José Miguel Doña Rodríguez
José Luis A. Eiroa Martínez
José Alberto Herrera Melián
Francisco Javier Pérez Galván

12

Colección Manuales de Acceso

Curso preparatorio de acceso a la universidad para mayores de 25 años



Química

EBOOK ULPGC
UNIVERSIDAD DE LAS PALMAS DE GRAN CANARIA
Servicio de Publicaciones y Difusión Científica
ULPGC 25 ANIVERSARIO 1989-2014

José Miguel Doña Rodríguez
José Luis A. Eiroa Martínez
José Alberto Herrera Melián
Francisco Javier Pérez Galván

QUÍMICA

UNIVERSIDAD DE LAS PALMAS DE GRAN CANARIA

ULPGC 25 ANIVERSARIO 1989-2014

2014

QUÍMICA / José Miguel Doña Rodríguez ... [et al.]. — Las Palmas de Gran Canaria : Universidad de Las Palmas de Gran Canaria, Servicio de Publicaciones y Difusión Científica, 2014
1 archivo PDF (2,2 Mb; 212 p.) — (Manuales de acceso; 12)
ISBN: 978-84-9042-164-2

1. Química - Tratados, manuales, etc. I. Universidad de Las Palmas de Gran Canaria, ed. II. Serie
54(035)

QUÍMICA
Colección Manuales de Acceso, nº 12
Curso preparatorio de acceso a la universidad para mayores de 25 años

© de los contenidos: JOSÉ MIGUEL DOÑA RODRÍGUEZ, JOSÉ LUIS A. EIROA MARTÍNEZ, JOSÉ ALBERTO HERRERA MELIÁN, FRANCISCO JAVIER PÉREZ GALVÁN

© de la edición: UNIVERSIDAD DE LAS PALMAS DE GRAN CANARIA
VICERRECTORADO DE ESTUDIANTES Y EMPLEABILIDAD
SERVICIO DE PUBLICACIONES Y DIFUSIÓN CIENTÍFICA

Dirección Técnico-Académica: NICANOR GUERRA QUINTANA

1ª edición [versión electrónica], 2014

Maquetación y diseño: Servicio de Publicaciones y Difusión Científica de la ULPGC
www.ulpgc.es/publicaciones · serpubli@ulpgc.es

ISBN: 978-84-9042-164-2
DEPÓSITO LEGAL: GC 1142-2014
IBIC: PN/4GE

dilve | Distribuidor de información del libro español en venta

une UNIÓN DE EDITORIALES UNIVERSITARIAS ESPAÑOLAS www.une.es
Esta editorial es miembro de la UNE, lo que garantiza la difusión y comercialización de sus publicaciones a nivel nacional e internacional

Producido en España. *Produced in Spain*

Reservados todos los derechos por la legislación española en materia de Propiedad Intelectual. Ni la totalidad ni parte de esta obra puede reproducirse, almacenarse o transmitirse en manera alguna, sin permiso previo, por escrito de la editorial.

Índice

Presentación 7

Introducción 10

Tema 1. Conceptos Fundamentales, Introducción y Repaso 11
1. Transformaciones de la materia 12
2. Medida de Magnitudes 14
3. Leyes Ponderales de la Química 17
4. Lenguaje, definiciones y conceptos básicos en Química 22
5. Composición centesimal y fórmula empírica de una sustancia 28
6. Reacciones Química. Estequiometría 29
Problemas resueltos 41
Problemas propuestos 47
Resolución de los problemas propuestos 49

Tema 2. Modelos atómicos. Clasificación periódica de los elementos. Enlace químico 54
1. Introducción 55
2. Modelo de Schrödinger 56

3. Sistema periódico actual 60
4. Propiedades periódicas 63
5. El enlace químico 67
PROBLEMAS RESUELTOS 76

TEMA 3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA 80
1. Introducción 81
2. Cambios de Estado 82
3. Los gases ideales 83
4. Gases reales 86
5. Estado sólido 87
6. Estado Líquido 89
PROBLEMAS RESUELTOS 91
PROBLEMAS PROPUESTOS 102

TEMA 4. DISOLUCIONES 104
1. Introducción: Naturaleza y tipos de disoluciones 105
2. Expresión de la concentración de las disoluciones 106
3. Solubilidad: Factores de dependencia 108
4. Concepto de Disolución Ideal. Ley de Raoult 110
5. Propiedades de las disoluciones 111
PROBLEMAS RESUELTOS 116
PROBLEMAS PROPUESTOS 126

TEMA 5. TERMOQUÍMICA 129
1. Introducción 130
2. Sistemas termodinámicos y Funciones de Estado 131
3. Primer Principio de la Termodinámica 133

4. Ley de Hess. Entalpías de Formación y Energías de Enlace 139
5. Introducción al 2º Principio de la Termodinámica: Entropía.....143
6. Energía Libre de Gibbs. Criterios de Espontaneidad 145
PROBLEMAS RESUELTOS.....150
PROBLEMAS PROPUESTOS 158
RESOLUCIÓN DE LOS PROBLEMAS PROPUESTOS 161

TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.....166
1. Introducción 167
2. Naturaleza del equilibrio químico 167
3. Ley del Equilibrio Químico 168
4. Equilibrios Heteroquéneos.....173
5. Factores que modifican el equilibrio: Ley de Chatelier 174
6. Relación entre la Energía Libre (ΔG) y la Constante de equilibrio....177
7. Equilibrios de Precipitación 178
EJERCICIOS TEÓRICOS Y PRÁCTICOS 181

TEMA 7. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE 187
1. Teorías ácido-base 188
2. Fuerza de ácidos y bases.....193
3. Autodisociación del agua.....194
4. Concepto y medida de pH 196
5. Indicadores 197
6. Hidrólisis de sales.....198
7. Disoluciones reguladoras 201
8. Valoraciones ácido-base 203
PROBLEMAS RESUELTOS.....204

Presentación

La nueva legislación del Estado sobre el acceso a la universidad y su adaptación a nuestra comunidad autonómica* ha redefinido todos los sistemas de acceso hasta ahora existentes. Esta legislación presenta una novedad: a diferencia de lo que ocurría hasta el momento presente, en que cada modalidad de acceso se publicaba de forma dispersa, creando incluso confusiones entre ellas, aparecen ahora todos en un mismo cuerpo legislativo. Con esta nueva visión de complementariedad y pluralidad de opciones afronta la Universidad española la adaptación de los sistemas de acceso al Espacio Europeo de Enseñanza Superior.

En efecto, junto a los sistemas tradicionales de acceso a la universidad, cobra en esta nueva legislación especial importancia los denominados sistemas por criterios de edad, que se replantea totalmente con tres novedosas modalidades: una renovada modalidad de Mayores de 25 Años, y las nuevas de Mayores de 45 y Mayores de 40 Años.

Sin duda el de más incidencia social y el más renovado en sus planteamientos es el de Mayores de 25 Años. Las limitaciones que esta modalidad de acceso presentaba hasta ahora han desaparecido: ya no es un sistema *excluyente* para aquellos que, teniendo la edad requerida, no poseyeran ninguna titulación que les habilitara para acceder a la universidad; ahora es un sistema *concurrente* con los ya tradicionales, sin más limitación legal que la de haber cumplidos los 25 años antes del 1º de octubre del año que se examina.

La ULPGC ha sido siempre pionera en este sistema de acceso: diez años ininterrumpidos de inclusión en su oferta educativa y la buena acogida de nuestra sociedad le avalan; pero quiere seguir estando en primera

línea, adaptando y renovando todos sus materiales didácticos a los nuevos tiempos. Por ello, en las nuevas publicaciones que de ellos aparezcan a partir del 2010 ha creído conveniente, no solo actualizar sus contenidos, sino incluso cambiar su aspecto externo.

Como Rector de la Institución, me siento orgulloso de este esfuerzo editorial que lleva a cabo el Vicerrectorado de Estudiantes y Extensión Universitaria y que vamos a afrontar en los cursos venideros, esperando que sea tan bien recibido por la sociedad canaria como lo ha sido hasta ahora.

JOSÉ REGIDOR GARCÍA
Rector
Octubre de 2010

* Real Decreto 1892/2008 de 24 de noviembre y modificaciones posteriores. Orden de 5 de octubre de 2009 de la Consejería de Educación, Universidades, Cultura y Deportes del Gobierno de Canarias.



INTRODUCCIÓN

La Química en el Plan de Estudios del Curso de Acceso es una materia de opción libre por parte del alumno para las Áreas Científico-Tecnológica y de Salud y Deporte, con una atención de 24 horas en el curso. Los materiales didácticos han sido elaborados por un equipo formado por Profesores Universitarios, que a su vez se encargan de la docencia compartida de la materia y de la tutorización de la misma.

El temario que se ofrece, tiene como objetivo aproximar al alumno que se presenta a las pruebas de Acceso a la Universidad para mayores de 25 años a los temas fundamentales de la Química como Ciencia que se ocupa del estudio de la estructura, composición, propiedades y transformaciones de la materia, de forma que, con el aprendizaje adecuado, pueda seguir sin excesivos problemas los cursos posteriores.

Algunos temas, por su contenido deberían desdoblarse en otros y de hecho así es como lógicamente aparecen en los textos de Química General pero, dadas las limitaciones en número de temas del curso preparatorio y teniendo en cuenta los objetivos del mismo, hemos procurado ofrecer la máxima información posible, estructurada según las directrices y recomendaciones establecidas para los cursos previos al ingreso en la Universidad y, aunque procurando mantener el rigor en los planteamientos, presentarla a un nivel asequible y propio en función de los destinatarios de los cursos, de forma que puedan seguirlos sin que se manifiesten fracturas en el proceso de aprendizaje.

Así, se ha propuesto un temario de siete unidades en las que, a través de los contenidos conceptuales se pretende abarcar los aspectos más relevantes de cada uno de los bloques de información que las configuran, proponiendo en todos los casos suficientes ejemplos y problemas resueltos para ayudar al estudio y consolidación de los conocimientos adquiridos.

TEMA 1

Conceptos Fundamentales, Introducción y Repaso

1. Transformaciones de la materia

La materia que nos rodea sufre continuamente transformaciones. Algunas son rápidas y fáciles de detectar, mientras que otras son lentas y prácticamente no las apreciamos.

Existen dos tipos principales de transformaciones: las Físicas y las Químicas. Las transformaciones Físicas se producen sin que tenga lugar ningún cambio en la composición química de la materia. Una de las transformaciones físicas más comunes en nuestra actividad cotidiana es el paso del agua líquida a hielo, cuando se la congela, o a vapor de agua cuando se la calienta. En los tres estados, el agua sigue teniendo la misma composición y estructura química. Así pues, está claro que los cambios de estado son exclusivamente físicos.

SÓLIDO ↔ LÍQUIDO ↔ GAS

Otro cambio físico es el que se produce normalmente al disolver una sustancia en otra, por ejemplo, al disolver azúcar en agua. En ese caso las dos sustancias que componen la disolución mantienen su composición química inalterada y puede recuperarse fácilmente el azúcar, evaporando el agua. Existen, no obstante, casos en que al disolver una sustancia se producen cambios profundos, por ejemplo, cuando se disuelve cinc (Zn) en ácido clorhídrico (HCl) se produce desprendimiento de gas hidrógeno (H_2) y calor. Una vez producida la disolución, no se puede recuperar el metal por evaporación de dicha disolución. En este caso, la transformación que ha tenido lugar es una transformación química.

Las transformaciones químicas se denominan también *reacciones químicas*. En ellas se produce variación de las sustancias que intervienen en la reacción (al menos de la mayoría de ellas).

Un ejemplo muy corriente de una transformación química es la combustión de gas butano en una cocina. En esa combustión se produce una transformación en la composición química de las sustancias que intervienen. Así, el butano y el oxígeno se transforman en dióxido de carbono y vapor de agua. Al mismo tiempo se desprende una gran cantidad de calor que aprovechamos para cocinar.

Las reacciones químicas tienen varias características comunes que vamos a enumerar:

1. Algunas sustancias iniciales, los reactivos, desaparecen total o parcialmente.
2. Aparecen nuevas sustancias o aumenta la cantidad de las sustancias que llamamos productos.
3. Las propiedades de los productos son diferentes de las de los reactivos.
4. Las reacciones químicas van siempre acompañadas de una emisión o consumo de energía (luz, calor, electricidad).

Las reacciones químicas *se representan mediante ecuaciones químicas, que son ecuaciones matemáticas, en las que los elementos componentes de las sustancias que participan en la reacción, se suman y restan matemáticamente. El primer y segundo miembro de la ecuación, a la derecha e izquierda de la misma respectivamente, separados por una flecha o una doble flecha, representan el estado inicial y final de la transformación química en cuestión, es decir los reactivos y productos de la reacción respectivamente*. La Química tiene como uno de sus principales objetivos el estudio de las reacciones químicas para aprovecharlas, por ejemplo, para obtener nuevas sustancias (medicamentos, alimentos, materiales,...), energía, etc. A veces lo que se intenta es evitar que ciertas reacciones perjudiciales tengan lugar espontáneamente, por ejemplo, la oxidación de estructuras metálicas (corrosión). Para ello es importante conocer como se producen las reacciones químicas. Este conocimiento se adquiere en

la química, como en otras ciencias, mediante la *observación y medición* de como y en que extensión se producen estas transformaciones. Tras la observación y la medida, *se formulan hipótesis* que luego son verificadas mediante la *experimentación*. Los resultados de esta experimentación se *analizan y se extraen conclusiones* que permitirán *formular las leyes* de la ciencia que nos ocupe. Todos estos pasos constituyen el denominado *método científico*.

2. Medida de magnitudes

Medir una magnitud consiste en compararla con otra magnitud de la misma naturaleza, llamada unidad, para determinar cuantas veces es mayor. La unidad es una cantidad arbitraria de una cierta magnitud, que es elegida para comparar con ella cantidades de la misma especie. Una magnitud será una característica de un cuerpo, que puede ser medida objetivamente. Por ejemplo, son magnitudes la altura o la temperatura, pero no lo son la belleza o la simpatía.

Con el fin de que las magnitudes puedan ser comparadas de unos lugares a otros, se ha intentado establecer un conjunto de unidades de referencia en las que se han buscado las siguientes características:

1. Que sean **invariables** en todos los lugares y momentos, es decir no deben depender del tiempo ni de las condiciones del lugar donde se mide.
2. Que sean **universales**, para lo que deben ser aceptadas por todos, aunque ello suponga renunciar a otras más tradicionales.
3. Que sean **fáciles de copiar o reproducir**.

En general se ha conseguido seleccionar un conjunto de estas unidades que reúnen las características mencionadas, aunque a menudo no consiguen sustituir a las unidades tradicionales de ciertos lugares. Estas unidades constituyen el sistema de unidades que se conoce como Sistema Internacional (S.I.).

Existen tres magnitudes fundamentales de las que derivan muchas otras. Estas son:

– La longitud (s), cuya unidad en el S.I. es el metro (m).
– La masa (m), cuya unidad en el S.I.es el kilogramo (Kg).
– El tiempo (t), cuya unidad en el S.I.es el segundo (s).

Las magnitudes que derivan de las fundamentales se denominan magnitudes derivadas, y no se pueden medir directamente, sino ser calculadas mediante una ecuación matemática. Por ejemplo, la velocidad; ésta magnitud se determina midiendo el tiempo que un móvil emplea en recorrer una cierta distancia. La velocidad se calcula según: velocidad = longitud / tiempo, y sus unidades son, lógicamente, metro/segundo.

Otras magnitudes fundamentales de uso común en Física y Química son:

– La corriente eléctrica (I), que tiene por unidades del S.I. el amperio (A).
– La temperatura (T), que se mide en el S.I. en grados Kelvin (K).
– La intensidad luminosa, cuya unidad en el S.I. es la candela (cd).
– La cantidad de materia, que se mide en el S.I. en unidades de Mol.

Aparte, hay muchas magnitudes derivadas, cuyo uso es muy extendido en Física y química, de las que las más comunes son:

– Fuerza (F) = Masa x aceleración (Kg. x m / s^2 = Newton).
– Energía o Trabajo (E o T) = Fuerza x longitud (Nw x m = Kg x m^2 / s^2 = Julio).
– Superficie o área (A) = longitud x longitud (m x m = m^2).
– Volumen o capacidad (V) = longitud x longitud x longitud (m x m x m = m^3).
– Presión (P) = Fuerza / Superficie = Nw / m^2 = Kg / m s^2 = Pascal (Pa).

Aunque en Química se emplean principalmente las unidades del S.I., a menudo, por comodidad, se emplean otras como los múltiplos o submúltiplos de las unidades del S.I. Los múltiplos o submúltiplos se suelen

indicar con un prefijo que indica el número de veces que la unidad básica está incluida en él. Por ejemplo, para una magnitud cualquiera cuyas unidades sean las uds., los múltiplos y submúltiplos básicos son:

- Kilo uds. (Kuds) = 1000 uds.
- Hecto uds. (huds) = 100 uds.
- Deca uds. (dauds) = 10 uds.
- deci uds. (duds) = 0.1 uds.
- centi uds. (cuds) = 0.01 uds.
- mili uds. (muds) = 0.001 uds.

BUSCA OTROS MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS Y SU RELACIÓN CON LA UNIDAD BÁSICA

También se usan en Química ciertas unidades especiales, debido a la tradición, aunque cada vez están más en desuso, por ejemplo:

- Energía → caloría (cal) = 4.18 Julios (J)
- Energía → ergio (erg) = 10^{-7} Julios (J)
- Presión → atmósfera (atm) = 1.013×10^5 Pascales (Pa)
- Presión → milímetro de mercurio o torr (mmHg) = 1/760 atmósferas = 133.3 Pa

Como ya comentamos anteriormente, algunas magnitudes no pueden ser medidas directamente, sino que se calculan matemáticamente a partir de otras. Para ello, se debe ser cuidadoso y elegir unidades coherentes entre sí, no se pueden mezclar unidades de diferentes sistemas, ya que el valor resultante de la magnitud calculada, tendría unas unidades indefinidas y, por ello, no comparables con otros valores conocidos de dicha magnitud. Por este motivo se deben utilizar los factores de conversión, que relacionan las unidades de una misma magnitud en diferentes sistemas de medida, para transformar las unidades de una cierta magnitud de un sistema de unidades a otro. Supongamos que nos dan el

valor de una energía en calorías, por ejemplo 150 cal., y estamos trabajando en el S.I. en el que las unidades de energía son los Julios. Debemos transformar este valor a unidades del sistema que estamos empleando, utilizando el factor de conversión, 1 cal. = 4.18 Jul.:

$$\frac{1 \text{ cal.}}{4{,}18 \text{ Jul.}} = \frac{150 \text{ cal.}}{x \text{ Jul.}}$$

$$x = \frac{150 \text{ cal.} \cdot 4{,}18 \text{ Jul.}}{1 \text{ cal.}} = 627 \text{ Jul.}$$

3. Leyes ponderales de la Química

Desde finales del siglo XVIII, la observación y medida sistemática de como y en que extensión tenían lugar ciertas transformaciones químicas, condujo a la proposición de una serie de leyes empíricas (basadas en la experimentación), que se denominaron *leyes ponderales de la química*, por haberse obtenido mediante la medida de las cantidades de sustancias que participaban en una reacción química (ponderar = medir). Estas leyes son:

> Ley de conservación de la materia (ley de Lavoisier): *Durante una reacción química ordinaria no se produce ningún cambio apreciable en la cantidad de materia. Por ello, la cantidad de materia al principio de la reacción debe ser igual a la que permanece al final de la reacción.*

Esta ley permite "ajustar" las ecuaciones que representan a las reacciones químicas, ya que las cantidades de cada elemento químico que participa en la reacción son las mismas al principio y al final y, por lo tanto, deben ser las mismas en el primer y segundo miembro de la ecuación.

> Ley de las proporciones definidas (ley de Proust): *La proporción relativa en que se encuentran los elementos que forman una cierta sustancia es la misma, independientemente de si esta es natural o del método seguido para obtenerla.*

Esta ley indica que en la formación de un compuesto concreto, la proporción relativa de cada uno de los elementos componentes debe ser constante para el compuesto en cuestión. Si la proporción fuera otra diferente, también el compuesto sería distinto, es decir sus propiedades físicas y químicas serían diferentes, aunque los elementos componentes pudieran ser los mismos. Por ejemplo, en el agua por cada gramo de hidrógeno tendremos 8 gramos de oxígeno y sólo si esa proporción se mantiene el compuesto es agua, sin embargo, en el agua oxigenada, que es un compuesto con propiedades diferentes que el agua, la proporción es de 16 gramos de oxígeno por cada gramo de agua.

> Ley de las proporciones múltiples (ley de Dalton): *Las cantidades de un elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento dado para formar compuestos diferentes, están en una proporción de números enteros sencillos.*

Como ya vimos en el caso anterior, se pueden formar compuestos completamente distintos a partir de los mismos elementos, como en el caso del agua y el agua oxigenada. Esta ley indica que en ese caso, las proporciones relativas de los elementos componentes deben estar en una relación de números enteros sencillos, como en el caso visto, donde:

Agua $\rightarrow R_{agua} = m_{oxígeno} / m_{hidrógeno} = 8$

Agua oxigenada $\rightarrow R_{agua\ oxigenada} = m_{oxígeno} / m_{hidrógeno} = 16$

Así pues, $R_{agua\ oxigenada} = 2 \times R_{agua}$, es decir un múltiplo entero sencillo.

> Ley de las proporciones recíprocas (ley de Richter): *Las masas de diferentes elementos que se combinan con una cantidad fija de un elemento dado, están en la misma proporción que cuando estos elementos se combinan entre sí, o bien un múltiplo o submúltiplo sencillo de esta.*

Esta ley indica que cuando se forman diferentes compuestos con un elemento común, las masa de los elementos no comunes que se combinan con una cantidad dada del elemento común a dichos compuestos, son las mismas o múltiplos o submúltiplos de las que participan en la combinación de esos elementos entre sí. Por ejemplo:

Dióxido de carbono: *6 gr. de carbono* por cada 16 gr. de oxígeno
Agua: *2 gr. de hidrógeno* por cada 16 gr. de oxígeno

Ahora, al combinarse carbono e hidrógeno para formar metano, es de esperar que se combinen en una relación de 6 a 2 o bien un múltiplo o submúltiplo de esta relación. Efectivamente, en el metano hay 6 gr. de carbono por cada 2 gr. de hidrógeno.

El conocimiento de estas leyes de las combinaciones químicas, llevo a Dalton a proponer un modelo de la estructura de la materia (modelo atómico) que luego fue corregido y completado por Avogadro que introdujo el concepto de molécula (del Latín "pequeñas masas"). Aunque anticuado e incapaz de explicar el enlace químico, el modelo de Dalton-Avogadro si que justifica las relaciones cuantitativas que se establecen en las reacciones químicas y permite averiguar de forma simple las formulas químicas de la mayoría de los compuestos gaseosos. El modelo atómico retoma las teorías clásicas de la discontinuidad de la materia y establece las siguientes suposiciones:

1. Los elementos químicos están constituidos por átomos consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en todas las demás cualidades.

3. Los átomos de los diferentes elementos son distintos en masa y propiedades.

Los compuestos se forman por la unión de los átomos de los elementos componentes en una relación numérica sencilla, dando lugar a moléculas. Las moléculas de un compuesto son todas iguales en masa y en sus otras propiedades.

Estas suposiciones de Dalton se completan con las suposiciones de Avogadro:

1. La mayoría de los gases elementales se componen de moléculas, en general diatómicas.
2. En volúmenes iguales de todos los gases medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura existen igual número de moléculas.

Estas dos suposiciones de Avogadro, confirmadas posteriormente por Cannizaro, constituyen el Principio de Avogadro, trascendental en el desarrollo de la Química. Gracias a este principio se consiguió explicar una ley que no se había podido explicar únicamente con las suposiciones de Dalton respecto a la estructura de la materia:

> Ley de los volúmenes de combinación (ley de Gay-Lussac):
> *Los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos, si están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.*

Efectivamente, este modelo permite explicar las leyes vistas anteriormente. Así:

– Por ser los átomos indivisibles e indestructibles, las reacciones químicas no son otra cosa que un reagrupamiento atómico y durante ellas no puede haber cambio de masa.

- Igualmente, por ser los átomos de un mismo elemento todos iguales, al combinarse átomos de diferentes elementos para dar lugar a un compuesto concreto, lo harán en una relación numérica concreta y por ser todos los átomos de un mismo elemento iguales en masa, la relación en peso de los diferentes elementos componentes del compuesto será invariable en el compuesto en cuestión, independientemente de como se haya obtenido éste.
- Sin embargo, al combinarse dos elementos para formar compuestos diferentes, lo harán en proporciones numéricas diferentes. Por ello, al considerar una cantidad dada de átomos de uno de los elementos, la cantidad de átomos de otro elemento será diferente para cada compuesto que se forme. Así, si un número dado de átomos de un elemento **A** se combina con **n** átomos de un elemento **B** para formar un compuesto y con **m** átomos de **B** para formar un compuesto diferente, la relación entre el peso de elemento **B** combinado en cada compuesto con la masa de un átomo **A** será una relación **n:m**, siendo **n** y **m** números enteros sencillos.
- Por otra parte, si en un cierto compuesto se combinan un número dado de átomos de un elemento **A** con **m** átomos del elemento **B** para formar un cierto compuesto y la misma cantidad de átomos de **A** se combina con **n** átomos del elemento **C** para formar otro compuesto, dado que los átomos son indivisibles, cuando se combinen **B** y **C** para formar un compuesto, lo harán cada uno de los dos elementos en un número que será un múltiplo o submúltiplo de **m** y **n** respectivamente.
- Finalmente, puesto que volúmenes iguales de todos los gases medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen igual número de átomos o moléculas y puesto que la cantidad de átomos o moléculas de elementos o compuestos que participan en una reacción química están en una relación numérica sencilla, si algunas de estas sustancias son gases, sus volúmenes estarán en una relación numérica sencilla.