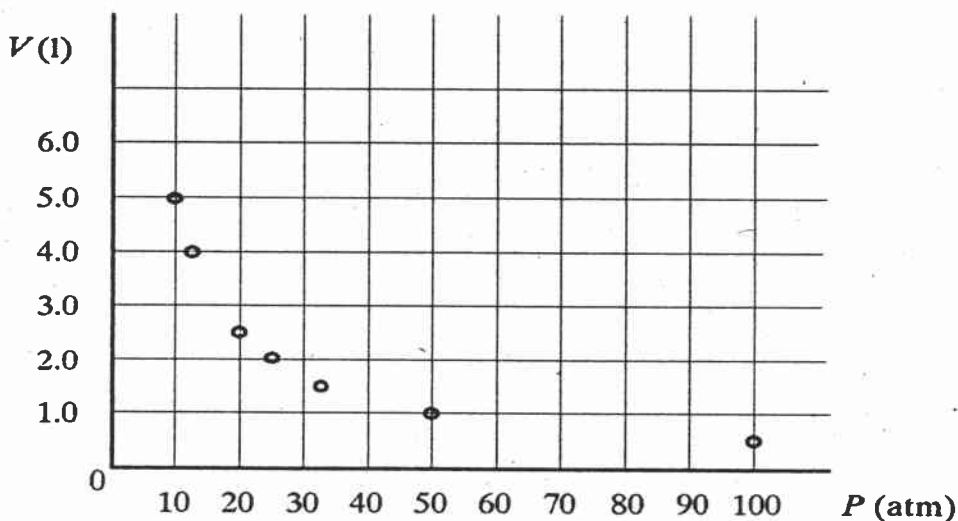


Figura 1. Representación gráfica del volumen de un gas en función de la presión (Tabla 1).

Es obvio que este gráfico sería más fácil de comprender visualmente si los puntos estuviesen conectados entre sí de alguna forma. Esto se puede hacer de dos maneras, dependiendo del tipo de función que se está representando:

- Si la función es continua, podemos conectar la serie de puntos mediante una curva continua. En este caso la curva constituye el gráfico de la función, y cada uno de los infinitos puntos de la curva tiene un significado preciso. Para el ejemplo que estamos estudiando, que es una función continua, se obtiene la curva de la figura 2.

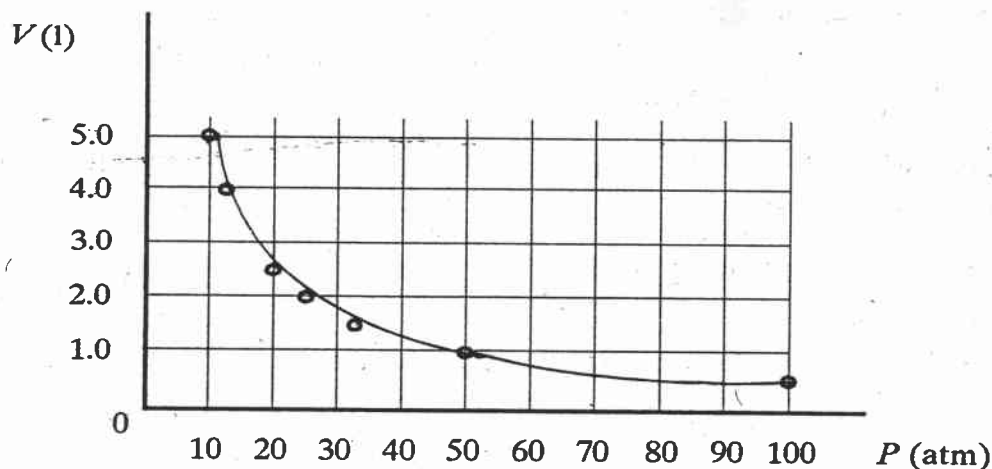


Figura 2. Curva de $V = f(l)$ de la Tabla 1

b) Si la variable independiente no es una variable continua, es decir, que el intervalo de valores permitidos sea un conjunto de valores independientes, en este caso los puntos de la gráfica se pueden unir por segmentos de rectas. Estas representaciones constituyen gráficos de líneas quebradas.

Ejemplo: En la Tabla 2 se registra el número de estudiantes inscritos, en química, en las universidades nacionales entre los años 1985 y 1990.

Tabla 2

Año	Inscritos
1985	646
1986	632
1987	527
1988	441
1989	448
1990	488

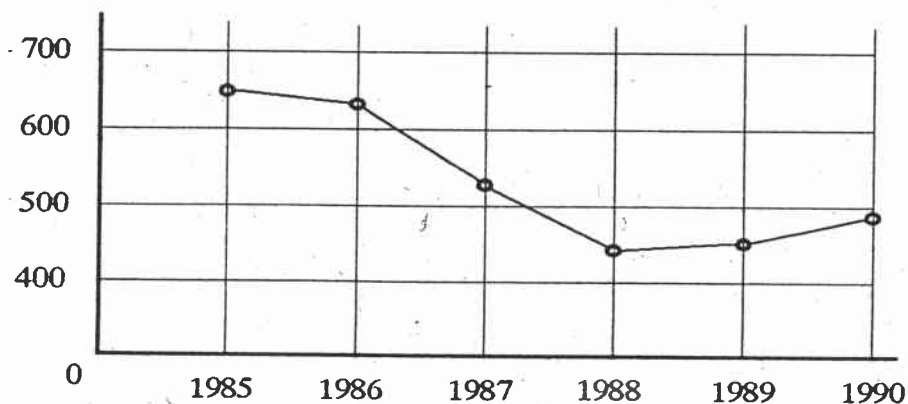


Figura 3. Representación gráfica de los estudiantes inscritos en química.

Representación de ecuaciones mediante gráficas

Para construir la gráfica correspondiente a una ecuación algebraica, se sigue el mismo procedimiento descrito. Primero debe utilizarse la ecuación para obtener los datos para los puntos de la gráfica.

Ejemplo: Obtener la gráfica de la ecuación $y = 2x + 1$

Se obtiene la serie de datos que cumplen con la función $y = 2x + 1$. (Tabla 3)

Tabla 3.

x	y
0	1
1	3
2	5
-1	-1
-2	-3

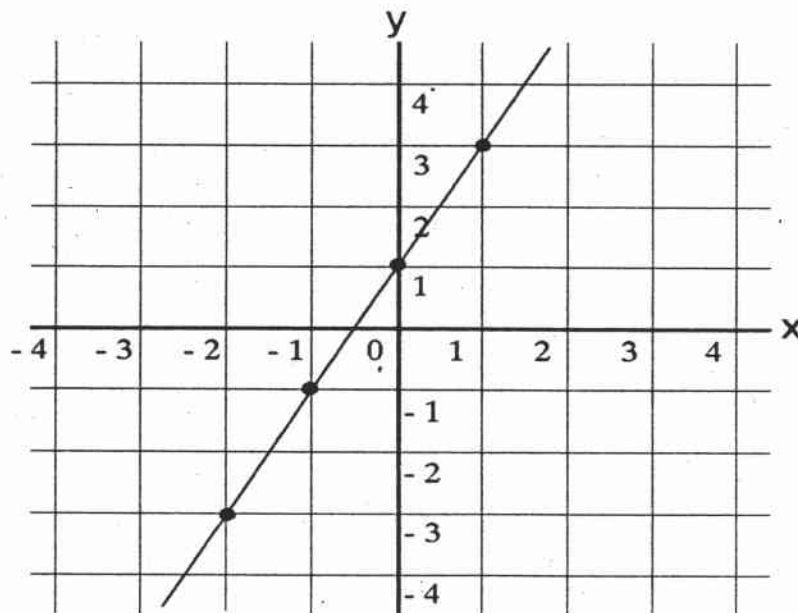


Figura 4. Gráfica de la función $y = 2x + 1$.

Una función lineal tiene la expresión general:

$$y = ax + b$$

donde a y b son constantes. El término a se define como la pendiente de la línea recta y corresponde a la relación que existe entre las coordenadas de dos puntos de la recta. En el ejemplo anterior $a = 2$ y $b = 1$

(intercepto en en eje y), la pendiente a viene dada por:

$$a = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{3 - 1}{1 - 0} = 2$$

En la figura 5 se presentan algunas gráficas típicas de relaciones funcionales.

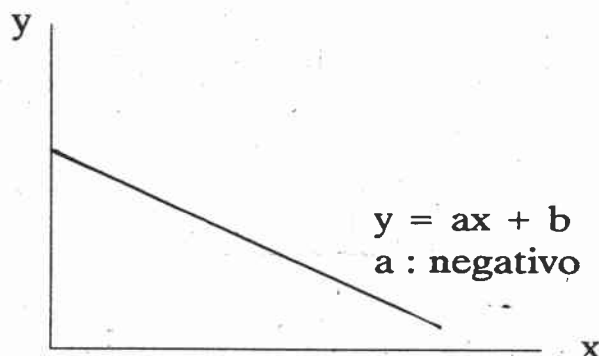
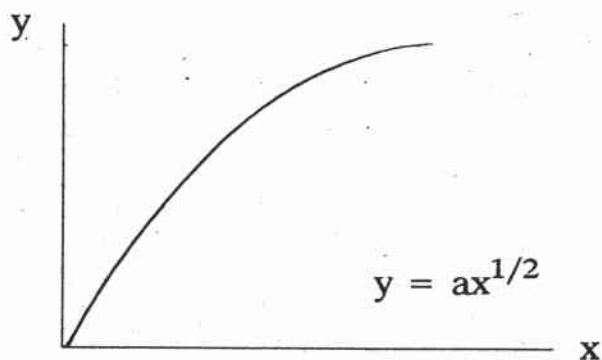
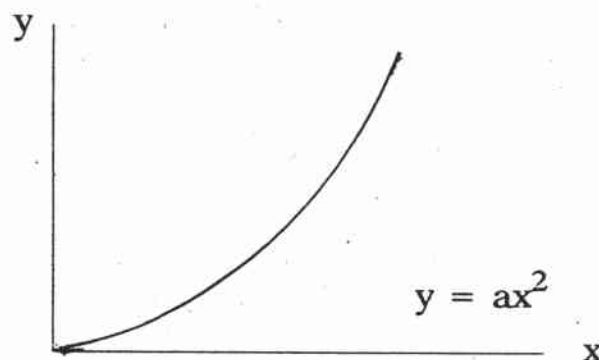
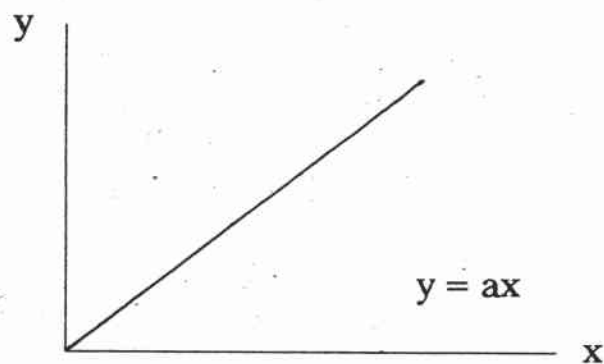


Figura 5. Gráficas de algunas relaciones funcionales.

Gráficos semilogarítmicos y logarítmicos

Frecuentemente se presenta que la relación existente entre dos variables es tal que una de las variables cambia más rápidamente que la otra. A veces la diferencia es tan grande que se hace imposible representar la relación mediante una gráfica que tenga una escala aritmética.

Consideremos los valores de la tabla 4 correspondientes al crecimiento de bacterias en un cultivo líquido.

Tabla 4.

t (horas)	Número de bacterias: n (millones/ml)	log n
0	1	0
1	5	0,699
2	15	1,176
3	50	1,699
4	190	2,278
5	605	2,781
6	2000	3,301

En este caso tenemos lo que se llama *crecimiento exponencial* y éstos fenómenos pueden graficarse si se representan los logaritmos de los datos, o se puede colocar directamente los valores de la variable en una escala logarítmica como en la figura 6.

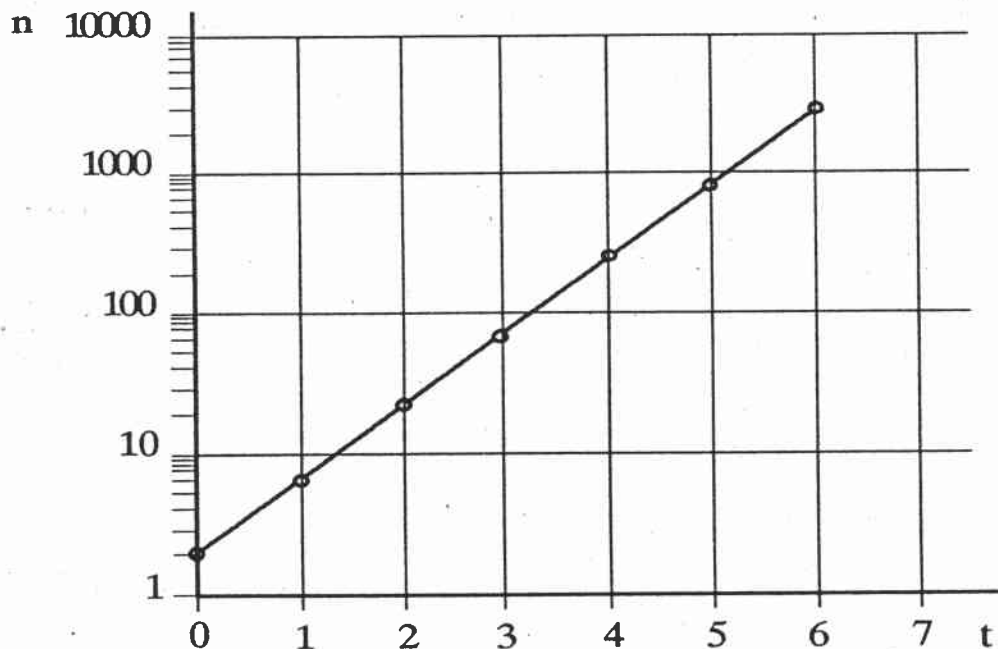


Figura 6. Representación gráfica del crecimiento bacteriano

Gráficos como los de la figura 6, en los cuales una de las variables es logarítmica mientras que la otra es aritmética, se llaman gráficos *semilogarítmicos*. Los fenómenos que corresponden a funciones potenciales de tipo $y = ax^b$ presentarán también un crecimiento pronunciado de su variable dependiente, por lo que ocurrirá para su representación gráfica las mismas dificultades que ya se indicaron en el caso de las gráficas semilogarítmicas. Para estos casos se usan dos escalas logarítmicas y se obtienen gráficos *logarítmicos*.

Lectura sugerida

L. Cortes, M. Marcano y G. Pinardi. *Gráficos, Construcción e Interpretación*. Editorial Reverté Venezolana, Caracas, 1986.

APENDICE 5

Manejo de Números Aproximados. Cifras Significativas

En la actividad científica nos vemos obligados a medir y todas nuestras deducciones o inferencias se hallan relacionadas a tales mediciones y, en particular, a la forma en que éstas se hicieron.

Generalmente, toda medición está afectada por lo que llamamos *error* de la medición y estos errores deben ser tomados en cuenta e indicados en el resultado de la medición.

Llamamos *error absoluto* (ϵ) de una observación a la diferencia entre el valor de la observación (a) y el valor verdadero de la cantidad observada (α)

$$\epsilon = [a - \alpha]$$

Este error puede ser por exceso (+) o por defecto (-), razón por la cual tomamos su valor absoluto y lo indicamos como \pm .

Suele ser de mayor utilidad el *error relativo* (e), que corresponde al cociente del error absoluto (ϵ) por el valor verdadero (α)

$$e = \epsilon / \alpha$$

Se acostumbra también expresar esta relación en términos porcentuales en lugar de referirlo a la unidad del valor verdadero:

$$e \% = (\epsilon / \alpha) 100$$

Hay dos conceptos adicionales que es conveniente tener en cuenta al manejar cifras provenientes de mediciones, ellos son la exactitud y la precisión.

Se denomina *exactitud*, para un conjunto de mediciones o de observaciones, a la diferencia entre el promedio de las observaciones y el verdadero valor de la cantidad observada. Viene dada por el error y nos indica la concordancia entre lo medido y el valor verdadero. En cambio, la *precisión* de un conjunto de observaciones es una medida de la reproducibilidad de tales medidas o de la concordancia entre las mismas.

En la tabla 1. se indican los valores obtenidos por cuatro estudiantes diferentes al realizar, cada uno de ellos, dos pesadas consecutivas de un

cilindro de acero cuyo peso verdadero era de 24,3212 . Allí puede verse que el estudiante 1 trabajó con exactitud y precisión, el segundo trabajó con precisión pero su resultado carece de exactitud, el tercero fue impreciso e inexacto y el cuarto fue igualmente impreciso pero, por compensación de sus errores, obtuvo un promedio que parece exacto pero que, evidentemente, no es confiable. La asociación de imprecisión y exactitud en ciencias, no es aceptable y en este caso la exactitud se considera producto de la casualidad o azar.

Tabla 1. Resultados experimentales de una pesada.

	Peso observado (g)		Promedio (g)
Estudiante 1	1ª.	24,31	24,32
	2ª.	24,33	
Estudiante 2	1ª.	24,36	24,37
	2ª.	24,38	
Estudiante 3	1ª.	24,30	24,27
	2ª.	24,24	
Estudiante 4	1ª.	24,36	24,32
	2ª.	24,28	

Valor verdadero : 24,3212

El hecho de que los números que manejamos en ciencia, producto de observaciones, no sean exactos sino aproximados ya que están afectados por cierto grado de incertidumbre, nos obliga a expresar en forma cuidadosa esa imprecisión. Se ha establecido que solamente se debe indicar las cifras exactas incorporando como última cifra - es decir, la de menor magnitud relativa por su posición- la que está afectada por la imprecisión. Esta imprecisión se considera del orden de más o menos una unidad (± 1), salvo que se indique otro valor en forma explícita. Así por ejemplo, al decir que un cuerpo pesó 24,32 g se entiende que ese valor equivale a $24,32 \text{ g} \pm 0,01$ lo cual corresponde a un intervalo de $24,33 \text{ g} - 24,31$. Se dice entonces que ese número tiene cuatro *cifras significativas*, con lo cual estamos indicando la precisión de esa medida, esto es $\pm 0,01 \text{ g}$. En toda medición la última cifra es estimada y se considera también cifra significativa.

Las cifras significativas son los dígitos requeridos para expresar el resultado de una medida con el grado de precisión con que se hizo. Estas cifras significativas incluyen todos los dígitos ciertos más el primer dígito incierto. El número cero se considera cifra significativa excepto cuando se utiliza para localizar cifras decimales. Así, 350 tiene tres cifras significativas, al igual que 0,00350.

El número de cifras significativas y en consecuencia la precisión, no depende de las unidades con las cuales se expresa el valor. En el caso de los 24,32 g es equivalente indicar 24,32 g ó 0,02432 kg (la precisión es de $\pm 0,00001$ kg es igual a $\pm 0,01$ g). Sin embargo, si ese peso con cuatro cifras significativas lo queremos expresar en mg no podremos escribir 24320 mg. (5 cifras significativas) pues así indicaríamos una precisión de ± 1 mg y ésta sólo era de $\pm 0,01$ g ó ± 10 mg. En este caso debe recurrirse a la nomenclatura exponencial, a objeto de poder indicar sólo 4 cifras significativas, es decir: $2,432 \times 10^4$ mg. El número de dígitos en el coeficiente de la potencia de 10 equivaldrá al número de cifras significativas en la cantidad original.

El método experimental utilizado y la apreciación de los instrumentos empleados determinan la cota de error de una medición, pero cuando esta última no se indica debe aceptarse que la imprecisión afecta en una unidad a la última cifra significativa.

En la tabla 2 se ilustra la relación entre la forma de expresar una cantidad en función de sus cifras significativas y el significado que ello tiene en términos de precisión.

En resumen, al expresar un número aproximado, producto de una observación, sólo el último dígito está afectado por la incertidumbre de una unidad y ello es extensible a un cero final en la cifra.

La importancia de este concepto reside en que cuando operamos con números aproximados el número que resulta de la operación no puede ser más preciso que ninguno de los números con los cuales se operó.

Por esta razón aparecen dos problemas fundamentales en el manejo de números aproximados:

- i) Conocido el grado de incertidumbre de los números aproximados con que se opera, hallar el grado de incertidumbre del resultado.
- ii) Hallar el grado de incertidumbre adecuado en los números con los cuales se debe efectuar.

Tabla 2. Diferentes formas de expresar un valor dado (quinientos gramos) con diferente grado de precisión.

Expresión exponencial	No. de cifras significativas	Imprecisión indicada	Cantidad \pm imprecisión en g	Intervalo correspondiente a la cantidad
5×10^2 g	1	1×10^2 g = 100 g	500 ± 100 g	400 - 600 g
$5,0 \times 10^2$ g	2	$0,1 \times 10^2$ g = 10 g	500 ± 10 g	490 - 510 g
$5,00 \times 10^2$ g (500 g)	3	$0,01 \times 10^2$ g = 1 g	500 ± 1 g	499 - 501 g
$5,000 \times 10^2$ g (500,0 g)	4	$0,001 \times 10^2$ g = 0,1 g	$500,0 \pm 0,1$ g	499,9 - 500,1 g

Al operar con números aproximados el resultado se ajustará de manera tal que el número de cifras significativas sea igual al del número menos preciso.

Para eliminar cifras no significativas, lo que se conoce como *redondear un número*, se acostumbra incrementar en una unidad a la última cifra retenida, en caso de que la cifra siguiente (la que será descartada) sea mayor o igual a 5 (≥ 5); pero, en caso de que esta sea menor que 5 no se modificará la última cifra que se conserva. Por ejemplo, si se debe redondear el número 43,7528 a uno con 5 cifras significativas se tomará 43,753; pero si se quería con sólo 4 cifras significativas deberá tomarse 43,75.

En las operaciones de adición y substracción el resultado debe tener una incertidumbre absoluta igual a la mayor incertidumbre de cualquiera de los números individuales.

Ejemplos:

a) Efectuar la suma:

$$344,5 + 9782 + 1,224 = 10128 \text{ y no } 10127,724$$

b) Calcule el peso molecular del fluoruro de hidrógeno si los pesos atómicos del flúor y el hidrógeno son respectivamente 19 y 1,008.

$$PM_{HF} = 20 \text{ y no } 20,008$$

c) Efectúe la diferencia:

$$13,7225 - 10,58 = 3,14 \text{ y no } 3,1425$$

En el caso de multiplicaciones y divisiones el número de cifras significativas debe basarse en la incertidumbre relativa. *El producto o el cociente debe expresarse con suficientes cifras significativas a fin de indicar una*

incertidumbre relativa igual o del orden de la del factor que tenga la mayor incertidumbre relativa.

Ejemplos:

a) Efectúe el siguiente producto:

$$8,365728 \times 0,12 = 1,0 \text{ y no } 1,0038873$$

La incertidumbre relativa del factor 0,12 es de $0,01 / 0,12 = 1$ en 12 y en el resultado que hemos dado es de $0,1 / 1,0 = 1$ en 10.

De haber colocado como respuesta por ejemplo, 1,00 la incertidumbre hubiera sido de $0,01 / 1,00 = 1$ en 100, mucho menor que la del factor que tenía la mayor incertidumbre (0,12).

b) Calcule el número de moles de hierro (PA = 55,85) que hay en 10,0 g del metal.

$$\frac{10,0}{55,85} = 0,18 \text{ y no } 0,1792114$$

Las incertidumbres en 10,0 y en 0,18 son 1 en 100 y de 1 en 18 respectivamente.

Haber tomado como valor 0,179 hubiese representado una incertidumbre de 1 en 179 o casi 1 en 200 mucho menor que la de 10,0.

Es necesario tomar conciencia de que nuestra práctica actual de operar con calculadoras frecuentemente nos lleva a descuidar este importante aspecto del cálculo numérico. Al expresar el resultado de una operación, ello debe hacerse con el número necesario de cifras significativas que indique un grado de incerteza acorde con la incertidumbre de los números que intervienen en la operación.

Lectura Sugerida:

- W. Masterton y E. Slowinsky, *Matemáticas para Químicos*, Ed. Interamericana, México, 1976.
- J. W. Mellor, *Higher Mathematics for Students of Chemistry and Physics*, Dover Publ. Inc., 1955.
- J.M. Iñiguez Almech, *Matemáticas para Químicos*, Editorial Labor, Barcelona 1941.

BIBLIOGRAFIA

- P. Ander, A. Sonnessa, *Principios de Química, Introducción a los Conceptos teóricos*, Editorial Limusa, México, 1973.
- G.M. Barrow, *Química General*, Editorial Reverté, Barcelona, 1974.
- F. Brescia, S. Mehlman, F. Pellegrini y S. Stambler, *Química*, Ed. Interamericana, México, 1977.
- G. Garzón, *Fundamentos de Química General*, McGraw-Hill, N.Y., 1986.
- M.B. Mahan y R.J. Myers, *Química, Curso Universitario*. 4a. ed, Addison-Wesley Iberoamericana, 1987.
- W.L. Masterton, E.J. Slowinski y C.I. Stanitski *Química, General Superior*, 6a. ed. Ed. Interamericana McGraw-Hill, 1989.
- J.W. Moore, W.G. Davies y R.W. Collins, *Química*, McGraw-Hill, N.Y., 1981.
- Ch.E. Mortimer, *Química*, Grupo Editorial Iberoamericano, México, 1983.
- R. Petrucci, *Química General*, Fondo Educativo Interamericano, México, 1977.

- Acido acético, 32
 - ascórbico, 6
 - carboxílico, 75
 - metafosfórico, 65
 - ortofosfórico, 65
 - pirofosfórico, 65
- Alúmina, 45
- Alcanos, 66
- Alcoholes, 73
- Aldehídos, 74
- Alquenos, 68
- Alquimia, 1, 55
- Alquinos, 69
- Aluminio, 59
- Amidas, 76
- Aminas, 75
- Análisis, 31
- Anhídridos, 63
- Anión, 60
- Antraceno, 71
- Atomo, 1, 55
- Atomos, 11
- Avogadro, 18

- Berthollet, 8

- Cadena principal, 67
- Calcio, 59
- Calor específico, 20
- Cambio químico, 1
- Cannizzaro, 18
- Carbonato de calcio descomposición, 2
- Catión, 60
- Cetonas, 74
- Cifras significativas, 86
- Cloropicrina, 40
- Compuesto químico, 55
 - s binarios, 63
 - de coordinación, 66
 - no estequiométricos, 8
 - ternarios, 64
- C.N., 29, 55
- Contraión, 66
- Coordenadas, 79

- Dalton, 11, 17, 28
- Degradación, 31
- Demócrito, 1, 11
- Dienos, 69

- Dulong y Petit, 20

- Ecuación balanceada, 36
 - estequiométrica, 37
 - química, 15, 35, 55
- Electrónvoltio, 2
- Elemento, 4, 55
 - s distribución, 58
- Empédocles, 1
- Energía, 55
- Enlace covalente, 61
 - iónico, 60
- Error absoluto, 85
 - relativo, 85
- Estado de agregación, 37
- Esteres, 75
- Exactitud, 85

- Fase, 55
- Fenantreno, 71
- Formaldehído, 34
- Formas alotrópicas, 21
- Fórmula empírica, 34, 55
 - estructural, 34, 55
 - mínima, 34
 - molecular, 22, 34, 55
 - química, 31

- Gay-Lussac, 14, 18, 28
- Glosario, 55
- Gráficos, 78
 - de ecuaciones, 82
 - logarítmicos, 83
 - semilogarítmicos, 83
- Grupo alcoxi, 76
 - alilo, 72
 - funcional, 72
 - alquilo, 68
 - vinilo, 72

- Haluros de alquilo, 76
- Hidrógeno, 59
- Hidróxidos, 64
- Hidrazina, 42
- Hidrocarburos aromáticos, 70
- Hidruros, 63
- Hierro, 59
- Hipótesis de Avogadro, 15, 55

- Intercepto, 79

Indice

- Ion, 8, 55
- Isómeros, 67
- Isótopo, 27
- IUPAC, 62

- Lavoisier, 2
- Leucipo, 1, 11
- Ley de Combinación de Volúmenes, 13
 - la Conservación de la Masa, 2, 56
 - las Proporciones Definidas, 4, 56
 - las Proporciones Múltiples, 9, 56
- Leyes ponderales, 12
- Ligando, 66

- Magnesio, 59
- Masa atómica, 17
 - molecular, 17, 18
 - relativa, 17
 - real de átomos y moléculas, 24
 - y número de partículas, 17
- Meta, 70
- Mol, 25, 56
- Molécula, 56
 - homonucleares, 60
 - heteronucleares, 60
- Molaridad, 46
- Número atómico, 27
 - de Avogadro, 24, 56
 - de oxidación, 61
 - másico, 27
 - s aproximados, 85
- Naftaleno, 71
- Nitrometano, 40
- Nomenclatura compuestos inorgánicos, 61
 - - orgánicos, 66
 - IUPAC, 62
 - química, 60
 - trivial, 71
- No metales, 61

- Olefinas, 68
- Ordenada, 79
- Orto, 70
- Oxígeno, 58
- Oxiácidos, 64
- Oxidos, 63

- Para, 70
- Parafinas, 66
- Peso atómico, 17, 56
 - por Dulong y Petit, 20
 - - natural, 28
 - - relativo, 21
 - molecular, 17, 56

- Potasio, 59
- Precisión, 85
- Productos, 35, 56
- Proust ley de, 4
- PTN, 56
- PTS, 56

- Química, 56

- Ramificaciones, 67
- Reacción química, 35
- Reactantes, 35
- Reactivo, 35, 56
 - limitante, 39, 56
- Red cristalina, 8
- Redondear un número, 88
- Regla del Octeto, 60
- Relaciones funcionales, 78
- Rendimiento de una reacción, 44
- Rutilo, 45

- Síntesis, 31
- Sales, 64
 - ternarias, 65
- Silico, 58
- SI unidades, 57
- Sodio, 59
- Sustancias elementales, 31

- Tabla Periódica, 60
- Teoría Atómica, 11
- Titanio, 59
- Tolueno, 70
- Trienos, 69

- Uma, 22

- Variable dependiente, 78
 - independiente, 78
- Vitamina C, 6
- Volumen molar, 29

- Xileno, 70

NOTAS

NOTAS

NOTAS

TABLA DE PESOS ATOMICOS^a
(en relación a C¹² = 12,0000)

<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Número atómico</i>	<i>Peso atómico</i>	<i>Nombre</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Número atómico</i>	<i>Peso atómico</i>
Actinio	Ac	89	(227)	Lawrencio	Lw	103	257
Aluminio	Al	13	26,9815	Litio	Li	3	6,939
Americio	Am	95	(243)	Lutecio	Lu	71	174,97
Antimonio	Sb	51	121,75	Magnesio	Mg	12	24,312
Argón	Ar	18	39,948	Manganeso	Mn	25	54,9380
Arsénico	As	33	74,9216	Mendelevio	Md	101	(256)
Astato	At	85	(210)	Mercurio	Hg	80	200,59
Azufre	S	16	32,064	Molibdeno	Mo	42	95,94
Bario	Ba	56	137,34	Neodimio	Nd	60	144,24
Berilio	Be	4	9,0122	Neón	Ne	10	20,183
Berkelio	Bk	97	(249)	Neptunio	Np	93	(237)
Bismuto	Bi	83	208,980	Niobio	Nb	41	92,906
Boro	B	5	10,811	Níquel	Ni	28	58,71
Bromo	Br	35	79,909	Nitrógeno	N	7	14,0067
Cadmio	Cd	48	112,40	Nobelio	No	102	(253)
Calcio	Ca	20	40,08	Oro	Au	79	196,967
Californio	Cf	98	(249)	Osmio	Os	76	190,2
Carbono	C	6	12,0115	Oxígeno	O	8	15,9994
Cerio	Cr	58	140,12	Paladio	Pd	46	106,4
Cesio	Cs	55	132,905	Plata	Ag	47	107,870
Cinc	Zn	30	65,37	Platino	Pt	78	195,09
Circonio	Zr	40	91,22	Plomo	Pb	82	207,19
Cloro	Cl	17	35,453	Plutonio	Pu	94	(242)
Cobalto	Co	27	58,9332	Polonio	Po	84	210
Cobre	Cu	29	63,54	Potasio	K	19	39,102
Criptón	Kr	36	83,80	Praseodimio	Pr	59	140,907
Cromo	Cr	24	51,996	Prometio	Pm	61	(145)
Curio	Cm	96	(245)	Protactinio	Pa	91	231
Disprobio	Dy	66	162,50	Radio	Ra	88	226,05
Einstenio	Es	99	(251)	Radón	Rn	86	222
Erbio	Er	68	167,26	Renio	Re	75	186,2
Escandio	Sc	21	44,956	Rodio	Rh	45	102,905
Estaño	Sn	50	118,69	Rubidio	Rb	37	85,47
Estroncio	Sr	38	87,62	Rutenio	Ru	44	101,07
Europio	Eu	63	151,96	Samario	Sm	62	150,35
Fermio	Fm	100	(253)	Selenio	Se	34	78,96
Flúor	F	9	18,9984	Silicio	Si	14	28,086
Fósforo	P	15	30,9738	Sodio	Na	11	22,9898
Francio	Fr	87	(223)	Talio	Tl	81	204,37
Gadolinio	Gd	64	157,25	Tántalo	Ta	73	180,948
Galio	Ga	31	69,72	Tecnecio	Tc	43	(99)
Germanio	Ge	32	72,59	Telurio	Te	52	127,60
Hafnio	Hf	72	178,49	Terbio	Tb	65	158,924
Helio	He	2	4,0026	Titanio	Ti	22	47,90
Hidrógeno	H	1	1,00797	Torio	Th	90	232,038
Hierro	Fe	26	55,847	Tulio	Tm	69	168,934
Holmio	Ho	67	164,930	Uranio	U	92	238,03
Indio	In	49	114,82	Vanadio	V	23	50,942
Iodo	I	53	126,9044	Wolframio	W	74	183,85
Iridio	Ir	77	192,2	Xenón	Xe	54	131,30
Iturbio	Yb	70	173,04	Ytrio	Y	39	88,905
Lantano	La	57	138,91				

^a Los números entre paréntesis son los números de masa de los isótopos más estables.

Monografías de Química

Estequiometría

Estructura Atómica y Tabla Periódica

Enlace Químico

Estados de la Materia

Disoluciones

Equilibrio Químico

Energía, Entropía y Dinámica Química

Reacciones de Oxido-Reducción

Autores

Agrifoglio, Giuseppe *Universidad Central de Venezuela*

Almeida, Rafael *Universidad de los Andes*

Bifano, Claudio *Universidad Central de Venezuela*

Cortés, Luis *Universidad Central de Venezuela*

De la Cruz, Carlos *Universidad del Zulia*

Iacocca, Diodoro *Universidad Central de Venezuela*

Krestonosich, Stefan *Universidad de Carabobo*

Mostue, Maj Britt *Universidad de Oriente*

Olivares, Wilmer *Universidad de los Andes*

Scharifker, Benjamín *Universidad Simón Bolívar*

Editor

Deanna Marcano *Universidad Central de Venezuela*