

Fundamentos de Química para Físicos

Edgardo Remo Benvenuto Pérez

Jorge Luis Contreras Vidal

Miguel Ceferino Bermúdez Lucas

Ivan Francisco Vega Quiñones

Xenia Pedraza González

2022



FUNDAMENTOS DE QUÍMICA PARA FÍSICOS

Edgardo Remo Benvenuto Pérez
Jorge Luis Contreras Vidal
Miguel Ceferino Bermúdez Lucas
Ivan Francisco Vega Quiñónez.
Xenia Pedraza González

2022

II



Todos los derechos reservados:

Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra solo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Ninguna parte de este libro puede ser reproducida o transmitida en cualquiera de sus formatos, electrónico o mecánico, incluyendo fotocopias sin el debido permiso de Ediciones Gesticap. La infracción de los derechos mencionados puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual.

© Edgardo Remo Benvenuto Pérez.
© Jorge Luis Contreras Vidal.
© Miguel Ceferino Bermúdez Lucas.
© Ivan Francisco Vega Quiñónez.
© Xenia Pedraza González.

© Editorial: Ediciones GESICAP
El Carmen, Manabí, Ecuador
www.gesticap.com
ISBN: 978-9942-8854-9-4

Depósito Legal:

1ra Edición: Ediciones Gesticap, Calle 24 de julio y Ave 3 de julio, El Carmen Manabí Ecuador.

Copyright© 2022.

Como citar este libro:

Benvenuto-Pérez, E.R; Contreras-Vidal, J.L; Bermúdez-Lucas, M.C; Vega-Quiñónez, I.F y Pedraza-González, X. 2022. Fundamentos de química para físicos, Editorial Ediciones GESICAP, Ecuador, 231 pp.

Equipo editorial:

Edición y Diagramación: Evelyn Ramírez Malla.

Revisión y Corrección: Anselmo Leonides Guillen Estévez; Erich Rodríguez Vallejo.

Cubierta y diseño: Evelyn Ramírez Malla.



SEMBLANZA DE LOS AUTORES



Prof. Edgardo Remo Benvenuto Pérez. Profesor jubilado de la Universidad Tecnológica Nacional, Argentina. Fue profesor de Química y

Física. Autor de diferentes artículos y libros. Ha participado en varios eventos internacionales y ha cooperado con la Comisión Nacional de la Carrera Física en Cuba. Argentina.



Dr. Jorge Luis Contreras Vidal. Profesor Titular de la Universidad Central Marta Abreu, de Las Villas, Cuba. Presidente de la Comisión

Nacional de la Carrera Física y presidente de la Cátedra Honorífica de las Ciencias. Se ha desempeñado como docente en varios países. Autor de diversos artículos y libros científicos. Cuba.



Miguel Ceferino Bermúdez Lucas. Licenciado en Ciencias de la Educación especialidad físico-

matemáticas. Ingeniero eléctrico. Máster en gerencia de proyectos educativos y sociales. Docente jubilado de la Universidad Laica Eloy Alfaro de Manabí. Ecuador.



Ivan Francisco Vega Quiñónez. Licenciado en Radiofísica y Magister en Física Aplicada de la Universidad Rusa

Amistad de los Pueblo. Docente de la Universidad de las Fuerzas Armadas ESPE- Santo Domingo. Ecuador.





Xenia Pedraza González. Licenciada en educación en física electrónica, Máster en Educación Superior, Mención Docencia Universitaria. Profesora Investigadora del

Centro de Gestión Internacional de Capacitación y Posgrado del Ecuador. Investigadora acreditada por la SENECYT. Certificada por la SETEC como capacitadora independiente. Autora de varios artículos publicados en revistas indexadas y de libros relacionados con la teoría de la omisión y el papel del historicismo y la humanística de la física y su didáctica. Se ha desempeñado como docente de la enseñanza superior en universidades de Cuba y Ecuador.



Contenido

PREFACIO.....	1
La SSCC, el RomCom y la TOMs son complementarios e imprescindibles.	4
INTRODUCCIÓN.....	9
CAPÍTULO 1. CONOCIMIENTOS BÁSICOS I.....	12
1. La Química como ciencia	12
1.1 Universo y Naturaleza.....	16
1.2 Conceptos fundamentales.....	17
1.2.1. Condiciones Ambientales de la Tierra (CAT)	17
1.2.2 Cuerpos.....	18
1.2.3 Sistema	18
1.2.4 Materia	19
1.2.5 Cualificar. Calidad.....	19
1.2.6 Cuantificar. Cantidad. Contar o medir	19
1.3 Ciencias Naturales.....	20
1.3.1 Química	21
1.3.2. Física.....	21
1.3.3. Biología y Astronomía	24
1.4 Propiedades.....	24
1.4.1 Propiedades subjetivas	24
1.4.2 Propiedades objetivas	24
1.4.3 Propiedades intensivas y extensivas.....	26
1.5. Cuerpos. Sistemas macroscópicos	26
1.5.1 Estados de los cuerpos.....	27
1.5.2. Modelo macroscópico de los cuerpos	27
1.6 Sustancias y elementos químicos.....	28
1.6.1 El sueño de Mendeleiev y la tabla periódica.....	29
1.6.2 Sustancias simples o compuestas.....	30
1.6.3 Nombres y símbolos de los elementos químicos	31
1.6 Fenómenos.....	31
1.6.1 Fenómenos físicos.....	31
1.6.2 Fenómenos químicos.....	31
1.6.3 LECTURAS COMPLEMENTARIAS.....	33
CAPÍTULO 2. CUERPOS Y SUSTANCIAS.....	41
2.1. Generalidades.....	41
2.1.1 Metales y no metales.....	42
2.1.2 Tabla periódica de los elementos químicos.....	43



2.1.3 Sustancias orgánicas o inorgánicas	45
2.2 Cambios de estados de los cuerpos.	45
2.3 Mezcla o combinación.	49
2.3.1 Mezcla.....	49
2.3.2 Porcentaje o por ciento (%).	49
2.3.3 Combinación.....	50
2.4 Leyes gravimétricas de la Química.....	50
2.4.1 Ley de las proporciones definidas o constantes (J.L. Proust, 1754 - 1826). 51	
2.4.2 Ley de las proporciones múltiples (J. Dalton, 1766 - 1844).....	52
2.5 Composición centesimal o porcentual (por ciento)	57
2.6 Modelo atómico clásico (Dalton)	58
2.6.1 Elementos químicos y masa atómica química (MAQ)	60
2.6.2 Los elementos químicos en la Tierra	60
2.7 Ley de conservación de los átomos	61
2.8 Problemas de aplicación.....	63
2.9. LECTURAS COMPLEMENTARIAS	63
CAPÍTULO 3: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO	65
3.1. Átomo.....	65
3.2. Nociones de electricidad	69
3.2.1. Electrón y protón.....	69
3.3. Estructura del átomo: núcleo. Partículas intraatómicas.....	70
3.4. Modelo planetario del átomo. Número atómico Z	71
3.5. Núcleo del átomo y número de masa o másico (A)	73
3.5.1. Isótopos. Átomo aislado.	74
3.5.2. Representación simbólica de un núcleo.	75
3.6. Modelo de electrones en capas.	76
3.7. Tabla periódica de los elementos químicos (Mendeleiev).....	77
3.8. Número de masa (A: contar) o masa de 1 átomo (masa atómica física: medir)	
.....	79
3.8.1. Masa atómica química (MAQ)	80
3.9. Problemas de aplicación	81
3.10. LECTURAS COMPLEMENTARIAS	82
CAPÍTULO 4. ESTRUCTURA DE LOS CUERPOS	84
4.1. Cuerpos atómicos, iónicos y moleculares	84
4.1.1. Uniones entre partículas UP	85
4.2. Cantidad o número de partículas: mol. Átomos, moléculas o iones.	88
4.2.1. Mol de átomos	90



4.3.	Fórmulas químicas FQ	90
4.3.1.	Composición centesimal.....	91
4.3.2.	Fórmula mínima FM y fórmula unidad FU	91
4.3.3.	Fórmula molecular o verdadera FV	92
4.4.	Mol. N_A : número de Avogadro	93
4.4.1.	Masa o cantidad de sustancia. Masa Molar (MM).....	94
4.5.	Problemas de aplicación	95
4.6.	LECTURAS COMPLEMENTARIAS	95
CAPÍTULO 5. CONOCIMIENTOS BÁSICOS II.....		98
5.1.	Generalidades.....	98
5.2.	Ciencias Naturales. Química y Física	99
5.2.1.	Reflexiones sobre la enseñanza de la Física y la Química	100
5.3.	Contar o medir. Magnitud. Nociones de Estadística	105
5.4.	Método científico.....	108
5.4.1.	El método teórico, experimental y la observación. El método para defender ideas científicas.....	109
5.5.	Estudio objetivo de un sistema.....	123
5.6.	Sistemas materiales. Disoluciones acuosas.....	125
5.7.	Estados de los cuerpos o sistemas materiales.....	126
5.8.	Separación y fraccionamiento de sistemas materiales	127
5.9.	Modelo macroscópico de los cuerpos.....	128
5.10.	Cambios de estado de los cuerpos	129
5.11.	Problemas de aplicación	131
5.12.	LECTURAS COMPLEMENTARIAS.....	132
CAPÍTULO 6. NATURALEZA DE LA MATERIA.....		140
6.1.	Elementos químicos.....	140
6.1.1.	Sustancias simples.....	140
6.1.2.	Sustancias compuestas.....	140
6.2.	Modelo atómico clásico Las primeras especulaciones sobre la naturaleza de la materia fueron realizadas por los griegos hace aproximadamente 2500 años (Tales, Anaximandro).....	142
6.2.1.	Átomo.....	142
6.2.2.	Leyes gravimétricas de las sustancias compuestas	143
6.2.3.	Ley de las combinaciones gaseosas (L. Gay Lussac 1778 - 1850).....	144
6.3.	Molécula. Ley de Avogadro (1776 - 1856).....	145
6.4.	Masas atómicas y moleculares	146
6.4.1.	Unidad de masa atómica. Masa atómica química. Mol de átomos.	146
6.4.2.	Masa molecular. Mol de moléculas: masa molar MM.....	147



6.4.3. Número de Avogadro	147
6.5. Clasificación periódica de los elementos químicos.....	147
6.6. Modelo cinético - macroscópico de los cuerpos.....	148
6.7. Problemas numéricos de leyes gravimétricas	149
6.8. Composición química de la Tierra	151
6.9. Problemas de aplicación	154
6.10. LECTURAS COMPLEMENTARIAS	154
CAPÍTULO 7. SUSTANCIAS COMPUESTAS	156
7.1 Introducción	156
7.2. Fórmulas químicas FQ.....	156
7.2.1. Fórmula mínima FM. Fórmula unidad FU.....	157
7.2.2. Fórmula molecular o verdadera FV.	157
7.2.3. Fórmula estructural o de valencia FVal.	158
7.3. Sustancias compuestas inorgánicas no complejas.....	159
7.4. Nomenclatura y formulación	161
7.5. Fórmulas químicas y composición centesimal: problemas numéricos.....	166
7.6. Problemas de aplicación	168
CAPÍTULO 8. FENÓMENOS QUÍMICOS CLÁSICOS.	169
8.1. Conceptos fundamentales.....	169
8.2. Clasificación de los fenómenos químicos.....	170
8.2.1. Clasificación de los fenómenos químicos clásicos.....	170
8.3. Equilibrio químico.....	173
8.4. Ecuación química. Constante de equilibrio.	174
8.5. Ácidos y bases. Modelo de Arrhenius. pH.....	176
8.6. Estequiometría	180
8.7. Problemas de aplicación	182
8.8. LECTURAS COMPLEMENTARIAS	182
CAPÍTULO 9: PROBLEMAS DE APLICACIÓN	200
BIBLIOGRAFÍA.....	221



PREFACIO

Transcurría el año 2011 cuando el profesor argentino Edgardo Remo Benvenuto Pérez publicó el libro *Química Preuniversitaria* en la Editorial de la Universidad Tecnológica Nacional de la Argentina (edUTecNe). Años después (2022), junto al profesor cubano, Jorge Luis Contreras Vidal, publica el libro *Química Básica* en la Editorial Académica Española. Ambos libros muy similares en contenido, pero con algunos cambios para actualizar el primero de ellos.

Los dos textos presentan una propuesta para el estudio inicial de Química en la enseñanza preuniversitaria y la formación básica en esta ciencia de profesores, especialmente aquellos dedicados a la enseñanza de la Física y la Química.

El libro que ahora se presenta contiene, en esencia, los mismos contenidos de los libros ya mencionados, pero un tanto más trabajado didácticamente, donde se incluyen nuevas lecturas complementarias, apartados, y el historicismo tan necesario para la mejor comprensión de una ciencia considerada entre las “duras”, como lo es la Química.

Este libro se ha confeccionado atendiendo a la necesidad de un texto que vaya dirigido principalmente a la formación de los profesores de Física en Cuba, ya que la Química como asignatura se encuentra en el currículo propio y optativo de varias universidades de este país.

Como el profesor Edgardo y el profesor Jorge han trabajado en conjunto durante años, participando en variados eventos nacionales e internacionales y publicando artículos y libros en revistas de alto impacto, aprovechan todo este conocimiento para intercalar en este libro algunos pasajes de sus investigaciones que pueden ser encontrados en la siguiente bibliografía que a continuación se escribe:

- Contreras Vidal, J.L, Benvenuto Pérez, E.R y otros (2022). XI Congreso Internacional Didáctica de las Ciencias. XVI Taller Internacional sobre la enseñanza de la Física. Órgano Editor Educación Cubana. Ministerio de Educación. ISBN: 978-959-18-1350-3. La Habana. Cuba.



- Colectivo de Autores (2022). Enseñar ciencias en su forma natural. Reflexiones latinoamericanas. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0034-0. DOI: <https://doi.org/10.51736/ETA2022TU3>.
- Benvenuto Pérez, E.R, Contreras Vidal, J.L. y otros. (2022). Historias relacionadas desde las ciencias con humanística. ISBN: 978-0-3110-0030-2. Disponible en: <http://www.etecam.com>.
- Contreras Vidal, J.L (2021). Cien años de imaginación: Gerald Holton como Historiador, Científico y Humanista, Editorial: Ediciones Gesicap, Ecuador, 122pp.
- Contreras Vidal, J.L., Valle Mijangos, S.O, González Gómez, L.A, Benvenuto Pérez, E.R, Pedraza González, X (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun). ISBN. 978-959-7225-74-4. Universidad de las Tunas. Cuba
- Contreras Vidal, J.L., Benvenuto Pérez, E.R y otros (2020). GENIALES ACTITUDES (+) Principio de Grandeza. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0008-1
- Contreras Vidal, J.L; Benvenuto Pérez; E.R; Sifredo Barrios, C; Rivero Pérez, H.R; Pedraza González, X. (2019). La Teoría de la Omisión y su impacto en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Física. ISBN: 978-959-7225-42-3 Editorial Académica Universitaria (Edacun) Universidad de Las Tunas. Cuba.
- Contreras Vidal, J.L; Pérez Paz, M.O; López Villavicencio, V.L. (2019). Las Ciencias Naturales desde las Tareas Docentes Integradoras. Editorial Académica Española. ISBN: 978-620-0-02913-3
- Contreras Vidal, J.L. (2008). Recursos didácticos integradores para facilitar, en la estructura cognoscitiva de los profesores, la formación de conceptos del área de las ciencias naturales en la secundaria básica. ISBN 978-959-16-0801-7. Editorial Universitaria del Ministerio de Educación Superior de la República de Cuba. Ciudad Habana.
- Benvenuto Pérez, E.R; Contreras Vidal, J.L. (2021). Proyecto Aptitud: propuesta pedagógica para los contenidos de una asignatura, AJEA Actas de Jornadas y Eventos académicos de la UTN No. 1, Buenos Aires, Argentina.

Es necesario decir que, en estos apartados o lecturas complementarias, incluidas y tratadas en los libros anteriormente referenciados, usted encontrará que al final de



algunos párrafos se encuentran puntos suspensivos, los cuales se refieren a citas que se omiten, pero que se encuentran en el libro original de donde fue tomado.

Se destaca que, debido a la complejidad de las Ciencias Naturales Química y Física, el estudio se debe realizar con muchas precauciones para no presentar y desarrollar conceptos que al avanzar en la disciplina son confusos, incorrectos o invalidados por conocimientos posteriores.

Los temas se desarrollan en forma sinóptica. Se ha intentado resumirlos con claridad, pero teniendo en cuenta siempre la *Teoría de la Omisión (TOMs)*. El objetivo de resaltar la TOMs es desarrollar los temas y conceptos tratando que no sean invalidados, contradictorios o incoherentes con los omitidos. Con este libro usted estará frente a un verdadero prontuario de Química.

También, el lector encontrará que algunos temas se repiten, pero habrá de notar que esto sucede en contextos diferentes y con niveles de profundidad distintos. Por lo anterior, se recomienda volver atrás cada vez que usted encuentre un tema repetido para que note las diferencias en cuanto al tratamiento del mismo en los diferentes espacios.

Encontrará también el lector que hay una estrecha relación entre cada uno de los capítulos y apartados, por lo cual debe estar bien atento para cuando necesite regresar a apartados o capítulos anteriores o posteriores.

Se aclara que es fundamental la *Selección, Secuencia, Calidad y Cantidad (SSCC) de contenidos* que se ha realizado después de un análisis crítico aplicando el *Proyecto Aptitud* y una Lógica Químico - Física que disminuya las dificultades en el aprendizaje. Se aplica el concepto del *Rompecabezas para Comprender (RomCom)*. Este concepto se refiere a la construcción del conocimiento y fundamentalmente a la comprensión de temas de una Ciencia, en este caso, Química. Un rompecabezas tiene piezas separadas, su complejidad depende de la cantidad y calidad de las piezas separadas. Las piezas separadas son análogas a los conocimientos separados y eventualmente comprendidos. Armar el rompecabezas es análogo a relacionar conocimientos separados y posiblemente comprendidos, al relacionarlos es muy probable que aumente la comprensión parcial y de otros conceptos. Si la SSCC en el desarrollo de un tema o disciplina es ilógica y además hay omisiones, se



encuentran muchas dificultades para armar el rompecabezas, o sea comprender el tema. Según la calidad y cantidad de los conocimientos separados y las omisiones, armar el rompecabezas para comprender tiene muy distintas y diferentes dificultades. El RomCom está directamente relacionado con la Pedagogía (Qué): selección, secuencia, calidad y cantidad SSCC de contenidos. La Didáctica (Cómo) son los medios, formas, métodos, variables para el Qué, si el “Qué” es un rompecabezas con omisiones, el “Cómo” es ineficiente y/o inútil.

Otra aplicación del RomCom se refiere a la atomización del conocimiento e integración de las Ciencias.

La SSCC, el RomCom y la Toms son complementarios e imprescindibles.

Se es consciente que la propuesta pedagógica es distinta a la que se presenta en los textos básicos de Química, pero se considera que la misma puede disminuir las dificultades en el conocimiento, estudio y comprensión de la Química. Se debe ser ético al realizar un trabajo, las propuestas deben resistir un análisis lógico.

Un aspecto importante es la terminología usada, las definiciones y significado de los términos elegidos para los temas desarrollados. Se ha realizado al respecto el trabajo Delta Química ΔQ : una revisión de conceptos y terminología. Es muy importante explicitar el significado de cada término, aspecto fundamental para la enseñanza - aprendizaje. Un concepto debe tener una sola definición, no importa si es del campo de las ciencias exactas, naturales o sociales, de lo contrario se violaría la primera ley de la lógica. La monosemia debe primar en las ciencias. La polisemia solo complica la comprensión de las mismas. En el texto se usa la terminología del trabajo Delta Q. La información, secuencia y análisis histórico se consideran muy importantes.

Se incluyen Lecturas Complementarias con el objetivo de ampliar conocimientos y abordar distintos temas.

El criterio de repetir temas o conceptos que se consideran fundamentales se basa en que la repetición se desarrolla en distintos contextos y con distinta profundidad.

Los temas seleccionados y la secuencia se indican a continuación:

* Los capítulos 1, 2, 3 y 4 contienen temas básicos y fundamentales cuyo conocimiento y comprensión se estiman imprescindibles para iniciar el estudio de las Ciencias Naturales y de la Química, por ejemplo, propiedades extensivas o intensivas, cuerpos y sustancias, estructura de los cuerpos.



* Los capítulos 5, 6, 7 y 8 retoman temas anteriores, avanzan en su desarrollo y se inicia el estudio de otros temas básicos, por ejemplo, naturaleza de la materia, fenómenos químicos.

Los temas del texto se pueden llamar Química Clásica, incluye los primeros estudios científicos (experiencias cuantitativas) realizados, casi todos, en el siglo XIX que continúan siendo válidos y conceptualmente fundamentales.

Algunos temas se aplican y desarrollan en problemas de aplicación de distinta complejidad, considerando que son importantes para la comprensión de los temas.

Para los problemas de aplicación se presentan ejercicios numéricos propuestos, se señala que para su resolución se debe usar el Suplemento de Datos que se adjunta en el texto, y cualquier Tabla Periódica de los Elementos Químicos. Los enunciados están confeccionados con el criterio que es necesario usar información del Suplemento de Datos para su resolución, en los enunciados no se incluyen datos necesarios (constantes, equivalencias de unidades, etc.) los cuales se encuentran en el Suplemento de Datos.

El Suplemento de Datos incluye leyes naturales y fórmulas con el objetivo que no memoricen las mismas, si no que conozca y comprenda su significado y aplicabilidad.

Se ha publicado una tabla periódica llamada Tabla PERB (CEE) de los Elementos Químicos confeccionada con un criterio pedagógico y que podrá ser encontrado en este libro.

Se indica una bibliografía en la cual se enumeran textos que se consideran adecuados para consultar y ampliar los temas, pero se destaca que los textos se deben estudiar y analizar con una actitud crítica porque cada uno presenta los temas obviamente según el criterio y conocimientos de los autores. Un aspecto importante es la comparación de temas entre distintos textos. También se recomienda la búsqueda y consulta en Internet.

Es de destacar que no hay manera de separar los contenidos químicos de los físicos. En realidad, ambas ciencias estuvieron unidas hasta que el cúmulo de conocimientos fue tan inmenso que no quedó otra alternativa que dividir las, encontrando ambas su propio objeto de estudio. Tal es así que los llamados y conocidos como físicos realizaron aportes en la Química y viceversa. Marie Curie, Rutheford, Bohr, Moseley, Pauling, son un ejemplo de lo anteriormente planteado.



Para hacer un trabajo interdisciplinario en el ámbito del modelo cuántico-ondulatorio y la estructura atómica, varios de estos científicos se reunían en los llamados Congresos Solvay, creadas bajo los auspicios del empresario Ernest Solvay, eminente y destacado químico.

A continuación, se muestra una foto del quinto congreso Solvay, realizado en 1927 en la ciudad de Bruselas. En la foto hay 29 personas. Estas y otras pocas más, cambiaron el conocimiento y comprensión de la Naturaleza, del Universo y la vida cotidiana de casi todos los habitantes de la Tierra.

Congreso Solvay 1927



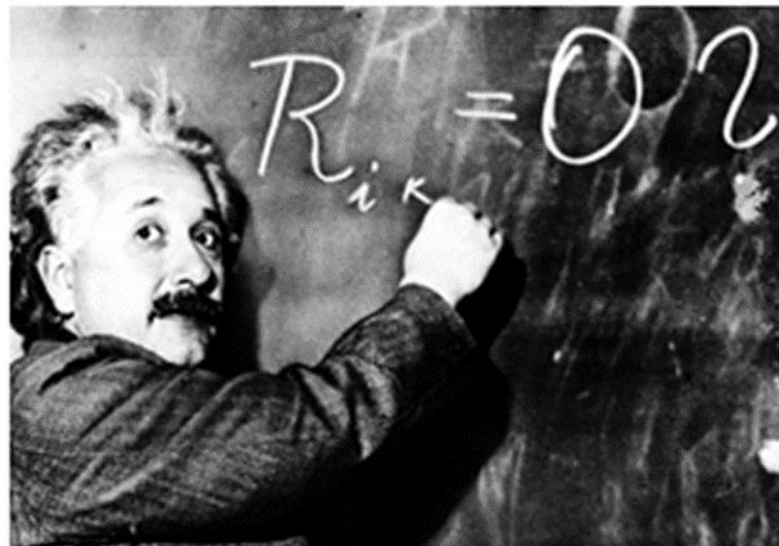
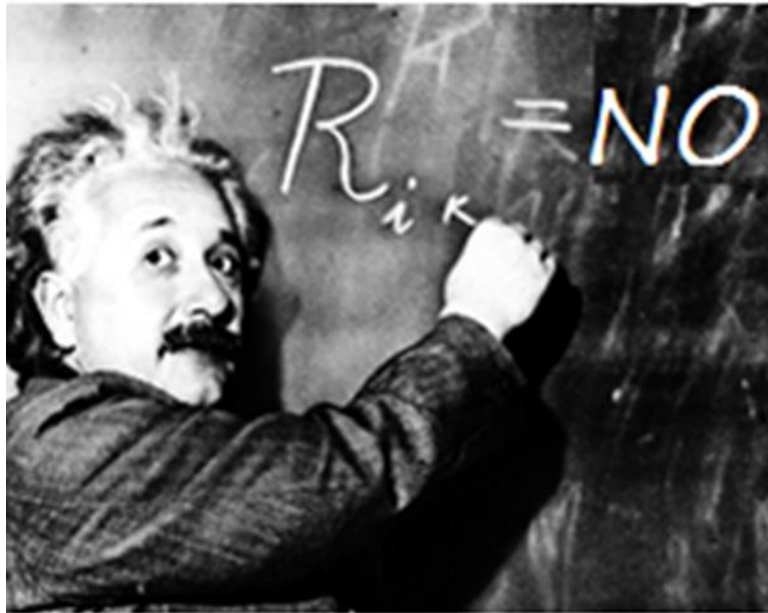
1. Peter Debye; 2. Irving Langmuir; 3. Martin Knudsen; 4. Auguste Piccard; 5. Max Planck; 6. William Lawrence Bragg; 7. Émile Henriot; 8. Paul Ehrenfest; 9. Marie Curie; 10. Hendrik Anthony Kramers; 11. Édouard Herzen; 12. Hendrik Antoon Lorentz; 13. Théophile de Donder; 14. Paul Adrien Maurice Dirac; 15. Albert Einstein; 16. Erwin Schrödinger; 17. Arthur Holly Compton; 18. Jules-Émile Verschaffelt; 19. Paul Langevin; 20. Louis-Victor de Broglie; 21. Charles-Eugène Guye; 22. Wolfgang Pauli; 23. Werner Heisenberg; 24. Max Born; 25. Charles Thomson Rees Wilson; 26. Ralph Howard Fowler; 27. Léon Brillouin; 28. Niels Bohr; 29. Owen Willans Richardson.

En especial, uno de ellos, Albert Einstein, revolucionó más que ningún otro al mundo de las ciencias, permitiendo que estas también fueran aplicadas al campo de la



medicina (salud mental), al menos en el amplio sentido del humor del profesor Edgardo cuando expresa: En la foto se puede ver a Albert Einstein en 1932 pronunciando una conferencia en Pasadena, demostrando que la sustancia imprescindible para la salud mental es el **monóxido de nitrógeno: ¡¡¡ NO !!!**.

Y es que debemos aprender a decir que **NO** cuando sea necesario, de lo contrario podríamos enfermar.



Por último, deseamos aclarar que varias de las imágenes utilizadas en este libro fueron tomadas de Wikipedia, menos la que mostramos a continuación, donde se puede ver a los autores en plena faena perfeccionando lo más posible este libro.



La foto fue tomada por Luis Andrés Rodríguez Crespo, dueño del Hostal “EL Coleccionista”, junto a su esposa Isis, ubicado en Santa Clara, Cuba. En este Hostal se hospedó el profesor Edgardo durante su estancia en este país.

Los autores



INTRODUCCIÓN

Todo libro debe leerse siempre con detenimiento y con el gran deseo de que, llegado al final de la lectura del mismo, hayamos comprendido cada uno de los conocimientos que éste nos quiso transmitir.

El objetivo de este libro es que usted aprenda a valorar la Química como una de las Ciencias Naturales que más influye en el estudio de la Naturaleza y en la vida cotidiana. También es una ciencia que tiene muchos puntos de contacto con las demás ciencias y no puede ignorarse jamás.

Sin duda alguna, la ciencia con la que más puntos de contacto tiene la Química es la Física y viceversa, de ahí la importancia que tiene para un profesor de Física conocer de Química, al menos de sus conocimientos más básicos, como los que usted encontrará en este libro.

Y, para que usted, futuro profesor de Física, llegue a conocer si comprendió o no este libro, en toda su extensión, le dejamos estas tareas para reflexionar desde este mismo comienzo para que las responda al terminar de leer y estudiar el mismo.

Tareas para reflexionar

1. Si usted ha estudiado Química, ¿Qué aspectos de la misma lo motivaron más y cuáles le causaron rechazo?
2. Piense en un ejemplo, donde se ponga de manifiesto la relación entre los conocimientos químicos y los conocimientos de otras áreas de las ciencias, ya sean naturales, “exactas” o ensayos sociales.
3. ¿La Química puede ser aplicada a otras esferas de la realidad como lo es el arte, por ejemplo, en la pintura y en la actuación? Sí o No. ¿Por qué?
4. ¿Cómo usted cataloga o ha catalogado a sus profesores de Química: ¿aburridos, interesantes, “locos” o a los menos medios “locos”, “pesados” o atrayentes?
5. Haga un listado de los instrumentos y equipos que son utilizados en los trabajos de laboratorio e investigaciones en Química y que son compartidos también por los físicos.
6. ¿Puede considerarse a Newton, además de físico y matemático, un químico también? ¿Por qué?



7. ¿Es la Química una Ciencias Natural, “Exacta” o relacionada con la Humanística? Utilice argumentos, tantos a favor como en contra, para llegar a la respuesta más satisfactoria.
8. Los símbolos modernos para representar los elementos químicos se basan en el modelo de Berzelius, ¿Bajo qué criterios se basó él para hacerlo?
9. Louis-Joseph Proust fue también profesor y, como dato curioso, hay que señalar que ejerció tal función precisamente en España, donde enseñó química (entre 1777 y 1807) en Vergara, Segovia y Madrid. Era el reinado de Carlos IV y en aquella época había una gran preocupación por la química en España, debido fundamentalmente al hecho de los riquísimos yacimientos de minerales de las colonias americanas, razón por la que Proust fue llamado para que contribuyera al desarrollo de la química española. En cuanto a Claude-Louis Berthollet (1748-1822) fue profesor de química en París y colaborador de Lavoisier sobre todo en la elaboración de la nueva nomenclatura. Sin embargo, en su labor de profesor no fue muy brillante, debido más que nada a sus pocas dotes como comunicador. A pesar de ello, tuvo importantes discípulos y ayudantes —entre los que se encontraba Gay Lussac— a los que siempre orientó y ayudó muchísimo. Pero tal vez por lo que se recuerde más sea por la controversia que mantuvo con Proust. ¿Qué otras características, además de la de buen comunicador, debe tener un profesor de Química y Física? ¿Cuáles otros científicos dedicados a la Física y la Química, han sido profesores y han tenido éxito en esta profesión? ¿Qué otros científicos dedicados a la Física y la Química, han sido más recordados por sus controversias que por sus aportes a la ciencia?
10. Dalton escribió, “el intentar concebir el número de partículas en un gas es algo así como si intentásemos concebir el número de estrellas en el universo... pero si tomamos un volumen dado de cualquier gas, nos parece que, si hacemos las divisiones muy pequeñas, el número de partículas debe ser finito lo mismo que en un espacio dado del universo el número de estrellas y planetas no puede ser infinito”. Esta forma de pensar de Dalton es muy típica en la manera de pensar en un científico y de hacer ciencia. ¿Qué nombre recibe la misma?
11. Dalton estimaba que el aire – en contra de la creencia del momento – estaba formado por un 80 % de Nitrógeno y un 20 % de Oxígeno, y que no era un



elemento por sí mismo. ¿Las anteriores proporciones son “exactamente” así para el aire? Si o No. ¿Por qué? ¿Por qué el aire no es un elemento químico?

12. La ley de las proporciones múltiples afirma que cuando dos elementos químicos se combinan para originar distintos compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro que se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos. Así, por ejemplo, hay dos óxidos de cobre, el CuO y el Cu_2O , que tienen un 79,89 % y un 88,82 % de cobre, respectivamente, y que equivalen a 3,973 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el primer caso y 7,945 gramos de cobre por gramo de oxígeno en el segundo. La relación entre ambas cantidades es de 1/2 como se expresa actualmente con las fórmulas de los compuestos derivados de la teoría atómica. Encuentre otros ejemplos como el anterior y así podrá aprender más sólidamente esta ley.

Si por casualidad usted no puede responder alguna de las preguntas debido a que los conocimientos para hacerlo no se encuentran en este libro, entonces puede escribirles a los autores y en la próxima edición lo incluiríamos.

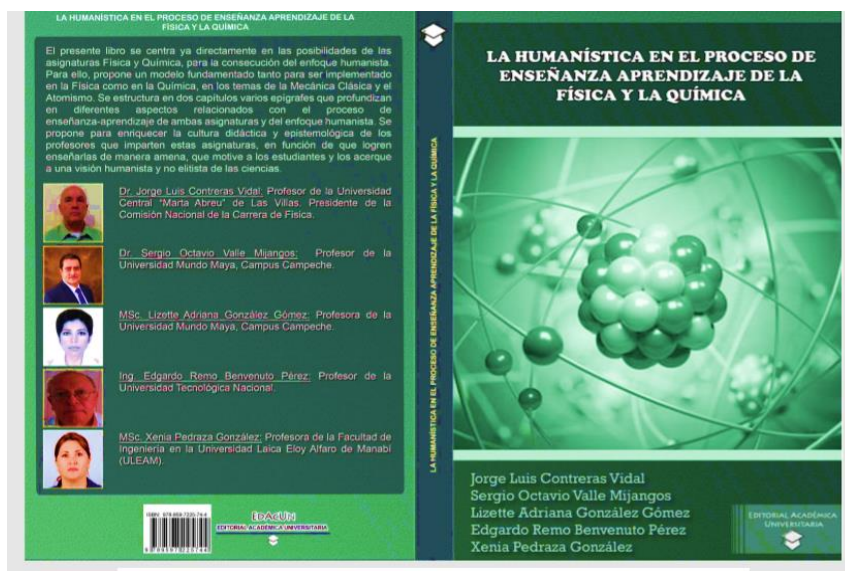
remoben@hotmail.com

luiscontreras9963@gmail.com



CAPÍTULO 1. CONOCIMIENTOS BÁSICOS I

1. La Química como ciencia



Este apartado es tomado literalmente del libro *La Humanística en el proceso de enseñanza de la Física y la Química*, el cual se cita como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A., Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). *La*

humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

La Química es una de las ciencias que más ha influenciado de manera significativa en el estudio, comprensión y descripción de los fenómenos de la Naturaleza, a través de conceptualizaciones y enunciación de principios, leyes, teorías y modelos. La misma se integra de forma activa a todos los procesos de la realidad, los cuales abarcan los procesos biológicos, físicos, sociales, así como aquellos involucrados en la vida cotidiana, entre otros. La Química, es una ciencia teórica y experimental, y busca que cada hecho pueda ser verificable mediante los experimentos y que mediante las teorías se puedan realizar predicciones futuras. En tal sentido, la Química, desde sus inicios hasta hoy en día, es una ciencia esencial porque su campo teórico y experimental penetra en todas las esferas del conocimiento humano.

A la palabra griega chemia (o también según las transcripciones chemeia o chymia)...se le puede atribuir ser el antecedente más probable de nuestra palabra <química>. Ese término estaba relacionado con la metalurgia y significaba fusión o colada de un metal, si bien no fue empleado hasta aproximadamente el año 300 d. C. Por esta razón, los escritores del mundo clásico, griegos o romanos, no utilizaron esa palabra; aunque se refiriesen a la química, no tenían una palabra especial para



nombrarla. La primera vez que aparece la palabra *chemia* es en ciertos textos de alquimia de Zósimo...Éste hace referencia a dicha palabra cuando habla del arte sagrado realizado en el templo de Menfis dedicado a Phta, dios egipcio del fuego y del trabajo de los metales...

Este arte sagrado no era otra cosa que alquimia. Sin embargo, el origen de ese término griego no está tampoco muy claro. Para algunos historiadores podría derivar de la palabra copta *khem* o *chamé*, que significaba <negro> y se asociaba a la tierra negra de Egipto, en el valle del Nilo, tierra que era utilizada en la Antigüedad en procesos metalúrgicos, en tintes y en farmacia. Incluso a Egipto se le llamó en ciertos momentos *Chemia* y *Chamia* (país de Cham o país de esta <tierra negra>). Otros le atribuyen un origen chino, bien de la palabra *kim-iya*, que significaba <jugo que produce oro>, o bien de *chin*, término relacionado con el proceso de la transmutación. En definitiva, en ambos casos estaba relacionada con el arte de fabricar oro, y desde China se podría haber extendido hasta los griegos para después ser recibida por los árabes. Estos últimos antepusieron su artículo <al> a ese término, resultando al *Kimiya* o *alkymia*. De aquí proviene la palabra <alquimia>, con la cual se hizo referencia al hacer químico de los siglos IV al XVI, manteniendo esa idea de <arte sagrado>. Ya en el siglo XVI se latinizó esa palabra y empezó a aparecer en los textos de química —o más bien de alquimia— de la época sin el prefijo *al-*. Así, en los escritos de Paracelso, <Agrícola o Libavius> cada vez son más frecuentes los términos *chymia*, *chymista*, *chymicus*..., de los que derivan las palabras *chimie*, *chimica*, *chemistry*, *chemie* o *química* en diferentes idiomas. La palabra *alquimia*, por su parte, se fue relegando poco a poco para designar las prácticas de carácter esotérico....

Dentro de los químicos más destacados se encuentran, Paracelso (1493-1541), Robert Boyle (1627-1691), A. L. Lavoisier (1743-1794), John Dalton (1766-1844), A. Avogadro (1776-1856), August F. Kekulé (1829-1896), Alfred B. Nobel (1833-1896), D. Mendeleiev (1834-1907), Marie Curie (1867-1934), E. Rutherford (1871-1937), Linus Pauling (1901-1994), entre otros. Es de destacar que varios científicos mencionados en la Química, también lo son en la Física. Es que ambas, han coincidido en la explicación de fenómenos, digamos que comunes, en cuanto al campo de conocimientos que cada una abarca por separados. Un ejemplo de ello es lo concerniente al estudio del átomo y su estructura interna, así como en los



fenómenos involucrados y explicados por la teoría cinética molecular y la termodinámica, como ya fue planteado con anterioridad...

La Química es una de las ciencias más jóvenes. Las Matemáticas, la Física y la Astronomía, tienen una historia que se remonta a miles de años, de la que dan, aún hoy, testimonio vivo, los nombres conocidos de Tales, Pitágoras, Euclides, Arquímedes, Aristarco, Ptolomeo... Los esfuerzos encaminados a la Química, han vagado durante largo tiempo entre errores y extravíos. Mientras que otras ciencias como Medicina y Biología desde un principio tuvieron ante los ojos perfectamente claros sus objetivos, por muy variados que hayan podido ser en el curso de los siglos los caminos que habían de llevar a sus fines, en cambio los intentos que paulatinamente desarrollaron la Química durante siglos carecieron de plan y objetivo, o sirvieron para otros fines...

Se tardó en conocer lo que sería la labor propia de la Química, esto es, la investigación de las propiedades de las sustancias y de sus transformaciones recíprocas. A este punto no se llegó hasta el siglo XVII, época en que surgió la Química propiamente dicha como ciencia autónoma, y a partir de la cual puede reivindicar su propia historia. Más que en otras ciencias, se refleja en la prehistoria y en la historia de la Química el cuadro general de la historia de la cultura. La confusión que se manifiesta en la historia del desarrollo del ser humano se manifiesta repetidamente en este campo, y para su comprensión es necesario ahondar en el modo en que se pudo llegar a las ideas que, para las concepciones actuales, son extrañas e incomprensibles...

Es necesario observar cómo en el camino del conocimiento, después de múltiples encrucijadas y desviaciones, se convierte finalmente en la gran arteria principal de una ciencia auténtica. La ciencia da cuerpo en cada etapa al conocimiento que en ella se tiene de los hechos presentados por la naturaleza, y por ello, su estado varía a medida que progresa el conocimiento; debido a esto, el investigador de la naturaleza ha de saber que el estado en que se encuentra su ciencia en su época no es permanente, que todo se halla en fluencia, que el hoy es sólo un puente entre el ayer y el mañana. Todas estas consideraciones son aplicadas a la Química, teniendo la misma además, el privilegio de que con su desarrollo, promueve directamente el desarrollo industrial, ya que toda su actividad de búsqueda está dada por las exigencias económico-sociales de la época, por lo que, al señalar en la historia se



observan, los distintos tipos de sociedad caracterizados por sus formaciones socioeconómicas que la Química como toda ciencia, tiene un determinado nivel, lo que ha apoyado el desarrollo del modo de producción específico de la época...

La historia de la sociedad es la historia del desarrollo y la sucesión de formaciones socioeconómicas, y el desarrollo de la Química en cada una de ellas ha tenido sus peculiaridades, habiendo desempeñado la misma un papel no poco importante en cada una de estas formaciones...

Los orígenes más inmediatos de la química y de su historia habría que buscarlos más bien en el desarrollo y evolución de la alquimia. Pero es necesario ir aún más lejos, retroceder en el tiempo, hasta lo que puede llamarse química práctica de la Antigüedad, bastante rica desde un punto de vista técnico pero desprovisto de un cuerpo teórico que la sustentara. Además, hay que contar con una contribución importante por parte de la filosofía natural y a veces, incluso, de la ontología o ciencia del ser, puesto que se trata en definitiva del estudio del ser en cuanto a su relación con el mundo en el que está inmerso. Y por supuesto, con las aportaciones importantísimas de la física, con personajes tales como Descartes (1564-1642) o Bacon (1561-1626) que, con sus ideas y su metodología, ayudaron a que éstas fueran incorporadas en el terreno de la química...

Comenzando desde la Prehistoria, pasando por la Antigüedad y por la alquimia medieval, tras un lento desarrollo se alcanza el siglo XVII, en el que con Boyle se introduce ya plenamente el razonamiento en la interpretación de los fenómenos químicos, proceso que culminará en la figura de Lavoisier. Éste protagonizará — aunque con ciertas reservas— el momento de la revolución química. Boyle, por su parte, sería el primer personaje fundamental con el que se inicia esa etapa de transición inmediatamente anterior a la de la revolución química, que podría llamarse <química precientífica>. En cualquier caso, toda la química anterior a Lavoisier está íntimamente ligada muchas veces a la historia de la farmacopea, de la medicina e, incluso, de la biología. Por tanto, es necesario integrar todos esos estudios junto con los de filosofía, alquimia y química práctica. El estudio íntegro de la química se caracteriza, pues, por su marcadísima interdisciplinaridad, hecho que se sigue produciendo como una constante mucho después, a lo largo también del siglo XVIII e, incluso, del XIX, y al contrario de la química de nuestros días, en la que existe una marcada especialización...



La química alcanza su carácter científico mucho después que otras disciplinas, como la física, la astronomía o la fisiología. Éstas fueron gestando su <revolución científica> durante los siglos XVI y XVII para culminar en este último con personajes como Galileo, Copérnico, Kepler, Descartes, Bacon, Newton o Harvey, protagonistas de ese cambio. Sin embargo, en química se produjo con un retraso de más de cien años respecto a la de estas otras ciencias. La causa de ello muy probablemente se deba a la falta de un lenguaje químico común y sistematizado, a la carencia de una clasificación racional y de un criterio de la pureza de las sustancias y, sobre todo, a la gran complejidad de los fenómenos químicos, de sus técnicas y de sus instrumentos. Todo ello impidió que se estableciesen generalizaciones y que sus procesos se sistematizaran, por lo cual tampoco era posible formular una teoría que los justificase racionalmente...

1.1 Universo y Naturaleza

El Universo o Cosmos es todo lo que se conoce y desconoce. **Naturaleza** se refiere a todo en el planeta Tierra. **Medio ambiente** es la Tierra con la especie *Homo sapiens*.

En el Universo o Cosmos hay miles de millones de galaxias, cada galaxia está formada por miles de millones de estrellas de distintos tipos.



El Sol es una estrella simple amarilla mediana que está una galaxia espiral común llamada Vía Láctea, una de sus miles de millones de estrellas es el Sol y el planeta Tierra es uno de los ocho planetas del Sistema Solar.

Todas las estrellas que se ven en la noche pertenecen a la galaxia local llamada Vía Láctea. El Sol forma parte de la Vía Láctea, es la estrella más cercana a la Tierra (150 000 000 km; 8,3 minutos luz), el sistema estelar más cercano, llamado Centauro, está a 4,3 años luz.

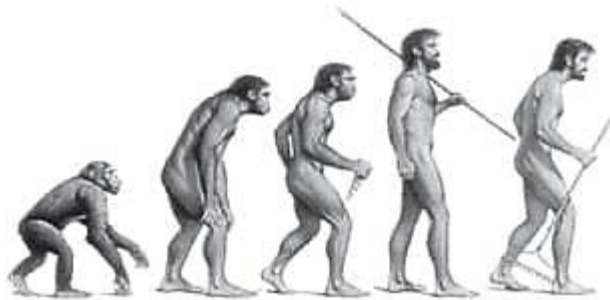




Alrededor del Sol giran ocho cuerpos llamados planetas y muchos otros cuerpos de menor tamaño y distintas formas, por ejemplo, planetas enanos, asteroides, cometas, que forman el Sistema Solar.

La Tierra es el tercer planeta del Sistema Solar que tiene al Sol como estrella central.

Las estrellas son puntos luminosos que se observan a simple vista en el cielo nocturno, también la Luna y cinco planetas del Sistema Solar: Mercurio, Venus, Marte, Júpiter y Saturno. A simple vista no se ven Urano y Neptuno.



Pertenece a una especie llamada *Homo sapiens* que interactúa con el Universo por medio de sus sentidos, cada uno de ellos es un detector de algunas partes o componentes del Universo. La observación directa de la

Naturaleza y del Universo muestra que está formado por un número muy grande y diverso de distintos tipos o clases de componentes.

El Homo sapiens tiene cinco sentidos o detectores: vista, oído, olfato, tacto y gusto. Con ellos se detectan algunos componentes del Universo, por ejemplo, luz, sonido, olores, sabores, energía, cuerpos, textura, con ellos se estudia la Naturaleza para conocer y comprender sus partes o componentes, objetivo fundamental de las Ciencias Naturales.

1.2 Conceptos fundamentales

No se deben omitir definiciones y conceptos fundamentales.

1.2.1. Condiciones Ambientales de la Tierra (CAT)

Es conveniente enumerar algunas propiedades, características, condiciones que luego se desarrollan elementalmente, por ejemplo, presión **P**, temperatura **T**.

Se adoptan como Condiciones Ambientales de la Tierra CAT:

* **presión P** de la capa de gas que rodea a la Tierra: *atmósfera*, formada por aproximadamente 78 % de nitrógeno, 21% de oxígeno, el 1 % restante argón, dióxido de carbono, agua, etc. Se llama presión atmosférica: **Patm. = 1 atm = 760 mmHg.**



La presión P es la relación entre la fuerza y el área. Es la fuerza por unidad de superficie originada por un fluido (líquido o gas).

* **temperatura T** , aproximadamente entre -30 y 50 °C (grados centígrados o Celsius).

1.2.2 Cuerpos

La materia es lo que constituye o forma los cuerpos. Los cuerpos son sistemas materiales porque están formados por materia. Un cuerpo es una porción limitada de materia formado por miles de millones de partículas (sistema macroscópico), pero las partículas (sistema microscópico) también están formados por materia. Hay dos interpretaciones del término materia: la desarrollada en el texto y la que considera que materia incluye la energía según la ley de Albert Einstein de equivalencia masa – energía ($\Delta E = \Delta m \cdot c^2$), este es el concepto riguroso, pero en los fenómenos químicos y físicos clásicos se desprecia la equivalencia entre masa y energía (**m y E** son independientes). Es increíble que Albert Einstein no solo incursionó en la Física, también en otros campos como el pacifismo, la música, entre otros.

1.2.3 Sistema

Sistema es la parte o porción del Universo que se elige para estudiar, analizar, comprender, justificar algunas de sus características o propiedades.

No se debe omitir que siempre se debe explicitar el sistema que se estudia o analiza.

Un *sistema* tiene un límite (real o imaginario) que lo separa del resto del Universo, es una *porción limitada*. La parte del Universo que no pertenece al sistema elegido se llama **medio exterior o medio ambiente**.

Los sistemas que se estudian son, en general, cuerpos que tienen masa (sistemas materiales), volumen, energía y muchas otras propiedades.

Según el intercambio de masa y energía del sistema con el medio ambiente, los sistemas se clasifican en:

- * abiertos: intercambian masa y energía con el medio ambiente.
- * cerrados: intercambian únicamente energía.
- * aislados: no intercambian masa ni energía.



1.2.4 Materia

Se llama materia lo que constituye o forma los cuerpos. Los cuerpos están formados por materia, son sistemas macroscópicos porque están formados por miles de millones de partículas, sistemas microscópicos también formados por materia.

1.2.5 Cualificar. Calidad

Cualificar significa clasificar en clases o tipos cada parte o componente de la Naturaleza según alguna característica o propiedad de un sistema que se identifica con un nombre o término. Cualificar significa indicar o determinar la calidad de cualquier parte o componente de la Naturaleza según alguna característica o propiedad explicitada. Por ejemplo, definir materia como lo que constituye los sistemas macro o microscópicos es cualificar.

El concepto de clasificar es muy importante, se debe realizar explicitando la propiedad o característica del sistema usada para su clasificación.

1.2.6 Cuantificar. Cantidad. Contar o medir

No se debe omitir el concepto de cantidad, es el origen de la Matemática, significa obtener valores numéricos de alguna propiedad de un sistema. Las cantidades o valores numéricos de un sistema se pueden clasificar en dos tipos: ***contar o medir***.

* *el concepto de **contar** se aplica a las especies que forman un sistema: especie es un componente o parte de un sistema que se identifica, se define y se asigna un nombre. Por ejemplo: contar la cantidad de palabras que tiene el párrafo anterior; contar las hojas del libro. Según el sistema, las especies se pueden contar directa y/o indirectamente.*

* *el concepto de **medición** es fundamental, medir significa obtener o determinar un valor numérico (cantidad) de una característica o propiedad identificada de un sistema. La operación o método para obtener un valor numérico de una propiedad se llama proceso de medición.*

*Una propiedad medida de un sistema se llama **magnitud**.*

Para obtener el valor numérico es imprescindible adoptar y definir una unidad patrón de comparación convencional y arbitraria de la misma clase que la propiedad que queremos medir: *la unidad patrón es de la misma clase (calidad) de la propiedad que se mide, se representa con [u] y tiene un nombre.*



Lo anterior se puede representar:

$$X \text{ (magnitud)} = \text{Número (valor numérico)} [u] \text{ (unidad)}$$

Una magnitud tiene siempre un valor numérico y la unidad de medida.

El valor numérico que se indica al realizar una única medición (un solo valor) tiene un significado muy importante y debe indicar todas las cifras leídas al realizar la medición.

*El resultado de una sola o única medición se expresa con todas las cifras leídas y se llaman cifras significativas: **la última cifra leída es dudosa, incierta, desconfiable.***

Se pueden realizar trabajos experimentales simples de mediciones, por ejemplo, una dimensión (el largo) de un lápiz; el largo y el ancho de esta hoja (y calcular su superficie).

Al realizar una medición directa se deben indicar todas las cifras que se pueden leer en el instrumento de medición y la unidad de medida. Si en la experiencia anterior el instrumento usado (por ejemplo, una regla graduada) tiene la mínima división igual a un milímetro (mm), luego se pueden obtener valores en mm (como máximo, leer media división, 0,5 mm).

La mínima división de un instrumento o la última cifra que se puede leer se llama límite de apreciación (para una medición indirecta se llama límite de detección).

1.3 Ciencias Naturales

Se llama **Ciencia** al estudio cuantitativo (con mediciones, o sea objetivo) de un sistema. Las Ciencias Naturales estudian objetivamente los sistemas de la Naturaleza y del Universo, aplica el **método científico**, cuya etapa más importante es la obtención experimental de magnitudes: experiencias cuantitativas. Una característica fundamental de las Ciencias es su **capacidad de predicción**.

Las Ciencias Naturales estudian la Naturaleza, se pueden clasificar en, por ejemplo, Física, Química, Biología, Astronomía, cada una estudia una parte de todas las características que tienen los sistemas. Una Ciencia fundamental para el estudio de la Naturaleza es la Matemática, basada en la Lógica.

El conocimiento de la Naturaleza se puede iniciar con un estudio cualitativo, pero para avanzar en su conocimiento y comprensión, es imprescindible que el estudio sea cuantitativo (con mediciones).



No se debe omitir que estudio científico significa esencialmente medir y, según el caso, la operación o proceso de medición puede ser directo o indirecto, según la propiedad y el sistema, los procesos de medición pueden ser simples o complejos.

Un concepto fundamental es el de **modelo**: es una propuesta, suposición, hipótesis, teoría sobre características de un sistema, por ejemplo, constitución, estructura, funcionamiento, comportamiento, justifica una o más partes de un todo y es válido mientras ninguna experiencia lo refute. Los modelos y las leyes naturales se verifican únicamente por experiencias cuantitativas (**método científico**). **Los modelos son parciales y transitorios**. Ejemplos de modelos: el atómico de Dalton; modelo planetario del átomo; macroscópico de los cuerpos.

Con el método científico se pueden descubrir relaciones entre magnitudes que se cumplen en la Naturaleza, se expresan matemáticamente y se llaman **leyes naturales**.

1.3.1 Química

Según propiedades intensivas físicas y químicas de sistemas macroscópicos (formado por miles de millones de partículas o especies) o microscópicos, la materia que forma un sistema se clasifica en tipos o clases que se llaman **sustancias**.

El concepto de sustancia es básico y fundamental para la Química. Todas las sustancias están formadas por elementos químicos EQ.

La Química estudia propiedades y fenómenos en los que intervienen sustancias.

1.3.2. Física

La Física estudia, por ejemplo, los tipos de movimientos (mecánica), cuerpos que tienen carga eléctrica no nula (electricidad y magnetismo), energía y sus interconversiones (termodinámica). *La Física estudia la estructura de la materia, tema fundamental para la Química.*

La Física como ciencia

Este apartado es tomado literalmente del libro *La Humanística en el proceso de enseñanza de la Física y la Química*, el cual se cita como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun).



La Física estudia lo grande y lo pequeño, lo viejo y lo nuevo. Del átomo a las galaxias, de los circuitos eléctricos a la aerodinámica, la física es una gran parte del mundo que nos rodea". Así se plantea en el <Sears-Zemansky>, archiconocido por los profesores que imparten Física Universitaria en Cuba y Argentina.

*La Física es considerada dentro de las ciencias naturales y también se encarga de estudiar las interacciones que ocurren en la naturaleza, como son las gravitatorias, las electromagnéticas y las nucleares. El término proviene del lat. *physica*, y este del gr. τὰ φυσικά, neutro plural de φυσικός, <natural, relativo a la naturaleza>. En opinión de los profesionales de la Física, esta ciencia "es quizás...la que más ha influenciado de manera significativa en el estudio, comprensión y descripción de los fenómenos de la naturaleza, a través de conceptualizaciones y enunciación de principios, leyes, teorías y modelos, las que luego se han llevado al plano de explicar hechos tecnológicos como en el caso de la máquina de vapor o de desarrollar la tecnología, en conjunto con otras ciencias, a planos cada vez más sofisticados e increíbles, que van desde la construcción de naves espaciales hasta la Nanotecnología. También se integra de forma activa a todos los procesos de la realidad, los cuales abarcan los procesos biológicos, químicos, sociales, así como aquellos involucrados en la vida cotidiana, entre otros...*

Para los practicantes de la Física, es una ciencia teórica y experimental, con un fuerte basamento matemático, la cual busca que cada hecho pueda ser verificable mediante los experimentos y que mediante la teoría se pueda realizar predicciones futuras. Galileo Galilei es un ejemplo de paradigma que supo en sí mismo combinar el pensamiento teórico, matemático y experimental. En tal sentido, esta ciencia se puede considerar desde sus inicios hasta hoy en día, como una ciencia esencial porque su campo teórico y experimental penetra en todas las esferas del conocimiento humano...

En la antigüedad era conocida mayormente como Filosofía Natural y así llegó a ser conocida hasta la época de Newton. Hay que resaltar que Aristóteles la llamó siempre Física y así lo hizo saber en su libro <Física>, el cual abarca estudios y análisis acerca del movimiento y el reposo, la relación entre la Física y la Matemática y la Física y la Astronomía. Asimismo, aborda otras cuestiones como la parte y el todo, la suerte y la casualidad como causas accidentales e indeterminadas, y el modo en que la necesidad está presente en la naturaleza. Con relación a esta temática, escribe, en



su libro <Física>...:<Después de haber determinado los diversos sentidos en que se dice la naturaleza, tenemos que examinar ahora en qué se diferencia el matemático del físico, pues los cuerpos físicos tienen también superficies, volúmenes, longitudes y puntos, de los cuales se ocupa el matemático. Además, ¿es la astronomía distinta de la física o es una parte suya? Porque parece absurdo que se suponga que es tarea propia del físico conocer la esencia del sol y de la luna, pero no sus atributos esenciales, en especial porque quienes se ocupan de la naturaleza manifiestan también interés por la figura de la luna y el sol, e investigan si la tierra y el mundo son esféricos o no>...

En consonancia con lo anterior, en el libro <Física>...se encuentran principios por los cuales pueden guiarse todas las ciencias para llegar a comprender el mundo natural y social en el que se vive. Al respecto, Aristóteles dice que <... es evidente que hay causas y que son tantas como hemos indicado, pues tantos son los modos en que podemos entender el <por qué> de las cosas (...) y puesto que las causas son cuatro, es tarea propia del físico conocerlas todas, pues para explicar físicamente el <por qué> tendrá que remitirse a todas ellas, esto es, a la materia, a la forma, a lo que hace mover y al fin>...

La obra <Física>, en conclusión, es un compendio de ciencia y filosofía al mismo tiempo. Empédocles, Anaxágoras, Parménides y Demócrito eran considerados físicos por Aristóteles. Los físicos han intentado y logrado, en gran medida, describir los fenómenos naturales. Para ello han penetrado en el micromundo, con el estudio de las partículas fundamentales microscópicas, hasta el macromundo, con el estudio del sistema solar y las galaxias, de manera general. Muchos sabios y científicos han participado en la construcción de una Física como Ciencia de la Naturaleza, dentro de los cuales pueden nombrarse a Demócrito, Tito Lucrecio Caro, Eratóstenes, Aristarco, Epicuro, Arquímedes, Tolomeo, Aristóteles, Copérnico, Galileo Galilei, Kepler, Tycho Brahe, Isaac Newton, Michael Faraday, Rudolf Clausius, James Clerk Maxwell, Thomas Young, Hendrik Antoon Lorentz, Albert Einstein, Niels Bohr, Max Planck, Werner Heisenberg, Paul Dirac, Richard Feynman y Stephen Hawking, por solo hacer mención de algunos...

En tal sentido, existen libros que se dedican a mostrar a la Física como ciencia y su impacto en la tecnología, dentro de los cuales se encuentran <Principios Matemáticos de la Filosofía Natural> y <Consideraciones y demostraciones matemáticas sobre dos



nuevas ciencias>, escritos por Isaac Newton y Galileo Galilei, respectivamente. Otros libros de Física se pueden encontrar en forma de textos escolares, los cuales se cuentan en cientos o miles de ellos. Estos últimos tienen como objetivo esencial enseñar, a quien la estudia, la manera de explicar los fenómenos y hechos que ocurren en la naturaleza, los cuales se realizan por medio de conceptos, principios, leyes, teorías y modelos diseñados por los físicos...

1.3.3. Biología y Astronomía

La Biología estudia los seres vivos, su constitución, funcionamiento y mecanismos (muy relacionado con Química).

La Astronomía estudia el Universo o Cosmos, por ejemplo, el Sistema Solar, la galaxia local llamada Vía Láctea, las estrellas.

1.4 Propiedades

Las propiedades son características que tienen los sistemas o cuerpos.

Éstas propiedades se pueden clasificar (calidad o cualidad) en distintos tipos o clases, y según la clase, se pueden cuantificar o medir (cantidad).

1.4.1 Propiedades subjetivas

Son las que no se pueden medir, se pueden clasificar pero no se puede obtener un valor numérico, no existe un proceso de medición. Ejemplos importantes son los caracteres organolépticos: olor, color, sabor, textura.

1.4.2 Propiedades objetivas

Son las que se pueden medir, o sea obtener un valor numérico comparando la propiedad con un patrón de la misma clase que la propiedad medida mediante un proceso de medición. Una propiedad medida se llama **magnitud**.

Algunas propiedades objetivas son:

- **Masa:** los cuerpos o sistemas están formados por materia y la magnitud que mide la cantidad de materia se llama masa.

La unidad patrón de masa es una porción de materia elegida convencionalmente que se llama **kilogramo** y se representa **kg**. Se usan múltiplos y submúltiplos decimales, gramos (g), miligramo (mg), etc. Hay otras unidades, por ejemplo, la libra



- **Longitud** (*distancia*): la longitud es una propiedad fundamental y se presenta, por ejemplo, en el concepto de distancia, en las dimensiones de un cuerpo que determinan el volumen del mismo.

La unidad patrón de longitud se llama **metro (m)** y se usan múltiplos y submúltiplos decimales. Hay otras unidades, por ejemplo, el pie, la pulgada.

- **Tiempo**: característica fundamental del Universo. *Tiene un solo sentido hacia el futuro, luego las variaciones son siempre positivas: $\Delta t = t_f - t_i$; el tiempo final mayor que el tiempo inicial.* La unidad patrón es el **segundo [s]**. Otras unidades son hora, minuto, etc.

- **Volumen**: es el espacio que ocupa un cuerpo. El volumen de un cuerpo se puede medir con distintos métodos según la forma del cuerpo. Los cuerpos sólidos son los únicos que tienen forma propia. En el caso de los sólidos que tienen la *forma de prisma rectangular*, o sea que las caras son perpendiculares entre sí, el volumen se puede obtener mediante las longitudes de cada arista que llamamos dimensiones del cuerpo y el volumen es el producto de las tres dimensiones en iguales unidades:

$$V = a \cdot b \cdot c. [u^3]$$

La unidad patrón de volumen es el *volumen de un cubo* que tiene 1m de arista, o sea 1 m^3 . Se usan múltiplos y submúltiplos (cm^3 , mm^3 , dm^3). Otra unidad de volumen usada es el litro (L), que es el volumen de un cubo de un dm^3 ($\text{dm} = 10 \text{ cm}$ de lado), luego su volumen es: $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L}$ (litro).

Otras formas geométricas regulares de las cuales se puede obtener el volumen midiendo dimensiones y aplicando las fórmulas correspondientes son, por ejemplo, *el cilindro y la esfera*. Cuando la forma del cuerpo no es ninguna de las anteriores, en general no es posible calcular el volumen por sus dimensiones porque tienen forma irregular.

- **Peso**: el peso es la fuerza con que la Tierra atrae hacia su centro a todos los cuerpos en su superficie. El peso depende de la masa y de la posición, pero el peso es una fuerza y la masa es la cantidad de materia, en general, independiente *de la Tierra y de la posición*.

- **Energía**: es la capacidad o propiedad de un sistema que puede producir trabajo de una fuerza y/o calor. *El trabajo y el calor aparecen **únicamente** durante el cambio o*



variación de energía. Los conceptos de trabajo de una fuerza, energía y calor son complejos.

- **Temperatura:** es la magnitud que mide el *nivel de energía* de un cuerpo o sistema (no la cantidad de energía) relacionado con el movimiento de las partículas.

- **Densidad:** la densidad media de un sistema (D_m) se define como la relación entre la masa de un cuerpo o sistema y su volumen: $D_m = M/V$

- **Sustancia:** concepto fundamental para la Química que identifica el tipo o clase de materia según propiedades intensivas químicas y físicas microscópicas y macroscópicas del cuerpo o sistema. Todos los cuerpos están formados por sustancias que se identifican con nombres, símbolos y fórmulas químicas. Se puede medir la *cantidad de sustancia*, la *unidad patrón* es el **mol**. Se destaca que el término tiene otras acepciones, por ejemplo, en filosofía.

No se debe omitir que la cantidad de sustancia y la cantidad de materia son conceptos y magnitudes distintas.

1.4.3 Propiedades intensivas y extensivas

Algunas propiedades cambian de valor cuando la masa del sistema varía, estas propiedades se llaman *extensivas*, otras propiedades no cambian cuando la masa del sistema varía, estas propiedades se llaman *intensivas*.

* *propiedades objetivas extensivas* son, por ejemplo, masa, volumen, peso, energía.

* *propiedades objetivas intensivas* son, por ejemplo, temperatura, densidad, sustancia, punto de fusión, de ebullición.

* *propiedades subjetivas* son, por ejemplo, los caracteres organolépticos: olor, color, gusto, textura (tacto, musical, etc.). Las propiedades subjetivas no se pueden medir pero pueden depender de la masa, por ejemplo, el gusto y el olor.

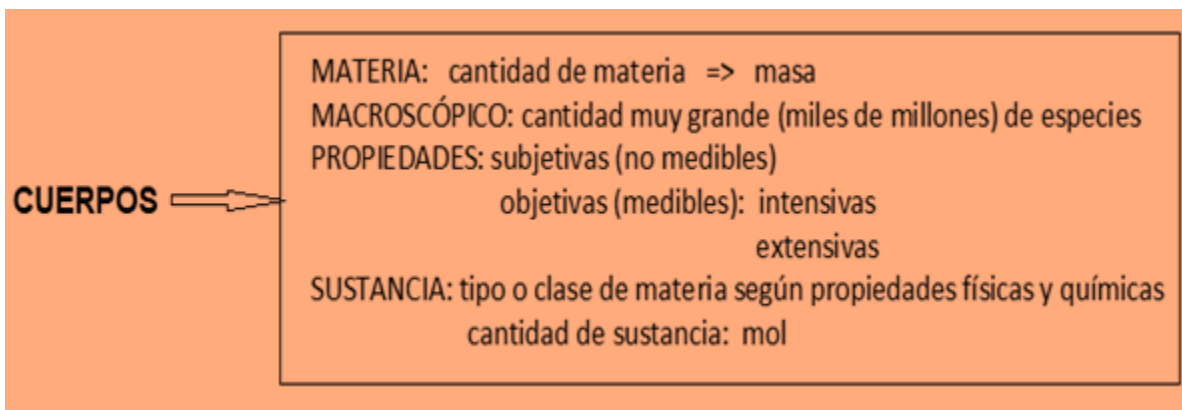
1.5. Cuerpos. Sistemas macroscópicos

Cuerpos son los objetos que nos rodean, están formados por materia y sustancias.

Un cuerpo es una porción limitada de materia, la cantidad de materia de un cuerpo es medida por la magnitud masa y la cantidad de sustancia (partículas) por el mol.

No se debe omitir definir *especie o partícula*: cualquier sistema que se puede identificar y contar.





Los cuerpos que podemos observar están formados por miles de millones de partículas y por ésta característica se llaman *sistemas macroscópicos*. Luego se estudian los tipos o clases de especies o partículas que forman los cuerpos, es muy importante el número o cantidad de especies o partículas.

1.5.1 Estados de los cuerpos

Los estados de los cuerpos (*sistemas macroscópicos*) son **sólido, líquido, gas – vapor**.

La clasificación y denominación de los cuerpos en sólidos, líquidos, gases - vapores se realiza según algunas características o propiedades de los cuerpos.

Una clasificación es según las propiedades masa, volumen y forma del cuerpo:

- * **un cuerpo sólido**, que se indica con (s), tiene masa, forma y volumen propio.
- * **un cuerpo líquido** se indica con (l) tiene masa y volumen propio, pero no forma propia sino la del recipiente que lo contiene (*fluido*).
- * **un cuerpo gas o vapor**, que se indica con (g) o (v), tiene masa pero su volumen y forma son las del recipiente que los contiene (*fluido*).

La diferencia entre gas y vapor es que el gas no se puede licuar sin disminuir la temperatura, mientras que el vapor se licúa por compresión, aumento de presión sin cambiar la temperatura.

1.5.2. Modelo macroscópico de los cuerpos

Una característica muy importante y fundamental de los cuerpos es que son *sistemas macroscópicos*, están formadas por miles de millones de especies o partículas.

Según algunas características de las partículas, el estado del cuerpo es sólido (s), líquido (l), gas (g) – vapor (v):



- * **en los cuerpos sólidos (s)**, las partículas que los forman están unidas y prácticamente fijas entre sí.
- * **en los cuerpos líquidos (l)**, las partículas están unidas, *pero no fijas entre sí*, se pueden mover o desplazar sin separarse, el sistema puede fluir: fluido.
- * **en los cuerpos gas (g) y vapor (v)**, las partículas están juntas o separadas, pero no unidas y en movimiento, el sistema es un fluido.

1.6 Sustancias y elementos químicos

Con anterioridad se ha definido *sustancia*, *concepto fundamental para la Química*, Ciencia Natural que estudia, por ejemplo, tipos de sustancias, propiedades, transformaciones, fenómenos químicos

Todos los cuerpos en la Tierra (y en el Universo) están formados por sustancias, hay muchos tipos o clases de sustancias, **todas están formadas por elementos químicos EQ que son los constituyentes fundamentales o básicos de las sustancias.**

En la Tierra hay millones de sustancias diferentes, pero todas están formadas por 90 elementos químicos. Los EQ se identifican con las propiedades intensivas químicas y físicas de sistemas macroscópicos o microscópicos.

The image contains three main parts:

- Modelo Planetario del Átomo:** A diagram of an atom with a central nucleus (protons and neutrons) and surrounding electron shells labeled K, L, M, N, O, P, Q. It includes the formula for an isolated atom: $A(Z) = m \cdot e \cdot n \cdot p^+ = Z$.
- 2016:** A large year indicator.
- Tabla PERB (CEE) de los EQ:** A periodic table of elements with columns labeled IVA, VA, VIA, VIIA, and VIII. It includes element symbols and names in Spanish. A legend explains the symbols: A (Atomic Number), Z (Atomic Number), X (Symbol), and Artificial (Artificial).

Todos los elementos químicos EQ se indican y clasifican en una tabla fundamental para la Química llamada Tabla Periódica de los Elementos Químicos.



Las sustancias pueden estar formadas por uno o más elementos químicos iguales o diferentes unidos químicamente o sea combinados, formando otra sustancia distinta.

Todas las sustancias están formadas por elementos químicos.

1.6.1 El sueño de Mendeleiev y la tabla periódica



Este apartado ha sido tomado literalmente del curso *EL PAPEL DE LA IMAGINACIÓN EN LA INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA* que se encuentra en el libro referenciado como: Contreras Vidal, J.L y otros (2022). XI Congreso Internacional Didáctica de las Ciencias. XVI Taller Internacional sobre la enseñanza de la Física. Órgano Editor Educación Cubana. Ministerio de Educación. ISBN: 978-959-18-1350-3. La Habana. Cuba.



Mendeléiev soñó que:

...estaba en un oscuro jardín donde la hierba parecía dibujar una inmensa cuadrícula bajo sus pies. De repente, el jardín se iluminó y desde el cielo comenzaron a caer de forma regular enormes bloques de colores que representaban cada uno de los elementos con los que vivía obsesionado. Primero, cayeron el hidrógeno y el litio, que se situaron próximos el uno del otro, y a continuación, se formó una nueva columna con los elementos berilio, boro, carbono, nitrógeno, oxígeno, flúor y sodio. Percibió cómo este último se ubicaba a la misma altura que el litio. Había por fin encontrado la periodicidad que tanto ansiaba y entendió la relación que guardaba con la valencia de los elementos, tal y como había intuido su subconsciente. Las propiedades se repetían cada ocho elementos del mismo modo que las notas musicales en las distintas escalas. Contempló entusiasmado cómo el resto de los elementos continuaban encajando de forma perfecta hasta completar un hermoso mosaico de colores bajo sus pies.



También observó que algunos de los bloques ya colocados albergaban un interrogante que predecía la posición de elementos todavía por descubrir. Sin duda alguna, había asistido a la obra de arte más bella que jamás habría podido llegar a imaginar: La Tabla Periódica de los Elementos Químicos. Al despertar, Dimitri Ivánovich Mendeléiev, buscó a tientas un trozo de papel donde anotar todo lo que había soñado...

1.6.2 Sustancias simples o compuestas

Si una sustancia está formada por un solo tipo o clase de elemento químico EQ, el número de elementos químicos EQ es 1, se llama *sustancia simple*.

Los cuerpos simples están formados por una sustancia simple, EQ = 1.

Si una sustancia está formada por dos o más elementos químicos distintos combinados, o sea unidos químicamente, es una *sustancia compuesta*: elementos químicos **EQ combinados ≥ 2** .

En general, las sustancias compuestas comunes tienen dos o tres elementos químicos distintos combinados, pero hay sustancias con más elementos químicos combinados.

Las sustancias compuestas formadas por 2 elementos químicos combinados distintos se llaman *binarias*, las formadas por tres elementos químicos combinados distintos se llaman *ternarias*, etc.

Algunas sustancias compuestas están formadas por cuatro o más elementos químicos distintos combinados, por ejemplo, el ácido desoxirribonucleico (ADN), sustancia fundamental para la vida, que contiene 5 elementos químicos combinados: carbono (C), hidrógeno (H), Oxígeno (O), Nitrógeno (N), fósforo (P).

No se debe omitir que en una sustancia compuesta los elementos químicos están unidos químicamente (**combinados**), mientras que en una **mezcla** no hay combinación química, las sustancias no cambian.

Un ejemplo se presenta al abrir el mechero de gas, se produce una mezcla entre el gas y el aire, mientras que, al encender el gas, se produce una combinación entre una sustancia que contiene el gas y el oxígeno del aire (combustión), desaparecen las sustancias iniciales y aparecen sustancias distintas.



1.6.3 Nombres y símbolos de los elementos químicos

Los elementos químicos son los constituyentes básicos de las sustancias, cada uno tiene un nombre, un símbolo y propiedades intensivas químicas y físicas que lo identifica.

Todos los elementos químicos EQ que se encuentran en la Tierra (y en el Universo) están clasificados según el modelo de Mendeleiev en la Tabla Periódica de los Elementos Químicos. En ella están los nombres, símbolos y algunas de sus características fundamentales.

1.6 Fenómenos

En un sistema se produce o presenta un fenómeno cuando se detecta (de cualquier forma o método) un cambio, variación o transformación de cualquier tipo en el sistema durante un intervalo de tiempo: $\Delta t = t_F - t_i > 0$

Los cambios se pueden producir en una propiedad o varias simultáneamente.

* los fenómenos en los que no se producen cambios en las cantidades de sustancias ni hay aparición o desaparición de sustancias son **fenómenos físicos**.

* los fenómenos en los cuales varían las cantidades de sustancias o hay aparición o desaparición de sustancias durante un intervalo de tiempo son **fenómenos químicos**.

Se destaca que también hay fenómenos *químicos – físicos*.

1.6.1 Fenómenos físicos

En los fenómenos físicos hay variaciones en las propiedades físicas, magnitudes independientes de las sustancias, *pero no hay cambios en las sustancias del sistema*.

Los fenómenos físicos son muy comunes, por ejemplo, el movimiento de un cuerpo cuando sube verticalmente (tiro vertical) o baja (caída libre), en ambos interviene únicamente la fuerza peso; cuando se abre un mechero de gas (y no se enciende), el gas se mezcla con el aire; al hervir agua.

1.6.2 Fenómenos químicos

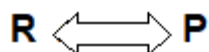
En los fenómenos químicos cambian las cantidades de sustancias del sistema través del tiempo, o desaparecen o aparecen sustancias distintas. La identificación de las sustancias se realiza según sus propiedades intensivas químicas y físicas.

Los fenómenos químicos son muy complejos y hay distintos tipos o clases.

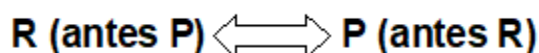


Las propiedades químicas dependen de la constitución y/o comportamiento en los fenómenos químicos clásicos o comunes.

Los fenómenos químicos clásicos se representan cualitativamente indicando siempre *todas las sustancias que intervienen*, las que se indican a la izquierda se llaman convencionalmente *reactivos R*, las que se indican a la derecha se llaman convencionalmente *productos P*:

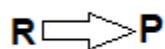


No se debe omitir que una característica de los fenómenos químicos clásicos es que todos son **reversibles** \leftrightarrow , el fenómeno químico clásico anterior se puede representar a la inversa, los llamados anteriormente P ahora son R y viceversa:



La denominación de R o P es convencional y depende como se escribe el mismo fenómeno químico clásico.

Un fenómeno químico clásico reversible en un sistema cerrado o aislado no es completo, se alcanza un estado final EF de equilibrio químico en el que están todas las sustancias R y P del fenómeno químico clásico. En un sistema abierto desaparece alguna sustancia. En algunos casos, en el EF la cantidad de una sustancia R es muy pequeña, las sustancias P que se forman se combinan pero las cantidades de R son muy pequeñas, *estos fenómenos químicos clásicos se llaman “irreversibles másicamente”*:



Un ejemplo de fenómeno químico clásico se presenta cuando se combinan el gas natural y el oxígeno del aire, fenómeno que se produce cuando se enciende el gas. Cuando se combina el gas con el oxígeno, se produce un fenómeno químico clásico (combustión) entre una sustancia que contiene el gas (metano, llamado combustible) y el oxígeno del aire (llamado comburente), desaparecen las sustancias iniciales metano y oxígeno, aparecen otras sustancias distintas.

Una diferencia con la mezcla (fenómeno físico) de gas y aire es que ésta puede tener cualquier proporción o cantidades de aire y gas, mientras que la combinación o



combustión (fenómenos químicos clásicos) se produce entre cantidades fijas de metano y oxígeno.

No se debe omitir que una característica importante de los fenómenos químicos clásicos (combinación): *son todos químicamente reversibles.*

De las mismas sustancias iniciales (R), pueden aparecer, según, por ejemplo, condiciones, E1, distintos P. Por ejemplo, por la combustión del metano se pueden formar distintos P, por ejemplo, dióxido de C (g), monóxido de C (g), C (s) (hollín).

Lo desarrollado anteriormente permite identificar las propiedades como físicas o químicas.

Con el estudio científico de los sistemas se detectan propiedades físicas y químicas y se avanza en el conocimiento y comprensión de la Naturaleza: Ciencias Naturales.

1.6.3 LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Teoría de la Omisión 1

* *Edgardo Remo Benvenuto* – Facultad Regional San Francisco y Paraná, Universidad Tecnológica Nacional; IPEM No. 96 “presión. Bailón Sosa”, San Francisco, Argentina.

* *María del Carmen Trovato Anitello* - Facultad Regional Paraná, Universidad Tecnológica Nacional; ENM No. 108 “A. Jauretche”, Paraná, Argentina.

Trabajo presentado en IV Taller Internacional “La enseñanza de la Física y de la Química” (ENFIQUI), Julio 2002, Universidad Pedagógica “Juan Marinello”, Matanzas, Cuba.

Durante los procesos de enseñanza-aprendizaje se han detectado conceptos y/o modelos incorrectos que constituyen ideas previas de los alumnos. A partir de la observación en la tarea docente se considera que ellos son consecuencia del desarrollo de los contenidos en forma incorrecta y/o incompleta.

Cuando se presenta un tema el desarrollo tiene un punto inicial y un punto final.

*El inicial puede ser cualquiera (desde un contenido básico o no) y el final implica un avance en el tema en alguna dirección seleccionada. En general, se presentan recortes conceptuales, pero lo desarrollado no debe ser incoherente o invalidado por los conceptos o información omitida: **Teoría de la Omisión.***



Es necesario señalar la importancia fundamental del lenguaje en los diferentes abordajes de los temas, ya sean en los elementales y especialmente en los complejos, o sea intentar claridad y rigurosidad en el uso del lenguaje al desarrollar conceptos y conocimientos en general.

La variedad y complejidad del lenguaje usado depende del tema, del nivel que se desarrolla, de los objetivos, etc.

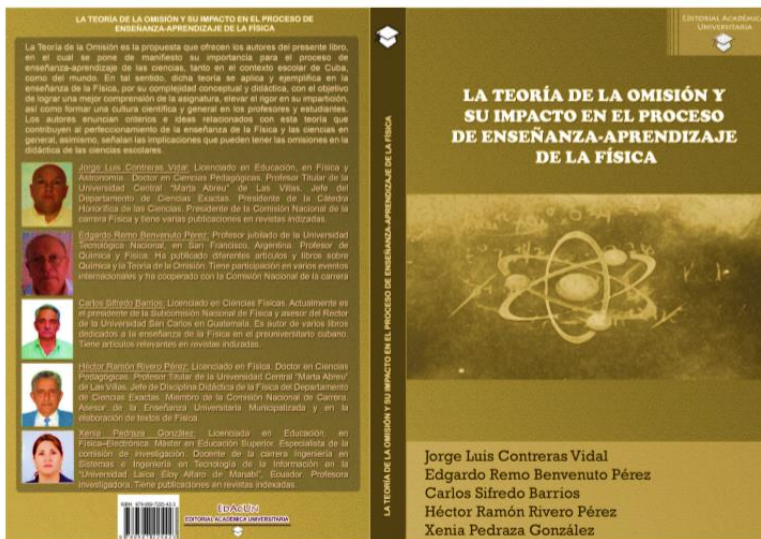
La Teoría de la Omisión (TOMs) propone que los conceptos y conocimientos que se desarrollan no deben ser contradictorios, incoherentes o invalidados por otros que no se desarrollan.

Se enumeran algunos temas en los cuales se presenta la TOMs:

- * operación de contar y medir: número de masa A y masa atómica física MAF.*
- * ley de conservación de los átomos. (no conservación de la masa: Lavoisier)*
- * átomos unidos, formación de moléculas y cuerpos. Agregados.*
- * clasificación de sustancias y de fenómenos químicos.*
- * modelos de propiedades químicas ácido-base. Anfóteros.*
- * tabla periódica de los elementos químicos: irregularidades, átomos nobles, principio de singularidad.*
- * metales, no metales y metaloides: propiedades físicas de los cuerpos.*
- * sustancias inorgánicas no complejas y complejas.*
- * modelo de Lewis de uniones entre átomos: ley del octeto, resonancia.*
- * equilibrio químico: equilibrio simple o múltiple.*
- * disoluciones acuosas: sistema agua (l) – soluto. Hidrólisis.*
- * cinética química: reacciones elementales, simples, múltiples. Mecanismos.*
- * trabajo de una fuerza, energía, calor, temperatura.*
- * la química y la electricidad (electrólisis, pilas, etc.).*
- * cambios de estado de los cuerpos puros (sistema cerrado o abierto, presión cte., volumen variable).*
- * sistemas ideales y no ideales.*



Teoría de la omisión 2



Esta segunda lectura complementaria ha sido tomada literalmente del libro referenciado como: Contreras, J. L., Benvenuto, E. R., Sifredo, C. E., Rivero, H. R., y Pedraza, X. (2019). *La Teoría de la Omisión y su impacto en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la física*. Editorial

Académica Universitaria (Edacun).

La Teoría de la Omisión y su papel en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química

La Teoría de la Omisión, ha sido abordada, por los autores de este libro. Una de las ideas esenciales de la misma es que, en la mayoría de los casos, lo que se omite es mucho más que aquello que en realidad se nos muestra. Esto ocurre así en la vida social, política, cultural, en el ámbito educativo, en fin, en todas las esferas de la realidad en la cuales los seres humanos se desarrollan.



La mejor manera de representar la Teoría de la Omisión es a través de un iceberg. No es nada la cantidad de hielo por encima del agua, en comparación con todo el hielo que existe debajo de la misma.

Al emplear el término de Teoría de la Omisión (TOMs), con énfasis en el término <omisión>, se puede correr el riesgo de que ya este se emplee difusamente con <otro sentido>, por ejemplo, en la teoría penal con aproximación a una forma delictiva, como



es el caso del <Delito por Omisión>...Si a pesar de ello se insiste en su empleo es porque en cierta medida la omisión voluntaria o involuntaria de elementos constitutivos de conceptos, principios, leyes, teorías y desarrollos históricos en la física, constituyen no solo <delitos en la formación científica>, sino en las concepciones didácticas y epistemológicas más avanzadas de la enseñanza-aprendizaje de la Física <y la Química (N/A)> en el mundo contemporáneo. De ahí que, en el campo de la didáctica se puede utilizar el término de <delito didáctico por omisión>. Tampoco se estima que se violente la Primera Ley de la Lógica o Ley de la Identidad que, en general, señala que todo concepto o juicio debe ser idéntico a sí mismo. Por tanto, todo concepto es idéntico a sí mismo, aunque sean diversos los contextos y los sentidos que se pretenda utilizar...De esta manera, el sentido que alcanzan los dos términos juntos, teoría y omisión, hace pensar en el análisis sistémico dedicado a qué son, cómo se manifiestan y qué consecuencias tienen las omisiones en el contexto específico del estudio de la Física en cualquier nivel de enseñanza, con énfasis en la formación universitaria...

La TOfs propone que la información, conocimientos y conceptos que se desarrollan en los libros de textos no deben ser contradictorios, incoherentes o invalidados por los que se omiten. En muchos temas, el efecto de lo omitido en la información desarrollada provoca su incompreensión, cambia su significado y/o interpretación, demuestra que el análisis realizado es incorrecto. El concepto de la TOfs se aplica en ejemplos que son fundamentales para aclarar y comprender su significado. En los ejemplos de Física <y Química (N/A)>, un concepto, principio, ley, teoría o modelo se desarrolla desde un estado inicial (EI) en una dirección o secuencia de avance seleccionado, dicho avance es hasta un estado final (EF). En general, un concepto, principio, ley, teoría o modelo no termina en el EF, sino que continúa, o sea el desarrollo estado inicial-estado final es parcial. Los conceptos, principios, leyes y teorías, durante el estado inicial-estado final deben ser coherentes con los omitidos o no desarrollados y enriquecerse en la medida que el desarrollo histórico de estos lo permita. En consonancia con lo expuesto anteriormente, un objetivo fundamental de la TOfs es avisar, destacar, señalar que al abordar un concepto, principio, ley o teoría se deben tener muchas precauciones y que estos aspectos se abordan siempre teniendo en cuenta lo que se omite. Es preciso señalar que durante las actividades y procesos de enseñanza-aprendizaje en el nivel medio y universitario, se han



detectado conceptos, principios, leyes, teorías y modelos confusos o incorrectos que constituyen ideas previas de los estudiantes...

Se sostiene...que en el análisis realizado de los libros de Física <y Química (N/A)> por los cuales estudian los profesores y estudiantes, se ha podido constatar que existen contenidos esenciales que han sido omitidos, lo cual va en detrimento de la motivación, en el desarrollo de una cultura y educación científica adecuada y en el establecimiento de asociaciones contradictorias en la estructura cognitiva de los estudiantes. La omisión de estos contenidos lleva, por tanto, a que la enseñanza de determinados temas no sea todo lo eficiente que puede ser y que el aprendizaje no alcance la riqueza necesaria que debe poseer. Por ello, es indispensable lograr que los contenidos que se omiten en los libros de física <y Química (N/A)> no hagan que aquellos que se desarrollan en las clases sean contradictorios, incoherentes o invalidados por estos. De lo contrario, dicha situación puede acarrear ideas alternativas, errores conceptuales y confusión en los contenidos recibidos...

En los planes de estudio para la enseñanza de la Física <y Química (N/A)> a cualquier nivel, incluyendo la formación de físicos <y químicos (N/A)>, se hace necesario hacer una cuidadosa selección de los libros de texto que serán utilizados. Hay que tener en cuenta, no solo su nivel de actualización, sino también el nivel de omisiones que estos puedan tener. En tal sentido, todos los libros de textos de Física <y Química (N/A)> omiten, pero unos lo hacen más que otros. Lo verdaderamente importante es conocer el contenido que se omite, tener los conocimientos sobre ello, así como estudiar y enseñar en consecuencia. Por esta causa, <los autores de este libro tienen (N/A)> la intención de alertar que las omisiones parciales y totales existen, no importa el libro de texto de Física <o Química (N/A)> que sea, y sobre todo señalar que estas son potencialmente peligrosas ya que pueden llevar a la comisión de errores y a perjudiciales interpretaciones de conceptos, principios, leyes y teorías, lo que va en detrimento de la calidad en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Física <y la Química (N/A)

No es que no se omita, es imposible no hacerlo, porque son demasiados los contenidos a tratar en un libro, pero hay que estar consciente de lo que se omite y declararlo. Al respecto, en el prefacio del libro “La física, aventura del pensamiento: el desarrollo de las ideas desde los primeros conceptos hasta la relatividad y los cuantos”, escrito por Einstein e Infeld, se lee lo siguiente: “Pero la explicación ha



tenido que ser sencilla. Del laberinto de hechos y conceptos hemos tenido que elegir algún camino real que nos pareció más característico y significativo. Ha habido que omitir hechos y teorías que no se han alcanzado por este camino. Nos vimos forzado por nuestro objetivo general a efectuar una selección cuidadosa de hechos e ideas...

Por lo general, las omisiones (totales o parciales) que pueden presentarse son:

- 1. Omisión de una parte en una definición, por considerar que, si esta se estudia completa en el grado o año en cuestión, el alumno no la comprenderá. Siendo éste el principal descuido técnico y didáctico.*
- 2. Omisión del nombre del científico implicado en trabajos, experimentos, etc. que se relatan en el libro de texto.*
- 3. Omisión de fórmulas originales escritas por los científicos, y en su lugar escribir una fórmula similar, a la cual arribó otro científico.*
- 4. Omisión de esquemas o figuras originales en los trabajos de los científicos y sustituirlas por esquemas o figuras incorrectas, debido a una interpretación errónea por parte del autor del libro.*
- 5. Omisión de definiciones originales escritas por los científicos, y en su lugar escribir definiciones parafraseadas por el autor del libro, pero incorrectas.*
- 6. Omisión de contenidos que conllevan a una falsa idea sobre el desarrollo histórico de un concepto, ley, principio, teoría, modelo, entre otros.*
- 7. Omisión del desarrollo histórico de un concepto, principio, ley, teoría o modelo, que conlleva a una incorrecta comprensión de estos aspectos, en su estado acabado o final.*
- 8. Omisión de ideas claves en los conceptos, principios, leyes, teorías o modelos, que solo tienen un valor histórico y que no permiten darles el verdadero valor a estos.*
- 9. Omisión de información y conceptos relacionados sobre un tema que invalida los conocimientos y conceptos desarrollados, por lo tanto, el aprendizaje es incorrecto.*
- 10. Omisión de temas por considerarse que es mejor trabajarlos directamente en el laboratorio o en clases o porque sencillamente se dejan de estudiar por razones desconocidas...*



Queremos destacar, que para orgullo de los autores del libro “La Teoría de la Omisión y su impacto en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física”, el décimo tipo de omisión, fue aportado por el Dr. Gerald Holton, profesor Emérito de la Universidad de Harvard, quien tuvo la delicadeza de leer el manuscrito del libro y darnos sus opiniones sobre el mismo.

Aunque pueden existir otros tipos de omisiones en los libros de textos, los autores consideran que las citadas anteriormente son las esenciales. En tal sentido, la preparación del profesor es primordial para percatarse de las omisiones y enseñar al estudiante lo correcto. De ahí que, el profesor no debe confiarse solamente del libro por el cual va a realizar la enseñanza; es necesario que sea crítico e insaciable del estudio de los libros de textos que utiliza en sus clases, con ello se ayuda a sí mismo, a sus estudiantes y a los propios autores. En consonancia con lo antes expuesto, los que se dedican a escribir libros de texto de Física <y Química (N/A)> deben tomar en consideración, la omisión de contenidos metacientíficos. La cultura científica de los profesores y estudiantes de Física <y Química (N/A)> depende, en gran medida, de que los libros de textos no solamente contengan los conocimientos básicos de la ciencia en cuestión, sino que también incluyan aspectos relativos a los riesgos, efectos adversos, usos políticos, dilemas éticos o influencias económicas de la investigación científica y el desarrollo de la tecnología, así como la habilidad o capacidad para hacer frente a los objetos tecnológicos de la vida cotidiana...

Evolución y progreso. Enunciados de un problema matemático

Caricatura humorística de los cambios producidos en los planes de enseñanza, al socaire de la formulación de un problema de aritmética elemental.

Enunciados de un problema matemático

Plan de 1960

“Un campesino vende un saco de patatas por 1000 pesetas. Los gastos de producción se elevan a $\frac{4}{5}$ partes del precio de venta. ¿Qué beneficio obtiene?”

Enseñanza tradicional, 1970

“Un campesino vende un saco de patatas por 1000 pesetas. Los gastos de producción se elevan a $\frac{4}{5}$ partes del precio de venta, es decir a 800 pesetas. ¿Qué beneficio obtiene?”



Enseñanza moderna, 1975

“Un campesino establece una correspondencia F entre un conjunto presión de patatas y un conjunto M de monedas. El cardinal del conjunto M es igual a 1000 y cada elemento PFM vale una peseta. Dibuja 1000 puntos gordos que representen los elementos del conjunto M . El conjunto G de los gastos de producción contiene 200 elementos menos que el conjunto M y da respuesta a la pregunta siguiente: ¿Cuál es el cardinal del conjunto B de los beneficios? (Dibuja este conjunto en rojo)”

Enseñanza renovada, 1980

“Un agricultor vende un saco de patatas por 1000 pesetas. Los gastos de producción se elevan a 800 pesetas y el beneficio es de 200 pesetas. Tarea: subraya la palabra patatas y discútela con tu compañero”

Enseñanza reformada, 1985

“Un pallés kapitalista privilejjao s'anrelementos químicosuesío injuttamente de 200 peselas con una tocha d'patata, analiza el testo y busca las fartas d'ortografía, de sintasí y de puntuasi3n y cuenta de que tú piensas de su manera de s'enriquesé”

Enseñanza asistida por ordenador, 1990

“Un productor del espacio agrícola en red de área global peticiona un data-bank conversacional que le displaya el day-rate de la patata. Después se baja un software computacional fiable y determina el cash-flow sobre pantalla de mapa de bits (bajo MS-DOS), configuración floppy y disco duro de 40 megabytes).

Dibuja con el rat3n el contorno integrado 3D del saco de patatas.

Después hacés un log-in a la Red por 36.15 código BP (Blue Potatoes) y sigues las indicaciones del menú.

Enseñanza 2000: ¿Qué es un campesino?

Cabría entonces preguntarse (N/A) cómo sería la enseñanza en el 2015 y hoy en día.

Tomado de la Revista Investigación y Ciencia, septiembre 1996 que puede ser encontrado en <https://www.investigacionyciencia.es/revistas/investigacion-y-ciencia/deformacin-del-espacio-tiempo-por-los-agujeros-negros-218/evolucin-y-progreso-enunciados-de-un-problema-matemtico-7224>



CAPÍTULO 2. CUERPOS Y SUSTANCIAS

2.1. Generalidades

Todas las sustancias están formadas por elementos químicos EQ, pueden ser sustancias simples (elementos químicos EQ = 1) o compuestas (2 o más EQ combinados químicamente formando otra sustancia).

Los cuerpos que podemos observar están formados por miles de millones de partículas y por ésta característica se llaman **sistemas macroscópicos**.

* **cuerpos simples**: están formados por un solo elemento químico (sustancia simple).

* **cuerpos compuestos**: están formados por sustancias compuestas, 2 o más elementos químicos combinados que forman otra sustancia distinta.

Los cuerpos pueden ser puros (una única sustancia) o no puros, mezclas de sustancias.



En el planeta Tierra hay 90 elementos químicos distintos, los cuerpos se presentan en Condiciones Ambientales de la Tierra como sólidos, líquidos, gases – vapores.

Se llama **biósfera** al conjunto de la *atmósfera, litósfera e hidrósfera de la Tierra*.

* **litósfera**: parte sólida exterior que contiene algunos elementos químicos como sustancias simples, por ejemplo, Au, Pt, Ag, Cu. Otros elementos químicos, por ejemplo, Si, Al, O, Fe, Mg, se encuentran como sustancias compuestas, o sea combinados. La corteza de la Tierra está formada principalmente por Si y Al combinado con el O (óxidos).

* **hidrósfera**: la parte líquida formada por los elementos químicos hidrógeno H y oxígeno O combinados formando la sustancia compuesta **agua**.

El agua líquida es la sustancia imprescindible y fundamental para la vida en la Tierra.

El sistema agua líquida con cuerpos o sustancias disueltas (solubles), se llama *disolución acuosa* y se representa (ac) (5.6), *es un sistema común muy importante y, en general, no es una mezcla, es un sistema químico complejo.*

Por ejemplo, los océanos son “agua salada”, tienen sal común (cloruro de sodio) disuelto: **NaCl (ac)**.



* **atmósfera:** parte gaseosa formada principalmente por las sustancias simples N y O. Hay otras sustancias en pequeñas cantidades, por ejemplo, dióxido de carbono, Ar (argón), vapor de agua. Estas sustancias forman un cuerpo gaseoso llamado aire. Se señala que las 3 partes tienen un espesor muy pequeño comparado con el diámetro de la Tierra.

Los elementos químicos y sustancias se encuentran en condiciones ambientales de la Tierra en distintas cantidades y formas.

Muchos elementos químicos no se encuentran como sustancias simples, están combinados formando sustancias compuestas. Por ejemplo, el aire contiene los cuerpos simples O y N, también el O y el N se encuentran formando sustancias compuestas. Por ejemplo, los elementos químicos Fe, Zn, Al no se encuentran como cuerpos simples, solo combinados formando sustancias compuestas sólidas no puras; el Au, Ag, C (diamante y grafito) se encuentran como cuerpos simples sólidos (sustancias simples).

2.1.1 Metales y no metales

Los **cuerpos** se pueden clasificar, **según algunas propiedades físicas** (independientes de la sustancia), en dos tipos o clases: **metales y no metales**.

Las propiedades físicas de los cuerpos (sistemas macroscópicos) que caracterizan a los metales son: conductores del calor y la electricidad, dúctiles y maleables.

En condiciones ambientales de la Tierra hay aproximadamente 70 cuerpos simples (casi todos sólidos) con estas propiedades físicas y se llaman metales. El resto de los cuerpos simples que no tienen las anteriores propiedades físicas se llaman no metales, por ejemplo, gases (O, N,), líquidos (Br) y sólidos (S, C).

Los cuerpos tienen propiedades físicas y químicas que nos permiten identificar 90 cuerpos simples (elementos químicos EQ = 1) distintos, están formados por 90 elementos químicos identificados por propiedades intensivas.

No se debe omitir que los elementos químicos no son ni metales ni no metales, los cuerpos, que son sistemas macroscópicos, tienen *propiedades físicas* según las cuales se clasifican en metales y no metales. El comportamiento químico de los elementos químicos y las sustancias es muy complejo y, por lo tanto, también su



clasificación. **Es incorrecto** aplicar la clasificación y denominación de *metales* y *no metales* a las sustancias y propiedades químicas.

2.1.2 Tabla periódica de los elementos químicos

The image shows a comprehensive periodic table of elements (EQ) from 2016. It features several key components:

- Modelo Planetario del Átomo:** A diagram of an atom with a central nucleus and concentric electron shells labeled K, L, M, N, O, P, Q.
- Partículas Intranucleares:** A table listing the mass and charge of protons, neutrons, and electrons.
- Clasificación de los Elementos (EQ):** A classification scheme based on the number of electron shells (CEE). It defines groups like IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, and VIII, as well as subgroups like IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, and IIB.
- Tabla PERB (CEE) de los EQ:** A smaller periodic table showing the classification of elements based on their electron shells.

Los elementos químicos EQ se clasifican en grupos con propiedades químicas semejantes.

En la primera clasificación o tabla periódica de los elementos químicos EQ propuesta por Dmitri Mendeleiev en 1869, los grupos están horizontales, Mendeleiev también confeccionó tablas con los grupos verticales que es la forma adoptada actualmente.

En el libro de Isaac Asimov titulado *Breve historia de la Química*, Ed. Alianza, Madrid, 1998, puede encontrarse la misma con el mayor detalle posible.



Primera edición de la Tabla periódica de los elementos de Mendeleiev, aparecida en el *Journal of the Russian Chemical Society*, en 1869.

но въ ней, мнѣ кажется, уже ясно выражается приближность выставляемаго мною начала ко всей совокупности элементовъ, для которыхъ извѣстенъ съ достоверностію. На этотъ разъ я и желалъ преимущественно найти общую систему элементовъ. Вотъ этотъ опытъ:

			Ti=50	Zr=90	?=180.
			V=51	Nb=94	Ta=182.
			Cr=52	Mo=96	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pd=106,4	Os=199.
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
	Be=9,4	Mg=24	Zn=65,4	Cd=112	
	B=11	Al=27,4	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,4	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204
		Ca=40	Sr=87,4	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=86	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,4	Th=118?		

в тотому приходится въ разныхъ рядахъ имѣть различное количество разностей чего имѣть въ главныхъ числахъ предлагаемой таблицы. Или не вѣдается предлагать при составленіи системы очень много недостающихъ членовъ. То и другое мало выгодно. Мнѣ кажется пригодно, насколько естественнымъ составить кубическую систему (предлагается есть плоскостная), но в попятки для ея образования по воле въ надлежащихъ результатахъ. Слѣдующіе дѣйствія могутъ показать то разнообразіе составленій, какое возможно при допущеніи основнаго начала, выставленнаго въ этой статьѣ.

Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	—	Tl
7	23	39	63,4	85,4	108	133	—	204
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba	—	Pb
B	Al	—	—	—	Ur	—	—	Bi?
C	Si	Ti	—	Zr	Sn	—	—	—
N	P	Y	As	Nb	Sb	—	Ta	—
O	S	—	Se	—	Te	—	W	—
F	Cl	—	Br	—	I	—	—	—
19	35,5	58	80	100	127	160	190	220.

La Tabla Periódica de los EQ tiene todos los elementos químicos naturales y los EQ artificiales identificados en la Tierra.

En la Tabla Periódica actual cada columna vertical es un grupo de elementos químicos con propiedades químicas semejantes, cada EQ tiene un número de orden llamado número atómico Z (desde 1), un nombre y un símbolo.

Se han confeccionado varias tablas periódicas, cada una con distintos criterios y datos, pero todas basadas en el modelo de Mendeleiev.

La tabla periódica es fundamental para la comprensión de la Química, luego se estudian algunas de sus características. En la Lectura Complementaria del Cap. 3 se presenta una Propuesta pedagógica para la Tabla Periódica de los Elementos Químicos: Tabla PERB de los Elementos Químicos EQ.



2.1.3 Sustancias orgánicas o inorgánicas

Según los elementos químicos que forman las sustancias, se pueden clasificar en *orgánicas o inorgánicas*:

* **sustancias orgánicas**: sustancias compuestas formadas en base al elemento químico **carbono C** que es el único átomo que en condiciones ambientales de la Tierra forma cadenas largas y estables. Otros átomos, por ejemplo, **Si, S**, forman cadenas cortas.

Las sustancias orgánicas son muy importantes porque nuestra especie y todos los sistemas con vida están formados por cadenas de átomos C.

El **ADN**, ácido desoxirribonucleico, es la sustancia orgánica origen de la vida en la Tierra, está formada por miles de millones de átomos (\approx cien mil millones, 10^{11} , que es también la cantidad de neuronas de un homo sapiens y las estrellas en la Vía Láctea) combinados de **C, H, O, N, P**: **la doble hélice**.

* **sustancias inorgánicas**: sustancias simples y compuestas formadas por todos los elementos químicos, algunas sustancias con C son sustancias inorgánicas.

No se debe omitir que se conocen combinaciones de todos los elementos químicos, no hay átomos inertes, todos se combinan.

2.2 Cambios de estados de los cuerpos.

Se clasificaron los estados de los cuerpos en *sólidos (s), líquidos (l), gas – vapor (g – v)* según *el volumen y la forma*, también según algunas características de los miles de millones de partículas que los forman: *sistemas macroscópicos*.

Se indican a continuación términos usados para los *fenómenos físicos* que se producen cuando un *cuerpo puro, formado por una sola sustancia, cambia de estado*.

Se destaca que si el sistema o cuerpo no es puro se presentan fenómenos de distinta complejidad que dependen de las proporciones de cada componente del sistema.

Cada cambio de estado tiene un nombre y para cada cuerpo puro el cambio de estado se produce en determinadas condiciones de presión P y temperatura T.

La presión es una magnitud importante en los fluidos: gases, vapores y líquidos.



Un caso muy importante es la presión originada por la capa de gas que rodea la Tierra (*atmósfera*): **se llama presión atmosférica**. En la superficie de la Tierra se adopta un valor que se llama **presión normal = 1 atmósfera (atm.)**.

La presión P se mide en varias unidades. En el Sistema Internacional de Unidades (SI) la unidad de presión es el Pascal: **$Pa = N / m^2$**

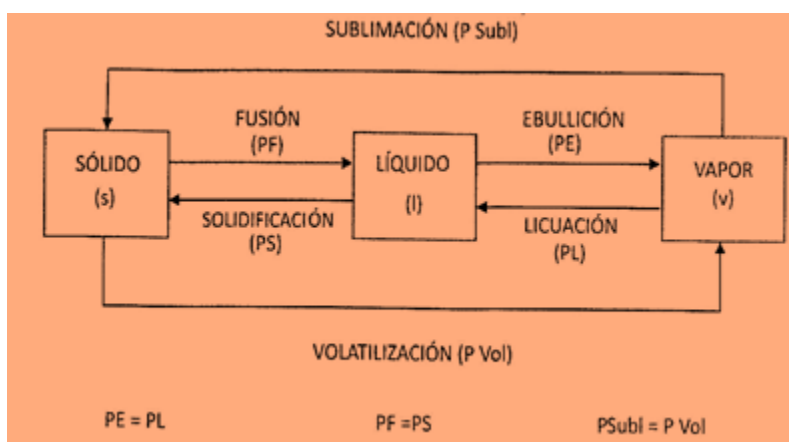
1 atm = 760 mm de una columna de Hg líquido \approx 101000 Pascal (Pa) \approx 101 HPa.

La temperatura T mide el nivel de energía de un sistema. Las unidades de temperatura son el grado centígrado o **Celsius ($^{\circ}C$)**, en el SI es el grado **Kelvin (K)**.

Los cuerpos puros formados por una única sustancia en un sistema cerrado ($m = cte.$) a presión constante y volumen variable cambian de estado a una temperatura constante.

La temperatura es distinta para cada presión constante (y volumen variable) a la que se produce el cambio de estado, *la temperatura varía mucho con la presión cuando un cuerpo sólido o líquido pasa a vapor.*

Por ejemplo, si un sólido puro se transforma en líquido, el fenómeno físico se llama **fusión** y la temperatura constante durante la fusión se llama **punto de fusión PF**. La temperatura (PF) varía muy poco con la presión a la que se produce la fusión. *El punto de fusión PF y todas las temperaturas constantes de los cambios de estado son propiedades intensivas.* En todos los cambios de estado hay intercambios de calor del sistema con el medio ambiente que se producen durante una variación de energía: $Q = \Delta E$.



Este esquema muestra los cambios de estado de los cuerpos puros, en un sistema cerrado, volumen V variable, presión P constante, los nombres de cada uno. Las temperaturas constantes

para cada cambio de estado que se llaman "punto de..." correspondiente al cambio



de estado. Todos los cambios indicados son posibles, para cada sustancia cada cambio de estado depende de la presión y la temperatura.

Como se ha indicado anteriormente, los estados de los cuerpos se pueden representar sólido (s), líquido (l), gas (g), vapor (v). Según el modelo macroscópico, un vapor es igual a un cuerpo gas.

La diferencia entre gas y vapor es por la propiedad de pasar a líquido (licuar) o a sólido (solidificar): *un gas no se puede licuar ni solidificar (partículas unidas) por compresión (aumento de presión) sin disminuir la temperatura.*

No se debe omitir que durante el cambio de estado de un cuerpo puro sólido a líquido (fusión), el sólido absorbe o gana calor y en un sistema cerrado a presión P constante y volumen V variable, la temperatura es constante y se llama **punto de fusión PF**.

El PF no depende de la masa del sólido, es una propiedad intensiva, mientras que el calor ganado o absorbido (calor de transformación o latente) depende de la masa, es una propiedad extensiva, se llama calor de fusión para la transformación de sólido a líquido. Para igual masa, la cantidad de calor (calor de transformación o latente), para el cambio de estado de líquido a sólido (solidificación) es idéntica a la anterior (de sólido a líquido Q_f), pero es perdida o entregada por el cuerpo líquido - Q_s). Los calores (Q) de transformación (fusión y solidificación) son opuestos: $Q_f = - Q_s$.

Para la misma sustancia, a la misma presión, el **punto de solidificación (PS)**, que es la temperatura a la cual se produce el cambio de estado de líquido a sólido, es igual al **punto de fusión (PF)**, que es la temperatura a la cual se produce el cambio de estado de sólido a líquido: **PF = PS**.

Estos conceptos se aplican para todos los cambios de estado de un cuerpo puro en sistema cerrado a presión P constante y volumen V variables.

Se llama **ebullición** al paso de líquido a vapor, a presión cte. y volumen variable, si la presión constante es la presión normal $P_{norm} = 1 \text{ atmósfera} = 101\,325 \text{ Pa}$, la temperatura constante se llama **punto de ebullición normal (PEN)**.

Un ejemplo común es un sistema líquido, *abierto a la atmósfera*, con presión $P_{cte} = 1 \text{ atm.}$, el volumen es variable y los componentes de la atmósfera son inertes, o sea no hay reacciones químicas entre el líquido y los componentes de la atmósfera, en



este caso, la **vaporización**, cambio de líquido a vapor, se puede producir de dos formas distintas: *ebullición* o *evaporación*.

* **ebullición**: para un cuerpo puro en un sistema cerrado a presión cte = 101 325 Pa = 1 atm. y volumen variable, la *temperatura es el punto de ebullición normal PEN*, el fenómeno se llama ebullición, *el líquido pasa a vapor desde todo el volumen del cuerpo*, el líquido gana calor (calor de transformación) a temperatura constante.

* **evaporación**: un líquido en sistema abierto a la atmósfera inerte tiene una presión cte. = 1 atm. (presión cte y volumen variable.), *cuando la temperatura es menor que el punto de ebullición normal, el líquido pasa a vapor desde la superficie del líquido, este cambio de estado líquido a vapor se llama evaporación*. Esta propiedad de los líquidos de evaporar se llama *volatilidad*, **volátil** significa que se evapora.

Otra diferencia entre evaporación o ebullición es que durante la evaporación si el líquido absorbe o gana calor cambia la temperatura mientras pasa de líquido a vapor (calor sensible), durante la ebullición, el líquido gana o absorbe calor (calor latente o de transformación) y no cambia la temperatura o punto de ebullición.

Se destaca que también es posible la **evaporación de un sólido**: sólido → vapor.

Un ejemplo de evaporación es el secado de agua líquida de una tela al ambiente, si el sistema es la tela, el sistema es abierto. Los componentes principales de la atmósfera son prácticamente inertes, pero interviene la humedad relativa ambiente.

Un ejemplo de ebullición es hervir agua líquida en un recipiente abierto. Si la presión aumenta, el punto de ebullición aumenta, por ejemplo, en una olla de presión ya que al hervir en un *recipiente cerrado volumen = cte.*, la presión aumenta y también el punto de ebullición.

El esquema a continuación muestra los cambios de estado para la sustancia **agua (H₂O)** en un sistema abierto a la presión de 1 atmósfera, por lo tanto, a volumen V variable.

CUERPO: m = 1,0 kg; SUSTANCIA: Agua (H₂O)

Sólido, V ≈ 1,1 L

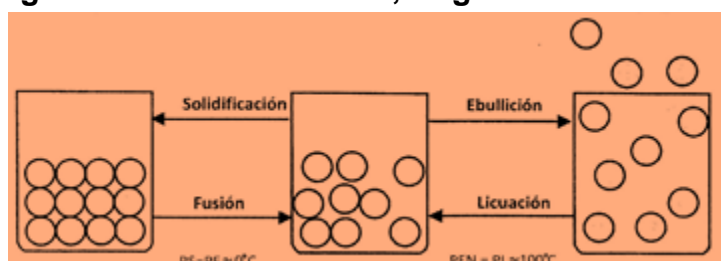
Líquido, V ≈ 1,0 L

Vapor, V ≈ 1,7 L (100 °C)

D = 0,9 Kg/L

D = 1,0 Kg/L

D = 0,6 Kg/L



PS-punto de solidificación = 0 °C.

PF-punto de fusión = 0 °C.

PEN-punto de ebullición normal = 100 °C.

PL-punto de licuación = 100 °C.

O: moléculas de agua (igual cantidad en los 3 recipientes)

2.3 Mezcla o combinación.

Es importante señalar la diferencia entre los conceptos de **mezcla o combinación**.

Para ello debe definirse primero los términos de *fase y componente*.

* **fase (F)**: se llama **fase** a cada parte o porción de un sistema con iguales propiedades intensivas.

* **componente (C)**: cada sustancia simple o compuesta que contiene un sistema es un componente.

Un cuerpo puro tiene una fase $F = 1$, un componente $C = 1$ y es *homogéneo*.

2.3.1 Mezcla.

Un cuerpo sólido o líquido es homogéneo únicamente para las propiedades intensivas medidas. Se acepta que los cuerpos gas o vapor son homogéneos: **Fase = 1**.

Los sistemas pueden estar formados por cuerpos sólidos, líquidos, gas - vapor.

Un sistema que está formado por 2 o más fases es un *sistema heterogéneo*.

Las superficies que separan las fases se llaman *interfases*.

* un cuerpo puro formado por un único componente ($C = 1$) es homogéneo: **Fase = 1**.

* si un sistema es homogéneo: **Fase = 1**, los componentes pueden ser ≥ 2

* si un sistema es heterogéneo: **Fase ≥ 2** , los componentes pueden ser ≥ 1

*En un sistema **mezcla** no hay fenómenos químicos, puede haber fenómenos físicos, hay cambios en las propiedades físicas, pero **las sustancias o componentes iniciales no cambian al mezclarlos.***

2.3.2 Porcentaje o por ciento (%).

Para expresar o indicar la composición de una mezcla, cantidades de cada componente que contiene, se usa el porcentaje o por ciento en masa que expresa numéricamente la cantidad en unidades de masa de cada componente de la mezcla



que contiene 100 unidades de masa totales de la mezcla (ambas masas en iguales unidades).

$$\% \text{ Componente} = m_{\text{componente [u]}} \cdot 100 / m_{\text{total [u]}}$$

No se debe omitir que el porcentaje % no es adimensional porque es una relación entre partes distintas con iguales unidades: **% C = g C / 100 g totales**

Por definición, la suma de todos los % de la mezcla es = 100.

2.3.3 Combinación

Se llama **combinación** cuando en un sistema se produce un fenómeno químico clásico (Cap. 8), hay cambios en las cantidades de sustancias o aparecen o desaparecen sustancias distintas.

Una característica fundamental de las combinaciones químicas es que se producen entre cantidades fijas de las sustancias, mientras que un sistema mezcla puede tener cualquier proporción o cantidades de los componentes.

Se describe un ejemplo de mezcla o combinación con los cuerpos gaseosos simples hidrógeno **H** y oxígeno **O**. Se puede realizar una mezcla gaseosa de H y O en cualquier proporción o cantidades, pero si el **H y O se combinan químicamente**, desaparecen cantidades fijas de ambas sustancias simples y aparece una sustancia compuesta distinta (agua) y *la proporción o relación entre las masas de H y O que se combinan para formar agua son únicas y fijas.*

2.4 Leyes gravimétricas de la Química

En este apartado todo lo que se encuentra bajo citas ha sido tomado literalmente del libro referenciado como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

Las expresiones entre magnitudes que en la naturaleza cumplen los fenómenos físicos y químicos se llaman **leyes naturales** y se expresan mediante ecuaciones matemáticas.

Las leyes gravimétricas de la química se refieren a relaciones o proporciones entre masas (o pesos) de los elementos químicos en las sustancias compuestas. Gravimetría significa medir pesos (o masas).



Estas leyes son fundamentales para la química.

2.4.1 Ley de las proporciones definidas o constantes (J.L. Proust, 1754 - 1826).



La ley de Joseph Louis Proust se refiere a las relaciones o proporciones entre las masas de los elementos químicos que combinados químicamente forman una sustancia compuesta.

En una sustancia compuesta, las cantidades de cada elemento químico que la forman son definidas o constantes, *cada sustancia compuesta tiene una proporción única, definida, constante entre las masas de los elementos químicos combinados. Esta ley se llama ley de las proporciones definidas o constantes: ley de Proust (1795).*

Por ejemplo, la sustancia compuesta **agua** está formada por los elementos químicos hidrógeno **H** y oxígeno **O** combinados o unidos químicamente, la proporción entre las masas de H y O en el agua es única, aproximadamente: **Agua \approx 0,125 g de H / g O**

Esta proporción o relación entre las masas de H y O para el agua es única, constante o definida, significa que en la sustancia compuesta agua, por cada gramo de O hay aproximadamente 0,125 g de H combinados químicamente formando la sustancia compuesta agua. La ley anterior también puede expresarse con la relación másica inversa, por cada gramo de H hay (1/0,125) g de O:

$$\text{Agua} \approx 1 \text{ g O} / 0,125 \text{ g H} \approx 8,00 \text{ g de O} / \text{g de H}$$

Una conclusión de la ley anterior es que si una sustancia compuesta formada únicamente por H y O no contiene las relaciones anteriores entre H y O no es agua.

*Todas las sustancias compuestas tienen una única, constante, definida relación entre las masas de los elementos químicos combinados químicamente que la forman, por ejemplo, la sal común, cloruro de sodio **NaCl** y la lavandina **NaClO**.*

* *sal común \approx 1,54 g de cloro (Cl)/g de sodio (Na); 1 g Cl/1,54 g Na \approx 0,65 g Cl/g Na.*

* *hipoclorito de sodio \approx 1,44 g Na / g O ; 0,65 g Na / g Cl; 2,22 g Cl / g O.*

Es muy oportuno agregar que Louis-Joseph Proust fue, además de un químico notable, también profesor y, como dato curioso, hay que señalar que ejerció tal



función precisamente en España, donde enseñó química (entre 1777 y 1807) en Vergara, Segovia y Madrid. Era el reinado de Carlos IV y en aquella época había una gran preocupación por la química en España, debido fundamentalmente al hecho de los riquísimos yacimientos de minerales de las colonias americanas, razón por la que Proust fue llamado para que contribuyera al desarrollo de la química española.

2.4.2 Ley de las proporciones múltiples (J. Dalton, 1766 - 1844)



La segunda ley gravimétrica se refiere a las relaciones entre las masas de dos sustancias binarias (2 elementos químicos combinados) distintas, cada una formada por 2 elementos químicos iguales.

Por ejemplo, los elementos químicos **H** y **O** forman dos sustancias compuestas binarias distintas: *agua* y *“agua oxigenada”* (peróxido de hidrógeno).

La relación o proporción entre las masas de O e H en el “agua oxigenada” es:

Peróxido de H \approx 16,0 g O / g H (ley de Proust)

Si comparamos o relacionamos los valores anteriores para el agua y el agua oxigenada, las proporciones definidas o constantes (Proust) para cada sustancia:

Agua oxigenada = 16,0 g O / g H

Agua = 8,0 g O / g H

Al relacionar o comparar (dividir) los valores anteriores el resultado es 2, significa que *la relación O/H en el agua oxigenada es el doble que la relación O/H en el agua.*

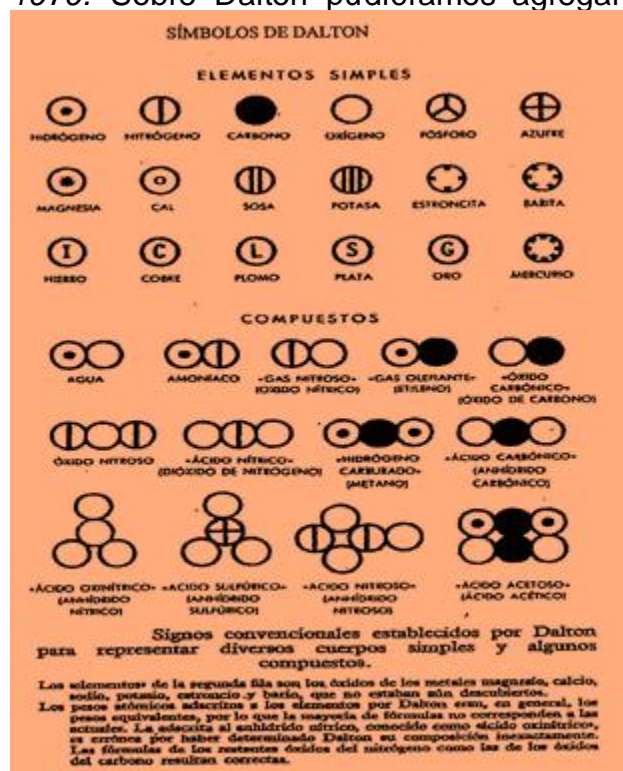
Siempre que se relacionan o comparan las proporciones constantes de dos sustancias binarias distintas formadas por los mismos dos elementos químicos, se *obtiene como resultado matemático un número muy aproximadamente entero y pequeño o un número fraccionario que es la relación entre dos números enteros y pequeños (relación sencilla).* Se indican algunos resultados posibles:

2 ó 0,5 (1/2) ; 3 ó 0,33 (1/3) ; 1,5 = 3/2 ó 0,66 (2/3) ; 4 ó 0,25 (1/4)



La ley de las proporciones múltiples es muy importante porque analizando los resultados de **medir** masas, Dalton en 1808 propuso la existencia de partículas (**contar**) que llamó **átomos**.

Los átomos son las partículas que forman o constituyen todos los elementos químicos. Cada átomo de cada elemento químico EQ tiene propiedades distintas que identifica y determina el EQ al cual pertenece, es la mínima partícula de un elemento químico EQ. El modelo atómico de Dalton es un ejemplo de aplicar los **conceptos de medir (masas) y contar (átomos)**. A continuación, se muestra la propuesta de Dalton para los símbolos de las sustancias. La propuesta puede ser encontrada más en detalle en Babor J., Ibarz J., *Química General Moderna*, Ed. Marín, Barcelona, 1979. Sobre Dalton pudiéramos agregar que (tomado literalmente del libro *La*



Humanística en el proceso de enseñanza de la Física y la Química, el cual se cita como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). *La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química*. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

Nació en Eaglesfield (Inglaterra) el 6 de septiembre de 1766, en el seno de una humilde familia cuáquera. Se aclara que aquellos pertenecientes a la Sociedad Religiosa de los Amigos,

generalmente conocida como los cuáqueros o amigos, es una comunidad religiosa disidente fundada en Inglaterra por George Fox (1624–1691). Este último aspecto, el religioso, es muy importante y probablemente una de las causas finales de su trayectoria científica. Los miembros de la sociedad cuáquera rechazaban la enseñanza oficial, pero tenían un sistema educativo propio que resultaba mejor, sumamente cuidado y estructurado. Dalton estudió así tanto disciplinas de tipo humanístico —griego, latín, francés y filosofía, por ejemplo—, como ciencias y matemáticas.



Su padre era tejedor y su madre una campesina. John recibió su educación primaria de la mano de su propio padre y de John Fletcher, el maestro de la escuela cuáquera de Eaglesfield. También Elihu Robinson, un adinerado cuáquero, apasionado de la meteorología y que se fabricaba sus propios instrumentos, se convirtió en el mentor de Dalton y fue una rica fuente de estimulación mental para el muchacho en matemáticas y ciencia, especialmente en meteorología. La jubilación de Fletcher en 1778, cuando Dalton contaba con tan solo 12 años, convirtió a este último en un prematuro maestro de escuela. Desde muy joven se interesó por la filosofía natural de Newton, por la geometría y también por la meteorología. Pero, ante todo, era un gran docente y en realidad continuó con esa actividad toda su vida. Hacia 1790 parece que barajó la posibilidad de dedicarse al estudio de leyes o medicina, pero no fue apoyado por su familia y finalmente, se marchó a Manchester donde fue contratado como profesor de matemáticas y filosofía natural (ciencias naturales) en el New College, un centro creado por los presbiterianos para dar educación primaria a futuros alumnos de Oxford y Cambridge.

También en Manchester conoció al que después fuera un físico notable, James Prescott Joule, al que daba clases particulares, labor que cuando dejó el New College compaginaba con su trabajo como asesor industrial y con sus actividades en investigación científica. Allí pasó el resto de su vida ejerciendo como profesor y más tarde también como tutor privado, enseñando matemáticas y física para sufragar sus experimentos. Dalton poseía una gran iniciativa y tenacidad y a pesar de ser “un experimentador algo tosco” (como le llamo Davy) poseía sin embargo una visión preclara para la elaboración de modelos teóricos que permitiesen explicar los hechos experimentales. Resulta difícil de creer que, a pesar de disponer de materiales de laboratorio caseros y más bien rudos, que proporcionaban datos no demasiado precisos, mediante sus experimentos y observaciones Dalton obtenía la suficiente información para poder vislumbrar las pistas que le conducían hacia las respuestas correctas, lo cual sólo puede interpretarse desde una mente visionaria y una intuición prodigiosa.

En 1787 Dalton comenzó una serie de estudios meteorológicos que continuó durante 57 años, acumulando un total de 200.000 observaciones y medidas. La pasión de Dalton por la meteorología le llevó a estudiar un gran número de fenómenos y a desarrollar y perfeccionar la instrumentación necesaria para realizar sus mediciones



diarias de temperatura, presión atmosférica y pluviometría, siendo el primero en demostrar que la lluvia se produce por un descenso de temperatura y no por un cambio de la presión atmosférica". "A lo largo de su vida recibió el reconocimiento del mundo científico, como lo demuestran los títulos honoríficos concedidos por algunas universidades (como Oxford y Edimburgo) y el reconocimiento póstumo del mismo gobierno de su país, en plena época victoriana. Muere el 27 de Julio de 1844.

Como se conoce, Dalton fue un devoto admirador de Newton y por ello siempre estuvo profundamente impresionado con el éxito de este último, al explicar la mecánica terrestre y celestial en términos de fuerzas entre partículas y muy influido por el atomismo newtoniano. Esta admiración e influencia la obtuvo a través de la lectura de los <Principia> de Newton, de donde conoció las teorías de éste, así como las de Boyle y de Boerhaave.

Esta formación es muy importante a la hora de comprender su labor científica, lo mismo que su interés por la meteorología. La primera investigación científica de Dalton estaba relacionada con la atmósfera. Hizo numerosas investigaciones meteorológicas y publicó un libro sobre esta materia en 1793. Esta última le llevó a estudiar el aire y su composición y a analizar todas leyes de los gases sobre su comportamiento físico (ley de Boyle y ley de la dilatación de los gases).

Su interés en la atmósfera lo condujo a una cuestión que también había sido hecha por Priestley y es: ¿por qué en la atmósfera verticalmente homogénea, de manera que muestras de diferentes altitudes muestran las mismas proporciones de vapor de agua, nitrógeno y oxígeno? Era bien conocido que estos tres gases, cuando puros tenían densidades marcadamente diferentes, aumentando en el orden dado. ¿Por qué no se separan los fluidos como el aceite del agua, consistiendo la atmósfera de una capa inferior de oxígeno, seguida por una capa de nitrógeno, con una capa de vapor de agua flotando en la parte superior?

Debido a que el vapor de agua de la atmósfera se precipitaba como lluvia o se condensaba como rocío, pensó que ese vapor de agua se hallaría disperso entre las demás partículas de aire. Esto le llevó a opinar, contrariamente a muchos otros científicos, que igualmente todos los otros gases atmosféricos estarían mezclados y no se combinarían químicamente entre sí. Imaginó que las partículas de esos gases — oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua— no se combinaban



porque entre ellas habría unas fuertes repulsiones, debidas a su vez a una especie de envoltura de calor que rodeaba a esas partículas. Se trataba del calórico, concepto manifestado ya anteriormente por Lavoisier. Estas ideas y sus trabajos experimentales le condujeron a enunciar la ley de Dalton o ley de las presiones parciales de los gases: en las mezclas de gases todos los constituyentes se comportan como si cada uno estuviera solo ocupando todo el espacio que ocupa esa mezcla, con lo que la presión total de la misma es la suma de las presiones parciales de cada uno de esos gases. Con esta ley explicaba también por qué los gases del aire no se estratificaban en orden de densidades, sino que constituían una mezcla homogénea.

El interés por el tamaño de las partículas va a ser una cuestión fundamental en las ideas de Dalton para su teoría atómica: le lleva a determinar los pesos relativos de las partículas de los gases—es decir, comparados con otro peso tomado como unidad— porque con ese dato y el de la densidad llegaba fácilmente a obtener el tamaño. Es decir, Dalton introduce la idea de átomos con peso. Por otra parte, el 21 de octubre de 1803 da una conferencia ante la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester, uniendo estas ideas a las que le llevarían a enunciar poco después —en 1804— la ley de las proporciones múltiples. Ésta es una fecha memorable, ya que desarrolla brevemente las bases de su teoría atómica. Intenta dar una explicación a todas esas observaciones recurriendo a la teoría atómica. Pero no en el sentido del «átomo» de los griegos ni en el de la «partícula» de Boyle: ese algo que antes se llamaba átomo o partícula sin concretar lo que era, va a tener ahora un sentido mucho más preciso.

Dalton parte de tres premisas: 1. Toda la materia estaba compuesta por átomos sólidos, indivisibles e incompresibles, rodeados por una atmósfera de calor. 2. Los átomos eran indestructibles, por lo que conservaban su identidad en cualquier reacción química. Así justificaba la ley de conservación de la masa y la de los elementos. 3. Los átomos de cada elemento eran iguales entre sí, pero diferentes a los de los demás elementos. Habría así tantos átomos como elementos. Con ello proporcionaba un modelo que también justificaba la ley de la composición constante de las combinaciones químicas y además la ley de las proporciones múltiples, porque para Dalton las reacciones químicas se interpretarían como: <Una reorganización de los átomos en unas nuevas agrupaciones, o moléculas, sin que los átomos sufriesen



ninguna alteración>. Los átomos ya eran algo real, y no sólo un ente teórico, puesto que tenían un peso que podía calcularse experimentalmente. Los átomos de los epicúreos estaban constituidos por el mismo tipo de materia, aunque con distinta forma. Ahora los átomos de cada elemento eran diferentes. Comenzó así a calcular pesos atómicos, publicando su primera tabla con los pesos atómicos relativos de seis elementos en 1805, en una memoria de la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester...

2.5 Composición centesimal o porcentual (por ciento)

Se llama composición centesimal a los porcentajes (%) en masa de cada elemento químico combinado químicamente que forman una sustancia compuesta.

Los porcentajes (%) indican o miden las proporciones o cantidades relativas de los distintos componentes o partes que forman una mezcla.

En el caso de expresar las cantidades en porcentaje o por ciento % de los distintos EQ combinados que forman una sustancia compuesta, se *llama composición centesimal*.

La composición centesimal indica la masa en gramos de cada elemento químico EQ combinado que contiene 100 g totales de una sustancia compuesta.

*Por la definición de porcentaje, la suma de los porcentajes de todos los componentes de una mezcla es igual a 100, para la **composición centesimal**, la suma de los porcentajes de todos los elementos químicos que forman la sustancia compuesta es igual a 100.*

Para cada sustancia compuesta se cumple la ley de las proporciones constantes o definidas que indican las relaciones o proporciones entre las masas de los elementos químicos combinados que la forman, con este dato se puede calcular la composición centesimal de la sustancia compuesta.

Ejemplo numérico: la sustancia compuesta agua está formada por los elementos químicos H y O combinados, la relación o proporción fija entre ellos en la sustancia agua es igual a 8,0 g de O por cada 1,0 g de H (o 0,125 g de H por cada g de O:

La composición centesimal se calcula: hay 8,0 g O por cada gramo de H, luego en 9,0 g de agua:

8,0 g O + 1,0 g H = 9,0 g de agua.

Luego, el % de O: **8,0 g O --- 9,0 g agua**



$$R = \% \text{ O} \text{ --- } 100 \text{ g agua}$$

$$R = 88,9 \% \text{ O}$$

El % de H en el agua: $1,0 \text{ g H} \text{ --- } 9,0 \text{ g de agua}$

$$R = \% \text{ H} \text{ --- } 100 \text{ g}$$

$$R = 11,1 \% \text{ H}$$

El valor del % de H también se puede calcular por diferencia entre 100 y el % de O, ya que por la definición de %: $\% \text{ O} + \% \text{ H} = 100,0$

La definición de porcentaje se aplica para expresar la composición de una mezcla formada por dos (o más) componentes o partes distintas que se deben identificar, por ejemplo, una mezcla formada por arena y agua líquida.

El concepto de % se aplica también en muchos temas cotidianos, por ejemplo, para expresar información social, en muchos casos los datos numéricos no son confiables.

2.6 Modelo atómico clásico (Dalton)

Analizando los resultados de las experiencias gravimétricas y especialmente la ley de las proporciones múltiples, Dalton (en 1808) propuso el **modelo atómico**: *todos los elementos químicos están formados por partículas llamadas átomos.*

El átomo es la mínima partícula que forma un elemento químico. Todos los elementos químicos están formados por átomos, los átomos de los distintos elementos químicos son distintos. Átomo significa indivisible, para Dalton el átomo era indivisible.

Los resultados experimentales de la ley de las proporciones múltiples (Dalton) (medir masas), relaciones entre números pequeños y enteros (contar) *es la justificación experimental para proponer el modelo de los átomos.*

Las propiedades que identifican a los elementos químicos son propiedades físicas y químicas intensivas del cuerpo simple formado por el elemento químico, y de los átomos del elemento químico.

Las propiedades físicas son magnitudes que se determinan sin que cambie la sustancia, (fenómeno físico), mientras que las propiedades químicas son magnitudes o comportamientos de los cuerpos simples o compuestos formados por el elemento químico que intervienen en los fenómenos químicos clásicos.



En este apartado la cuestión histórica ha sido tomada literalmente del libro referenciado como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). *La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química*. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

Desde el punto de vista histórico, puede decirse que las ideas básicas de Dalton acerca del atomismo son las siguientes:

La materia, aunque divisible en grado extremo, sin embargo, no es infinitamente divisible. Es decir, debe haber cierto punto más allá del cual no podemos continuar en la división de la materia...He escogido la palabra átomo para designar estas últimas partículas...Si algunas partículas de agua fueran más pesadas que otras, si una porción de líquido en cualquier ocasión estuviera constituida principalmente de estas partículas más pesadas, debe suponerse que se observarían variaciones en la densidad de diferentes muestras de agua, una circunstancia no conocida. Observaciones semejantes pueden hacerse en otras sustancias. Por tanto, que las últimas partículas de todos los cuerpos homogéneos son perfectamente iguales en peso, figura, etc. En otras palabras, cada partícula de agua es igual que cualquier otra partícula de agua; cada partícula de hidrógeno es igual que cualquier otra partícula de hidrógeno, etc...El análisis químico y la síntesis no van más allá de la separación de las partículas entre sí y a su reunión. Ninguna creación o destrucción nuevas de la materia se encuentra dentro del alcance del agente químico. Podríamos intentar introducir un nuevo planeta en el sistema solar, o aniquilar alguno que ya existiera, como crear o destruir una partícula de hidrógeno. Todos los cambios que podemos producir consisten en separar partículas que están en un estado de cohesión o combinación y uniendo aquellas que previamente se hallaban a una distancia...En todas las investigaciones químicas, ha sido considerado justamente un objeto importante al, asegurarse de los pesos relativos de los elementos simples que constituyen un compuesto. Pero desafortunadamente la búsqueda ha terminado aquí; mientras que de los pesos relativos en la masa, los pesos relativos de las partículas últimas o átomos de los cuerpos podrían haber sido inferidos de los cuales su número y peso aparecería en varios otros compuestos a fin de ayudar y guiar investigaciones futuras y corregir sus resultados...Ahora es un gran objetivo de este trabajo demostrar la importancia y ventaja de asegurarse de los pesos relativos de las partículas últimas,



tanto de cuerpos simples como compuestos y del número de partículas elementales simples (átomos) las cuales constituyen una partícula compuesta (molécula)...

2.6.1 Elementos químicos y masa atómica química (MAQ)

Una propiedad física fundamental es la masa (cantidad de materia), **los átomos de distintos elementos químicos tienen masas distintas.**

Si la masa de un átomo se mide en kg, unidad de masa del SI (Sistema Internacional), el valor es un número muy pequeño.

Se ha definido o elegido otra unidad de masa que se usa para medir las masas de los átomos, se llama **unidad de masa atómica (uma o u) o Dalton Da.**

En el SI la uma se llama Dalton Da: **1 uma = 1 Da.**

Todos los elementos químicos EQ que conocidos en la Tierra y en el Universo están en la Tabla Periódica (algunos EQ de la tabla periódica actual son artificiales, no se encuentran en la Tierra).

*Cada elemento químico tiene un nombre, un símbolo, que proviene del nombre en latín, un número de orden en la tabla periódica que se llama número atómico (**Z**) y la masa atómica promedio de un átomo de cada elemento químico medida en **Da** que se llama masa atómica química MAQ.*

2.6.2 Los elementos químicos en la Tierra

En condiciones ambientales de la Tierra CAT, los elementos químicos se encuentran como cuerpos, en algunos casos el elemento químico se encuentra libre (no combinado) formando un cuerpo simple, en otros casos el elemento químico no se encuentra libre sino combinado formando una sustancia compuesta.

* se define cuerpo simple al formado por un solo o único elemento químico.

* se define cuerpo compuesto al formado por una sustancia compuesta.

Se llama cuerpo puro al formado por una única sustancia.

En general, en condiciones ambientales de la Tierra se encuentran mezclas, algunos elementos químicos forman cuerpos simples y cuerpos compuestos, por ejemplo, O, N, Au, S, otros elementos químicos forman cuerpos compuestos, por ejemplo, Fe, Al, Si, y no se encuentran libres sino combinados como cuerpos compuestos. Los



cuerpos simples y/o compuestos se presentan en distintos estados y todos están formados por un número muy grande de partículas (sistemas macroscópicos).

No se debe omitir que las partículas o especies que forman los cuerpos en condiciones ambientales de la Tierra son de tres tipos o clases: **átomos, moléculas, iones:**

* **átomo:** la mínima partícula de un elemento químico.

* **molécula:** mínima partícula (eléctricamente neutra) de una sustancia simple o compuesta *que existe libre o aislada, se puede identificar y contar.*

* **iones:** partículas con carga eléctrica (positiva o negativa).

Los conceptos de átomo, molécula, ión son fundamentales y se desarrollan posteriormente.

2.7 Ley de conservación de los átomos

La ley de conservación de los átomos es muy importante y fundamental, se cumple en los fenómenos químicos llamados comunes o clásicos.

Todos los átomos que intervienen en un fenómeno químico clásico no cambian ni varían, son eternos, los átomos se conservan, es la mínima partícula que interviene en un fenómeno químico clásico. **No se debe omitir** que hay otro tipo de fenómeno químico que se produce en el núcleo del átomo, fenómenos químicos nucleares, esta ley no es válida para los fenómenos químicos en el núcleo.

En los fenómenos químicos clásicos fenQC cambian las cantidades de sustancias, pueden aparecer y desaparecer sustancias, pero los átomos no desaparecen ni aparecen.

Esta ley natural fundamental se llama **ley de conservación de los átomos en los fenómenos químicos clásicos.**



No se debe omitir que tradicionalmente esta ley se llama incorrectamente ley de conservación de la masa o ley de Lomonosov (1711 – 1765) - Lavoisier.



Históricamente. Lavoisier demostró experimentalmente (1786) que durante una combustión, en un sistema cerrado o aislado, la masa se conserva, no varía durante la combustión, es constante, experiencia realizada para descartar la existencia del “flogisto”.

En este apartado la cuestión histórica ha sido tomada literalmente del libro referenciado como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y

Pedraza, X. (2020). *La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química*. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

Lavoisier emprendió el cuidadoso estudio gravimétrico de los cambios químicos en < sistemas cerrados >, cerrados en el sentido de que no se permitía que ningún material entrara al < sistema > o que escapara durante las observaciones. Demostró que algunos metales como el mercurio, cuando son calentados ligeramente en la presencia de aire, forman < minerales > que pesan más que el metal original; además demostró que parte del aire es usado en este proceso. Cuando el < mineral > era calentado a una temperatura superior, Lavoisier demostró que podía ser descompuesto para restablecer el metal original y la cantidad original de aire. Reconoció que el aire consistía de dos gases diferentes y demostró que uno de estos (oxígeno, previamente descrito por Priestley como < aire desflogisticado > se combinaba con las sustancias, o era restablecido en la descomposición, en las reacciones que estaba estudiando. Estos descubrimientos hicieron insostenible la teoría del flogisto y fue rápidamente abandonada durante los años 1780, siguiendo a la publicación de la investigación de Lavoisier...

Los cuidadosos experimentos gravimétricos de Lavoisier... condujeron no solamente a una comprensión de la naturaleza de la combustión y a la caída de la teoría del flogisto, sino también a aclarar el enunciado del principio de conservación de la masa. Resumiendo, en un texto de 1789, los resultados de numerosos y difíciles experimentos. Lavoisier observó: < Debemos establecer como un axioma indiscutible, que, en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada es creado; una cantidad



igual de materia existe tanto antes como después del experimento...y nada ocurre más allá de los cambios y modificaciones de estos elementos. De este principio depende todo el arte de llevar a cabo experimentos químicos>...

La prueba de la conservación de la masa en sistemas cerrados probablemente hizo mucho para reforzar la identificación de masa con cantidad de materia en las mentes de los científicos de los siglos XVIII y XIX. Algunos otros hechos sobre Lavoisier: aunque categóricamente rechazó la teoría del fluido (la del flogisto), continuó usando otra, la teoría calórica...

2.8 Problemas de aplicación

NOTA: los problemas teóricos (sin cálculos), los numéricos (con cálculos) y el Suplemento de Datos están al final del libro.

En los problemas se aplican:

* los conceptos de densidad (masa y volumen), leyes gravimétricas de la química.

* la densidad media, relación entre la masa y volumen de un cuerpo o sistema:

D = M / V. Las unidades pueden ser: g/cm³ ; kg/L , etc.

* expresar cuantitativamente (%) cómo está formada una mezcla, las proporciones o relaciones de los componentes o partes que forman la mezcla.

* el concepto de composición centesimal.

* la ley de las proporciones constantes o definidas (Proust) y la ley de las proporciones múltiples (Dalton).

* las fórmulas matemáticas para obtener los volúmenes de cuerpos con formas regulares (Suplemento de Datos).

* en el Suplemento de Datos se indican equivalencias de unidades.

2.9. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Efemérides

Un 8 de mayo de 1794

Guillotinan a Lavoisier, el "Padre de la Química Moderna"
El químico francés Antoine Laurent Lavoisier nació en París el 26 de agosto de 1743 en el seno de una familia acomodada. Llamado el "Padre de la Química Moderna", demostró que la oxidación es una combinación del metal con el aire y que este último



está compuesto por dos gases, a uno de los cuales llamó "oxígeno". En su obra "Métodos de nomenclatura química" estableció normas para nombrar cada compuesto basadas en los elementos que contienen, sistema que constituye la base de la nomenclatura actual. Escribió luego un "Tratado elemental de química", el que representa el primer texto moderno de esa materia. Mejoró el método para la iluminación y trabajó en la modernización de la agricultura. Pero con las ganancias que obtuvo por todo esto invirtió 500 mil francos en una sociedad privada que recaudaba impuestos para el rey. Cualquier dinero que sacaban por encima de la cuota era ganancia para la sociedad. Estos "granjeros de hacienda", como fueron llamados, fueron el grupo más odiado en la Francia de fines del XVIII. Lavoisier llegó a ganar de este modo la astronómica suma de cien mil francos por año y luego se casó con la hija de un importante recaudador de impuestos. En 1780 llegó a ser un miembro destacado de la Academia de Ciencias Francesa y en calidad de tal rechazó el ingreso a la misma de un tal Jean-Paul Marat, un ignoto periodista que se las daba de científico y que presentó para ser aceptado en la Academia un tratado que no tenían valor alguno. Marat nunca olvidó esto y cuando con el tiempo llegó a ser uno de los más importantes cabecillas de los hechos que desembocaron en la Revolución Francesa (1789) juró vengarse. Hacia 1792 los antimonárquicos radicales tomaron el control y proclamaron la República, y una de sus primeras ocupaciones fue dar caza a los granjeros de hacienda. Lavoisier fue entonces retirado de su laboratorio y más tarde arrestado. Cuando alegó que era un científico y no un recaudador de impuestos (cosa no del todo cierta), el oficial al mando contestó con una frase que se hizo famosa: "La República no necesita sabios". El juicio fue una farsa y Marat lo acusó de haber participado en imaginarios complots y pidió su muerte. A pesar de que el mismo Marat fue asesinado en julio de 1793, el mal ya estaba hecho. Lavoisier fue guillotinado junto con su suegro y otros granjeros de hacienda el 8 de mayo de 1794, a los 51 años de edad. El destacado matemático Joseph Louis Lagrange dijo entonces: "En un instante se perdió una cabeza que ni en cien años habrá otra igual". Pero a falta de cabeza, dos años después se empezaron a inaugurar bustos de Lavoisier por toda Francia.

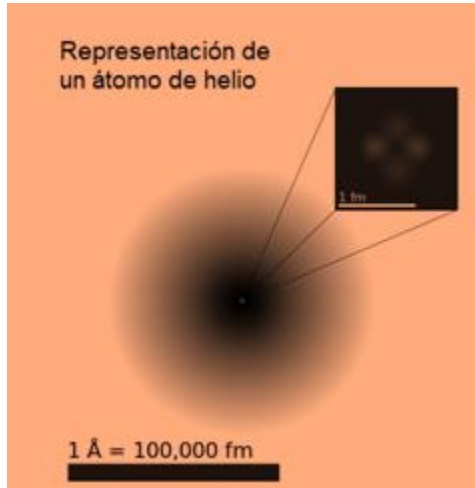
Guillermo Zinni, Diario LA CAPITAL (Rosario, Argentina), mayo 2000.



CAPÍTULO 3: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

3.1. Átomo

El átomo es la mínima partícula de un elemento químico EQ. Todos los elementos químicos están formados por partículas llamadas **átomos**.



El átomo se comporta como una partícula indivisible (y eléctricamente neutra) en los fenómenos químicos clásicos fenQC, pero tiene una estructura interna de naturaleza eléctrica, está formado por partículas con carga eléctrica; el electrón **e⁻** (negativo), el **p⁺** protón (positivo) y el neutrón **n^{*}** que no tiene carga eléctrica.

El **e⁻** es una partícula elemental, no tiene estructura interna, el **p⁺** y el **n^{*}** no son partículas elementales, tienen una estructura interna formada por quarks.

Los átomos aislados **AtA** de los distintos elementos químicos son obviamente distintos.

Existe otro tipo o clase de fenómenos químicos en los cuales el átomo no se comporta como una partícula indivisible, estos fenómenos químicos son distintos que los clásicos, interviene el núcleo del átomo, los estudia la química nuclear, se llaman fenómenos químicos nucleares: radiactividad: fenómenos espontáneos en el núcleo, fisión: un núcleo se divide y aparecen núcleos de elementos químicos distintos, fusión: núcleos que se unen y forman un núcleo distinto, los fenómenos químicos nucleares ocurren en el Sol y las estrellas.

El átomo es la mínima partícula eléctricamente neutra de un elemento químico EQ que interviene en un fenómeno químico clásico (no nuclear) y se comporta como una partícula indivisible.

Demócrito de Abdera y sus nociones sobre el átomo

Este apartado es tomado literalmente del libro *La Humanística en el proceso de enseñanza de la Física y la Química*, el cual se cita como: Contreras, J. L., Valle, S. O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun).



Es en el mundo griego antiguo, dónde primeramente el hombre se cuestiona la idea de universo, de naturaleza y de su composición, intentando encontrar una respuesta a estas cuestiones por medio del razonamiento. Y también es aquí donde surge la noción de elemento, aunque con un sentido muy distinto del que le damos actualmente. En la cultura griega sus pensadores intentaron encontrar una explicación al mundo y a la vida, lo que les condujo a formular una teoría sobre la materia con la que justificar sus cambios y propiedades y que también sirviera para ordenar y clasificar las distintas sustancias de la naturaleza. Estos son a grandes rasgos los fundamentos de la filosofía de la naturaleza o filosofía natural, que fue desarrollándose en el tiempo y dio lugar a diversas escuelas o corrientes.

Motivados por un deseo de reducir la multiplicidad y el evidente desorden de la naturaleza a la sencillez y a la comprensibilidad, tratando de imaginar cómo los fenómenos que trascendían sus sentidos podrían estar operando, los primeros filósofos griegos se hicieron preguntas tales como: ¿qué es la materia?...

Una respuesta a la anterior interrogante se encuentra en la concepción de los cuatro elementos primordiales cualitativamente diferentes: tierra, agua, aire y fuego, cuya composición, en diferentes proporciones condujo a la formación de otras sustancias materiales...

En estas ideas trabajaron Tales, Anaxímenes, Anaximandro, entre otros. Una tradición radicalmente diferente se originó con Leucipo y fue elaborada con



considerable detalle lógico por Demócrito, quien imagino que toda la sustancia estaba compuesta de entidades indivisibles o <átomos>. Suponía que los átomos eran cualitativamente idénticos y distinguibles uno de otro solamente en las propiedades geométricas de forma y tamaño. Cualquier objeto evidente a los sentidos está compuesto de muchos átomos, siendo los átomos, por separados, tan pequeños que van más allá del sentido de la percepción. Para hacer comprensibles los cambios, Demócrito se basó en el concepto del movimiento local y propuso que el cambio en una cosa está basado en el cambio de la posición entre los átomos...

Obligados por la creencia de que un sistema sensato de filosofía podría aliviar, al menos en parte, la miseria humana, liberando a los hombres de miedos supersticiosos, Epicuro y Lucrecio incorporaron el atomismo de Demócrito en un



sistema de ética, un esquema moral y religioso en el cual la naturaleza, libre de los presagios y tabúes de las religiones organizadas de la época, debía ser aceptada en su majestad y belleza, sin atribuciones gratuitas de venganza y capricho”...“Pero, aunque ni Epicuro ni Lucrecio negaron la existencia de los Dioses, la teoría de Demócrito era esencialmente ateísta en carácter porque su argumento básico evitaba la necesidad de un Dios como creador y moldeador de la sustancia y el cambio...

Cuesta discernir los elementos aportados por Demócrito y las ideas atribuibles a Leucipo. Aunque Demócrito escribió unos 52 libros sobre Física, Matemática y Música -según Trasiló, su compilador-, todos se perdieron. Sólo nos han llegado algunos fragmentos sobre Ética, como referencias incluidas en las obras de Aristóteles, quien lo cita para atacar su doctrina y de Epicuro y Lucrecio, quienes adoptaron la doctrina y la hicieron básica para sus respectivas filosofías. Demócrito imaginó que toda sustancia estaba compuesta de entidades indivisibles “átomos” ... Suponía que los átomos cualitativamente idénticos y distinguibles uno de otro solamente en las propiedades geométricas de forma y tamaño...Para hacer comprensibles los cambios, Demócrito se basó en el concepto de movimiento local y propuso que el cambio en una cosa está basado en el cambio de posición de los átomos. Se imaginó el movimiento como una propiedad intrínseca del átomo y a fin de que los átomos pudieran ser entidades separadas y también tener espacio en donde moverse, supuso la existencia de un vacío. <Por convención existe lo dulce; por convención existe lo amargo; por convención existe el calor y por convención existe el frío. Pero en la realidad existen los átomos y el vacío>...

Según Aristóteles, tiene que haber necesariamente o un principio o muchos. Si sólo hay uno, tendrá que ser inmóvil... o estar en movimiento, como afirman los físicos, algunos de los cuales dicen que el primer principio es Aire, otros que Agua. Pero si hay muchos, tendrán que ser o finitos o infinitos. Si son finitos y más de uno, entonces será dos o tres o cuatro o cualquier otro número. Y si son infinitos, entonces o pertenecerán a un único género, diferenciándose sólo en la figura, como afirma Demócrito, o serán diferentes o incluso contrarios en especie. Para Demócrito la materia de los átomos es una en especie, aunque éstos sean infinitos en número y forma. Si se refiere aquí a Demócrito, estos <contrarios> serían lo lleno y lo vacío, el ser y el no-ser, o bien los contrarios en posición, figura y orden...



También Demócrito habla de lo lleno y lo vacío, entendiéndolos, respectivamente, como el ser y el no-ser, y habla asimismo de diferencias de posición, figura y orden, los cuales serían los géneros de los contrarios: así, de la posición, lo alto y lo bajo, lo interior y lo posterior; de la figura, la angular y lo no angular, lo recto y lo circular...

En resumen, puede plantearse que la esencia de la <doctrina> de Demócrito se reduce a seis principios: 1. De la nada, nada aparece. Nada que no exista puede ser destruido. Todos los cambios suceden gracias a la unión y separación de las partes. 2. Nada se realiza casualmente, sino que todo se realiza por algún fundamento y por necesidad. 3. No existe nada excepto los átomos y el espacio puro, todo lo demás es solamente criterio. 4. Los átomos son infinitos por su cantidad e infinitamente diversos por su forma. 5. La diferencia entre las cosas sucede por la variedad de sus átomos en cantidad, magnitud, forma y orden; no existe una diferencia cualitativa entre los átomos. En el átomo no hay ningún estado interno, ellos actúan uno sobre otro solo mediante la presión y el choque. 6. El alma se compone de átomos finos, lisos y redondos, semejantes a los átomos de fuego. Estos átomos son más móviles y sus movimientos al penetrar en el cuerpo predicen todos los fenómenos de la vida. Esta doctrina materialista de Demócrito, se convirtió en la base de las ciencias naturales actuales y su idea del espacio vacío infinito surgió por los éxitos de la geometría. Según Demócrito, los átomos de una línea eran puntos, los átomos de una superficie eran líneas. Así se formó el concepto acerca del espacio...

Es importante destacar, que los átomos se concebían como permanentes e indestructibles; sus combinaciones y movimientos podían producir una infinita variedad: la Tierra, las estrellas y los seres humanos. Se pensaba que el alma consistía de átomos más sutiles, muy movibles, redondos y pulidos. Los pensamientos que atraviesan la mente son movimientos de los átomos componentes...reflejando las actitudes de su época, Dante coloca a Demócrito entre los antiguos sabios en el primer círculo del infierno y se refiere a él como uno que adjudica el mundo al azar. Hasta bien entrado el siglo XVII el atomismo, a los ojos de los estudiosos y de los filósofos, connotaba una creencia materialista y atea...



3.2. Nociones de electricidad

Desde la antigüedad se conocen fenómenos que se producen por contacto entre algunos cuerpos, se observan atracciones y repulsiones (según el caso) entre distintos cuerpos (serie triboeléctrica). Estas atracciones o repulsiones se deben a que algunos cuerpos en contacto adquieren *cargas eléctricas (cualidad)* que son de dos tipos o clases: se llamaron *positiva o negativa*. El fenómeno anterior se llama *electricidad por contacto*. Se menciona que el fenómeno de electrificación es mayor al frotar los cuerpos porque se aumenta el contacto entre los cuerpos.

Las cargas eléctricas del mismo signo se repelen y las cargas eléctricas de distinto signo se atraen, estas atracciones y repulsiones entre cargas eléctricas se llaman interacciones eléctricas (serie triboeléctrica)

Se puede medir la *cantidad de electricidad o de carga eléctrica (cuantificación)* de un cuerpo o sistema. La unidad patrón de medida de cantidad de electricidad se llama **coulomb C**. La cantidad de electricidad de un sistema se indica **q [C]**. La cantidad de materia se llama *masa m*, la cantidad de sustancia se mide en *moles*.

El caso anterior es semejante a la *materia (calidad o cualidad) o masa (cuantificación o cantidad de materia)*.

3.2.1. Electrón y protón.

Analizando conocimientos y resultados experimentales realizados entre 1860 y 1900, se propone la existencia de una partícula con carga eléctrica negativa que constituye o forma parte de toda la materia. Esta partícula se llamó **electrón e-**, es la mínima carga eléctrica negativa que puede existir libre o aislada y forma parte de la estructura interna del átomo.

El átomo es la mínima partícula eléctricamente neutra de un elemento químico, los átomos de todos los elementos químicos son eléctricamente neutros, no tienen carga eléctrica resultante, luego si los átomos contienen electrones negativos puede existir otra partícula con carga idéntica positiva de idéntico valor: **protón p+**, la cantidad de electricidad (carga eléctrica) negativa del e- es idéntica a la carga eléctrica positiva del p+:

$$q_{p+} = - q_{e-}$$

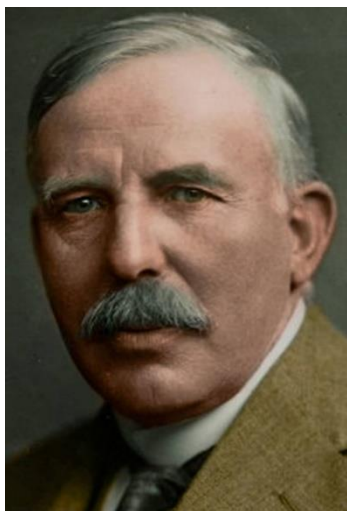


Lo anterior significa que la cantidad de electricidad (**q**) de un electrón y de un protón son de igual valor, pero de distinto signo (opuestas), *luego la suma de la cantidad de electricidad de un electrón más la de un protón es nula o cero:*

$$q_{p+} + (- q_{e-}) = 0$$

3.3. Estructura del átomo: núcleo. Partículas intraatómicas.

Todos los elementos químicos están formados por átomos y todos los átomos tienen una estructura interna de naturaleza eléctrica, el interior del átomo contiene partículas con cargas eléctricas opuestas, *el electrón e-*, *el protón p+* y una partícula sin carga eléctrica, *el neutrón n**. El átomo aislado AtA es eléctricamente neutro y la cantidad de electricidad de 1 e- y 1 p+ son iguales y opuestas (se anulan o neutralizan), *luego el número o la cantidad (valores enteros, resultado de contar partículas) de e- y p+ en un átomo aislado son iguales: Átomo aislado AtA: Nro. p+ = Nro. e-*



En 1911 E. Rutherford (1871-1937) descubrió experimentalmente el núcleo del átomo, *demonstró que la carga positiva del átomo está en el centro (núcleo atómico) y los electrones están alrededor del núcleo: modelo planetario del átomo.*

En el núcleo del átomo se encuentran los **p+** y otra partícula que no tiene carga eléctrica, se llama **neutrón (n°)** (carga eléctrica del neutrón cero: **q_n = 0**).

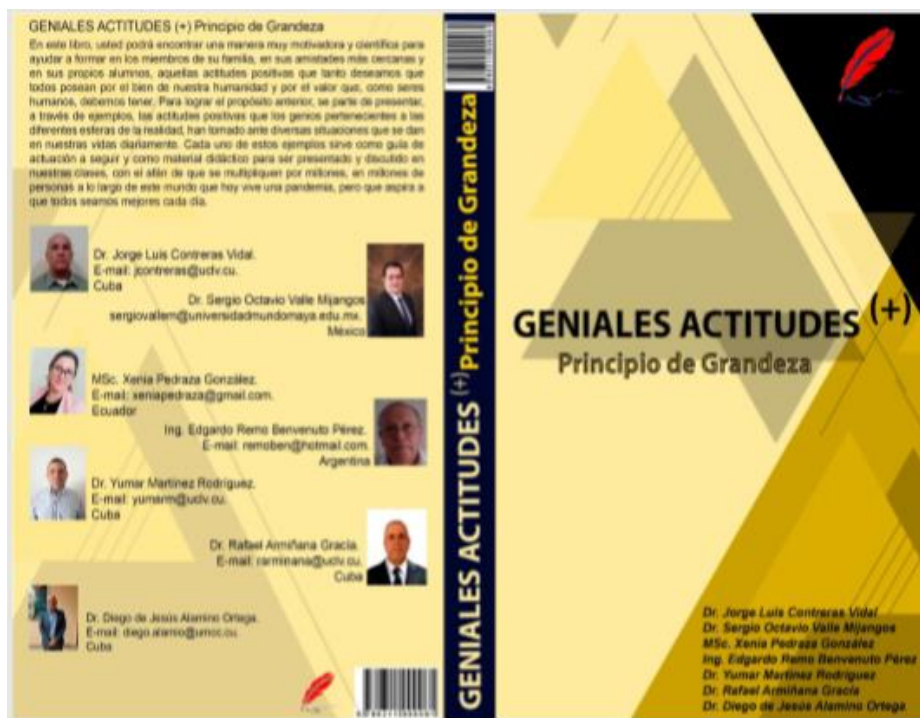
Los tres tipos de partículas que contienen los átomos en su interior se llaman partículas intraatómicas: electrón (e-), protón (p+) y neutrón (n°).

Estas tres partículas o especies se pueden contar indirectamente, *el número o cantidad de cada partícula intraatómica siempre es un número entero.*

Anécdota sobre Rutherford

Este apartado ha sido tomado literalmente del libro *Geniales Actitudes*, referenciado como: Contreras Vidal, J.L. y otros (2020). GENIALES ACTITUDES (+) Principio de Grandeza. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0008-1





Kapitsa escribe una anécdota sobre una conversación que mantuvo con Rutherford. Se muestra a continuación, pues es digna de disfrutar y meditar sobre ella. Tengo en mi memoria otra conversación con

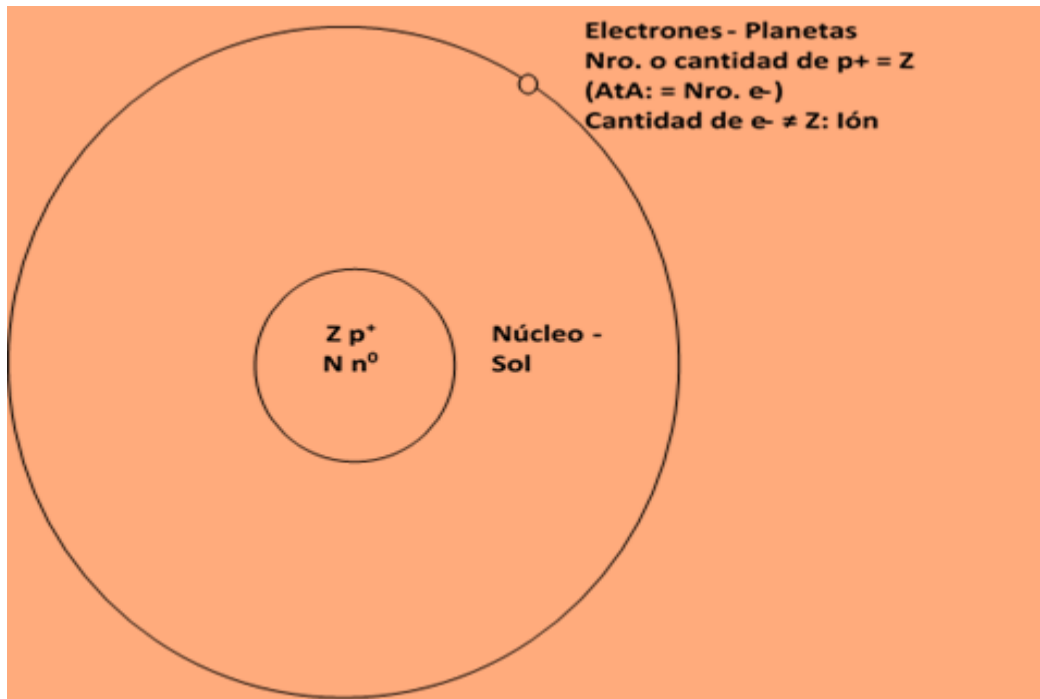
Rutherford

después de un almuerzo en el <Trinity College>. No recuerdo por qué motivo, si bajo la influencia de un libro de Lombroso, <Genio y Locura>, o por otra causa, me hice la idea de que cualquier científico famoso debe ser, en cierta medida, un loco. Rutherford oyó la conversación y me pregunto: <Según su opinión, Kapitsa, ¿yo también soy un loco? >— <Si, profesor>—<Y, ¿Cómo usted demuestra eso?> me preguntó. <Muy sencillo>—le respondí—<Usted recuerda que hace unos días, como quien no quiere las cosas, me dijo que recibió una carta de los EE.UU. en la cual una poderosa firma norteamericana (no recuerdo ahora cual, al parecer era la “General Electric”) le propuso construir en los Estados Unidos un enorme laboratorio y para esto lo ofrecía pagarle un salario fabuloso. Usted simplemente se ríe de tal proposición y no la analizó con seriedad. Desde el punto de vista de un individuo normal, usted actuó como un loco>. Rutherford se sonrió y dijo que al parecer yo estaba en lo cierto...

3.4. Modelo planetario del átomo. Número atómico Z

Las tres partículas intraatómicas descritas, **e-**, **p+**, **n^o**, se encuentran en el interior del átomo, *el modelo planetario propone una estructura semejante al Sistema Solar, un núcleo - Sol positivo y alrededor e- – planetas: modelo planetario.*





El esquema anterior muestra el modelo planetario del átomo (Rutherford).

*El núcleo está formado por protones p^+ y neutrones n^0 . Ambas partículas o especies se llaman **nucleones**.*

Cada átomo de cada elemento químico distinto tiene distinta cantidad o número de p^+ , el número de p^+ es el resultado de contar partículas, *por lo tanto, el valor es siempre un número entero. **No se debe omitir*** que el número o cantidad de p^+ determina el elemento químico EQ al cual pertenece el átomo y se llama **número atómico Z**.

El número atómico se representa con **Z**, es el número de orden en la tabla periódica y es igual al número o cantidad de protones en el núcleo: **Nro. $p^+ = Z$**

Se producen fenómenos químicos en el núcleo del átomo, *fenómeno químico nuclear*, núcleos inestables: radioactividad varía el número de p^+ (y Z) y cambia el elemento químico al cual pertenece el núcleo. Estos fenómenos químicos son distintos que los fenómenos químicos clásicos que no se producen en el núcleo del átomo. La parte de la Química que estudia los fenómenos químicos nucleares se llama *Química Nuclear*.

Los elementos químicos EQ en Condiciones Ambientales de la Tierra CAT varían desde **Z = 1 p^+ (H) hasta Z = 92 p^+ (U)**, EQ con Z mayores a 92 no existen en CAT,



son artificiales, también en CAT no se encuentran los elementos químicos **tecnecio Tc Z = 43 y promecio Pm Z = 61**. El **Pb Z = 82** es el último núcleo estable, desde el **Bi Z = 83** todos los núcleos son inestables y presentan fenómenos químicos nucleares.

Si el átomo es eléctricamente neutro (átomo aislado AtA), la cantidad o número de e- es igual a la cantidad o número de p+, *pero se destaca que hay especies en que el número de electrones es distinto que Z: Nro. e- ≠ Nro. p+.*

Por ejemplo, cuándo un átomo está unido con otro átomo intervienen los electrones exteriores y puede variar el número de e- de cada átomo unido, pero el **número de p+ (z) no cambia, Z determina el elemento químico al cual pertenece el átomo, independientemente del número de electrones.**

Si el número de p+ (Z) es distinto al número de e- (**Zp+ ≠ Nro. e-**), la partícula tiene carga eléctrica y se llama **ión (especie iónica)**.

3.5. Núcleo del átomo y número de masa o másico (A)

El núcleo del átomo está formado por dos tipos de partículas: los protones **p+** con carga eléctrica positiva y los neutrones **n°** sin carga eléctrica. Ambas partículas forman el núcleo del átomo y se llaman **nucleones: los p+ y n° se llaman nucleones.**

El número o cantidad de neutrones que tiene cada núcleo varía desde cero, un átomo de H cuyo núcleo está formado únicamente por un p+ y un número de n° que varía desde un valor igual o mayor que el número de p+.

El número o cantidad de p+ (Z) y n° que tiene un núcleo siempre es un valor entero porque es el resultado de contar partículas.

El número o cantidad de neutrones n° se indica con N (número entero).

*La suma de los p+ y los n°, número o cantidad de nucleones es un valor siempre entero porque es el resultado de contar nucleones, se llama **número de masa o másico** y se representa con A:*

$$N + Z = A$$

Si se **mide** cualquier propiedad de los nucleones, por ejemplo, la masa, el resultado de la medición es un valor numérico que es distinto según la unidad usada y el valor *siempre es con incertidumbre o desconfianza.*

En 3.8 se analiza porqué el número de nucleones **A** (contar: siempre entero) se llama *número de masa o másico pese a no ser una medición de masa.* La denominación de



número de masa A es incorrecta porque no es una masa, sino el resultado de contar nucleones: *se propone llamar a la magnitud A , número nuclear.*

3.5.1. Isótopos. Átomo aislado.

Cada átomo tiene un número de p^+ (Z) que determina a qué elemento químico pertenece el átomo, por ejemplo, $H = 1$, $C = 6$, $O = 8$, *pero el número de neutrones n^0 de un átomo puede variar, hay distintos átomos con el mismo número de p^+ (Z) y distinto número de n^0 (N), pertenecen al mismo elemento químico (igual Z) pero tienen distinto número de masa (A): $A = Z + N$.*

*Los átomos con igual Z (igual elemento químico) y distinto A se llaman **isótopos** (iso: igual, topo: lugar) porque pertenecen al mismo elemento químico y ocupan el mismo lugar en la Tabla Periódica.*

En condiciones ambientales de la Tierra hay 90 átomos con distintos Z , 90 elementos químicos distintos, *pero la mayoría tiene isótopos*, átomos con igual número de p^+ y distinto número de n^0 , hay aproximadamente 400 átomos con distintos núcleos, pero el número de p^+ varía desde 1 a 92 (sin 43 y 61).

Desde el **Bi** ($Z = 83$) en todos los átomos se presentan fenómenos químicos nucleares, *pero hay isótopos de elementos químicos anteriores en que también se producen fenómenos químicos nucleares.*

Por ejemplo, del **H** ($Z = 1$) se encuentran átomos formados sólo por 1 p^+ ($A = 1$) (este átomo se llama **protio**), otro átomo formado por 1 p^+ y 1 n^0 , llamado **deuterio** ($A = 2$) y otro átomo formado por 1 p^+ y 2 n^0 , llamado **tritio** ($A = 3$). El núcleo del tritio es inestable. Estos tres átomos pertenecen al **H** ($Z = 1$), pero tienen distinto A y son isótopos:

H: 1 p^+ y 0 n^0 : $Z = 1$, $A = 1$: **protio**

1 p^+ y 1 n^0 : $Z = 1$, $A = 2$: **deuterio**;

1 p^+ y 2 n^0 : $Z = 1$, $A = 3$: **tritio*** (*radiactivo)

Algunos elementos químicos en condiciones ambientales de la Tierra no tienen isótopos (≈ 20 elementos químicos), tiene un solo N (y A), los otros elementos químicos tienen dos o más isótopos en distintas proporciones, algunos con fenómenos químicos nucleares.



Un átomo con Z p^+ , N n^0 (A nucleones) y el número de e^- = número de p^+ (eléctricamente neutro) se llama **átomo aislado o especie atómica** y se representa **AtA**.

3.5.2. Representación simbólica de un núcleo.

El número de p^+ (**Z = No. atómico**), el número de n^0 (**N**) y por lo tanto el número de masa (**A**) son siempre números enteros porque son el resultado de contar las partículas que forman el núcleo atómico (nucleones): **$A = Z + N$**

Los átomos aislados son eléctricamente neutros, si tienen Zp^+ tienen igual número de electrones: **Átomo aislado (AtA): Nro. e^- = Nro. p^+ .**

La constitución de un núcleo atómico (especie nuclear) se representa simbólicamente:



A: Número de Masa o Másico (número nuclear)

X: Símbolo del elemento químico EQ

Z: Número atómico

Átomo aislado (AtA): Nro. e^- = Nro. p^+ ; **Ión:** Nro. $e^- \neq$ Nro. p^+

El número atómico **Z** (3.4) determina el elemento químico al cual pertenece el núcleo.

El número de masa es la suma del número o cantidad de p^+ y de n^0 .

Se llama **núclido o especie nuclear** a un núcleo (que pertenece a un elemento químico) con una cantidad o número de p^+ Z y número de nucleones A :

$$A = N + Z.$$

En las tablas periódicas de los elementos químicos se indica el número de **p^+ Z** (número de orden) y la masa atómica química de cada elemento químico, pero, en general *no tienen un número de masa A de un átomo aislado (isótopo) de cada elemento químico.*

Un ejemplo de núcleos distintos que pertenecen al mismo elemento químico (isótopos) es el **H**: **protio:** ${}^1_1\text{H}$ **deuterio:** ${}^2_1\text{D}$ **tritio:** ${}^3_1\text{T}^*$ (***radiactivo**)

Excepto para el **H**, los distintos núcleos de un elemento químico (isótopos) se indican en el mismo símbolo y no tienen nombres distintos.



Por ejemplo, el **C tiene 6 p+ (Z = 6)** y en condiciones ambientales de la Tierra existen los núcleos **A = 12, A = 13 y A* = 14** (*radiactivo): ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{13}_6\text{C}$ ${}^{14}_6\text{C}^*$

No se debe omitir que los isótopos son químicamente idénticos porque las propiedades químicas clásicas dependen del orden de los electrones e- exteriores, los isótopos son electrónicamente idénticos, pero al tener distinto número de nucleones ($\neq A$) tienen distinta masa.

3.6. Modelo de electrones en capas.

Los átomos aislados son eléctricamente neutros, tienen igual número de protones p+ y electrones e-, las cargas eléctricas de un p+ y un e- son opuestas, luego la suma de cargas eléctricas es nula o cero.

El modelo de la constitución electrónica en capas propone que los e- en los átomos aislados están ordenados en capas, cada capa tiene un número o cantidad de e-.

El modelo en capas propone que el número o cantidad de e- en un átomo aislado (igual al número de p+) están alrededor del núcleo distribuidos u ordenados en capas (*no todos en una sola capa ni un e- en cada capa*) sino con un número variable de e- en cada capa, este orden se llama constitución electrónica en capas, todos los electrones e- del átomo aislado se ordenan en capas alrededor del núcleo.

Cada capa se identifica con un número de orden que se representa con **n**: la primera capa interior es $n = 1$, la segunda $n = 2$ y así sucesivamente.

Cuando se indica la constitución electrónica en capas también se puede indicar la capa 1 con la letra K, la capa 2 con L, etc.

Cada capa puede tener un número máximo de electrones: $2n^2$. Luego, la capa K (1) puede tener como máximo 2 e-; la capa L (2), 8 e-; la M (3), 18 e-; N (4) 32 e-, etc.

Los átomos aislados de cada elemento químico tienen los electrones distribuidos en capas, la distribución o constitución electrónica en capas se encuentra en tablas y Tablas Periódicas.

No se debe omitir que la secuencia desde el H del agregado de **1 p+ y 1 e-** en las capas no cumple una regla simple y *no coincide con el llenado del número máximo de electrones por capa*, los e- se agregan llenando las capas únicamente en las 2



primeras K 2 y L 8, en la siguiente M (3), antes de completarse, se agregan electrones en la capa N (4) y la M (3)

Se ha confeccionado una tabla periódica en capas: Tabla PERB(CEE) de los EQ.

3.7. Tabla periódica de los elementos químicos (Mendeleiev).

La clasificación de los elementos químicos fue realizada según el modelo de Dimitri Mendeleiev (1869).

La propiedad química usada por Mendeleiev (1834 – 1907) para clasificar los elementos químicos fue la *valencia*, esta clasificación básicamente no se ha modificado pese a los avances en Química y Física.

El conocimiento y comprensión elemental de la Tabla Periódica de los elementos químicos es fundamental para las Ciencias Naturales.

Los grupos de elementos químicos semejantes químicamente se ubican en columnas, la Tabla Periódica actual tiene 18 columnas o grupos verticales y 7 períodos horizontales con un número variable de elementos químicos (tres períodos cortos y cuatro largos).

Los elementos químicos en la Tabla Periódica actual se inician con $Z = 1$ (H) hasta el $Z = 92$ (U), que son los elementos químicos que existen en condiciones ambientales de la Tierra (menos el tecnecio $Z = 43$ Tc y el promecio $Z = 61$ Pm que son artificiales). Desde el neptunio $Z = 93$ (Np) son artificiales, obtenidos en laboratorios (igual que el Tc y el Pm).

Hay varias tablas periódicas con distinta información, pero todas empiezan con $Z = 1$ (H), tienen el símbolo químico del elemento químico y una masa que se llama Masa Atómica Química.

Los datos de la Tabla de los elementos químicos son de los átomos aislados, también hay Tablas con datos, por ejemplo, de cuerpos simples (formados por un único elemento químico) como se encuentran en condiciones ambientales de la Tierra, en general, estas informaciones se consideran innecesarias y pueden provocar confusiones.

Los elementos químicos

Este apartado es tomado literalmente del libro *La Humanística en el proceso de enseñanza de la Física y la Química*, el cual se cita como: Contreras, J. L., Valle, S.



O., González, L. A, Benvenuto, E. R, y Pedraza, X. (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun).

Robert Boyle (1627-1691), por su parte, va más allá de la concepción de los átomos y comienza a conceptualizar a los elementos, al escribir acerca de cómo reconocer, identificar y nombrar una sustancia material, cuando escribe que: Si usted le pregunta a un hombre lo que es el oro, si él no le puede mostrar una pieza de oro...se lo describirá usted como un cuerpo que es extremadamente pesado, muy maleable y dúctil, fundible y, sin embargo, constante en el fuego y de un color amarillento; y si le ofrece cambiárselo por una pieza de latón, el rehusará y...le dirá, que aunque un latón tenga un color parecido, no están pesado, ni tan maleable, ni resistirá como el oro el máximo embate del fuego, o resistirá el agua fuerte. Y si le pregunta a los hombres lo que se entiende por un rubí, o el nitro o una perla, ellos le darán respuestas semejantes... La identificación de las sustancias químicas requirió mediciones físicas cada vez más precisa de pesos, volúmenes y temperaturas...densidades, puntos de fusión y ebullición...”.

En el 1661, Robert Boyle (1627-1691) escribió en el <Sceptical Chymist>: ...Yo ahora, quiero dar a entender por elementos...ciertos cuerpos primitivos y simples, o perfectamente no mezclados; los cuales, no estando compuestos de otros cuerpos, o de algún otro, son los ingredientes de los cuales todos aquellos cuerpos perfectamente mezclados están inmediatamente compuestos y en los cuales finalmente se descomponen...

Años después, Lavoisier (1743-1794), mejora el concepto de elemento al escribir: ...si, por el termino elemento, queremos expresar aquellos átomos simples indivisibles de los cuales está compuesta la materia, es extremadamente probable que no sepamos nada sobre ellos; pero, si aplicamos el termino elementos o cuerpos elementales para expresar nuestra idea del último punto al cual el análisis químico es capaz de alcanzar, debemos admitir, como elementos, todas las sustancias a las cuales seamos capaces, por cualesquiera medios, de reducir los cuerpos por descomposición. No porque estamos autorizados a afirmar que estas sustancias que consideramos tan simples que no puedan que no puedan estar compuestas de dos, o aún un número mayor de elementos; pero, como estos elementos no pueden ser separados, o más bien como hasta aquí no hemos descubierto los medios para



separarlos, ellos actúan con respecto a nosotros como simples sustancias y nunca deberemos suponerlas compuestas hasta que el experimento y la observación lo hayan demostrado...

Bajo esta definición de Lavoisier, ya podían clasificarse como elementos el cobre, zinc, hierro, plomo, estaño y el mercurio. Como sustancias, el azufre y el carbono y los gases llamados oxígeno, nitrógeno e hidrógeno. La lista también incluía al fluido calórico, luego refutado como tal, y otro número de sustancias como la sal, cal, sosa y potasa que no pueden descomponerse por medios químicos ordinarios y que aguardaron hasta el descubrimiento de la electrolisis para ser identificados como compuestos.

3.8. Número de masa (**A: contar**) o masa de 1 átomo (masa atómica física: medir)

No se debe omitir la diferencia entre el número o cantidad de partículas que contiene el núcleo de un átomo (*contar nucleones*) que se llama número de masa o másico **A** y la masa de un átomo aislado A_tA (*medir masas*), que se llama masa atómica física **MAF**.

* el número de masa **A** es siempre un valor entero único porque es el resultado de contar nucleones.

* la masa atómica física **MAF** es un valor resultado de medir la masa de un átomo aislado, el valor numérico depende de la unidad de la masa elegida y tiene siempre desconfianza o incertidumbre.

La masa atómica física tiene tantos valores distintos como unidades de masa convencionales y arbitrarias definidas: kilogramo kg; libra lb, etc, múltiplos y submúltiplos.

Las unidades anteriores no son convenientes para medir las masas atómicas físicas debido a que los átomos aislados son muy pequeños y sus valores en dichas unidades son números muy pequeños, se define otra unidad que se llama *unidad de masa atómica* (*uma ó u*). La uma en el SI se llama **Dalton Da: 1 uma = 1 Da**.

La masa de un átomo aislado (masa atómica física MAF) es *levemente menor a la suma de las masas de sus partículas intraatómicas*. La Δ Masa es la Δ Energía de enlace de los nucleones según la ley de Einstein: **Masa Atómica Física MAF \approx mZp^+ + mNn^0 + mZe^-**



Las masas de un p^+ y de un n^0 son aproximadamente iguales (no son idénticas) y la masa de un e^- es mucho menor (aprox. 1800 veces menor que la de un p^+).

Las masas de un p^+ y un n^0 tienen un valor de aproximado de 1,0 Da, luego la masa de un átomo aislado (masa atómica física) medida en unidades de masa atómica o Da tiene un valor aproximado igual al número de masa (A), *pero A es siempre un valor entero porque es el número de nucleones (contar), mientras que la masa atómica física MAF es un valor con incertidumbre (medir) que depende de la unidad de masa usada.*

No se debe omitir que *únicamente* cuando la unidad de masa usada es el Da, los valores de A (entero) y masa atómica física MAF son aproximados, *pero A es entero y los valores de la MAF en Da tienen incertidumbre o desconfianza (límite de apreciación o detección).* El esquema a continuación muestra conceptos desarrollados para un núcleo.

$$\text{MAF (masa atómica física)} \cong Zm_{p^+} + Nm_{n^0} + Zm_{e^-}$$

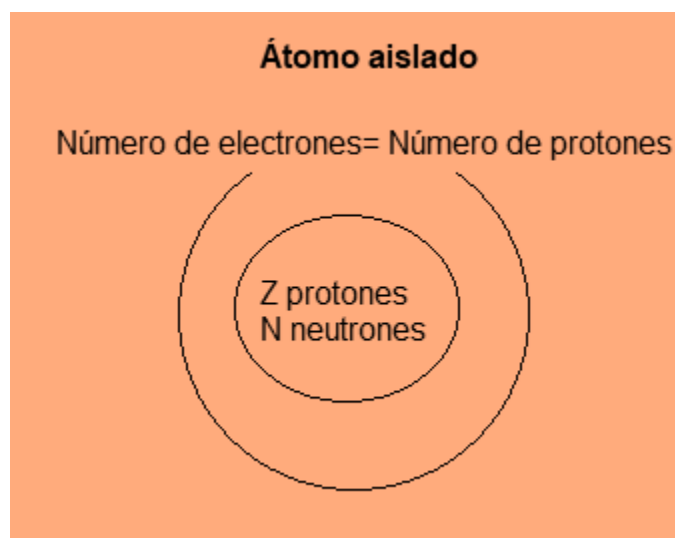
$$m_{p^+} \cong m_{n^0} \cong 1,0 \text{ Da}$$

$$m_{e^-} \cong (1 / 1800) \text{ Da}$$

$$\text{MAF en Da} \approx A$$

Valor con incertidumbre

Número entero



Cada átomo con A y Z (e igual Nro. de e^-) se llama átomo aislado (**AtA**).

Los átomos aislados con igual Z, distinto A y distinta masa atómica física pertenecen al mismo elemento químico porque tienen el mismo número de p^+ (Zp^+), pero tienen distinto A y distinta masa atómica física.

3.8.1. Masa atómica química (MAQ)

Una propiedad fundamental es la masa atómica del elemento químico, pero en condiciones ambientales de la Tierra los elementos químicos se encuentran, en



general, como una mezcla de isótopos ($= Z, \neq A$) y cada átomo aislado con distinta MAF.

La masa atómica de un elemento químico es el resultado de medir la masa de la mezcla natural en condiciones ambientales de la Tierra de todos los isótopos del elemento químico, cada uno de distinta masa atómica física.

El valor de la masa de la mezcla natural de isótopos en condiciones ambientales de la Tierra de un elemento químico se llama **Masa Atómica Química (MAQ)**.

En las Tablas Periódicas se encuentran todos los elementos químicos con la MAQ de cada elemento químico en **Da**.

Se señala que algunos elementos químicos EQ, por ejemplo, **Au, Bi, P, F**, el elemento químico en condiciones ambientales de la Tierra tiene un solo isótopo, *luego la masa atómica física MAF del único isótopo es la MAQ del elemento químico.*

Como ejemplo, se describe el caso del O: en condiciones ambientales de la Tierra existen tres isótopos ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O . Estos tres átomos aislados tienen el mismo número de protones ($Z = 8$) pero cada uno tiene distinta MAF.

La Tabla Periódica tiene la Masa Atómica Química MAQ del O, resultado de medir la masa de la mezcla natural de los isótopos del O: **MAQ del O = 15,9994 Da**.

En general, en las tablas periódicas no se indica ningún número de masa (A), ni la masa atómica física de ningún átomo aislado, pero todas tienen el número de protones (Z) y la masa (o peso ¿?) atómica del elemento químico (MAQ).

En la Tabla PERB, se indica para cada EQ un número de masa A (el isótopo en mayor proporción).

3.9. Problemas de aplicación

En los problemas se aplican:

- * el número atómico Z (número de orden y de p+), el número atómico Z determina a qué elemento químico pertenece el átomo aislado, ión o núcleo.
- * el número de electrones e- en cada capa de un átomo aislado, indicado en algunas tablas periódicas y en la Tabla PERB.
- * el número de masa o másico (A), que es el número de nucleones: $A = N + Z$.
- * el A de un núcleo de cada elemento químico indicado en la Tabla PERB.



* el concepto de isótopos ($= Z$, distinto A) y la representación simbólica de un núcleo.

* las MAQ que se indican en las tablas periódicas.

* la carga eléctrica de un ion, según los Z_{p+} y su número de e^- .

3.10. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

**Propuesta pedagógica para la Tabla Periódica de los Elementos Químicos (EQ):
Tabla PERB (CEE) (Capas de Electrones Exteriores) y Tabla PERB(OAP)
(Orbitales Atómicos Puros). <https://ria.utn.edu.ar/handle/20.500.12272/4074>**

Edgardo Remo Benvenuto Pérez

La Tabla Periódica de los elementos químicos es fundamental para el conocimiento y comprensión de la Química, desde los conceptos iniciales básicos hasta los más avanzados.

Son conocidas y usadas varias tablas periódicas, todas confeccionadas según el modelo de Mendeleiev (1869), pero realizadas con distintos criterios por lo cual contienen distinta calidad y calidad de datos e información. En general, se consideran que no son adecuadas para la enseñanza media porque contienen muchos datos que no se usan y eventualmente pueden provocar confusiones y conceptos erróneos.

Se menciona que la propiedad química usada por Mendeleiev para clasificar los elementos químicos fue la valencia.

Se considera importante incluir información de algunos conceptos fundamentales, por ejemplo, el número de masa A de un núcleo de cada elemento químico y destacar la diferencia con la masa atómica química, constitución electrónica con modelos electrónicos, irregularidades y no incluir otra información, por ejemplo, propiedades físicas de los cuerpos simples, propiedades ácido – base.

Se han confeccionado dos tablas periódicas llamadas Tablas PERB de los EQ, se llaman PERB para explicitar que las propiedades químicas de los elementos químicos no son rigurosamente periódicas, pero permiten una clasificación en grupos con propiedades químicas semejantes.

Ambas tienen un glosario, cada uno tiene por objetivo desarrollar definiciones y conceptos fundamentales:



** para la enseñanza media, con el modelo de capas electrónicas (CEE): Tabla PERB(CEE) de EQ.*

** para la enseñanza universitaria de grado, con el modelo de orbitales atómicos puros (OAP): Tabla PERB(OAP) de los EQ.*

En el libro se encuentra la Tabla PERB (CEE) de los EQ.



CAPÍTULO 4. ESTRUCTURA DE LOS CUERPOS

4.1. Cuerpos atómicos, iónicos y moleculares

Los cuerpos son sistemas macroscópicos porque están formados por miles de millones de partículas.

Los cuerpos en los tres estados (sólido, líquido, gas - vapor) son sistemas macroscópicos formados por partículas o especies (se menciona otro estado, el plasma, que es un gas formado por partículas con carga eléctrica).

* **vapor o gas (g – v):** las partículas están separadas o juntas, *pero no unidas y en movimiento.*

* **líquido (l):** las partículas *están unidas, pero no fijas entre sí y en movimiento.*

* **sólido (s):** las partículas *están unidas y fijas entre sí.*

Las partículas o especies que forman todos los cuerpos en condiciones ambientales de la Tierra son de tres clases o tipos: **átomos, moléculas, iones.**

* **átomo aislado AtA:** mínima partícula eléctricamente neutra de un elemento químico: *especie atómica.*

* **molécula:** mínima partícula que existe libre o aislada eléctricamente neutra de una sustancia simple (átomos de igual elemento químico) o compuesta (átomos de 2 o más elementos químicos combinados), tiene un nombre, se puede identificar y contar: *especie molecular.* La molécula puede ser **monoatómica**, formada por 1 átomo, o **poliatómica**, formada por 2 o más átomos unidos químicamente del mismo elemento químico (poliatómica simple) o por 2 o más átomos de distintos elementos químicos (poliatómica compuesta). Los átomos unidos AtU forman cuerpos con moléculas monoatómicas (átomos) de la misma sustancia. En otros casos los átomos unidos forman una partícula de otra sustancia simple o compuesta que se llama molécula poliatómica, se puede identificar y contar.

No se debe omitir que no siempre los átomos unidos forman moléculas poliatómicas, también forman *cuerpos atómicos compuestos no moleculares o cuerpos iónicos no moleculares (ambos sin moléculas).*

* **ión:** partícula formada por un elemento químico (ión simple) o 2 o más elementos químicos combinados (átomos unidos) (ión compuesto) que tiene carga eléctrica no nula: *especie iónica.*



Un cuerpo formado por átomos de un único elemento químico es un *cuerpo simple*, es *cuerpo* por estar formado por millones de partículas y *simple* porque está formado por un solo elemento químico (sustancia simple).

Un ejemplo común de cuerpos atómicos (**moléculas monoatómicas**) simples son los *sólidos metálicos*, por ejemplo, **Fe (s)**, **Al (s)**, **Cu (s)**.

El diamante y el grafito [C(s)] son sólidos moleculares monoatómicos simples formados por el elemento químico carbono C pero no tienen las propiedades físicas de los metales.

Un ejemplo de *sólido atómico no molecular* es el **SiO₂ (s)**. *No se debe omitir que SiO₂ expresa únicamente la relación entre átomos de Si y O en el sólido.*

Un ejemplo de *sólido iónico no molecular* es el cloruro de sodio **Na⁺Cl⁻ (s)**

4.1.1. Uniones entre partículas UP

Las moléculas y los cuerpos se forman por distintas causas (en general, complejas) que se llaman uniones entre partículas **UP**. Se clasifican en *uniones entre átomos UA* o *uniones entre moléculas UM*.

* **uniones entre átomos UA**: los átomos unidos **AtU** forman, según el caso, moléculas poliatómicas o cuerpos con moléculas monoatómicas o cuerpos iónicos no moleculares o cuerpos atómicos no moleculares. Las causas de las uniones entre átomos son, en general, muy complejas y relativamente fuertes.

No se debe omitir que los átomos unidos **no siempre forman moléculas** de otra sustancia, forman cuerpos con moléculas monoatómicas de la misma sustancia, por ejemplo, sólidos metálicos (Fe, Al, Cu, etc), el **C (s)** que en condiciones atmosféricas de la Tierra CAT se encuentra como sólido atómico no metálico (diamante y grafito).

Se llaman **átomos neutros** a átomos unidos por uniones entre átomos, en general, de igual elemento químico. Se llaman **átomos combinados** a átomos unidos por uniones entre átomos de distintos elementos químicos EQ formando otra sustancia.

Las uniones entre átomos son, según el caso, fenómenos químicos o físicos clásicos.

* **uniones entre moléculas UM**: las moléculas mono o poliatómicas pueden estar unidas por uniones entre moléculas: *miles de millones de moléculas monoatómicas o poliatómicas unidas por UM forman cuerpos líquidos o sólidos moleculares.*



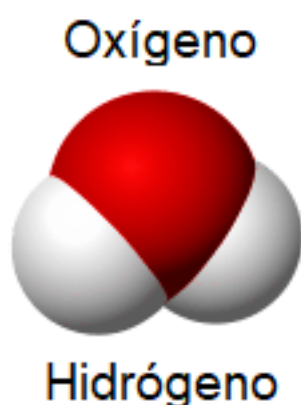
Las uniones entre moléculas son fenómenos físicos, no hay cambio en las sustancias.

Las causas de las uniones entre moléculas UM son, en general, menos complejas que las uniones entre átomos UA. Ejemplos en CAT de UM: cuerpos simples con moléculas monoatómicas (átomos) unidas por uniones entre moléculas: **Ar líquido (l)**, **Kr sólido (s)**;

cuerpos con moléculas poliatómicas unidas por uniones entre moléculas: el yodo **I₂ (s)**, formado por moléculas diatómicas con UA; el azufre **S (s)** formado por moléculas octoatómicas **S₈ (s)**, **Br₂ (l)**; agua líquida y sólida (hielo) **H₂O (l) y (s)**, el etanol **C₂H₅OH (l)**.

Si un sistema está formado por miles de millones de moléculas mono o poliatómicas no unidas (juntas o separadas), *el cuerpo es un gas o un vapor*. Los cuerpos gas o vapor siempre están formados por moléculas mono o poliatómicas: cuerpos gaseosos simples: **Ar, He, O₂, N₂**; cuerpos gas compuesto dióxido de C: **CO₂**; vapor compuesto agua **H₂O**.

La clasificación gas o vapor no es por el estado macroscópico del cuerpo sino por la propiedad de pasar a líquido: si la temperatura T es mayor que una T llamada crítica T_c, *no se puede licuar por presión y es un **gas***, si la temperatura T es menor que la temperatura crítica T_c, se puede licuar por compresión (aumento de presión P) y es un **vapor**.



Un ejemplo común e importante es la sustancia compuesta molecular agua **H₂O**, un átomo de oxígeno O está combinado (unido por uniones entre átomos) con dos átomos de hidrógeno H y forman una molécula de agua H₂O. En CAT de la Tierra, miles de millones de moléculas están unidas por uniones entre moléculas y forman un cuerpo líquido molecular compuesto (agua líquida) o un cuerpo sólido molecular compuesto (agua sólida: hielo). Si

las moléculas de agua no están unidas y la T es menor que la temperatura crítica T_c del agua (374 oC) es vapor de agua, si la T es mayor que 374 oC, es gas.

No se debe omitir que en un cuerpo gas o vapor las moléculas mono o poliatómicas *no están unidas, aunque estén juntas*, no se forman sólidos ni líquidos.



Los elementos químicos **He, Ne, Ar, Kr, Xe y Ra** forman el grupo 18 de la Tabla Periódica, el grupo se llama *gases nobles*. Todos estos EQ *se combinan con otros átomos, no son inertes y forman sustancias compuestas*. En CAT, las moléculas de los cuerpos gaseosos de **He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn** están formadas por un único átomo aislado AtA: moléculas monoatómicas. Si se unen físicamente por uniones entre moléculas monoatómicas forman líquidos (l) o sólidos (s).

En algunos casos de uniones entre átomos de distintos elementos químicos, estas uniones entre átomos tienen causas aparentemente simples, los átomos aislados de cada elemento químico, que son eléctricamente neutros, tienen un número de electrones igual a Z p+, cuando están unidos han intercambiado electrones e-, cada uno queda con distintos números de e- y p+, por lo tanto, si ganaron e- tienen carga eléctrica negativa (**ión – o anión**), si perdieron e- tienen carga eléctrica positiva (**ión + o catión**). Estos átomos combinados AtC que tienen carga eléctrica se llaman **iones**.

Los átomos que han intercambiado e- tienen cargas eléctricas opuestas (positiva o negativa) se atraen muy fuertemente por interacción eléctrica y los iones están unidos formando **cuerpos sólidos iónicos compuestos sin moléculas**. Un ejemplo es la sal común: cloruro de sodio: **Na⁺Cl⁻ (s)**.

*Los cuerpos sólidos y líquidos tienen partículas unidas luego **no son agregados**, un agregado es un sistema macroscópico con partículas separadas o juntas, pero no unidas, los cuerpos gas o vapor son agregados.*

Los estados de los cuerpos se indican: **sólido (s), líquido (l), gas o vapor (g - v)**.

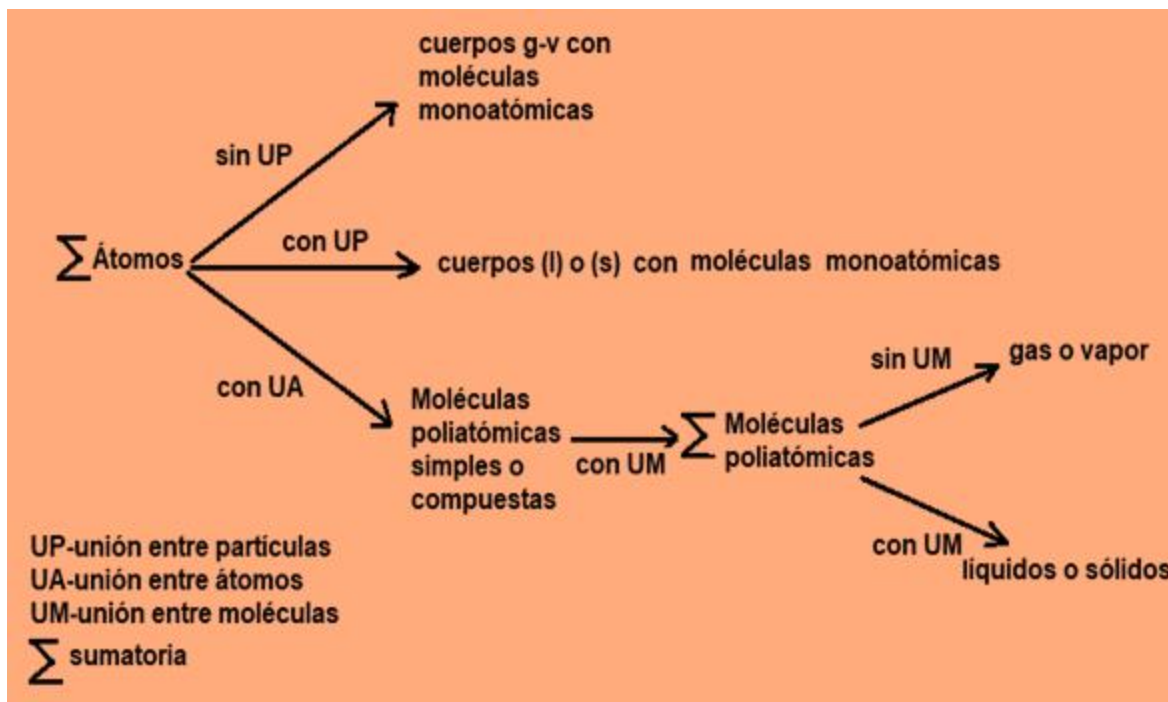
También son muy comunes e importantes sistemas líquidos formados por el disolvente agua líquida y cuerpos sólidos, líquidos o gases disueltos en el agua líquida (solubles), estos sistemas se llaman **disoluciones acuosas y se indican con (ac)**.

El siguiente esquema muestra varios conceptos fundamentales.

Σ (sumatoria): miles de millones de partículas (**N_A**: número de Avogadro).

Uniones entre partículas (UP): uniones entre átomos (**UA**) o uniones entre moléculas (**UM**)





4.2. Cantidad o número de partículas: mol. Átomos, moléculas o iones.

La unidad patrón en el Sistema Internacional SI de unidades que mide el número de partículas o especies identificadas de un sistema, que se puede contar, se llama **mol**.

El mol es la unidad patrón de cantidad de sustancia (o especie).

No se debe omitir que cuando se cuenta el número o cantidad de partículas o especies de un sistema se debe explicitar e identificar el tipo de partícula que se cuenta.

En Química es fundamental indicar el nombre de la partícula o especie y la sustancia.

Un mol es el número o cantidad de especies o partículas, se llama **número de Avogadro**, se representa con N_A :

$$N_A \text{ especies} \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ especies} = 1 \text{ mol de especies.}$$

En el Sistema Internacional de Unidades (SI), el **mol** es la unidad patrón de cantidad de sustancia (o especies), el **kilogramo kg** es la unidad patrón de masa (cantidad de materia)

Los cuerpos puros están formados por un único tipo o clase de partícula: átomos o moléculas mono o poliatómicas o iones, cada partícula pertenece a una sustancia o especie (simple o compuesta).



En Química, cuando se cuenta el número o cantidad de especies o partículas de un sistema se debe indicar el tipo o clase (átomo, molécula, ion) y con la fórmula química, la sustancia que forma la partícula, el resultado **R** de contar se expresa con un número y la naturaleza de la partícula o especie contada:

* si se cuenta directamente, **R** es un número entero **sin desconfianza o incertidumbre**.

* si se cuenta indirectamente con mediciones, **R** es un número con **desconfianza o incertidumbre**.

Una cantidad o número de partículas o especies identificada de un sistema contada directamente se expresa con un número entero, por ejemplo, **R = 138 esp.**

También se puede expresar con la **unidad mol**:

$$R = 138 \text{ esp.} / 6,022 \cdot 10^{23} \text{ (esp/mol esp.)} = 22,916 \cdot 10^{-23} \text{ mol esp.}$$

Se destaca que el valor de **N_A** tiene incertidumbre o desconfianza porque se ha obtenido por mediciones experimentales, o sea contando indirectamente.

Se definen tres partículas o especies:

* **átomo**: mínima partícula de un elemento químico, mínima partícula que interviene en un fenómeno químico común o clásico, es eléctricamente neutra (átomo aislado) porque contiene **Z p+** en el núcleo y el mismo número de **e- alrededor**.

* **molécula**: propuesta en 1811 por A. Avogadro (1776 – 1856) analizando fenómenos químicos entre gases. Es la *mínima partícula eléctricamente neutra identificable de una sustancia simple o compuesta que existe libre o aislada y se puede contar*.

La molécula puede ser monoatómica (1 átomo) o poliatómica (átomos unidos ≥ 2).

No se debe omitir que no siempre los átomos unidos *AtU* forman moléculas poliatómicas simples o compuestas, en muchos casos forman cuerpos simples (s) y (l) monoatómicos, cuerpos compuestos sin moléculas atómicos o iónicos.

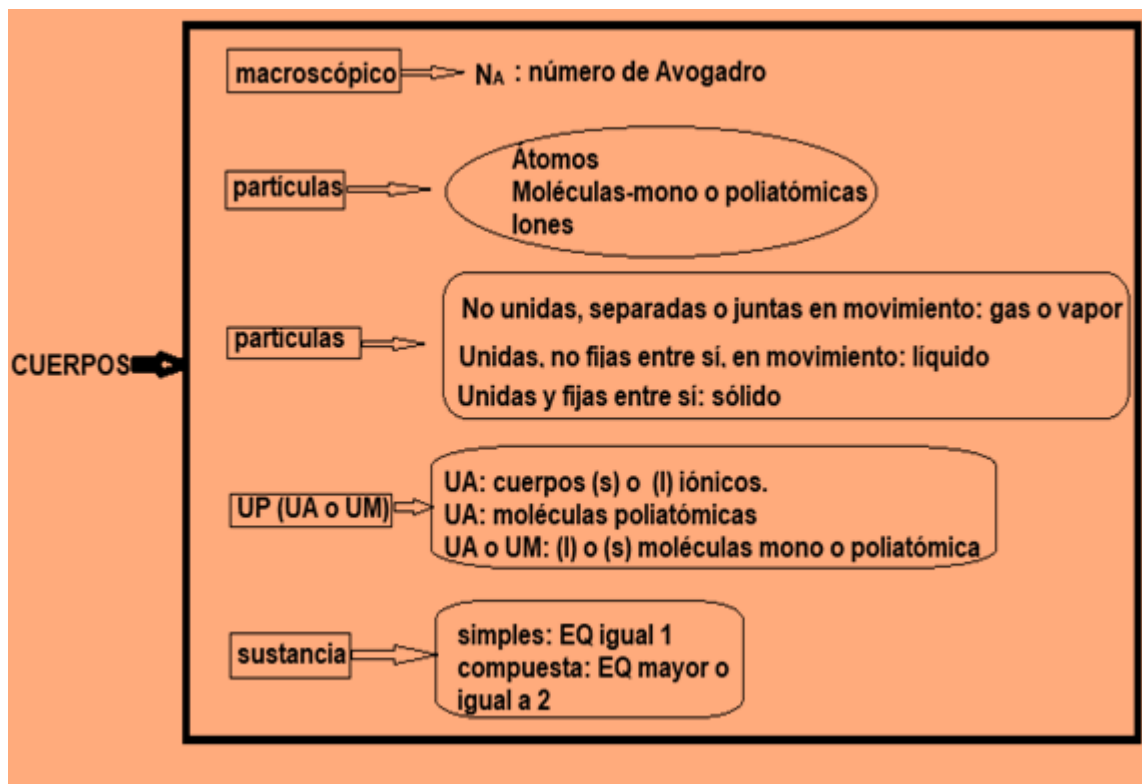
* **iones**: en algunos casos de uniones entre átomos entre distintos elementos químicos, un átomo *pierde electrones* y otro *gana electrones*, los átomos quedan con carga eléctrica positiva o negativa, el que ganó electrones e- queda negativo (ion -), el que perdió electrones queda positivo (ion +).



Los átomos con carga eléctrica se llaman **iones**, los iones pueden ser simples, por ejemplo, Na^+ , Cl^- , S^{2-} , I_3^- , N_3^- , O_2^- , o compuestos, por ejemplo, CO_3^{2-} , SO_4^{2-} .

Los cuerpos iónicos están formados por iones simples o compuestos unidos y **no forman moléculas** sino cuerpos compuestos iónicos.

El esquema siguiente muestra conceptos fundamentales de los cuerpos.



4.2.1. Mol de átomos

Todos los cuerpos simples (formado por un único elemento químico) una masa en gramos (*medir*) del cuerpo simple igual a la masa atómica química en Da contiene un mol de átomos (*contar*), el número de Avogadro (N_A) de átomos. Por ejemplo, **1,0 g de H**, **16,0 g de O**, **27,0 g de Al**, **55,8 g de Fe**, **32,1g de S**, contienen *aproximadamente* el mismo número de átomos N_A :

$$N_A \text{ átomos} \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} = 1 \text{ mol de átomos}$$

4.3. Fórmulas químicas FQ

Cada sustancia compuesta tiene una composición o constitución química única y fija que se puede expresar con las relaciones entre las masas de los elementos químicos que la forman: *ley de las proporciones constantes o definidas de Proust*.



Las fórmulas químicas indican la composición química de las sustancias.

La fórmula química FQ expresa la composición atómica simbólica abreviada de una sustancia: indica la composición de las sustancias con el número de átomos (desde 1) de cada elemento químico que la forman con sus símbolos, el número de átomos de cada elemento químico con un subíndice que es siempre un número entero porque es el resultado de contar átomos (1, 2, 3,) y *abreviada*.

Por ejemplo, se representa la fórmula química de una sustancia con 3 elementos químicos EQ combinados (ternaria): **AaBbCc**

* **A , B , C:** símbolos de tres elementos químicos distintos.

* **a , b , c:** cantidad de átomos de cada EQ *siempre un valor entero (1, 2,..)*.

Muchas sustancias compuestas comunes están formadas por 2 (binarias) o 3 (ternarias) elementos químicos distintos combinados o unidos químicamente por uniones entre átomos.

Se indican ejemplos de fórmulas químicas: la **lavandina** contiene hipoclorito de sodio, su fórmula química es **NaClO**; **agua:** **H₂O**; **etanol** (alcohol etílico) **C₂H₆O**; **bicarbonato de sodio:** **NaHCO₃**; **yeso:** **CaSO₄** (sulfato de calcio); **soda cáustica:** **NaOH** (hidróxido de sodio); **cal:** **CaO** (óxido de calcio); **sal común:** **NaCl** (cloruro de sodio), **arena:** **SiO₂** (dióxido de Si).

4.3.1. Composición centesimal.

Con la fórmula química de una sustancia compuesta y las masas atómicas químicas de los elementos químicos (dato siempre conocido) se pueden calcular las relaciones másicas entre los elementos químicos, o sea aplicar la ley de Proust. También se puede calcular la *composición centesimal de la sustancia compuesta*, o sea los porcentajes en masa de cada elemento químico en la sustancia compuesta.

La **composición centesimal**, porcentaje en masa de cada elemento químico en una sustancia compuesta también se llama **estequiometría de composición**.

4.3.2. Fórmula mínima FM y fórmula unidad FU

La **fórmula mínima FM** de una sustancia compuesta es la fórmula química que indica la composición química con la relación mínima de átomos de cada elemento químico EQ que la forma.



En las sustancias la cantidad de átomos es el resultado de *contar*, el número mínimo de átomos de un elemento químico es desde 1 y son siempre números enteros (1, 2,....).

La **fórmula química FQ** y la **fórmula mínima FM** indican solamente el número o cantidad de átomos de cada elemento químico que forman la sustancia, pero ninguna de las dos fórmulas químicas anteriores indica si los átomos unidos forman una especie o partícula (molécula poliatómica). **No siempre** átomos unidos se combinan formando moléculas poliatómicas de otra sustancia.

Cuando se desea indicar que la fórmula química FQ es la fórmula de una sustancia compuesta que *no está formada por moléculas*, la fórmula química se llama **fórmula unidad FU**. Varias sustancias inorgánicas compuestas no forman moléculas. La *fórmula unidad es siempre una fórmula mínima, pero al llamarla fórmula unidad se señala que no existe una molécula o especie molecular con la fórmula mínima indicada.*

Un ejemplo es la sal común que es un cuerpo sólido iónico compuesto, su fórmula unidad es: **NaCl (s)** (cloruro de sodio), el cloruro de sodio o sal común está formado por átomos de **Na** que pierden 1 e-, iones (cationes) **Na⁺** y átomos de Cl que ganan 1 e-, iones (aniones) **Cl⁻**. Estos iones unidos (uniones entre átomos) forman la sal común sólida (cuerpo sólido iónico compuesto), **no existe la molécula NaCl**.

La fórmula unidad se puede indicar **Na⁺Cl⁻**.

4.3.3. Fórmula molecular o verdadera FV

La molécula mono o poliatómica de una sustancia simple o compuesta, partícula o especie que se puede identificar y contar, se indica mediante la fórmula molecular o verdadera, *la fórmula verdadera FV expresa la composición atómica simbólica de la molécula*. La fórmula verdadera FV es un múltiplo entero de la fórmula mínima FM:

Fórmula verdadera FV = k. Fórmula mínima FM (k = 1, 2, 3...) CONTAR

Masa fórmula verdadera = k. Masa fórmula mínima (k = 1, 2, 3...) MEDIR

Los cuerpos gaseosos o vapores simples o compuestos están formados siempre por moléculas mono o poliatómicas (partículas sin unir), si se conoce la fórmula química de un cuerpo g – v es siempre su fórmula verdadera (no es la fórmula mínima).



Ejemplos: H_2O (v), Fe (v), O_2 (g), N_2 (g), dióxido de C CO_2 (g). metano CH_4 (g) , Ar (g) , amoníaco NH_3 (g), monóxido de C CO (g), Pb (v).

Las fórmulas químicas anteriores son fórmulas verdaderas, especies moleculares mono o poliatómicas que *existen libres o aisladas* y que se pueden contar.

Todas las sustancias simples son moleculares, la fórmula verdadera es desde $k = 1$: monoatómicas, por ejemplo, **Fe, Ar**; biatómicas: O_2 ; triatómica O_3 ; otras FV; **P₄, S₈**.

Los cuerpos (l) o (s) monoatómicos, por ejemplo, **Fe (l), C (diamante) no son macromoléculas**, no se forma otra partícula o especie que se puede contar.

Se señala que con cualquier fórmula química (y las masas atómicas químicas) se puede calcular la composición centesimal de una sustancia compuesta.

4.4. Mol. N_A : número de Avogadro

Los conceptos de mol y número de Avogadro son fundamentales en las operaciones de contar y medir.

Se define **especie** a una partícula o sistema que se puede identificar y por lo tanto contar. En Química, cada especie pertenece a una sustancia y tiene una fórmula química.

Se adopta que la masa de 1 átomo aislado A_tA (masa atómica física) es aproximadamente la que se indica en la tabla periódica, aunque ésta es la masa atómica química.

Si el elemento químico no tiene isótopos, la masa atómica química = masa atómica física. En el Suplemento de Datos: **1 libra (lb) = 0,454 kg; 1 uma = Da = 1,6606 · 10⁻²⁷ kg; 1 mol de especies = N_A especies = 6,022 · 10²³ especies.**

A continuación, se muestra una tabla donde se existen ejemplos de contar y medir. Es importante completar la tabla mediante cálculos.



Especie	Contar	Medir masas		masa atómica física Da	Masa de	Masa de
		Kg	Lb		1 docena Kg	1 mol g
Persona	1	70,20	154,63		842,4	
Municiones	1	0,0025	0,0055		0,030	
Átomo H	1			1,008		1,008
Átomo O	1			15,999		15,999
Molécula O ₂	1			31,998		31,998
Molécula H ₂ O	1			18,015		18,015

4.4.1. Masa o cantidad de sustancia. Masa Molar (MM)

La masa de un mol de átomos es el número de Avogadro de átomos (**N_A átomos**), es la masa en gramos del cuerpo simple (formado por un único elemento químico) cuyo valor es igual a la masa atómica química de dicho elemento químico:

$$1 \text{ mol de átomos} = N_A \text{ átomos} = \text{Masa Atómica Química MAQ g}$$

La **masa molecular** es la masa de 1 molécula mono o poliatómica, *cuando existe y se puede identificar y contar, de una sustancia simple o compuesta*, es la suma de las masas atómicas químicas de los átomos que la forman:

$$1 \text{ Molécula (fórmula verdadera)} = \Sigma \text{ Átomos unidos} \quad \text{CONTAR}$$

$$\text{Masa molecular (FV)} = \Sigma \text{ Masas Atómicas Químicas Da} \quad \text{MEDIR}$$

La masa de un mol de moléculas mono o poliatómicas, el número de Avogadro de moléculas (**N_A moléculas**) se llama **masa molar MM**, es la masa medida en gramos de un cuerpo molecular simple o compuesto cuyo valor es igual a la masa molecular en Da:



Masa molar MM = Masa N_A moléculas = Masa Molecular (FV Da) en g

En los casos en que no existe la molécula mono o poliatómica por supuesto que no se puede medir la masa de una molécula, se llama “**masa molar MM**” a la masa medida en gramos del cuerpo simple o compuesto cuyo valor es igual a la masa de la fórmula unidad FU en Da (también se llama “**mol - formular**”):

“MM” = fórmula unidad Da en g = mol formular

Se señala que 1 mol de una sustancia iónica no molecular (“masa molar MM”) contiene 1 mol de cada ión que la constituye.

4.5. Problemas de aplicación

En los problemas se aplican los conceptos de:

- * fórmulas químicas (fórmula mínima, fórmula unidad, fórmula verdadera).
- * composición centesimal.
- * masa molecular; masa de un mol de moléculas (MM) y mol formular.
- * relación entre las masas de los elementos químicos (ley de Proust).
- * número o cantidad de moléculas, número de átomos, mol

4.6. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Descubrimiento de los gases nobles

La historia del descubrimiento del Argón proporciona una interesante ilustración de la importancia que tiene considerar las menores discrepancias en las investigaciones científicas.

Durante cien años se creyó que el aire atmosférico constaba, aparte de pequeñas cantidades variables de vapor de agua y de dióxido de carbono, únicamente de oxígeno (21 % en volumen) y nitrógeno (79 %).

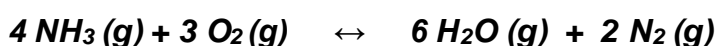




En 1785, Henry Cavendish investigó la composición de la atmósfera. Mezcló oxígeno con aire y después hizo saltar una chispa en la mezcla para formar óxidos de nitrógeno, que se disolvían en una solución alcalina que estaba en contacto con el gas. La chispa se mantenía hasta que dejaba de producirse disminución de volumen, y después se eliminaba el oxígeno del gas residual por tratamiento con una disolución de un sulfuro.

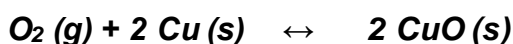
Encontró que, después de este tratamiento, solo una pequeña burbuja de aire permanecía sin absorber, no más de 1/120 del aire inicial. Aunque Cavendish no insistió sobre este punto, parece ser que los químicos supusieron que si la chispa se hubiera continuado durante más tiempo no habría quedado residuo y, por tanto, el experimento de Cavendish fue interpretado como prueba de que solamente existían oxígeno y nitrógeno en la atmósfera.

En 1894, Lord Raileigh comenzó una investigación para la determinación cuidadosa de las densidades de los gases hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Para preparar nitrógeno mezcló aire seco con un exceso de amoníaco NH_3 y pasó la mezcla sobre cobre calentado (catalizador). En estas condiciones, el oxígeno reacciona con el amoníaco según la reacción:



El exceso de amoníaco se eliminó, haciendo burbujear el gas a través del ácido sulfúrico. El gas que resulta, después de secado, sería nitrógeno puro que proviene, en parte, del amoníaco y en parte, del aire. Se determinó la densidad del gas.

Otra muestra de nitrógeno se obtuvo simplemente haciendo pasar aire a través de cobre calentado al rojo, que eliminó el oxígeno por combinación para formar óxido de cobre:



Cuando se determinó la densidad de este gas, se encontró que era aproximadamente un 0,1 % mayor que la del obtenido de la mezcla de amoníaco y aire. Con el fin de investigar esta discrepancia, se obtuvo una tercera muestra de nitrógeno mezclando amoníaco y oxígeno puros. Se observó que esta muestra de nitrógeno tenía una densidad un 0,5 % menor que la de la segunda muestra.



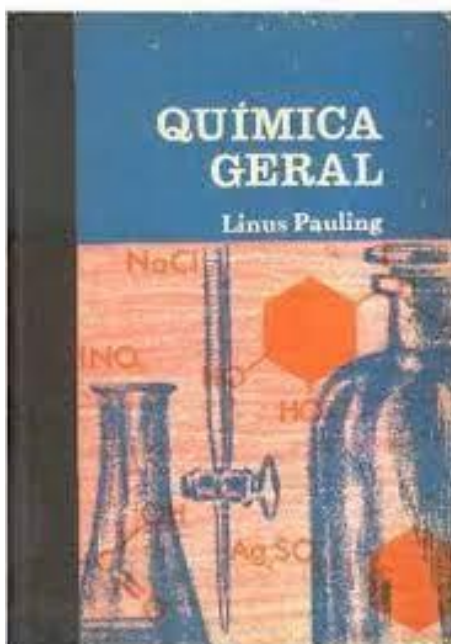
Posteriores investigaciones demostraron que el N preparado enteramente a partir del aire tenía una densidad un 0,5 % mayor que la del nitrógeno obtenido exclusivamente a partir de amoníaco o por cualquier otro procedimiento químico, como por ejemplo mezclando disoluciones de cloruro amónico NH_4Cl y de nitrito sódico NaNO_2 :



El nitrógeno obtenido del aire se encontró que tenía una densidad $D = 1,2572 \text{ g / L}$ a 0°C y 1 atm , mientras que el obtenido por métodos químicos tenía $D = 1,2505 \text{ g / L}$.

Lord Rayleigh y sir William Ramsay repitieron entonces los experimentos de Cavendish, y demostraron por análisis espectroscópico que el gas residual no era N, sino un nuevo elemento químico inerte y lo llamaron Argón.

Después se descubrieron otros gases nobles.



Linus Pauling, **Química General**, Ed. Aguilar, Madrid, 1971.



CAPÍTULO 5. CONOCIMIENTOS BÁSICOS II

5.1. Generalidades

Pertenece a la especie *Homo sapiens* que interacciona con el medio ambiente y detecta, por medio de sus cinco sentidos, vista, oído, gusto, olfato, tacto, características del Universo, por ejemplo, luz, cuerpos, calor, sonido, olores, sabores, textura.

El Cosmos o Universo tiene una gran cantidad de componentes con distintas características que los sentidos no detectan directamente y son detectables por otros medios, *cada nueva forma o método de detección descubre características y propiedades del Universo*, algunas veces supuestas previamente y otras no imaginadas.

DetECCIÓN significa observación y conocimiento (*directo o indirecto*).

En el cap. 1 se desarrollaron conceptos básicos fundamentales.

Los cuerpos están constituidos por **materia**, la cantidad de materia se llama *masa*. Los tipos o clases de materia *según propiedades intensivas macroscópicas y microscópicas químicas y físicas* se llaman **sustancias**.

Un componente fundamental del Universo son las radiaciones electromagnéticas, la parte visible por el ojo humano (luz) es desde el color rojo hasta el violeta. Otras radiaciones electromagnéticas son invisibles, por ejemplo, radiaciones ultravioletas UV, infrarrojas IR, rayos X, ondas de radio y televisión. Las radiaciones electromagnéticas tienen energía, la piel detecta una parte no visible porque se transforma en calor, por ejemplo, las ultravioletas e infrarrojas. Actualmente se acepta que las radiaciones electromagnéticas tienen comportamiento dual según como se interactúe con ella: **onda y partícula**.

*La clasificación de sistemas en **onda o partícula** fue aceptada por la ciencia hasta principios del siglo XX y se llaman Ciencias Clásicas*. La naturaleza y comportamiento del Universo y sus componentes es muy compleja. Materia y energía son propiedades fundamentales del Universo, parcialmente conocidas y comprendidas por observación, estudio, análisis de la Naturaleza, lo que constituye las **Ciencias Naturales**



*Las Ciencias Naturales estudian objetivamente el Cosmos, estudio objetivo o cuantitativo significa aplicación del **método científico** con mediciones experimentales y fundamentación matemática.*

5.2. Ciencias Naturales. Química y Física

De todas las ciencias de la Naturaleza *nos interesan la Química y la Física* que estudian la Naturaleza y el Cosmos, observando y analizando científicamente, por ejemplo, propiedades, fenómenos químicos y físicos (la Química y la Física son omnipresentes).

Fenómeno es un cambio que se detecta en un sistema a través del tiempo.

Si durante el fenómeno no hay cambio en las sustancias, es un *fenómeno físico*. Si hay cambio en las sustancias del sistema, es un *fenómeno químico*.

Física: estudia los estados y características de la materia, energía, y sus interacciones.

Química: estudia las sustancias, su estructura, propiedades, interacciones y transformaciones. En los fenómenos químicos también hay, en general, fenómenos físicos, por ejemplo, interconversiones de energía.

No se debe omitir que se estudia una parte de un todo conocido o desconocido.



5.2.1. Reflexiones sobre la enseñanza de la Física y la Química



Este apartado ha sido tomado literalmente del libro *Enseñar ciencias en su forma natural. Reflexiones latinoamericanas* referenciado como: Colectivo de Autores (2022). *Enseñar ciencias en su forma natural. Reflexiones latinoamericanas*. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0034-0. DOI:

<https://doi.org/10.51736/ETA2022TU3>.

Para la enseñanza de la Química y Física, en cualquiera de los niveles educativos, hay que tomar en consideración, en mi opinión, dos cuestiones fundamentales: la aptitud de los estudiantes y profesores y la calidad de los libros de texto. Durante años he estado trabajando en algo a lo que denomino Proyecto Aptitud. Este proyecto es una propuesta pedagógica para la selección, secuencia, calidad y cantidad de los contenidos de asignaturas de Ciencias Naturales, en especial de la Física y la Química.

Un concepto fundamental es que los temas de Ciencias Naturales tienen una complejidad creciente que permiten un análisis lógico de la selección, secuencia, calidad y cantidad, además los contenidos se deben realizar con muchas precauciones para evitar desarrollar conocimientos que al avanzar en las disciplinas son contradictorios, incorrectos o invalidados por conocimientos omitidos. El criterio fundamental del trabajo es realizar la selección de los contenidos según las aptitudes evaluadas por un test de coeficiente intelectual. Aplicando la propuesta, se han confeccionado dos libros: Química Básica y Química Física Básica, los cuales se utilizan en la carrera de Física para la formación de profesores en Cuba y que se encuentran en estos momentos en fase de publicación.

Durante las actividades docentes de Física y Química en la Escuela Media y Universitario Inicial, tanto en Argentina como en Cuba, se detectan en los alumnos



graves deficiencias en los conocimientos conceptuales. Los contenidos oficiales son, por lo general, ilógicos, caóticos y, en general, se omiten conocimientos. El concepto de omisión, lo desarrollo, junto al Dr. Jorge Luis Contreras Vidal, en el libro titulado: La Teoría de la Omisión y su impacto en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la física y en la ponencia titulada Teoría de la Omisión (TOMs): propuesta pedagógica para abordar temas, presentada en el IX Congreso Internacional “Didácticas de las Ciencias”, celebrado en la Habana, Cuba.

Omitir el desarrollo histórico de conceptos, principios, leyes, teorías y modelos en los libros de textos de Física y Química, puede traer como consecuencia que en el proceso de enseñanza-aprendizaje de estas disciplinas, aparezcan ideas o concepciones alternativas, tanto en profesores como en estudiantes. En tal sentido, al tratar el tópico de los libros de textos y otros materiales didácticos con graves errores conceptuales...se plantea lo siguiente:

a) Las concepciones alternativas relacionadas con el hecho de que en el texto no se ofrezca ninguna información con el propósito de cambiarla o que se brinde de forma incompleta.

b) Los modelos, ecuaciones y teorías refutadas, pertenecientes a la historia de las ciencias, se tratan de manera simplista, como algo ya pasado, sin tener en cuenta que también algo similar a esos modelos, ecuaciones y teorías pueden estar en la mente de los estudiantes.

c) Existen profesores que tienen las mismas ideas alternativas que sus estudiantes o que sencillamente desconocen este problema, con lo cual no pueden detectarlas en los estudiantes y por lo tanto tampoco son capaces de ayudarlos a superarlas.

En este aspecto, Carrascosa (2015), hace énfasis en que los profesores, además de poseer una formación científica adecuada, deben conocer la historia de la ciencia que imparten. No es menos cierto que existen ideas alternativas en los estudiantes que coinciden exactamente con ciertas ideas que se desarrollaron en determinados periodos de la historia de la ciencia.

Al respecto, Carrascosa destaca ejemplos como los relacionados con la física aristotélico- escolástica, el calórico, el flogisto, las ideas de Lamarck, el vitalismo, entre otras, que los profesores deben conocer para que sean receptivos cuando en su clase surjan ideas que relacionen la fuerza con la velocidad, el calor con una



sustancia -o con una energía-, así como dificultades respecto a la comprensión de la constancia de la masa en determinadas transformaciones, entre otras. Ello les ofrecerá la posibilidad de tener mejores elementos de juicio para comprender la persistencia de dichas ideas y plantearse su proceso de cambio hacia las que trata de enseñar.

Las ideas alternativas en los estudiantes, de acuerdo a Carrascosa (2015), no constituyen unas cuantas ideas dispersas, sino que, en general, se hallan integradas en la mente del sujeto como verdaderos esquemas conceptuales, dotados de una cierta solidez y coherencia interna. Estos esquemas ya no son vistos como errores o algo negativo, sino como estructuras cognitivas que interactúan con la información que llega desde el exterior y juegan un papel esencial en el aprendizaje. En tal sentido, las omisiones de contenidos en los libros de texto de Física y Química, no solo conllevan a la comisión de errores conceptuales y a la aparición de ideas alternativas, sino también crean una falta de motivación hacia el estudio de la física y la química, cuestión que cada día es más evidente en Cuba, Argentina y otros países, tanto en la enseñanza secundaria como preuniversitaria, con énfasis en aquellas carreras donde se forman “físicos y químicos puros” o profesores de estas ciencias, lo cual se hace evidente al ver cuán deprimidas están las matrículas en la universidades. Por tanto, las omisiones ya referidas dan al traste con el desarrollo adecuado de una cultura científica en estudiantes y profesores, así como al establecimiento de asociaciones contradictorias en la estructura cognitiva de estos.

La TOfs propone que la información, conocimientos y conceptos que se desarrollan en los libros de texto no deben ser contradictorios, incoherentes o invalidados por los que se omiten. En muchos temas, el efecto de lo omitido en la información desarrollada provoca su incomprensión, cambia su significado y/o interpretación, demuestra que el análisis realizado es incorrecto. El concepto de la TOfs se aplica en ejemplos que son fundamentales para aclarar y comprender su significado.

En los ejemplos de física y química, un concepto, principio, ley, teoría o modelo se desarrolla desde un estado inicial (EI) en una dirección o secuencia de avance seleccionado, dicho avance es hasta un estado final (EF). En general, un concepto, principio, ley, teoría o modelo no termina en el EF, sino que continúa, o sea el desarrollo estado inicial-estado final es parcial.



Los conceptos, principios, leyes y teorías, durante el estado inicial-estado final deben ser coherentes con los omitidos o no desarrollados y enriquecerse en la medida que el desarrollo histórico de estos lo permita.

En consonancia con lo expuesto anteriormente, un objetivo fundamental de la TOfs es avisar, destacar, señalar que al abordar un concepto, principio, ley o teoría se deben tener muchas precauciones y que estos aspectos se abordan siempre teniendo en cuenta lo que se omite.

Es preciso señalar que durante las actividades y procesos de enseñanza-aprendizaje en el nivel medio y universitario, se han detectado conceptos, principios, leyes, teorías y modelos confusos o incorrectos que constituyen ideas previas de los estudiantes. Como conclusión de la tarea docente se considera que son consecuencia del tratamiento de los contenidos en forma incorrecta y de los conocimientos no desarrollados. Al analizar textos y artículos también se encuentran temas argumentados con características semejantes.

Por tanto, los ejemplos son esenciales para aclarar y comprender el concepto de la TOfs. En general, los temas seleccionados como ejemplos se describen y analizan en forma sinóptica.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de temas que, en general, no se abordan correctamente o son omitidos, los primeros son categorías generales de las ciencias y están referidos a sistemas, modelos y clasificación.

- *Sistema: Parte o porción del Universo que se elige para estudiar, el resto es el medio ambiente (MA).*

Para las Ciencias Naturales, el estudio de un sistema implica la aplicación del método científico, o sea, cualquier hipótesis, modelo o suposición, únicamente tiene validez y significado si es verificada o no es refutada por una experiencia cuantitativa (en las condiciones de la experiencia, las cuales siempre se deben indicar). En cualquier tema, explícita o implícitamente, se estudia o analiza un sistema.

- *Modelo: Hipótesis, suposición, teoría, propuesta sobre la estructura, constitución, propiedades, comportamiento, etc. de un sistema.*

Las experiencias cuantitativas (mediciones con desconfianza) son la única forma de verificación de un modelo y ninguna experiencia debe refutarlo, los resultados



experimentales deben ser coherentes con los que se obtienen o predicen con el modelo (método científico). Cada modelo justifica y/o explica algunas propiedades, comportamientos, fenómenos, etc. De un sistema, pero no otros ni todos y, por lo tanto, tiene un rango, límite, condiciones de validez o aplicación, incertidumbre o desconfianza conocida.

En temas subjetivos, los modelos son de alta desconfianza, ya que no predicen comportamientos o fenómenos. Los modelos son parciales, transitorios y con menor o mayor desconfianza o incertidumbre.

- *Clasificación: Para proponer la clasificación de un sistema es imprescindible previamente definir y explicitar propiedades o características del sistema en estudio y luego indicar las usadas o elegidas para realizar la clasificación.*

Luego, clasificar implica inevitablemente conocer, identificar propiedades del sistema. Un ejemplo de clasificación básica importante de los sistemas es según el intercambio de masa y energía con el medio ambiente: aislados, cerrados o abiertos. Otro ejemplo es el sistema cerebro: los mecanismos del cerebro son, hasta ahora, desconocidos e indescifrables, por lo tanto, no se pueden identificar y clasificar (deducción, asociación, y otros)

Se sostiene, que en el análisis realizado de los libros de física y química por los cuales estudian los profesores y estudiantes, se ha podido constatar que existen contenidos esenciales que han sido omitidos, lo cual va en detrimento de la motivación, en el desarrollo de una cultura y educación científica adecuada y en el establecimiento de asociaciones contradictorias en la estructura cognitiva de los estudiantes. La omisión de estos contenidos lleva, por tanto, a que la enseñanza de determinados temas no sea todo lo eficiente que puede ser y que el aprendizaje no alcance la riqueza necesaria que debe poseer.

Por ello, es indispensable lograr que los contenidos que se omiten en los libros de física y química no hagan que aquellos que se desarrollan en las clases sean contradictorios, incoherentes o invalidados por estos. De lo contrario, dicha situación puede acarrear ideas alternativas, errores conceptuales y confusión en los contenidos recibidos.

El bachillerato o preuniversitario cubano y argentino, los libros de texto de estas asignaturas, por lo general no cuentan con desarrollos históricos que conlleven a una



comprensión profunda de los conceptos, principios, leyes, teorías y modelos físicos y químicos. Esta razón hace verdaderamente difícil encontrar estudiantes que, luego de recibir Física y Química y de aprobarlas, puedan realizar análisis críticos acerca de determinados problemas sociales y filosóficos de la ciencia, dados alrededor de un descubrimiento científico.

Lo anterior, por supuesto, causa dificultades en el aprendizaje, creando muchas veces concepciones alternativas, muy difíciles luego de poder romper, las cuales conllevan a errores conceptuales muy graves en los alumnos y hasta en los docentes... Si el qué enseñar es un rompecabezas con omisiones, el cómo hacerlo es ineficiente y/o inútil. También en los libros, en general, la selección, secuencia, calidad y cantidad es ilógica, con errores y omisiones...

5.3. Contar o medir. Magnitud. Nociones de Estadística

Una propiedad identificada (*evaluación cualitativa*) se compara con una unidad patrón arbitraria y convencional [u] de la misma clase que tiene un nombre, el número que resulta de la comparación o relación propiedad / unidad patrón es el valor numérico de la propiedad en la unidad elegida [u] (*evaluación cuantitativa*) Se han elegido unidades patrones fundamentales: Sistema Internacional (SI) (Lect. Complementarias Cap. 5).

$$X = \text{Propiedad} / \text{Unidad patrón [u]} = \text{Número [valor] [u]}$$

No se debe omitir que el número, valor numérico, cantidad, indica el resultado del proceso de medición.

Se desarrollan **nociones de estadística** con el objetivo de conocer el significado de los resultados de las mediciones experimentales de propiedades de un sistema.

Una (1) medición: *Cuando se realiza una **única medición de una propiedad**, el valor (Xi) se expresa en **cifras significativas**, que son todas las cifras conocidas más la primera incierta, que es **la última cifra leída**.*

Para una medición directa, el valor depende de la unidad elegida y del *límite de apreciación* del instrumento usado, el cual es la mínima división o última cifra leída (eventualmente, puede ser la mitad de la mínima división).



Si un valor está expresado en cifras significativas tiene una Incertidumbre Absoluta **(I.A.) de +/- una unidad del último dígito indicado**. La I.A. está relacionada con el límite de apreciación del instrumento usado (y del proceso de medición).

Se define la incertidumbre relativa: **$I.R. = I.A. / X_i$**

Si la medición es indirecta, o sea se realizan cálculos entre mediciones directas para obtener el valor, éste se expresa con cifras significativas según:

- para sumas y restas, con igual I.A. que la mayor I.A.
- para productos y cocientes, con igual I.R. que la mayor I.R.

Cuando el valor de una propiedad es el resultado de una única medición, el valor numérico es una estimación puntual de alta desconfianza.

Ene (n) mediciones: *La desconfianza del valor (X) de una propiedad se disminuye aumentando el número de mediciones (3 o más) y el valor se expresa aplicando Estadística mediante los conceptos de **valor más probable y desviaciones**.*

Cuando se realizan **n** mediciones ($X_i = n$), **n** es el tamaño de la muestra, **X** es el valor más probable, **s** es la desviación de una medición y **s_x** es la desviación del valor más probable. Si las desviaciones son accidentales (no sistemáticas):

- el valor más probable **X** es la media aritmética de las **n** mediciones: **$X = \sum X_i / n$** .
- la desviación **s** es la raíz cuadrada del promedio de la suma de los cuadrados de **X - X_i**. Indica la **precisión del proceso de medición**, no depende de **n** y permite evaluar la probabilidad del resultado de la medición siguiente (**n + 1**): **$s = [\sum (X - X_i)^2 / n - 1]^{1/2}$**
- **s_x** es la desviación del valor más probable. Indica la **precisión del valor más probable X** y disminuye al aumentar **n**: **$s_x = s / n^{1/2}$**

* El **valor exacto** de una propiedad es, en general, desconocido, pero se acepta que es el valor promedio del máximo de mediciones posibles (repetidas o reproducidas), como mínimo 3 (*Valor más probable*).

* **error absoluto:** es la diferencia en valor absoluto entre un valor y el que se adopta como "exacto": **$E.A. = | X - X_i |$**

* **precisión** significa que el valor de una medición (**X_i**) se repite, *pero no que es "exacto"*.



* **error relativo porcentual:** $E\% = (E.A / X) 100$

* **coeficiente de variación:** $C.V = s / X$. Indica la precisión relativa.

* **calibrar** significa comparar un proceso de medición con otro que se adopta como patrón (o más confiable).

La expresión correcta del resultado de **n** mediciones con los límites de confianza es:

$X \pm t \cdot s_x$. Cuando no es necesario expresar el valor en forma rigurosa, $t = 1$.

Aplicación de la Estadística a la “Ciencia Social “: si hay 100 personas y 50 comen cada un 1 pollo, la estadística dice que se comen 0,5 pollos por persona, *pero 50 personas no comieron*.

El valor obtenido al medir una propiedad es distinto según la unidad usada y siempre con desconfianza o incertidumbre.

El número o cantidad que resulta de contar directamente especies identificadas es siempre entero, exacto, sin incertidumbre, y el valor es único:

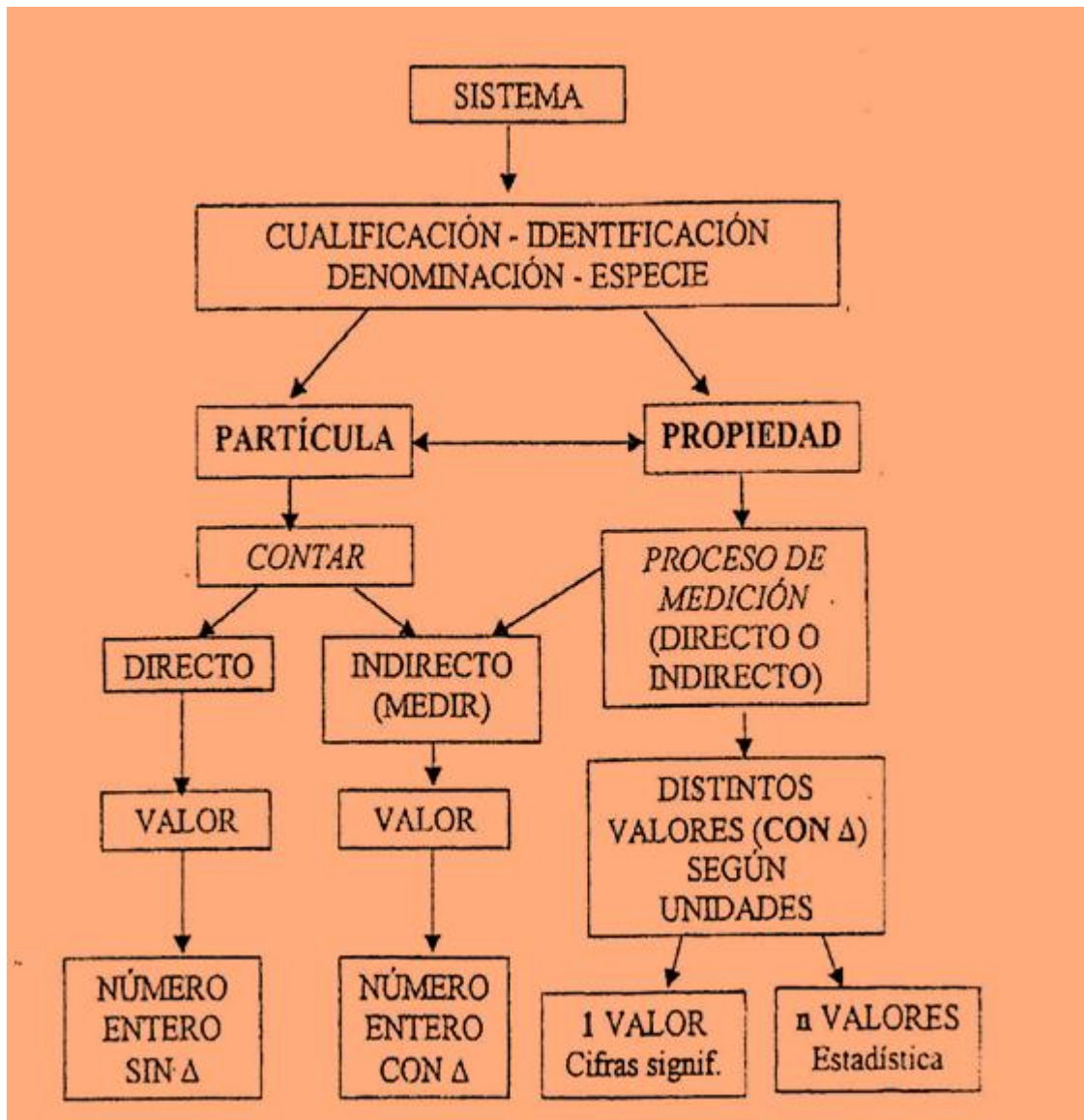
$X = \text{No. (entero) especies}$

*Definimos **especie** cómo cualquier sistema, cuerpo, objeto que se identifica (con un nombre) y se puede contar directamente y/o indirectamente (medir).*

Una magnitud no tiene significado si no se expresa con un número, valor o cantidad, la unidad correspondiente y la desconfianza o incertidumbre.



A continuación se muestra un esquema sobre los conceptos de **contar y medir**.



“**EXACTO**”: valor más probable

PRECISO: que se repite, pero no exacto

LÍMITE DE APRECIACIÓN O DETECCIÓN: sensibilidad

5.4. Método científico

Método científico significa estudiar un sistema, en general según la siguiente secuencia: *observación, análisis cualitativo, clasificación, análisis cuantitativo, hipótesis o modelo fundamentación matemática, ley natural, verificación experimental.*

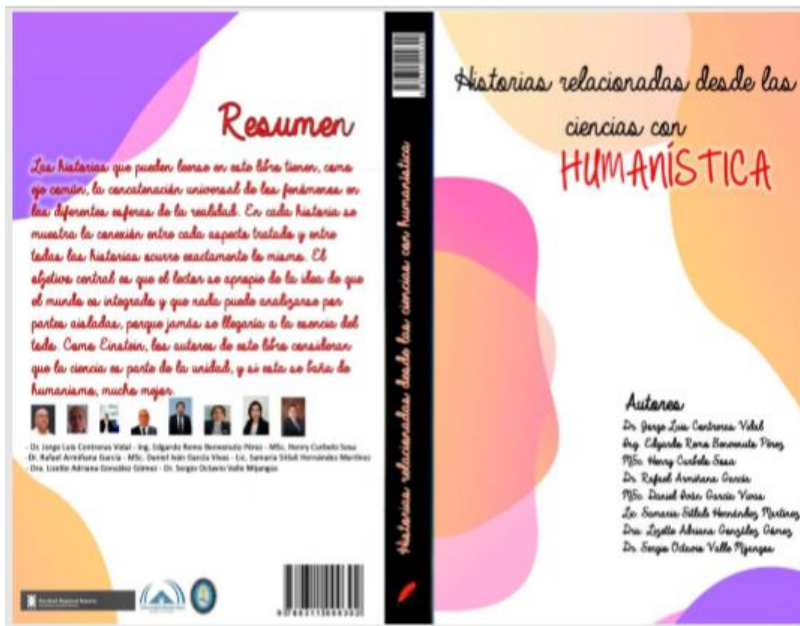


La etapa fundamental del método científico es la **verificación experimental con mediciones (cuantitativa)**. El método científico es *hipotético, experimental, deductivo*.

Una **ley natural** es una ecuación matemática que expresa una relación entre magnitudes. Cualquier aseveración, afirmación, ley natural que no se verifica experimentalmente con mediciones no tiene significado o sentido, es una hipótesis o modelo a verificar.

No se debe omitir el concepto fundamental de **modelo**: propuesta sobre un sistema parcial y transitoria, parcial porque se refiere a una parte del sistema, transitoria porque es válida mientras se verifica y no es refutado experimentalmente.

5.4.1. El método teórico, experimental y la observación. El método para defender ideas científicas

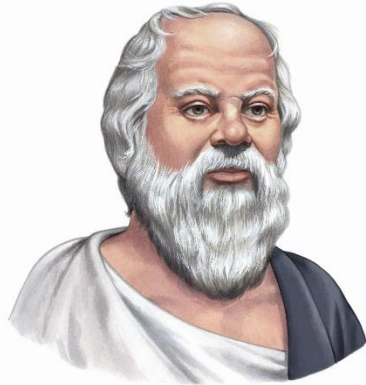


Este apartado ha sido tomado literalmente del libro *Historias relacionadas desde las ciencias con humanística* referenciado como: Contreras Vidal, J.L, et. al (2022). *Historias relacionadas desde las ciencias con humanística*. Editorial Tecnocientífica Americana ISBN: 978-0-

3110-0030-2. DOI: <https://doi.org/10.51736/ETA2022CS2>.



El método científico, sea teórico o experimental, es de esencial importancia en el desarrollo de la ciencia y, a la vez, de su enseñanza. Observar, experimentar, inducir, deducir, entre otros, tienen que ser utilizados en la realización de cualquier investigación y descubrimiento. Además de estos métodos, los científicos se valen de otros para defender sus criterios y resultados. El método disuasivo de Galileo y la duda razonada de Sócrates son dos de ellos. Todos estos métodos y su utilización se recogen en la historia de las ciencias.



Se debe notar que Sócrates tenía una estrategia a la hora de plantear determinados problemas para ser discutidos en presencia de los demás. Al estudiar los diálogos socráticos (Menón, Protágoras, Cármides, Fedón...) se pone de manifiesto que en ninguno de ellos se llega a nada. Siempre el lector se queda con la expectativa de cuál será la respuesta a las interrogantes planteadas. En todos ellos la ignorancia prima en cada final.

En todos sus diálogos, Sócrates utiliza la mayéutica. Este es el método a través del cual el maestro hace que el alumno, por medio de preguntas, descubra conocimientos. Mayéutica es una simple palabra que se traduce como obstetricia, es decir, la que se ocupa del parto o embarazo. La madre de Sócrates, Fenáreta, era comadrona.

Sócrates modificó el significado médico que tenía mayéutica y lo reorientó al ámbito filosófico. Mientras el significado real de mayéutica es «el arte de hacer nacer», Sócrates lo focalizó en «el arte de hacer nacer o arte de dar a luz (al humano pensador)». El estilo socrático es que, a base de preguntas, el receptor de ellas medite, y él mismo, encuentre la respuesta.

En el diálogo titulado el Menón, este y Sócrates discuten sobre qué es la virtud. Hay que leerlo para disfrutar y llegar hasta reírse de la manera en que Sócrates va envolviendo a Menón con sus argumentos, preguntas y respuestas, hasta llegar a confundirlo primero, y convencerlo después de que estaba equivocado, en cuanto a su noción de lo que es realmente la virtud. A continuación, puede leerse un pequeño escrito de este diálogo donde se manifiesta lo anterior.



Menón: ¿Podrás, Sócrates, decirme si la virtud puede enseñarse; o si no pudiendo enseñarse, se adquiere solo con la práctica; o en fin, si no dependiendo de la práctica, ni de la enseñanza, se encuentra en el hombre naturalmente o de cualquiera otra manera? Sócrates declara su ignorancia ante el tema de la virtud y entonces Menón le increpa:

Menón: No. Pero, ¿será cierto, Sócrates, que no sepas lo que es la virtud? ¿Es posible que al volver a nuestro país tuviéramos que hacer pública allí tu ignorancia sobre este punto?" Sin embargo, después de muchas más preguntas, respuestas y explicaciones de Sócrates hacia Menón, se llega a:

Sócrates: Sí, pues, ni los sofistas, ni los mismos hombres de bien son maestros de virtud, es claro que otros lo serán menos.

Menón: Es evidente.

Sócrates: Pero si no hay maestros, no puede haber discípulos.

Menón: Me parece lo que a ti.

Sócrates: Pero estamos conformes en que una cosa, que no tiene maestros, ni discípulos, no puede enseñarse.

Menón: Sí, estamos conformes.

Sócrates: Por ninguna parte vemos un maestro de virtud.

Menón: Es cierto.

Sócrates: Puesto que no tiene maestros, tampoco tiene discípulos.

Menón: Lo confieso.

Sócrates: Por consiguiente, la virtud no puede enseñarse.

Menón: No hay trazas de que pueda serlo, si nos damos por convencidos, como es preciso, por el resultado de este examen. Sin embargo, Sócrates; yo no comprendo que no haya hombres virtuosos; o si los hay, no entiendo de qué manera se han hecho tales...

Como puede notarse, el comenzar impetuoso de Menón hacia Sócrates acerca de lo que es la virtud, ha terminado con un Menón confuso, que no comprende ni entiende nada, a disposición de lo que diga y piense su interlocutor. Este método de la duda



razonada ha sido utilizado en el proceso de enseñanza-aprendizaje de algunas disciplinas, pero son intenciones aún muy pobres, y el método de Sócrates debería utilizarse con mayor frecuencia en las clases. Este método crea conflictos cognitivos que hacen que las mentes intenten resolverlo de manera activa y no hay mejor que la duda como fuente del conocimiento.

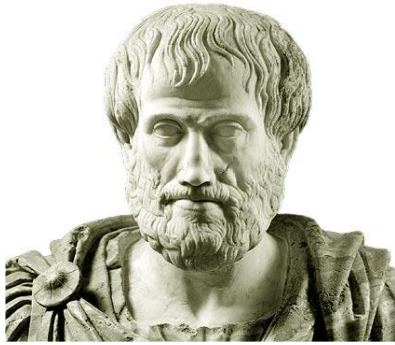
Debe notarse como, en el diálogo anterior, Sócrates utiliza la mayéutica, pero también la llamada ironía socrática, en la que el profesor simula ignorancia sobre lo que está enseñando, elogiando en un principio las cualidades de su interlocutor (estudiante) para, después, hacer comprender a este que lo que creía saber en realidad no lo sabe y que su conocimiento estaba basado en prejuicios o costumbres. Koyré, es quizás quien mejor define el método de Sócrates.

Con sus preguntas, insidiosas y precisas, con su dialéctica implacable y sutil, Sócrates no tarda nada en demostrarnos la debilidad de los argumentos de su interlocutor, la falta de fundamento de sus opiniones y la inanidad de sus creencias; pero cuando acorralado, se resuelve éste contra él y le preguntan a su vez Y tú, Sócrates, ¿Qué piensas de eso?, Sócrates se zafa: no es asunto suyo, dice, exponer opiniones ni formular teorías; su papel es el de examinar a los demás, y por su parte solo sabe una cosa: que no sabe nada... Sócrates era todo un sofista que utilizaba trampas dialécticas para embaucar a aquellos que enfrentaba, y por ello, el hecho de que solo sabe que no sabe, entraña una verdad solo a medias, porque sí sabe algo, y es que no sabe nada.

Este método utilizado por Sócrates se basa en la indagación y en la dialéctica para analizar y buscar la verdad, cuestiona todo aquello que se sabe o se asimila, elimina las pretensiones de certeza y busca detalles para llegar a un entendimiento general o a una comprensión más profunda de un tema particular.

Este método socrático en una clase se realiza a través de una cadena de preguntas y respuestas, gracias al cual el pensamiento del estudiante se incorpora por la acción del profesor en el proceso dialéctico que genera el debate. Las preguntas tienen que estar concatenadas, no aisladas, de lo contrario el método señalado no daría sus frutos. El diálogo tiene que darse en la concatenación de los conceptos.





Por su parte, Aristóteles, utilizaba un método que se le conoce como los peripatéticos y a la escuela fundada bajo este método se denominó Escuela Peripatética. Todas las ciencias, ya sean naturales o sociales están conectadas al mundo exterior, a todos los tipos de movimientos, al mecánico, al físico, al químico, al biológico y al social, ello es esencial. La utilización del método de los peripatéticos, utilizado por Aristóteles, es muy útil en el afán anterior.

Que el profesor utilice ambientes de aprendizaje no formales (la calle, el barrio, el campo) con sus alumnos y que les pregunte por qué el cielo es azul, por qué se despeina el pelo, por qué el arcoíris tiene colores, por qué iluminan las estrellas, por qué los seres humanos son tan inconformes, entre otras cuestiones. Las respuestas que el profesor logre obtener del estudiante podrán distinguirse de la simple lógica y despertarán el interés y los alumnos logran motivarse.

La escuela anteriormente mencionada, tomaba como ambiente de aprendizaje al jardín que poseía, por los que paseaban tanto el profesor como sus alumnos, reflexionando sobre la vida, filosofando sobre la misma y sobre la naturaleza en su conjunto. Aristóteles fue discípulo de Platón en la Academia de Atenas y, a la vez, fue maestro de Alejandro Magno. Fue quien fundó el Liceo en Atenas.

En la Academia de Platón se trabajaba sobre el razonamiento deductivo y la representación matemática; mientras que en el Liceo de Aristóteles se trabajaba en base al razonamiento inductivo y la descripción cualitativa. La interacción entre estos dos enfoques distintos de la ciencia ha llevado a la mayoría de los avances posteriores.

Aristóteles siguió a Platón al considerar que el conocimiento abstracto, en este caso el de las matemáticas, es superior a cualquier otro, pero discrepó en cuanto al método apropiado para alcanzarlo. Aristóteles mantenía que casi todo el conocimiento se deriva de la experiencia, ya que este creía más en el conocimiento de la naturaleza y en la física especialmente.

Aristóteles (384-322 a. C), como muchos de sus contemporáneos, estaba fascinado por la potencia del método lógico deductivo, que él mismo contribuyó a fundamentar, absolutamente convencido de su capacidad para obtener resultados verdaderos a



partir de principios verdaderos. Por ello, una vez fijadas unas verdades autoevidentes de partida (obtenidas usualmente por la observación y la inducción), los resultados obtenidos serán ciertos sin ninguna duda y, por tanto, no hace falta confrontarlos con la realidad. Ciertamente, Aristóteles no explicitó este argumento, y muchas veces (aunque no siempre) intentó justificar sus deducciones apelando a hechos observables concretos. Pero la enorme influencia de Aristóteles en los pensadores posteriores hizo que en muchos casos desdeñaran comprobar sus deducciones por la experimentación. Solo así se puede explicar la gran cantidad de teorías absurdas sobre distintos aspectos de la realidad, discutidas y aceptadas en los siglos posteriores que, con una simple observación, con más información e instrumentos de medición más precisos que los que disponía Aristóteles, hubieran quedado desechadas....Debe destacarse que, esencialmente, los métodos y resultados científicos modernos aparecieron en el siglo XVII gracias a Galileo al combinar las funciones de erudito y artesano. A los métodos antiguos de inducción y deducción de Aristóteles y Platón, este añadió la verificación sistemática a través de experimentos planificados, en los que empleó instrumentos científicos de invención como el telescopio, el microscopio o el termómetro. A finales del siglo XVII se amplió la experimentación, el matemático y físico Evangelista Torricelli empleó el barómetro; el matemático, físico y astrónomo holandés Christiaan Huygens usó el reloj de péndulo; el físico y químico británico Robert Boyle y el físico alemán Otto von Guericke utilizaron la bomba de vacío. Todo lo anterior es recogido en la historia de las ciencias. Debe destacarse que:

...la Historia de las Ciencias, permite llegar a una comprensión más humana y exacta de la naturaleza del conocimiento del cual se trate, ya sea físico, químico, biológico, etc. A través del conocimiento profundo de la misma, se puede llegar a determinar el proceso mediante el cual se arriba a un concepto, principio, ley, teoría o modelo, con todos los errores y malas interpretaciones que le precedieron, evitando así, mediante la guía adecuada, que los estudiantes transiten por los mismos obstáculos que los científicos encontraron en el camino para concretar objetivamente estos contenidos.... La Historia de las Ciencias enseña que cada conocimiento científico alcanzado es obra del trabajo de muchos científicos en su conjunto, casi siempre desarrollado en diferentes etapas históricas, lo que demuestra que la ciencia funciona más como una empresa colectiva que como una empresa individual, además, nos enseña también

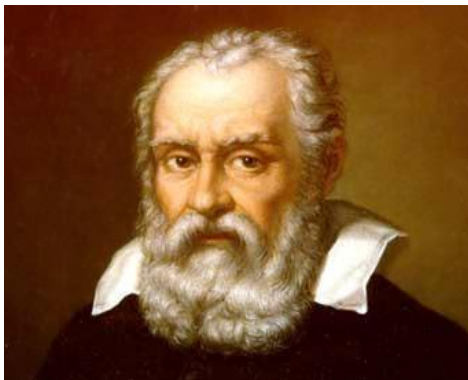


que los científicos trabajan en base tanto a las relaciones intradisciplinarias como interdisciplinarias que se establecen en una misma ciencia, o de esta con las demás, lo que se refleja en los productos tecnológicos, en la cultura general, en la sociedad, en fin, en todas las esferas del conocimiento... Como la Historia de las Ciencias la hacen los hombres y mujeres que se dedican a la investigación científica, pues cada conocimiento aportado es un conocimiento humanizado, con todas las complejidades que el mismo entraña, encontrado por la aplicación del método científico, lo que permite extrapolarlo al área de la educación, permitiendo esto el acercamiento a la forma de pensar y de actuar de los científicos, por parte de los estudiantes y profesores, lo cual es una fuente de formación de valores éticos...

Pero no solo se forman valores éticos a través del conocimiento de la Historia de las Ciencias, también se forman los conceptos, principios, leyes, teorías y modelos, de una manera más sólida en la estructura cognitiva de profesores y estudiantes, porque se estudian los mismos y se imparten desde la evolución que cada uno tuvo en el transcurso del tiempo; además, de esta manera se llega a la conformación del cuadro físico, químico, entre otros, del mundo... Cuando se estudia la Historia de las Ciencias se aprende que cada conocimiento nuevo, para ser aceptado, tiene que ser sometido a la mirada experimental, transcurriendo el camino de la contemplación viva, al pensamiento abstracto y de este a la práctica como criterio de la verdad. También se aprende con la misma, que la obtención de nuevos conocimientos no siempre recorre caminos fáciles, todo lo contrario, porque en ocasiones ha existido lucha y duras controversias, entre concepciones contrarias y entre científicos por la autoría de determinado descubrimiento... Del estudio de la historia de la ciencia se pueden encontrar los métodos científicos más utilizados y por quienes fueron puestos en práctica. Por ejemplo, Galileo, sin duda alguna, trabajó su ciencia bajo el método científico y le dio gran importancia a la relación entre la física y las matemáticas, además del valor que tiene el experimento en el estudio de la realidad. Sobre el papel de las matemáticas escribe en el Ensayador:



No se puede comprender el libro del Universo a menos que primero uno aprenda a comprender el alfabeto en que está compuesto. Está escrito en el lenguaje de las matemáticas, y sus caracteres son triángulos, círculos y otras figuras geométricas, sin las cuales es humanamente imposible comprender una sola palabra de él; sin ellos, uno vaga en un laberinto obscuro... Aunque Galileo era amante de las matemáticas, prefería considerarse mayormente como un <físico> que como en otras ocasiones hemos escrito, eran llamados <filósofos>, en aquel entonces. Lo escrito por él atestigua lo anterior: En cuanto al título de mi posición deseo que, en adición al título de matemático, Su Alteza anexe el de filósofo, porque puedo alegar que he estudiado filosofía durante más años que meses matemática pura...



Pero Galileo utilizaba también un método para persuadir a sus contrarios. Un ejemplo de ellos es lo que cuenta el canónigo Quarengo acerca de este.

Aquí tenemos al señor Galileo, quien a menudo en tertulias de hombres de mentalidad curiosa, hace razonamientos estupendos en torno a la opinión de Copérnico, que él cree verdadera. Razona a menudo entre quince o veinte invitados que lo atacan ardientemente, hoy en una casa, mañana en otra. Pero está tan bien fundamentado que se burla de todos ellos; y aunque la novedad de su opinión no deja convencida a la gente, demuestra que son vanos en su mayor parte los argumentos con que sus oponentes tratan de derrotarlo. El lunes, en particular, en casa de Federico Ghisilieri, realizó maravillosas hazañas; y lo que más me gustó fue que, antes de responder a los argumentos contrarios, los extendió y reforzó con nuevos fundamentos que parecían irrefutables, de suerte que, al demolerlos seguidamente, hizo que todos sus oponentes se vieran de lo más ridículos... El siglo XVII tuvo la dicha de contar con tres grandes hombres de ciencias que le dieron la misma importancia, aunque desde visiones diferentes al experimento y su valor, en fin, al método científico. El filósofo inglés Francis Bacon (1561-1626), el matemático francés René Descartes (1569-1650), y el físico italiano Galileo Galilei (1564-1642), de quien ya se ha estado hablando aquí.

La contradicción principal de la época del siglo XVII en la esfera de la ciencia consistía en que muchas ramas de las ciencias naturales estaban muy atrasadas respecto al



elevado nivel de los conocimientos tecnológicos. Los ingenieros y diseñadores necesitaban indicaciones científicas para guiarse con el fin de orientarse rápidamente en los procesos tecnológicos... Bacon caracterizaba el estado de la ciencia en este periodo histórico como:

Las ciencias que ahora nosotros tenemos, no son otra cosa sino la esencia de cierta combinación de cosas ya conocidas y no las vías de descubrimiento e indicación de asuntos nuevos. Si usted suprime de la historia natural, las fábulas, las observaciones referidas a la antigüedad, las discusiones vacías en la palabra, la filosofía y el adorno, usted se convencerá que ella se convierte en nada... La contradicción indicada se pudo resolver mediante la generalización científica de la experiencia técnica, las investigaciones experimentales y teóricas. Respecto al experimento se puede decir que los sabios del siglo XVII lo encaminaban hacia la elaboración y perfeccionamiento de los métodos de medición para la fabricación de nuevos aparatos físicos. Con relación a la teoría, los físicos del siglo XVII pudieron construir solo hipótesis cualitativas, a veces muy verosímiles, vivas, graciosas, pero que no daban una salida práctica. Ellos no sabían formular problemas teóricos, en forma matemática. Esa posibilidad apareció solamente con la salida en 1687 del libro de Newton <Los Principios Matemáticos de la Filosofía Natural>. De aquí, porque para la ciencia en este período lo principal era el desarrollo del método experimental... Está claro en la historia de las ciencias que fue Bacon uno de los que reconoció la contradicción de la ciencia vieja y de los nuevos descubrimientos.

Él comprendió que se necesitaba una nueva metodología. Para esto él pensó escribir la obra: <La gran restauración>, pero solo pudo realizar una parte bajo el nombre de <Novum Organum> (Nuevo Método) que salió en 1620... En esta obra Bacon indica lo infructuoso de las ciencias universitarias, su retraso respecto al progreso técnico, el cual <es como si adoptara cierto halito sorprendente, cada día crece y se perfecciona>, además este perfeccionamiento es ilimitado. Bacon considera que las causas del fenómeno anterior, fueron engendradas por una falta de concordancia entre la teoría y la práctica, por la contradicción entre el proceso técnico y la reverencia ante las autoridades (la doctrina de Aristóteles) ... Bacon considera que el llamamiento al patrimonio de los antiguos no puede eliminar esta falta de concordancia... Sobre lo anterior, Bacon dice que:



Sería vergonzoso para las personas, si las fronteras del mundo intelectual se quedaran en los estrechos límites de aquellos que fue descubierto por los antiguos, entonces como en nuestros tiempos se amplían infinitamente y se darían a conocer los límites del mundo material, es decir, la tierra, los mares, las estrellas>...luego dijo <que él veía el objetivo de la ciencia <en la creación de nuevos descubrimientos y bienes para la vida de la humanidad> ... El método de Bacon tiene como base el experimento. La ciencia se debe basar en el experimento y la práctica, construyendo de ellos alturas por el método de inducción, es decir, pasando de hechos particulares hacia la generalización. Estas generalizaciones son comprobadas nuevamente por el experimento y la práctica...Pero el mismo Bacon considera que la inducción es incompleta y no está perfeccionada sin el análisis teórico, sin la matemática. Él dijo: <avanza mejor la investigación natural cuando lo físico se termina en lo matemático>...El método del conocimiento admite junto con el método inductivo utilizar ampliamente el método deductivo...Su esencia consiste en que de una cantidad pequeña de principios generales se sacan diferentes consecuencias particulares. Este método surgió en la Grecia Antigua, pero por primera vez...fue aplicado a las ciencias naturales por...Descartes...en el libro <El razonamiento del método>...Descartes no negaba la inducción, él comprendía...la gran importancia del experimento como medio del conocimiento y criterio de la verdad... De acuerdo a lo anterior, Descartes escribe:

De aquí en lo adelante yo avanzaré más rápido o más lento en el conocimiento de la naturaleza en dependencia de cómo yo estaré en condiciones para realizar los experimentos. El experimento me da el material necesario para las premisas iniciales y comprueba la corrección de las conclusiones hechas...

Pero al mismo tiempo él resaltó el papel principal del análisis lógico y de las conclusiones correctas. Descartes concedió gran importancia a la utilización de la matemática en el desarrollo del método. El escribía: <Aquellas largas cadenas de las conclusiones, completamente fáciles, sencillas que utilizaban los geómetras para llegar a sus demostraciones más difíciles, me dieron el motivo para tener idea de que todas las cosas, que pueden ser objeto del conocimiento de las personas están entre sí en esta misma sucesión. De esta manera si se evita adoptar como verdadero algo que no lo es y se mantiene siempre el orden en el cual se deduce una cosa de otra, entonces no puede existir una verdad tan lejana que no sea accesible, ni tan secreta



que no se pueda descubrir>...De esta manera, según Descartes, aplicando las matemáticas se pueden lograr grandes éxitos en el estudio de la naturaleza... Hasta aquí se ha estado analizando el valor del método inductivo, deductivo, el experimento y el valor de la matemática en las investigaciones acerca del comportamiento de la naturaleza. A partir de ahora se centrará el análisis solo en el papel del experimento.

En *De Magnete*, el libro del inglés William Gilbert, éste destaca el hecho de la realización de experiencias y su importancia.

... En el descubrimiento de las cosas secretas y en la investigación de las causas ocultas, se obtienen razones más poderosas a partir de experimentos seguros que de las conjeturas probables y las opiniones de los especuladores filosóficos al uso... ¿Por qué he de someter esta noble e inadmisibile filosofía (puesto que comprende muchas cosas antes no oídas) al juicio de hombres que han jurado seguir las opiniones de otros? [...] Sólo a ustedes, filósofos verdaderos, mentes ingeniosas, los que buscan el conocimiento no sólo en los libros sino en las propias cosas, he dedicado estos fundamentos de la ciencia magnética —un nuevo estilo de filosofar... Tres siglos antes a Gilbert, Bacon escribió: La ciencia experimental no recibe la verdad de las manos de ciencias superiores, pues ella es el ama de las otras ciencias, que no son más que sus sirvientas...

Entre los investigadores de su época, Bacon concede los mayores elogios a Pedro Peregrino de Maricourt, quien fuera un estudioso francés del siglo XIII que realizó experimentos sobre magnetismo y escribió el primer tratado existente para las propiedades de imanes. Sobre él, Bacon escribe:

Lo que otros ven oscura y penosamente, cual murciélagos en el crepúsculo, él, maestro del experimento, mira a la luz del día. Merced al experimento adquiere conocimientos de las cosas de la naturaleza, tanto en la medicina como en la química; conoce, en verdad, todos los fenómenos del cielo y de la tierra... Aunque como puede destacarse, no corresponde a Galileo el haber inventado el arte de la realización de experiencias, no es menos cierto que si fue el primer científico que elevó la importancia de la realización de experimentos hasta límites insospechados.

Lo anterior puede patentarse, cuando el propio Galileo, de las lecturas de la obra *De Magnete*, de Gilbert, del cual fue un admirador, repitió casi todas las experiencias descritas por este en esa importante obra.



Alrededor de 1607, envió a su alumno, el joven príncipe Cosme de Medici, una piedra que había recogido en Venecia, de un peso de libra y media... En carta adjunta habla de otra piedra perteneciente a Sagredo: <Esta es de forma elegante y pesa unas 5 libras. He logrado que sostenga 5 ½ libras de hierro y creo que antes de salir de mis manos sostendrá más. Se requiere mucha diligencia para hallar los polos correctos de dichas piedras; es decir, aquellos puntos donde sus propiedades son más intensas y donde, por consiguiente, se manifiesta su fuerza sustentadora plena. Dicha fuerza sustentadora depende tanto de la calidad de la armadura como de la piedra misma. No todo pedazo de hierro de cualquier tamaño y forma puede ser sostenido por igual, sino que el acero bien hecho, de un tamaño y figura particulares, es atraído más fuertemente. Además, un cambio ligero en las armaduras respecto de sus posiciones correctas causa una gran variación en la fuerza sostenedora. En los últimos cuatro días he hecho arreglos de manera que la piedra sostiene ahora una libra más por encima del peso máximo que su dueño jamás la hiciera llevar, y espero, después de preparar algunos pedazos del más fino acero, que sostenga todavía más>... Describe entonces un caso curioso de lo que ahora se llama magnetismo superpuesto.

También he observado en esta piedra otro efecto admirable que no había hallado en ninguna otra; a saber, que el mismo polo rechaza o atrae al mismo pedazo de hierro de acuerdo con la distancia, Así, si se coloca una bola de hierro sobre una mesa lisa y nivelada, aproximadamente a una distancia de un dedo, la bola se aleja y se la puede perseguir a voluntad. Ahora bien, cuando súbitamente se retira la piedra hasta una distancia de unos cuatro dedos, la bola se mueve hacia ella y, con un poco de destreza, puede hacerse que la siga de un lado a otro... Finalmente, Galileo también pudo conseguir dicha piedra para el Príncipe Cosme, y en carta adjunto dirigida al Secretario Principal Belisario Vinta fechada el 3 de mayo de 1608 escribe:

Envío a Su Alteza la piedra imán que, después de muchos experimentos, por fin he logrado que sostenga 12 libras, o sea, más del doble de su peso... soy de la opinión de que su poder puede variar según la localidad con respecto a los polos del gran imán que es la Tierra; pues mientras que a lo largo de la línea equinoccial ambos polos tendrán potencias iguales, el uno puede resultar más potente que el otro en el hemisferio septentrional y viceversa en el meridional... Resultados como los obtenidos por Galileo, ya los había tenido el inglés William Gilbert.



En De Magnete, el filósofo inglés habla de una piedra (no se da el peso) que normalmente sostendría 4 onzas de hierro pero que, al ser recubierta de acero, podría sostener 12 onzas. <Con todo, nos dice Gilbert, la fuerza máxima de carácter combinante, o más bien fusionante, se ve cuando dos piedras, provistas de cubiertas de hierro, están unidas por sus extremos concurrentes (por lo común contrarios), de manera tal que se atraen y se elevan recíprocamente. De este modo se levanta un peso de 20 onzas, mientras que sin la cubierta cualquiera de las dos piedras solo atraería 4 onzas....Ahora bien, si Galileo hacía experiencias sobre lo que otros habían escrito y descubierto, es lógico pensar que también realizaba experiencias sobre sus propios descubrimientos. A continuación, se muestra lo anterior.

Respecto a la experimentación, Viviani...recoge la historia de cómo el joven Galileo, mientras asistía a una misa en la catedral de Pisa, se percató, utilizando los latidos de su propio corazón como cronómetro, de que la duración de cada oscilación de una lámpara que colgaba del techo era siempre la misma, independientemente de la amplitud de la oscilación, algo en lo que nadie antes de él había reparado y abría la posibilidad de usar un péndulo para medir el tiempo... Aunque esta historia se considera falsa o dudosa... También se cuenta que Galileo, para comprobar que los cuerpos más pesados no caían más rápidamente que los más ligeros, dejó caer desde la torre inclinada de Pisa dos esferas, una de madera y otra de hierro, y aquellos que observaban este experimento pudieron ver que las dos esferas chocaban contra el suelo en el mismo intervalo de tiempo. Al respecto, escribe Holton que <fue alrededor de 1590, mientras Galilei estaba en Pisa, cuando realizó un experimento público sobre las velocidades de pesos desiguales dejados caer desde el famoso Campanile de Pisa, aunque lo más probable es que la historia sea una leyenda>...Más adelante plantea: <... como la anécdota es tan ampliamente conocida y popularmente se admite como un experimento crucial en la Historia de la Física>... En el caso de que Viviani haya inventado la historia del experimento anterior y que los profesores de Física, como usualmente se hace, hablen de esta para motivar a sus estudiantes, por ello hay que hacerlo bien, sin omitir nada, y realizar un análisis de los documentos originales en los cuales se trate el tema. Un ejemplo de cómo debe efectuarse esta acción, es a través del análisis que hace Holton al escribir que: <... debe observarse -en el escrito de Viviani- que se están comparando las velocidades de cuerpos de igual composición. Aparentemente, en 1590, Galilei creía que los cuerpos de igual



densidad caían con la misma velocidad, pero que la velocidad de caída podía, aún, depender de la diferencia de densidad entre el objeto y el medio a través del cual caía. Los escritos de Galilei sobre mecánica durante este periodo indican que aún no había desarrollado la teoría presentada en su trabajo definitivo publicado en 1638. Según el cual todos los cuerpos, cualquiera que fuese su composición, deben caer en el vacío con igual velocidad>. Así, la interpretación de Galilei del famoso experimento de la Torre inclinada de Pisa, si es que fue realizado en aquel tiempo, no hubiera sido la misma que la más moderna... Galileo Galilei...no fue solamente uno de los más grandes físicos de todas las épocas por sus descubrimientos en esta ciencia, sino más bien el fundador de la Física y el creador de su método. Suele atribuirse, especialmente en Inglaterra, este...mérito a su contemporáneo Francisco Bacon, Barón de Verulam (1561-1626), quien en 1620 publicó su célebre libro <Novum Organum>, en que combate los principios de la filosofía aristotélica como fundamento de las investigaciones naturales. Pero el método propuesto por Bacon, que podría denominarse empirismo, difiere fundamentalmente del de Galileo, que es el método de la física. Basta para demostrarlo, el menosprecio de aquél por la matemática, a la que asignaba sólo una importancia secundaria para el estudio de la naturaleza, frente al constante y eficaz empleo que de ellas hacía Galileo. Por otra parte <mejor que hablar sobre el método>, hubiera sido operar con él, como Galileo lo hacía desde muchos años antes de la aparición del libro de Bacon...

También el celebrado <Discurso del método>, de Descartes (1637), suele considerarse como el fundamento de la ciencia moderna...Descartes intentó el último sistema racionalista y sintético para la investigación de la naturaleza; Galileo fundó el método experimental. Sin contar con que a la publicación del Discurso la obra galileana, de muchos años, estaba ya terminada, aun cuando los <Discorsi e dimostrazioni matematiche intorno a due nuove scienze>, terminados de redactar varios años antes y que fueron el último de sus libros que alcanzó a ver impreso el eminente italiano, aparecieron un año después (1638). En Galileo se aúnan Bacon y Descartes, superándose así la <ceguera> del puro empirismo y los <extravíos del puro racionalismo>; lo cual sólo es completamente verdad si se aclara que la obra científica del primero fue anterior a las publicaciones de los otros dos. No tuvo, pues, Galileo precursores en cuanto al <método>; pero tampoco los tuvo en cuanto a sus descubrimientos sobre mecánica. Cuando él inició el estudio del movimiento, toda la



dinámica conocida y aceptada podía resumirse en algunas frases de la Física de Aristóteles y Galileo debió liberarse de todas estas ideas erróneas y demostrar que lo eran, tarea muy difícil por cuanto ellas parecen fundarse en un gran número de experiencias, desde luego groseras, a saber... El método, ya sean los tratados en este libro, propuestos y utilizados por Sócrates, Aristóteles, Galilei, Descartes, Bacon o de otros como los sugeridos por John Locke, quien trataba el empirismo, o sea, lo observable; John Dewey, quien consideraba a la escuela como un laboratorio, siempre con un fundamento basado en la experiencia, deben ser extrapolados y utilizados en las clases de ciencias, en todas las instituciones educativas. El propio Gagné suministró argumentos a favor de tomar los procesos (método científico), como eje esencial de la enseñanza de la ciencia.

5.5. Estudio objetivo de un sistema

No se deben omitir las siguientes definiciones:

* **sistema:** porción o parte del Universo elegida para estudiar objetivamente, realizando mediciones y aplicando el método científico. El resto del Universo es el medio ambiente (o medio externo).

* **cuerpo:** porción limitada de materia. Sistema material macroscópico, formado por miles de millones de partículas.

* **masa:** magnitud que mide la cantidad de materia de un sistema.

* **sustancia:** tipo o clase de materia según propiedades intensivas químicas y físicas microscópicas y macroscópicas que constituye un sistema material.

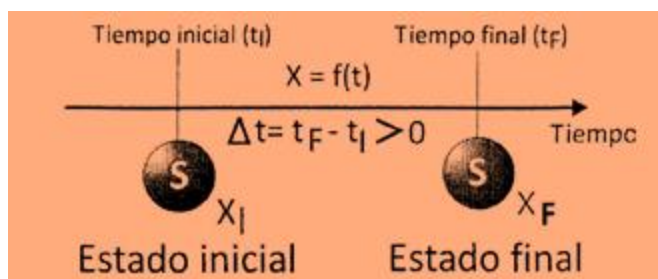
El concepto de sustancia es básico para la Química.

Los sistemas se estudian siempre a través del tiempo midiendo una (o más) magnitudes **X**, *la única información objetiva del S es la magnitud X (una o más)*. Podemos evaluar los fenómenos *únicamente para las magnitudes medidas* en el sistema a través del tiempo.

* si **X** no cambia, no es función del tiempo: **$X \neq f(t) = \text{cte.}$** , el sistema está en equilibrio (o estado estacionario) para **X**.

Por ejemplo, si **X** es posición (para un sistema de referencia), si **$X = \text{cte.}$** , el sistema está en "reposo"; si **X** es composición química, en el sistema no hay fenómeno químico si las cantidades de sustancias = constante.





El esquema a la izquierda representa un estudio objetivo: medición experimental a través del tiempo:

X (cualquier magnitud) = $f(t)$ en un intervalo de tiempo $\Delta t = t_f - t_i > 0$ ($t_i - X_i$; $t_f - X_f$)

Por ejemplo, si $X = f(t)$ (cualquier propiedad X que varía con t) hay un fenómeno para X : si X es posición, el sistema cambió de posición, hay fenómeno físico; si X es composición química, en el sistema cambiaron las cantidades de sustancias y hay fenómeno químico

Las mediciones indican si hay algún fenómeno en el sistema, aplicando el método científico eventualmente se pueden descubrir leyes naturales del fenómeno en las condiciones de las mediciones experimentales.

Una ley natural es una ecuación matemática entre magnitudes que se refiere a un sistema en condiciones determinadas y *que tiene validez únicamente para esas condiciones*.

Los conceptos de estado inicial EI, estado final EF, variación de la magnitud X con el tiempo son fundamentales para la comprensión de los fenómenos.

Hay temas en que no interviene la variación de X con el tiempo, únicamente importa EI y EF. En otros temas interviene la variación de X con el tiempo.

Hay leyes naturales que son funciones del tiempo, expresan variaciones con el tiempo, otras son leyes o ecuaciones para un estado del sistema (no interviene el tiempo).

En general, las magnitudes tienen un valor para cada estado del sistema (*se llaman propiedades de estado*) la variación de X entre un EF y EI: $\Delta X = X_f - X_i$ es independiente de cómo X cambió, pero algunas muy importantes (trabajo de una fuerza y calor) no tienen un valor en un estado, sino **durante** el paso EI \rightarrow EF.

El trabajo de una fuerza y el calor son conceptos complejos relacionados con la energía.

La **energía** de un sistema es cualquier propiedad de la que se puede obtener trabajo de una fuerza y/o calor **durante** la variación de energía: **Q y/o W = ΔE**



5.6. Sistemas materiales. Disoluciones acuosas

Se definen distintos conceptos y características de un sistema, luego se pueden clasificar según algunas de éstas. Un sistema o cuerpo tiene muchas propiedades, una fundamental es la *masa (cantidad de materia)*, luego son *sistemas materiales*.

Según los intercambios de masa **M** y energía **E** con el medio ambiente, los sistemas se clasifican:

- * **Aislados**: no intercambian ni masa ni energía con el medio (M y $E = \text{ctes}$).
- * **Cerrados**: intercambian energía con el medio ambiente pero no masa ($M = \text{cte.}$).
- * **Abiertos**: intercambian masa y energía con el medio ambiente.

Las propiedades de un sistema pueden ser subjetivas o cualitativas (*no se pueden medir*) y objetivas o cuantitativas (*se pueden medir: medibles*).

Las propiedades objetivas (magnitudes) pueden ser *intensivas* (no dependen de la masa del sistema) o *extensivas* (dependen de la masa). Por ejemplo:

- * **propiedades subjetivas**: los caracteres organolépticos (olor, color, sabor, textura).
- * **propiedades objetivas**: *extensivas*: masa, volumen, energía. etc.

intensivas: temperatura, densidad, sustancias, etc.

Un sistema es **homogéneo (Fase $F = 1$, F es cada porción homogénea de un sistema)** para las propiedades objetivas intensivas iguales en todos los puntos del mismo. Las superficies de separación entre las fases se llaman interfases.

Componente C es cada sustancia o parte de un sistema.

Según F y los C , los sistemas se clasifican en:

- * **homogéneos**: $F = 1$; ($C = \text{ó} > 1$).
- * **heterogéneos**: $F = \text{ó} > 2$; ($C = \text{ó} > 1$).
- * **inhomogéneos**: sistema con distintas propiedades intensivas, *sin interfases*. Por ejemplo: la atmósfera, aleaciones sólidas.
- * **mezcla**: sistema sin fenómenos químicos clásicos. Con $F = 1$ y $C \geq 2$: homogénea; $F = 2$ y $C \geq 1$: heterogénea. ($F = 1$ y $C = 1$: cuerpo puro homogéneo).
- * **combinación**: sistema con fenómenos químicos clásicos (homogéneo o heterogéneo).

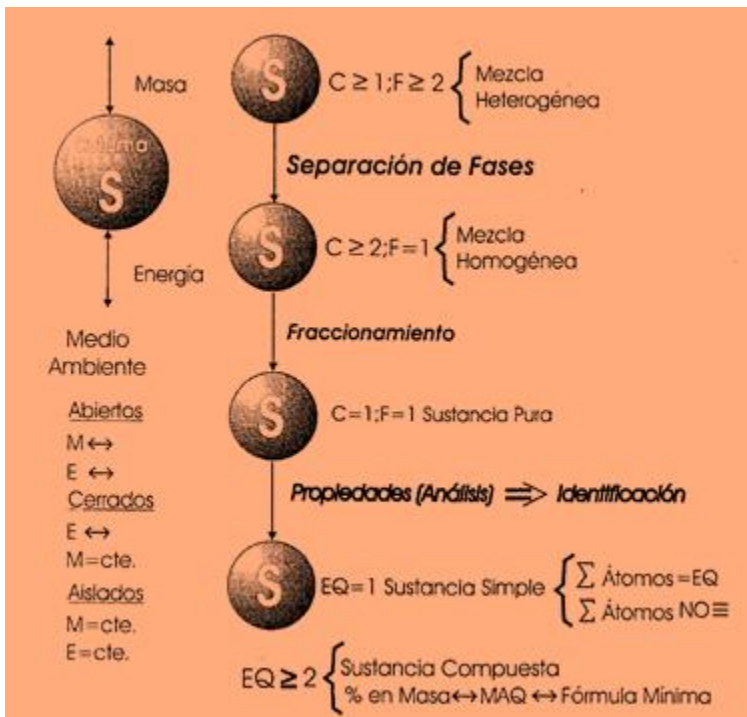


* **agregado**: sistema formado por partículas o especies identificadas juntas o separadas, pero *no unidas*.

* **dispersión**: sistema formado por un cuerpo (medio dispersante) y un cuerpo dispersado en el medio dispersante (*dispersado es opuesto a agregado*). Puede ser homogéneo o heterogéneo, el estado del sistema dispersado es el del medio dispersante, en general, en mayor proporción.

Un sistema dispersado muy importante son las **disoluciones acuosas (ac)**, el agua líquida es el medio dispersante y el medio dispersado es un cuerpo soluble (se disuelve). El agua (l) se llama disolvente y el cuerpo soluble soluto. El concepto de solubilidad es importante. Estos sistemas líquidos se llaman disoluciones acuosas y se representan con (ac).

No se debe omitir que las disoluciones acuosas (ac), en general, **no son mezclas**, se producen fenómenos químicos clásicos.



El esquema a la izquierda muestra algunas propiedades y características de un sistema.

5.7. Estados de los cuerpos o sistemas materiales

Los cuerpos son sistemas materiales que se presentan en tres estados macroscópicos según las condiciones de presión **P** y temperatura **T**, tienen muchas propiedades y características, por ejemplo, masa **M**, volumen **V**, forma del cuerpo.

En el planeta Tierra se presentan distintas condiciones de presión **P** y temperatura **T**, se adoptan como condiciones ambientales de la Tierra:



* **presión P** originada por la capa de gas que rodea a la Tierra (atmósfera), se llama presión atmosférica ($P_{atm} = 1 \text{ atm.}$). La presión P es la relación entre la fuerza y el área. Es la fuerza por unidad de superficie originada por un fluido (líquido o gas): $P = F/A$.

La atmósfera está formada por aprox. **20 % de O, 79 % N, CO₂, H₂O, Ar.**

* **temperatura T** entre aproximadamente -30 y $50 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

Según la M, el volumen y forma, los cuerpos se clasifican:

* **gases - vapores:** sistemas o cuerpos con masa propia, pero sin forma y volumen propios (volumen y forma son las del recipiente que lo contiene: *fluido*).

* **líquidos:** sistemas con M y volumen propios, pero sin forma (forma del recipiente que lo contiene: *fluido*).

* **sólidos:** sistemas con M, volumen y forma propios.

Fluido significa que las capas del cuerpo se mueven entre sí, el cuerpo fluye.

Otra característica muy importante de *los cuerpos es que son sistemas macroscópicos, o sea están constituidos por miles de millones de partículas.*

Los cuerpos cambian de estados, cada cambio tiene una denominación (solidificación, licuación, etc.), son posibles todos los intercambios y en cada uno hay intercambios de calor.

Los *sistemas gas o vapor* se aceptan que son *homogéneos*.

El sistema agua líquida (medio dispersante o disolvente) y cuerpos sólidos, líquidos, gases-vapor disueltos, medio dispersado o soluto, el soluto es soluble (se disuelve) se llaman *disoluciones acuosas (ac)* y se aceptan que son homogéneas. Las (ac), en general, *no son mezclas*, hay fenómenos químicos clásicos (fenómenos químicos clásicos) entre la disolvente agua y el soluto: *hidrólisis*.

5.8. Separación y fraccionamiento de sistemas materiales

En los sistemas con fase y/o componentes > 1 , puede interesar separar sus fases y/o componentes. Se presentan distintos casos porque hay muchas clases o tipos de sistemas (según el número y estados de los cuerpos, de las fases, número de componentes, etc.)



En los sistemas dispersos se pueden identificar, en general, el medio disperso y el dispersante, el estado del sistema disperso es el del medio dispersante, también se presentan distintos casos según el medio dispersante, el tamaño del dispersado, etc.

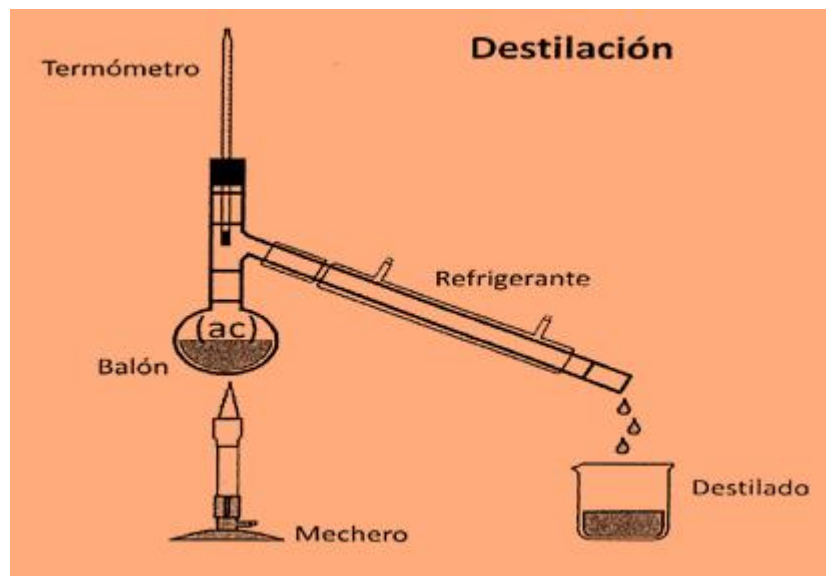
Los sistemas se pueden clasificar según tamaño de partícula (suspensión, coloides, verdadera), según estados de los cuerpos (humo, niebla, suspensión, etc.).

* *en los sistemas homogéneos* (Fase = 1, Componentes ≥ 2) la operación de separar los componentes C (por distintos métodos) se llama *fraccionamiento*.

* *en los sistemas heterogéneos* (Fase ≥ 2 , Componentes ≥ 1) se pueden *separar las fases* (Componentes ≥ 1) mediante distintas operaciones.

Según el sistema, fase y/o componente, estados de los cuerpos, y otros, hay muchos métodos (tamizado, secado, evaporación, destilación, sedimentación, filtración, centrifugación, decantación, cristalización, y otros.).

El esquema siguiente muestra un ejemplo: la destilación simple.



5.9. Modelo macroscópico de los cuerpos

El **modelo macroscópico** propone que los cuerpos están formados miles de millones de partículas y se clasifican:

* **cuerpos sólidos**: partículas unidas y fijas entre sí; incompresibles [el volumen no varía apreciablemente con la presión: $V \neq f(P)$]; densidad máxima. Se representan con **(s)**.



* **cuerpos líquidos:** partículas unidas y no fijas entre sí, en movimiento; incompresibles; fluidos (las capas del cuerpo se deslizan entre sí). Se representan **(l)**.

* **cuerpos gaseosos:** partículas separadas o juntas *no unidas* y en movimiento; compresibles: $V = f(P)$; fluidos; densidad mínima. Se representan con **(g)**. Un vapor **(v)** y un **(g)** son macroscópicamente iguales, la diferencia es por las condiciones para licuarlo: un (g) no se licúa a T constante por compresión (aumento de presión), un (v) si se licúa.

La densidad de un (l) y su (s) son aproximadamente iguales, casi siempre la del (s) es levemente mayor que la de su (l), *el (s) no flota en su (l)*, pero hay excepciones importantes (por ejemplo, la sustancia agua). Las densidades de (l) y (s) comunes en condiciones atmosféricas de la Tierra son del mismo orden ($1-10 \text{ g/cm}^3$), la de los (g) y (v) son menores.

No se debe omitir que en los (s) y los (l) las partículas están unidas NO son agregados, los (g) y (v) SI son agregados, las partículas no están unidas.

5.10. Cambios de estado de los cuerpos

Los cambios o fenómenos (efectos) en un sistema se pueden producir por diversas causas. Durante los fenómenos (físicos y químicos) hay intercambios de energía (trabajo de una fuerza y/ o calor).

Durante los cambios de estados de un *cuerpo puro* (formado por una única sustancia) en sistema cerrado la temperatura es constante si la presión se mantiene constante (por lo tanto, el volumen varía), hay intercambios de energía que se llaman *calor latente o de transformación*: variación de energía por unidad de masa que interviene durante el cambio de estado de un cuerpo puro a temperatura T constante.

Se describen algunas características de los *cambios de estado de un cuerpo puro* en sistema cerrado a presión cte. y volumen variable:

* **fusión:** es el pasaje del estado (s) al estado (l). La temperatura T es constante a presión P constante y volumen V variable durante el cambio de estado, la T se llama *punto de fusión PF*. El punto de fusión varía muy poco si la presión cambia.

* **vaporización:** pasaje del estado (l) a (v) a P constante y V variable. La temperatura T cte. se llama punto de ebullición **PE**. El PE varía mucho con la presión. El punto de



ebullición del (l) cuando la P es normal = 1 atm., se llama *punto de ebullición normal* **PEN**.

Un caso muy común e importante es cuando el (l) puro pasa a (v) en un *sistema abierto* a la P cte (V variable) de un (g) prácticamente inerte químicamente, no hay fenómenos químicos clásicos.

Un ejemplo es un recipiente de agua abierto a la atmósfera, la presión del (v) del agua (l) para T ambiente es menor que la P externa (atmósfera) y el (l) pasa a (v) desde la superficie: este fenómeno se llama **evaporación**.

En este sistema abierto, si el (l) absorbe calor durante la evaporación, la T aumenta (*calor sensible*) y cuando hierve, la T se mantiene cte. PEN: *calor latente o de transformación*.

El (l) hierve (*ebullición*) cuando la presión del (v) del (l) es igual a la Pexterna = 1 atm.

Un (v) es un cuerpo macroscópico que se puede licuar por compresión (aumento de presión) sin cambiar la temperatura, un gas no se puede licuar por compresión sin disminuir la temperatura.

* **licuación**: es el pasaje del estado (v) a (l) La T constante a la cual el vapor pasa a líquido a P cte. y V variable se llama *punto de licuación* **PL**. A igual P, punto de licuación es igual al punto de ebullición $PL = PE$, ambos varían mucho con la presión.

* **solidificación**: es el pasaje del estado (l) a (s). La T constante a la cual el líquido pasa a sólido a P constante y V variable se llama *punto de solidificación* **PS**. A igual P, punto de solidificación es igual al punto de licuación $PS = PL$, ambos no varían apreciablemente con la presión.

* **sublimación**: es el pasaje del estado (v) a (s). La T constante a la cual el vapor pasa a sólido a P constante y V variable se llama *punto de sublimación* **PSbl**. A igual P, el punto de sublimación y punto de sublimación son iguales, ambas T dependen de la presión.

* **volatilización**: es el pasaje del estado (s) a (v). La T cte. a P cte. Y V variable se llama *punto de volatilización* **PVol**.

Durante los cambios de estados de un cuerpo puro se intercambia calor. Si el calor se intercambia a T (calor latente), la cantidad de calor depende de la masa del cuerpo:

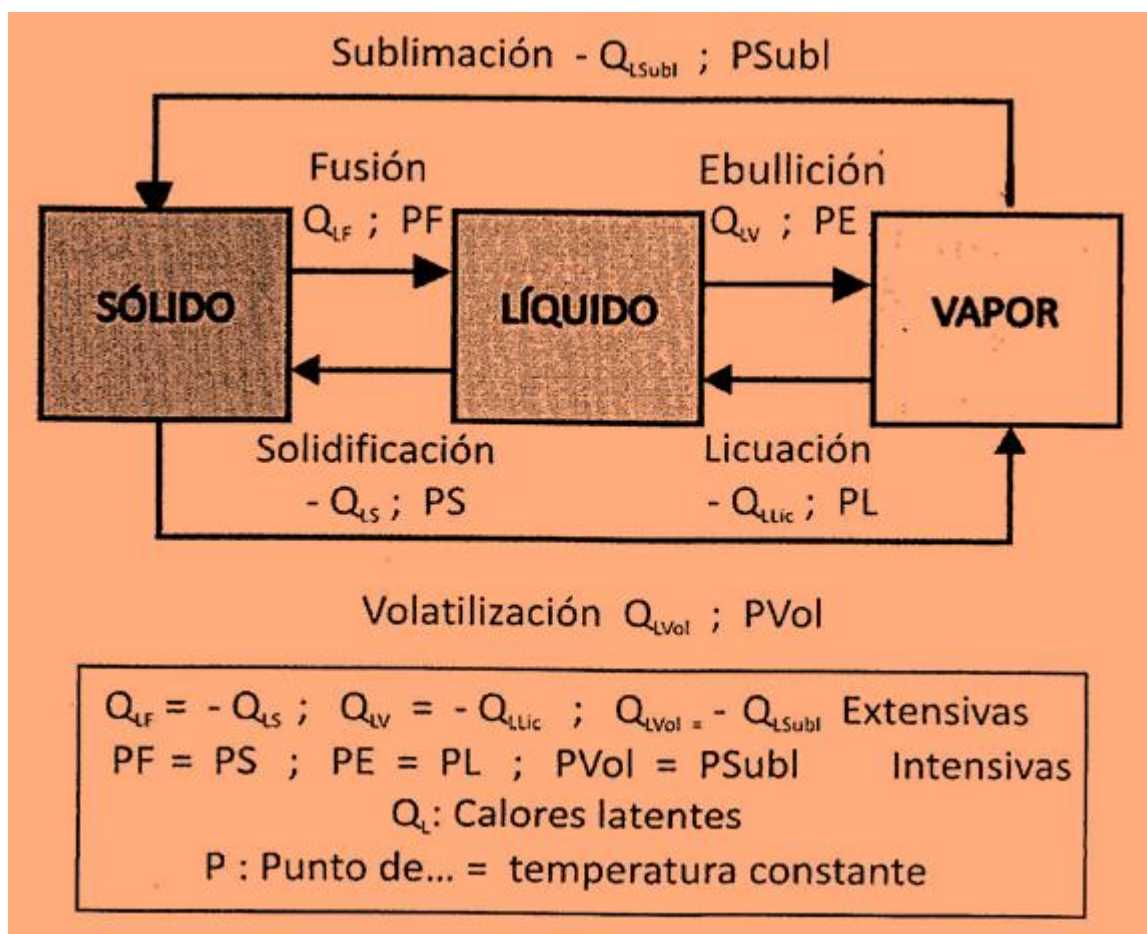


el calor o energía intercambiada para cada cambio de estado por unidad de masa se llama *calor de transformación o latente* Q_L : Energía / Masa (por ejemplo, Joule/kg).

Los signos de Q_L son importantes porque significan si son ganados (+) o perdidos (-) por el sistema durante el cambio de estado.

Todas las temperaturas constantes de cambios de estado (puntos de fusión, ebullición, etc.) son propiedades intensivas.

El esquema siguiente muestra **cambios de estado para un cuerpo puro en un sistema cerrado a volumen V variable y presión P constante.**



5.11. Problemas de aplicación

En los problemas se aplican los conceptos:

- * magnitudes: $X = \text{No. (con cifras)}$ [u]
- * fase F: porción homogénea de un sistema.
- * componente C: cada sustancia de un sistema.



* propiedades subjetivas, objetivas, extensivas, intensivas.

* sistema homogéneo: $F = 1$; heterogéneo: $F > 1$.

5.12. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Ciencias Naturales: conceptos fundamentales.

El siguiente material fue realizado por el Prof. Luis Nin, conocido de Edgardo, de la UTN Facultad Regional Paraná.

CONOCER, es uno de los actos característicos de la inteligencia humana. La persona que conoce se llama SUJETO del conocimiento, la cosa que se conoce es el OBJETO y lo que se conoce es el CONOCIMIENTO.

El hombre siente deseos y necesidad de saber y conocer, pero no, saber cosas aisladas y de valor personal como ¿Quién ganó el domingo? O el nombre de la marca de moda, sino saber cosas que tengan valor e interés para todos. Por ejemplo ¿Por qué se producen los terremotos? ¿Se pueden evitar o, al menos, predecir? ¿Cómo son los átomos? ¿Cómo vuela un avión? ¿Por qué no se cae un satélite? ¿Cómo es el interior de la tierra?, etc. y así nace la ciencia.



¿Qué es la ciencia? Gerald Holton, historiador de la ciencia, la define así: “Ciencia es la investigación nunca terminada destinada a descubrir todos los hechos, las relaciones entre cosas y las leyes por la cuales

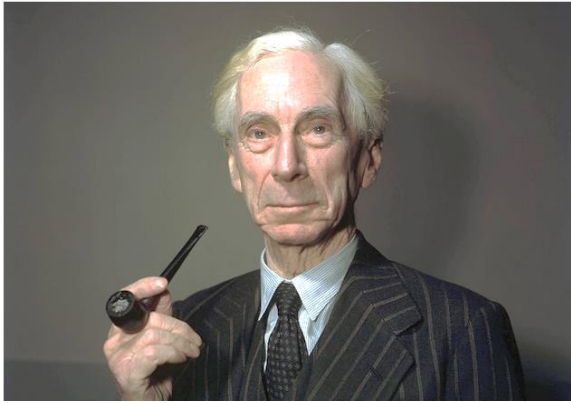
marcha el mundo”. En tanto Niels Bohr, premio Nobel 1922 por el estudio de la estructura del átomo, dice “La tarea de la ciencia es extender el dominio de nuestra experiencia y reducirla a un orden”.

Ciencia, etimológicamente significa conocimiento.

Hay muchas definiciones, tantas como científicos existen, pero todas concuerdan en la característica de conocer. Nosotros adoptaremos como definición:

Ciencia: es la investigación y estudio objetivo, sistemático y organizado de los hechos y objetos, con el objetivo de comprenderlos.





Según Bertrand Russell: la ciencia, como su nombre lo indica, es esencialmente conocimiento, convencionalmente es conocimiento de una cierta clase, la clase que busca leyes generales que relacionen un número de hechos particulares. Sin embargo, gradualmente el aspecto de la ciencia como conocimiento está colocado

en segundo término después del aspecto de la ciencia como el poder de manipular la Naturaleza. Como la ciencia da la capacidad de manipular la Naturaleza, tiene más importancia social que el arte. La ciencia como búsqueda es de igual valor al arte, pero la ciencia como técnica, aunque tenga poco valor propio, tiene una importancia práctica que el arte no puede aspirar.

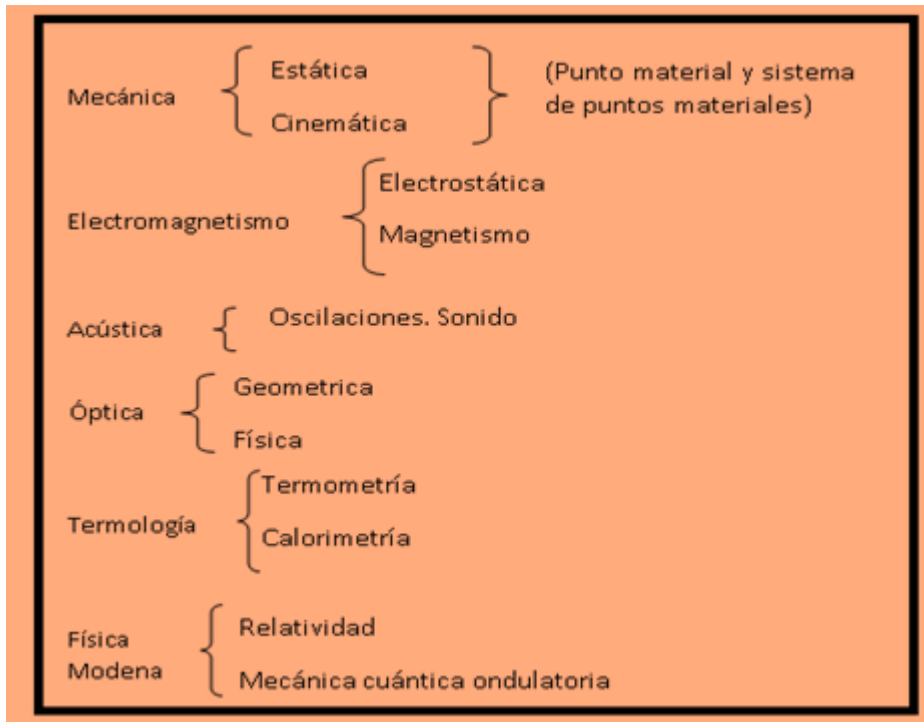
Según los objetos que tratan las ciencias, que pueden ser observables (percibidos por los sentidos) o no observables, se clasifican en FÁCTICAS Y FORMALES. Entre las primeras podemos citar la Química, la Física, la Geografía y otras. Entre las segundas, la Matemática y la Lógica.

Dentro de las FÁCTICAS, las que estudian la Naturaleza, se llaman naturales y las más típicas o representativas son Física, Biología, Química y Astronomía.

FÍSICA: Ciencia natural que estudia los cambios de estado de movimiento de la materia y la energía y las leyes que rigen los fenómenos que no modifican las sustancias (estructura química) de la materia.

Usa un lenguaje matemático, conciso y universal que le permite expresarse sin ambigüedades. Según el objeto de estudio, se divide en distintas ramas como se puede observar en el esquema siguiente





QUÍMICA: Ciencia natural que estudia las transformaciones de la naturaleza de la materia. Usa para el estudio y comprensión, el análisis (separación de las partes) y/o la síntesis. Se puede clasificar en:

- **INORGÁNICA:** estudia las propiedades de los elementos químicos de la Tabla Periódica (sustancias minerales).
- **ORGÁNICA:** estudia las propiedades de los compuestos del carbono.
- **ANALÍTICA:** se encarga de los métodos para reconocer (cualitativa) y medir (cuantitativa) las partes.
- **QUÍMICA-FÍSICA:** analiza los fenómenos en los que intervienen aspectos físicos y químicos, usa partes de la Física (Termodinámica, Cuántica, Electricidad y Magnetismo, etc).
- **INDUSTRIAL:** Aplica lo anterior en la obtención de sustancias.
- **MODERNA:** intervienen partes de la física moderna (núcleo atómico, cuántica, etc.).

MÉTODOS DE LA FÍSICA Y QUÍMICA

El objetivo final de estas áreas es llegar a enunciar unos pocos principios generales que permitan explicar, predecir y deducir el mayor número de fenómenos y leyes



posibles. Para alcanzarlo, se vale de un método en el que, en líneas generales, se pueden distinguir los siguientes pasos: observación y experimentación. El método, en general, consiste en la observación atenta y detallada de un fenómeno, en ver cuáles son las condiciones en que el fenómeno se produce y qué magnitudes intervienen para reproducirlo total o parcialmente en laboratorio a los fines de dar una descripción cuantitativa y cualitativa del fenómeno. De este modo aparecen los primeros enunciados llamados juicios protocolares, los que permiten establecer leyes con las cuales se pueden elaborar hipótesis y construir modelos. El proceso no se agota allí, ya que se debe seguir experimentando para confirmar o modificar convenientemente las hipótesis y los modelos. Así se puede llegar a estructurar una teoría y, eventualmente, enunciar los principios.

Como ejemplos típicos del método se citan la teoría cinética de los gases y la teoría atómica. En ambos casos se ha obtenido un modelo que ha sufrido sucesivas modificaciones hasta llegar a un estado satisfactorio de coherencia, claridad y lógica que permiten explicar los fenómenos observados.

Como ejemplo de los principios tenemos el de gravitación universal, los principios de Newton y los dos postulados de la relatividad.

Como observación se puede indicar que nos es absolutamente necesaria la aplicación rigurosa de esta metodología. En muchos casos puede saltarse o alterarse el orden de algunas etapas, según los conocimientos que se tengan a priori del problema y los que surjan durante la experimentación. Lo que sí es absolutamente imprescindible, es la comprobación experimental de las conclusiones finales o consecuencias de ella ya que carece de todo significado aquello que no sea observable o verificable experimentalmente.

MAGNITUDES FÍSICAS.

La tarea fundamental de la ciencia es medir. Medir significa asignar un número a una propiedad. Se llama magnitud física a toda propiedad que pueda ser medida, o sea que existe un proceso de medición para ella. Por ejemplo el tiempo, la longitud, la masa, la energía, el calor, la corriente eléctrica y otras. No lo son la dureza, el color, pues no existe proceso alguno de medición.

Para que una propiedad pueda medirse (por lo tanto ser considerada magnitud) es necesario que se puedan aplicar los valores de igualdad, adición y unidad. Esto



significa que, dados dos valores de la propiedad se pueda decir cuándo son iguales o bien cuántas veces es mayor uno que otro, o que se pueda tomar un valor arbitrario pero conveniente de la misma como unidad y expresar todos los otros como múltiplos o submúltiplos de esa unidad. Así, la masa es una propiedad que es una magnitud física, pues reúne las propiedades de:

Igualdad: dos masas son iguales si, colocadas una en cada platillo de una balanza, ésta permanece en equilibrio.

Suma: una masa es igual a la suma de otra dos, si, colocada en uno de los dos platillos, equilibra a las otras dos juntas en el otro.

Unidad: se puede tomar como unidad la masa de cualquier cuerpo.

MEDICIÓN

Es una operación física, al final de la cual se tiene como resultado la asignación de un número o magnitud física, llamada medida. En el proceso de medición intervienen tres sistemas:

SISTEMA OBJETO: del cual queremos medir una propiedad.

SISTEMA DE MEDICION: o aparato de medida.

SISTEMA DE COMPARACIÓN: define la unidad de medida.

Todos estos sistemas deben interactuar de acuerdo con una receta de procedimiento que indica cómo se hará la medición. Por ejemplo, en la determinación de la masa de un cuerpo tenemos el cuerpo, cuya masa se desea medir, la balanza como sistema de medición y el juego de pesas como sistema de comparación o unidad. La receta son todas las indicaciones a seguir para poder pesar. Es importante notar que la receta define el proceso de medición de una propiedad y, por lo tanto, el carácter de magnitud.

UNIDAD Y PATRONES

Se llama unidad a cualquier cantidad que se defina de una magnitud, tomada arbitraria pero convenientemente. El patrón es la materialización de esa definición. Así, las unidades de longitud y de masa se definieron en 1791 como las diezmillonésimas partes del meridiano terrestre, y la cantidad de masa que contiene un decímetro cúbico de agua destilada a presión atmosférica de 760 mm de Hg, a 4



oC. Y nivel del mar, cuando la densidad del agua es máxima. Luego se cambiaron los patrones: fueron la distancia entre dos trazos sobre la línea de una barra de platino 90% e iridio 10% y la masa de un cilindro de la misma aleación, respectivamente.

Actualmente, el sistema internacional de unidades (SI) define el metro (m) en base a la velocidad de la luz en el vacío, el kilogramo (kg) es una masa prototipo internacional que está en custodia en el Bureau International des Poids et Mesures en Sevres, cerca de París, Francia. El segundo (s) es la duración de 9.192.770 períodos de la radiación correspondientes a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de Cesio 133 (Lect. Compl. Cap. 5).

MAGNITUDES FUNDAMENTALES Y DERIVADAS

Las leyes físicas proporcionan ecuaciones que relacionan las distintas magnitudes, de modo que es posible expresar muchas de ellas en función de otras pocas llamadas fundamentales, las primeras son derivadas. En Mecánica son necesarias sólo tres magnitudes, que pueden ser cualesquiera. El sistema internacional SI es MLT: longitud (L), la masa (M) y el tiempo (T), en tanto que, en los sistemas técnicos e ingenieriles son longitud, fuerza (F) y tiempo.

Ecuación dimensional: es la ecuación que expresa la relación de una magnitud derivada con las fundamentales. Para diferenciarla de una ecuación numérica (o relación entre cantidades) se las escribe entre corchetes. Por ejemplo, la velocidad es:

$$v = \Delta x / \Delta t; \text{ luego } [v] = L/T$$

$$a = \Delta v / \Delta t; \text{ luego } [a] = L/T^2$$

$$F = m \cdot a; \text{ luego } [F] = M \cdot L/T^2$$

MAGNITUDES ESCALARES Y VECTORIALES.

Esta clasificación se basa en la cantidad de números que son necesarios para determinarlas.

Las escalares sólo necesitan un número y su correspondiente unidad, eventualmente un signo más o menos. Por ejemplo 4 seg.; 10 kg; 30,6 Joule; etc.

Son escalares el tiempo, la longitud, la temperatura, la presión, la masa, la energía, la potencia, la intensidad de la corriente, etc.



Las vectoriales necesitan, además de la magnitud (número + unidad), el conocimiento de la dirección y sentido. Se representan por medio de vectores y de allí su nombre.

Son vectoriales, por ejemplo, posición, velocidad, aceleración, fuerza.

ERRORES.

Éste es un nombre poco adecuado para un capítulo importante de la Física, pues induce a pensar en equivocaciones con quienes nada tiene que ver. Lo correcto sería: teoría de la incertidumbre o desconfianza, pero la costumbre ha impuesto la denominación de Teoría de los errores.

En Física como en Química, cuando se desea estar seguro del valor de una cantidad se repite la medición varias veces, se obtiene, así, un conjunto de n medidas con varios resultados distintos.

En apariencia, la situación ha empeorado, pues si con un solo resultado no estábamos seguros de su validez, ahora, con muchos, es más difícil determinar un resultado y además, asignarle un cierto grado de confianza, ya que la duda sobre su validez persiste, pero aplicando Estadística se obtiene un resultado y su incertidumbre o desconfianza.

Cabe preguntarse por qué se tienen distintos resultados a pesar de la dedicación que se pone en el trabajo. Las causas obedecen a diferentes motivos: límite de apreciación de los instrumentos, proceso de medición y el operador.

Así, por ejemplo, en la medición de la longitud de una barra con una regla, los primeros inconvenientes surgen con el grosor de las líneas que marcan los cm, mm, etc. Sigue con la estimación de la fracción de división que corresponde al borde de la barra, ya que es muy difícil que la barra termine justo en una línea de la regla, continúa por la diferente dilatación de la barra y la cinta y termina en la indefinición de los extremos de la barra.

UNIDADES FUNDAMENTALES DEL SISTEMA INTERNACIONAL

*El sistema métrico se implantó por la Asamblea Nacional Francesa en 1790 y se ha modificado muchas veces. El Sistema Internacional de Unidades, o le *Système International (SI)*, representa una extensión del sistema métrico.*



Fue adoptado por la XI Conferencia General de Pesos y Medidas en 1960 y también se ha modificado desde entonces. Se construye a partir de siete unidades básicas, cada una de las cuales representa una cantidad física determinada (Tabla I).

Las primeras cinco unidades dadas en la Tabla I son particularmente útiles en Química General. Se definen como de la manera siguiente.

- 1) El metro se define como la distancia que recorre la luz en el vacío en $1 / 299.792.468$ segundos.
- 2) El kilogramo es la masa de un bloque de platino-iridio guardado en la International Bureau of Weights and Measures en Sèvres, Francia.

Se señala que el kg patrón de masa se ha propuesto cambiar en 2018 en base a la constante de Planck h
- 3) El segundo se redefinió en 1967 como la duración de 9.192.631.770 períodos de una cierta línea del espectro de microondas de cesio 133.
- 4) El kelvin es $1 / 273,16$ del intervalo de temperatura entre el cero absoluto y el punto triple del agua.
- 5) El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades o especies como átomos hay en 0,012 Kg de carbono 12 (12 g de átomos de ^{12}C).

Tabla I. Unidades fundamentales SI

Cantidad física	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	mol
Corriente eléctrica	Amperio	A
Intensidad luminosa	Candela	Cd



CAPÍTULO 6. NATURALEZA DE LA MATERIA.

6.1. Elementos químicos



Por observación inicialmente cualitativa (filosófica, subjetiva) y posteriormente por estudios científicos con mediciones de propiedades físicas y químicas de los cuerpos, se descubrió que *los cuerpos (sistemas materiales) están formados por sustancias simples o compuestas, y las sustancias por elementos químicos EQ.*

R. Boyle (1627-1691) publicó en el “El Químico Escéptico” el modelo de los elementos químicos en 1668.

*Los **elementos químicos EQ** forman todas las sustancias y son los constituyentes básicos de la materia. Todos los cuerpos están formados por elementos químicos.*

6.1.1. Sustancias simples

Los cuerpos (sistemas materiales) que no se pueden separar por métodos físico - químicos clásicos en partes con distintas propiedades físicas y químicas intensivas objetivas, están formados por una **sustancia simple** y por lo tanto por un único elemento químico ($EQ = 1$), *son cuerpos simples.*

Un elemento químico se identifica por las propiedades intensivas físicas y químicas del cuerpo simple formado por el elemento químico. La cantidad o número de elementos químicos detectados en la Tierra (y en el Universo) es menor que 100 ($EQ < 100$). *Los elementos químicos se identifican por la carga eléctrica positiva nuclear: número atómico $Z p+$.*

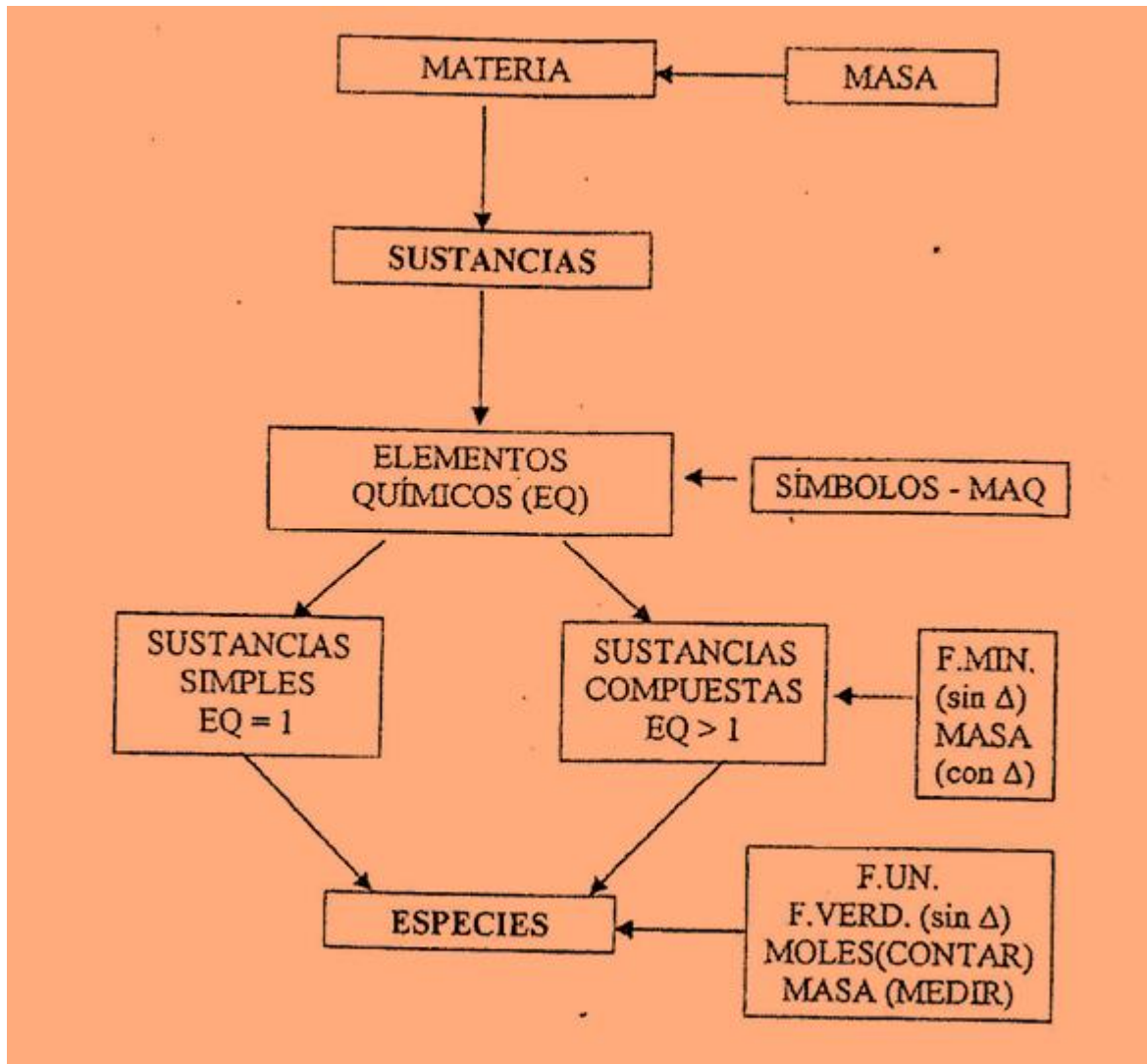
6.1.2. Sustancias compuestas

Los sistemas o cuerpos constituidos por 2 o más elementos químicos distintos combinados químicamente ($EQ > 1$) están formados por sustancias compuestas, se llaman **cuerpos compuestos** (*EQ distintos combinados ≥ 2*). Los EQ se pueden separar (descomposición) por métodos clásicos en cuerpos simples con propiedades que los identifican, Si la cantidad de elementos químicos EQ combinados es 2, la sustancia es *binaria*; si es 3, *ternaria*, etc.



El número de sustancias compuestas en la Tierra es muy grande, más de 1.000.000 (10^6) son sustancias compuestas orgánicas (cadenas del EQ carbono **C**), base de la vida en la Tierra, aproximadamente 40.000 son sustancias inorgánicas, cuerpos simples y compuestos formados por muchos EQ.

A continuación, se muestra un esquema con conceptos y terminología de sustancias, especies y fórmulas químicas.



MAQ: masa atómica química; **FM:** fórmula mínima; **Sin Δ:** sin incertidumbre

Con Δ: con incertidumbre; **FU:** fórmula unidad; **FV:** fórmula verdadera



6.2. Modelo atómico clásico Las primeras especulaciones sobre la naturaleza de la materia fueron realizadas por los griegos hace aproximadamente 2500 años (Tales, Anaximandro).



Demócrito, hace aproximadamente 2400 años, propone la existencia de partículas indivisibles: átomos. Pero el modelo que se consideró válido fue el de Aristóteles (aproximadamente -2300 años) que proponía, sin ninguna base experimental, que todos los cuerpos estaban formados por 4 principios elementales: aire,

agua, tierra y fuego.

La teoría de Aristóteles fue aceptada durante 2000 años, hasta que la existencia de otros principios o elementos básicos distintos fue propuesta por R. Boyle (1668), éstos son distintos a los de Aristóteles y su número es más que 4: los elementos químicos EQ.

En 1808, J. Dalton (1766-1840) retoma la teoría atómica, *pero en base a analizar los resultados experimentales obtenidos de los estudios gravimétricos de sustancias compuestas*, proponiendo el modelo que la materia está formada por partículas indivisibles: **átomos**. El átomo no es indivisible, pero se comporta como tal en los fenómenos químicos clásicos.

No se debe omitir que con el modelo atómico de Dalton se justifican los resultados experimentales de las leyes gravimétricas.

6.2.1. Átomo

El átomo es la mínima partícula de un elemento químico y la mínima partícula que interviene en un fenómeno químico común o clásico.

Un *cuerpo simple* está constituido por átomos del mismo elemento químico, *pero no idénticos: isótopos*.

Durante los fenómenos químicos clásicos los átomos interaccionan, por ejemplo, se combinan, se unen o se separan con mecanismos, en general, complejos, en los cuales pueden intervenir distintas especies, por ejemplo, radicales, iones, etc. **y se comportan como partículas indivisibles**.

A fines del siglo XIX y a principios del siglo XX, distintos fenómenos y experiencias mostraron que el átomo tiene una constitución interna de naturaleza eléctrica, cargas



eléctricas opuestas pero la suma de cargas eléctricas es nula: *el átomo aislado **AtA** es eléctricamente neutro.*

6.2.2. Leyes gravimétricas de las sustancias compuestas

Estas leyes naturales fundamentales para la Química se deducen de experiencias gravimétricas (pesos) con cuerpos compuestos, se refieren a las proporciones (relaciones) entre las masas (o pesos) de los elementos químicos que forman los cuerpos compuestos.

I) Ley de la conservación de los átomos: en un fenómeno químico clásico (no nuclear) los átomos que intervienen son inalterables o constantes (no cambian). La masa *clásica* del sistema es constante **únicamente** si el sistema es cerrado o aislado. Se destaca que los átomos radiactivos no se conservan: fenómenos químicos nucleares.

Tradicional e incorrectamente, esta ley se llama ley de conservación de la masa: A. Lavoisier (1743-1794).

No se debe omitir que los átomos no radiactivos son eternos.

II) Ley de las proporciones definidas o constantes (Proust 1785-1850): en una sustancia compuesta la relación entre las masas de los elementos químicos que la constituyen es constante

Por ejemplo: para **AB (binaria)**: $(m_A/m_B) = \text{cte.}; m_A/m_{AB} = \text{cte.}$

para **ABC (ternaria)**: $m_A/m_B = \text{cte.}; m_A/m_{ABC} = \text{cte.}, \text{ etc.}$

III) Ley de las proporciones múltiples (J. Dalton): si dos elementos químicos EQ forman más de una sustancia compuesta binaria, por ejemplo, **(AB)₁** y **(AB)₂**, la relación $[(m_A/m_B)_1 / (m_A/m_B)_2]$ es sencilla, es una relación entre números enteros y pequeños. Analizando esta ley, Dalton propuso la existencia de los átomos (especie atómica), este caso es un ejemplo de los conceptos de **medir (masas) y contar (átomos)**.





IV) Ley de las proporciones recíprocas (Richter 1762-1807): si un elemento químico A forma la sustancia compuesta binaria **AB**, y también forma otra sustancia compuesta **AC**, *puede existir la sustancia compuesta binaria BC* que cumpla la relación másica:

$$(m_B / m_C) = [(m_B / m_A) / (m_C / m_A)]$$

Esta ley permite definir y determinar las masas equivalentes de combinación o químicas de los elementos químicos (**MEqQ g**): *es la masa en gramos de un cuerpo simple que se combina (o sustituye) con 1,008 g de H; 8,000 g de O o cualquier otra MEqQ g de otro cuerpo simple que forman sustancias binarias (EQ = 2).*

Con esta ley natural se propone el **modelo de valencia**, capacidad de combinación de un átomo adoptando el H con una única valencia 1 (E. Frankland 1825-1899).

La valencia **V**:

$$V = MAQ \text{ g} / MEqQ \text{ g}.$$

MAQ g: masa atómica química g ; **MEqQ g**: masa equivalente química en gramos

La **valencia** es un valor entero desde 1. Como muchos elementos químicos tienen más de una MEqQ g, tienen más de una valencia (*una valencia distinta para cada MEqQ g*).

6.2.3. Ley de las combinaciones gaseosas (L. Gay Lussac 1778 - 1850).



Se han analizado leyes fundamentales de la Química referidas a mediciones de masa. También son importantes las relaciones de volúmenes en los sistemas gas con fenómeno químico clásico que se expresan con la *ley de las combinaciones gaseosas*:

Los cuerpos puros gaseosos presentan en los fenómenos químicos clásicos relaciones simples (entre números enteros y pequeños) de volúmenes **V**, tanto entre las sustancias iniciales como entre las sustancias

finales y entre las sumas respectivas (todos los V de los gases medidos en iguales condiciones de P y T).

La ley se deduce de los siguientes resultados experimentales:



Estado Inicial (EI)

Estado Final (EF)

a) 1 volumen de Hidrógeno + 1 volumen de Cloro = 2 volumen de Cloruro de Hidrógeno

b) 2 volumen de Hidrógeno + 1 volumen de Oxígeno = 2 volumen de Agua

6.3. Molécula. Ley de Avogadro (1776 - 1856).



Analizando los resultados experimentales de los fenómenos químicos clásicos entre cuerpos en estado gas, Avogadro propuso la existencia de la **molécula**: *mínima partícula eléctricamente neutra de una sustancia simple o compuesta que existe libre o aislada*, es la mínima partícula libre o aislada eléctricamente neutra que se puede identificar y contar (especie molecular) de una sustancia (simple o compuesta).

La **ley de Avogadro** dice que **V** iguales de distintos gases, en iguales condiciones de **P** y **T**, contienen igual número de moléculas. Este postulado justifica los resultados experimentales de los fenómenos químicos clásicos entre gases.

Cuando 2 (o más) átomos de iguales o distintos elementos químicos se combinan químicamente, forman *una partícula identificable (eléctricamente neutra) de otra sustancia*: **molécula poliatómica simple o compuesta**.

Todos los cuerpos gas o vapor están formados por **moléculas mono o poliatómicas** no unidas, por ejemplo, **O₂, O₃, N₂, H₂, Ar, He, CO₂, H₂O**.

Las partículas unidas por uniones entre átomos o uniones entre moléculas forman cuerpos líquidos (l) o sólidos (s).

No se debe omitir que no siempre los átomos unidos forman moléculas poliatómicas, se pueden formar cuerpos macroscópicos monoatómicos simples o cuerpos iónicos no moleculares o cuerpos atómicos. Todos los cuerpos simples están formados por moléculas mono o poliatómicas.

Según las condiciones de **P**, **T** y **V** se forman cuerpos (l) o (s) por uniones entre partículas **UP** de distinta naturaleza: uniones entre átomos **UA** o uniones entre moléculas **UM**.



6.4. Masas atómicas y moleculares

6.4.1. Unidad de masa atómica. Masa atómica química. Mol de átomos.

Para medir las masas de los átomos no es conveniente usar el kg (SI), sino *otra unidad de masa llamada **unidad de masa atómica: u, uma o Dalton Da:***

$$1 \text{ u} = (1/12) m \text{ } ^{12}_6\text{C} = (1/N_A) \text{ g} = 1 \text{ Da}$$

En las tablas periódicas las masas de los átomos de los elementos químicos EQ están en Dalton **Da** (en general, no indicada), se llaman masas atómicas químicas MAQ.

Adoptando **g_o** (aceleración normal de la gravedad) constante, el peso P es directamente proporcional a la masa m : **P = m . g_o**. Se puede usar masa o peso, son directamente proporcionales, pero *en Química no es necesaria ni interviene la magnitud peso.*

El mol atómico o un mol de átomos es la masa en gramos (g) de un cuerpo simple de igual valor que la MAQ del elemento químico en Da.

$$1 \text{ mol atómico o de átomos} = \text{Masa Atómica Química MAQ [Da] g}$$

La masa atómica química MAQ es la masa promedio de los isótopos del EQ, cada isótopo tiene distinta Masa Atómica Física MAF, al usar la masa atómica química para obtenerse 1 mol de átomos se acepta que todos los átomos tienen igual masa lo cual no es rigurosamente cierto.

Cada mol de átomos de distintos EQ tiene distinta masa, *se puede demostrar que tienen igual número N_A de átomos*, es otro caso importante de aplicación de los conceptos de contar y medir.

El mol es la unidad patrón de cantidad de sustancia, 1 mol es un número o cantidad determinada de *especies identificadas* N_A (número de Avogadro), 1 mol de átomos tiene el número de Avogadro de átomos.

Definición de mol como unidad fundamental en el Sistema Internacional SI: 1 mol de cualquier sistema es la masa del sistema que contiene igual cantidad de especies que átomos en **0,012 Kg de ¹²C = N_A (número de Avogadro) de átomos.**



6.4.2. Masa molecular. Mol de moléculas: masa molar MM

La masa de 1 molécula o masa molecular es la suma de las masas de los átomos unidos que forman la molécula: **Masa Molecular = Σ Masas Atómicas Físicas MAF [Da]**

Las MAF, en general, no se usan pero si se conoce la fórmula de la molécula (fórmula verdadera FV: 4.3.3), la masa de 1 molécula se debería calcular con las MAF. Un ejemplo es el “agua pesada”: **D₂O** . Su masa molecular es aprox. 20 Da.

Un (1) mol de moléculas es la masa de un cuerpo molecular, simple o compuesto, que contiene N_A moléculas (contar), se puede demostrar que es la masa en gramos (masa molar MM) igual a su masa molecular en Da (medir). En este caso, se acepta que la masa de 1 molécula se calcula con la MAQ de cada elemento químico.

$$1 \text{ mol de moléculas} = \text{Masa Molecular [Da]} \text{ g} = N_A \text{ moléculas} = \text{MM [g]}$$

No se debe omitir que si la sustancia compuesta no es molecular, un mol de "moléculas" es la masa en gramos del cuerpo compuesto igual a la masa en Da de la fórmula unidad: mol formular. Por ejemplo, 1 mol de “moléculas” de **Na⁺Cl⁻** tiene 1 mol de iones **Na⁺** y 1 mol de iones **Cl⁻**, pero no 1 mol de “moléculas” de NaCl.

6.4.3. Número de Avogadro.

El número de Avogadro N_A es el número o cantidad de especies que contiene un mol de especies: **N_A especies \approx 6,022140 . 10²³ especies**

Un (1) mol es la unidad patrón de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades SI, *es imprescindible identificar con un nombre la especie que se cuenta, indicar o explicitar el sistema, partícula, especie, sustancia.*

El número de Avogadro y el concepto de mol son fundamentales en el comportamiento de muchos sistemas y fenómenos físicos y químicos.

6.5. Clasificación periódica de los elementos químicos

Se detectó desde 1840 que pese a tener distintas masas atómicas y distintas propiedades físicas, algunos elementos químicos EQ tenían comportamientos químicos análogos.

En 1869, D.Mendeleiev (1834-1907) propuso una Clasificación Periódica de los EQ agrupándolos según propiedades químicas análogas, **esencialmente la valencia.**

La Tabla Periódica de Mendeleiev es fundamental para las Ciencias Naturales.



Todas las tablas periódicas, cada una confeccionada con distintos criterios, están basadas en el modelo de Mendeleiev.

En la tabla periódica actual están todos los elementos químicos EQ conocidos (naturales y artificiales), cada uno tiene un nombre y un símbolo.

6.6. Modelo cinético - macroscópico de los cuerpos

Los cuerpos están formados por partículas y son *sistemas macroscópicos*: contienen un número muy grande (miles de millones) de partículas.

El **modelo cinético – macroscópico de los cuerpos** propone que están constituidos por miles de millones de partículas en continuo y desordenado movimiento.

Este modelo es útil para describir cualitativamente comportamientos y características de los cuerpos (g – v), (l) y (s).

A continuación, se muestran conceptos fundamentales.

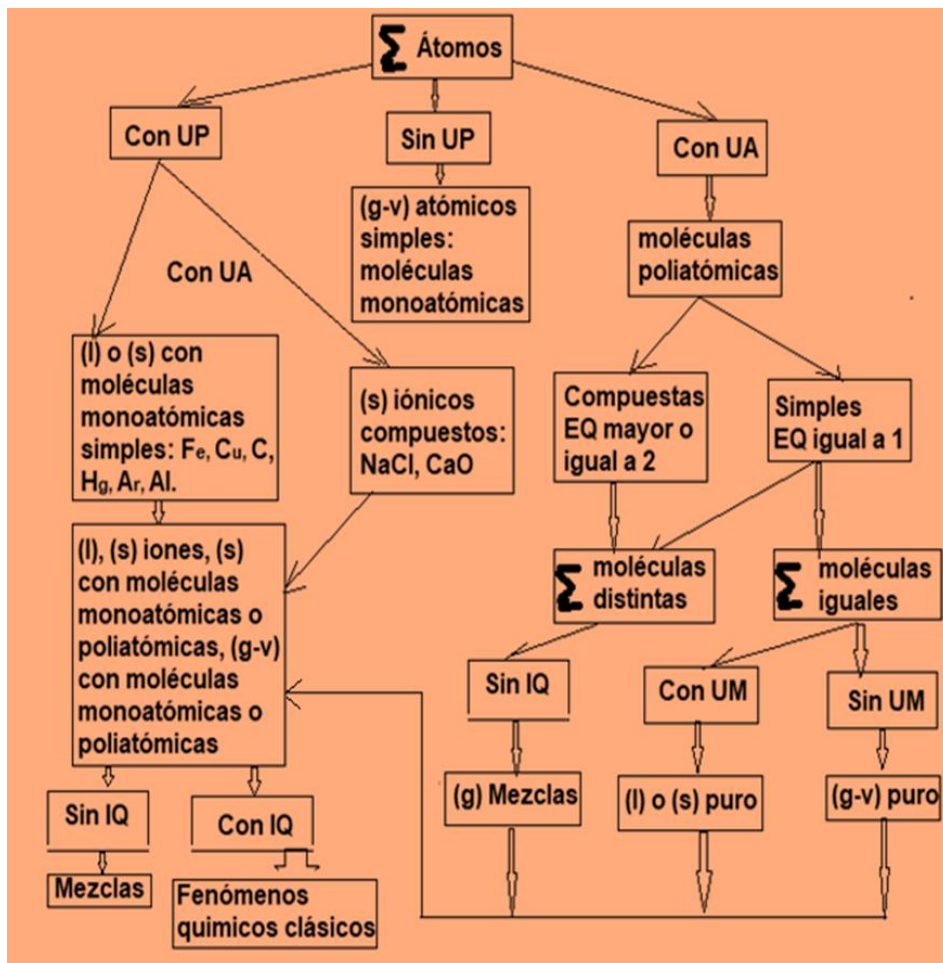
Σ SIN uniones (agregado): (g) y (v); Σ CON uniones: (l) y (s)

Estados macroscópicos ($N_A = 1$ mol) de los cuerpos en condiciones ambientales de la Tierra CAT: gas (g), vapor (v), líquido (l), sólido (s)

UP: uniones entre partículas; **UA** uniones entre átomos; **UM** uniones entre moléculas.

IQ: interacciones químicas, causa de los fenómenos químicos clásicos fenQC.





En los fenómenos químicos clásicos los átomos no cambian ni se modifican, únicamente se unen o se separan, en estos hay mecanismos de reacción en los cuales intervienen, por ejemplo, iones y radicales. En el esquema anterior, los mecanismos están representados por interacciones químicas.

No se debe omitir que solo si todos los átomos del estado inicial quedan en el sistema, la masa se conserva: **sistemas cerrados o aislados**.

6.7. Problemas numéricos de leyes gravimétricas

I) Ley de la conservación de los átomos.

II) Ley de las proporciones definidas o constantes (J.Proust).

Para cada sustancia compuesta, por ejemplo, **AB**, la relación entre la masa de A/masa de B es constante: **estequiometría de composición**.

Esta ley se cumple para todas las sustancias compuestas, por ejemplo, el azufre **S** y el oxígeno **O** forman tres sustancias compuestas distintas, cada una tiene una relación de masas distintas y por lo tanto propiedades distintas:



* **sustancia I:** 1,003 g S / g de O

* **sustancia II:** 0,667 g S / g O

* **sustancia.III:** 0,501 g S/g O

III) Ley de las proporciones múltiples (J. Dalton).

Si aplicamos la ley de Dalton a las sustancias **S – O** anteriores **A y B** se cumple:

$$(1,003 \text{ g de S/g de O}) / (0,667 \text{ g de S/g de O}) = 1,504 \Rightarrow 3/2$$

MEDIR masas

CONTAR átomos

El modelo que los elementos químicos EQ están formados por partículas (átomos) justifica el resultado experimental, en el ejemplo anterior, *la relación entre la cantidad de átomos de S en las sustancias I y II con referencia a 1 átomo de O es 3 a 2.*

Al aplicar la ley de Dalton a dos sustancias compuestas binarias distintas formadas por 2 elementos químicos iguales, el resultado siempre es una relación sencilla, por ejemplo:

* $2/1$ o $1/2 = 0,50$

* $3/1$ o $1/3 = 0,33$

* $3/2$ o $2/3 = 0,67$

* $5/3$ o $3/5 = 0,60$

IV) Ley de las proporciones recíprocas o equivalentes (Richter).

Aplicamos las leyes gravimétricas a dos sustancias: **IV** (formada por los EQ **H y C**) y **V** (formada por los EQ **Cl y C**).

La ley de Proust para la sustancia **IV:** **0,336 g de H / g de C**

Para la sustancia **V:** **11,806 g de Cl / g de C.**

Aplicando la ley de Richter entre **IV y V:**

$$(0,336 \text{ g de H / g de C}) / (11,806 \text{ g de Cl / g de C}) = 0,028 \text{ g de H / g de Cl.}$$

Este resultado significa que **puede existir una sustancia VI** formada por **H y Cl** con la estequiometría de composición calculada (en este caso la sustancia existe: **HCl**).

Aplicando la ley de Proust para otra sustancia **VII** (agua): **0,126 g de H / g de O.**



Aplicando Richter entre **VII y IV**, se calcula la sustancia **VIII**: **2,664 g de O / g de C**

Entre **VIII y V**, se calcula la sustancia **IX**: **0,226 g de O / g de Cl**

Los resultados anteriores permiten calcular las masas de distintos EQ que se combinan entre sí, llamadas *masas equivalentes de combinación o químicas* **MEqQ g**, **valen igual químicamente** (para la Física, masas equivalentes son las de igual valor).

La **MEqQ** de un elemento químico es la masa en gramos de su cuerpo simple que se combina (o sustituye) con **1,008 g de H**, **8,000 g de O**, o cualquier otra **MEqQ** de otro elemento químico **en sustancias binarias**.

El significado químico de la **MEqQ g** es muy importante, con cada **MEqQ** se calcula una valencia del elemento químico: **Valencia = MAQ [g] / MEqQ [g]**.

La **valencia** es la capacidad de combinación de un átomo con respecto al H ($V = 1$), *no propone ninguna causa para las uniones entre átomos* y es un número entero (1, 2, 3,....).

Si un EQ tiene más de una **MEqQ**, el EQ tiene una valencia para cada **MEqQ**.

6.8. Composición química de la Tierra

Los elementos químicos se encuentran en la Tierra en condiciones ambientales de la Tierra como *cuerpos* (sistemas macroscópicos) simples (libres) ($EQ = 1$) o compuestos ($EQ > 1$ combinados químicamente) en los tres estados macroscópicos. Por ejemplo: **aire**: mezcla gaseosa de O, N, Ar, dióxido de C, vapor de agua; **agua**: H y O combinados, líquida, sólida (hielo), vapor; **sólidos metálicos**: libres (Au, Ag), combinados (Fe, Al).

En condiciones ambientales de la Tierra CAT hay 90 elementos químicos, desde **H = 1 hasta U = 92**, menos Tc = 43 y Pm = 61.

Los cuerpos en la Tierra están formados por un número muy grande (miles de millones) de partículas de tres tipos: átomos, moléculas (mono y poliatómicas), iones

La propiedad del átomo de C (0,088 % en la biósfera) de formar cadenas estables en CAT es el origen de la vida (capacidad de reproducción) en la Tierra.



Se señala que, según los modelos actuales, el Universo está formado por 73 % de energía oscura, 23 % de materia oscura y el 4 % restante por los EQ de la Tabla Periódica, aproximadamente 74 % es H, 24 % es He y el resto los otros EQ.

*Todos los elementos químicos EQ se forman en las estrellas: "metalicidad": **somos restos de estrellas desaparecidas.***

A continuación se muestra una tabla donde se indica la composición promedio de la **biósfera** [corteza terrestre o litósfera, parte líquida o hidrósfera y capa gaseosa o atmósfera].

La tabla muestra que 12 EQ constituyen el 99,13 % de la biósfera (entre ellos el Ti), de otros 16 hay 0,529 % y del resto (62 elementos químicos) solo hay 0,341 %.

Porcentaje de elementos químicos libres y/o combinados en la Tierra

Babor J., Ibarz J., Química General Moderna, Ed. Marín, Barcelona, 1979.

Elementos	Litósfera	Hidrósfera	Litósfera, hidrósfera y atmósfera	Tierra (% total)
Oxígeno	46,46	85,74	49,21	27,71
Silicio	27,44	-	25,32	14,53
Aluminio	7,57	-	7,04	1,79
Hierro	5,06	-	4,71	39,76
Calcio	3,14	0,05	2,92	2,52
Sodio	2,75	1,14	2,64	0,39
Potasio	2,58	0,09	2,41	0,14
Magnesio	2,57	0,14	2,40	8,69
Hidrógeno	0,14	10,67	2,60	



Titanio	0,62	-	0,58		
Cloro	0,05	2,07	0,19	Total	
Fósforo	0,12	-	0,11	99,13 %	0,11
Carbono	0,09	0,002	0,088		0,04
Manganeso	0,09	-	0,08		0,07
Azufre	0,06	0,09	0,056		0,64
Bario	0,047	-	0,045		
Cromo	0,035	-	0,033		0,20
Nitrógeno	0,05	-	0,086		
Flúor	0,030	-	0,027		
Circonio	0,025	-	0,023		
Cinc	0,023	-	0,02		
Níquel	0,020	-	0,018		3,16
Estroncio	0,019	-	0,017		
Vanadio	0,018	-	0,016		
Cobre	0,011	-	0,010		
Cobalto	0,002	-	0,002	Total	0,23
Bromo	0,01	0,008	0,01	0,529	
Otros elementos	0,367	-	0,341	0,341	0,02
	100,000	100,000	100,000	100,000	100,00



6.9. Problemas de aplicación

Se enumeran los conceptos que se aplican en los problemas:

* leyes gravimétricas: proporciones constantes o definidas; proporciones múltiples; proporciones recíprocas o equivalentes.

* valencia: $V = \text{masa atómica química MAQ/MEqQ}$.

* 1 mol de especies = N_A especies.

* masa molar (MM) y masa molecular.

* % (porcentaje): $\% A = mA [u] / 100mT [u]$ (mezcla o composición centesimal)

6.10. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

Tabla Periódica de los Elementos Químicos EQ: Principio de singularidad

<https://fcytcdelu.uader.edu.ar/node/70>

Edgardo Remo Benvenuto Pérez

La Tabla Periódica de los Elementos Químicos es un conocimiento fundamental e importante para la Química porque permite relacionar propiedades químicas de todos los elementos químicos conocidos en la Tierra y en el Universo.

Los elementos químicos tienen semejanzas en algunas propiedades químicas que permiten clasificarlos en 18 grupos de EQ, los elementos químicos de cada grupo tienen analogías entre sí, pero especialmente hay diferencias entre las propiedades químicas de los grupos. Los comportamientos químicos de los EQ son muy complejos y es importante conocer que las semejanzas y analogías químicas en cada grupo tienen irregularidades. Hay comportamientos químicos complejos, por ejemplo, propiedades químicas ácido - base y anfóteros, sustancias compuestas complejas.

*Se indican algunas propiedades periódicas (se repiten aproximadamente después de un número variable de elementos químicos EQ): carga nuclear efectiva (**Zef**), estados de oxidación (**EdeO**), electronegatividad (**EIng**), radio atómico (**RAtóm**), energía de ionización (**EIon**), afinidad electrónica (**AfE**). En las Tablas PERB de los EQ se indica el **principio de singularidad**: los elementos químicos del 3er. Periodo (**Na – Cl**)*



representan mejor las propiedades químicas de los grupos representativos **A** que los del 2do. Período (**Li – F**).

También se indican irregularidades en la constitución electrónica en capas y en orbitales.

Se describen algunas causas del principio de singularidad:

* el pequeño tamaño de los átomos y especialmente de los iones de los elementos químicos del 2do. período, los radios iónicos de los átomos unidos AtU del 2do. período son muy pequeños respecto a los del 3ro. Esta característica justifica que las sustancias que deberían ser iónicas por diferencia de electronegatividad (unión entre átomos UA electrovalente) por ejemplo **LiCl**, sus UA son prácticamente covalentes, se acepta que no existen los iones **Li⁺**, **Be²⁺**, **B³⁺**, **C⁴⁺**, estos cationes de muy alta densidad de carga (relación carga eléctrica / radio) polarizan los aniones, la carga positiva atrae la nube negativa, y las nubes electrónicas se superponen (unión entre átomos UA covalente)

* los átomos unidos del 2do. Período, hasta el N, son los únicos que tienen, con el mayor estado de oxidación (E de O), la configuración electrónica del He (K 2).

* cada unión entre átomos simples es un par de electrones, los átomos unidos tienen pares de e- enlazantes compartidos **peC** y pares de e- solitarios **ps**. Los átomos unidos del 2do. período no pueden usar en las UA los orbitales atómicos **d**, pueden tener como máximo 4 pares de electrones (peC + ps), también menos de 4 pares de e-. Los átomos unidos del 3er. período pueden tener más de 4 pares de e- porque los orbitales atómicos **d** pueden intervenir en las uniones entre átomos.

* los átomos unidos del 2do. período pueden formar dobles y triples uniones entre átomos porque su pequeño tamaño permite la superposición de los orbitales atómicos **p** después de la primera unión entre átomos. Cuando los átomos unidos son de mayor tamaño los orbitales atómicos **p**, en general, no se superponen, es más difícil formar uniones entre átomos dobles y sobre todo uniones entre átomos triples.

Se indican algunos ejemplos del principio de singularidad:

Grupo IV A: **C y Si: CO₂ (g) y SiO₂ (s); CF₄ y SiF₆²⁻**

Grupo V A: **N y P: N₂ (g) y P₄ (s); NF₃ y PF₅**

Grupo VI A: **O y S: O₂ (g) y S₈ (s); O₃ (g), S₃ no y sí SO₂; OF₂ y SF₆**



CAPÍTULO 7. SUSTANCIAS COMPUESTAS

7.1 Introducción

Los **cuerpos simples** contienen átomos de igual elemento químico EQ, están formados por moléculas monoatómicas o poliatómicas, son sistemas macroscópicos constituidos por sustancias simples (EQ = 1) con átomos de igual elemento químico EQ, pero no idénticos: *isótopos*:

Sustancia simple = Átomos de igual EQ no idénticos

Todos los cuerpos simples son moleculares: moléculas mono o poliatómicas.

Los **cuerpos compuestos** están formados por átomos de 2 (o más) elementos químicos EQ distintos, son *sistemas macroscópicos constituidos por sustancias compuestas con átomos unidos de distintos EQ combinados químicamente formando otra sustancia.*

Sustancia compuesta = Átomos de distintos EQ combinados.

No se debe omitir que los átomos unidos AtU *pueden formar moléculas poliatómicas, o cuerpos atómicos simples o compuestos, o cuerpos iónicos.* En las moléculas poliatómicas los átomos unidos **AtU** forman otra sustancia simple o compuesta, en los cuerpos iónicos se forma otra sustancia compuesta no molecular, en los cuerpos atómicos compuestos los átomos unidos AtU no forman moléculas ni iones.

En algunos **cuerpos simples sólidos (s) o líquidos (l)** las moléculas monoatómicas están unidas por uniones entre partículas UP y **no forman otra sustancia.**

Si las moléculas mono o poliatómicas están unidas por uniones entre partículas UP, el cuerpo es líquido (l) o sólido (s), si no hay UP, el cuerpo es macroscópicamente gas – vapor (g – v).

7.2. Fórmulas químicas FQ.

La fórmula química FQ indica la constitución atómica simbólica abreviada de una sustancia simple o compuesta.

Con la fórmula química FQ y las masas atómicas químicas MAQ se puede calcular la *composición centesimal* (% en masa de cada elemento químico) o *la estequiometría de composición* de una **sustancia compuesta.**



También es posible el cálculo inverso: con el % en masa o estequiometría de composición y las MAQ se puede calcular la fórmula mínima.

Hay varios tipos o clases de fórmulas químicas, cada una tiene un significado.

7.2.1. Fórmula mínima FM. Fórmula unidad FU

La **fórmula mínima FM** es la fórmula química con número mínimo de átomos o iones, que representa *la composición química de la sustancia compuesta*, se calcula con la composición centesimal y las masas atómicas químicas. En la *fórmula mínima* el número de átomos o iones, en es siempre entero desde 1 (contar).

La **fórmula mínima FM** indica únicamente la composición atómica de una sustancia compuesta y *no* si los átomos unidos forman una molécula poliatómica, en varios casos los átomos unidos AtU no forman moléculas poliatómicas sino cuerpos macroscópicos iónicos o atómicos compuestos.

Si la sustancia compuesta no es molecular (no existe la molécula, no se puede identificar y por lo tanto contar) a la fórmula mínima se la llama **fórmula unidad FU**, si la fórmula química se llama fórmula unidad *significa que la sustancia compuesta no está formada por moléculas*. La **fórmula unidad FU** no es la fórmula química de una molécula, no existe una partícula o especie con la fórmula química indicada por la fórmula unidad, es la fórmula química de la sustancia compuesta.

7.2.2. Fórmula molecular o verdadera FV.

Se llama *fórmula verdadera FV (fórmula molecular)* a la fórmula química de una molécula que se puede identificar y contar: **especie molecular**.

La fórmula verdadera **FV** es un múltiplo entero de la fórmula mínima **FM**:

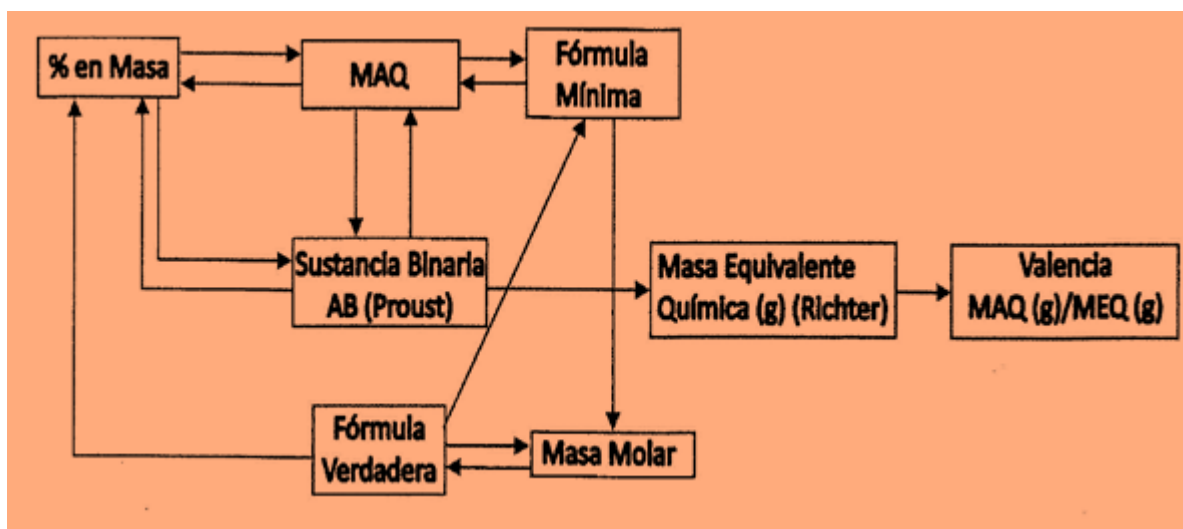
$$\text{Fórmula verdadera FV} = k \cdot \text{Fórmula mínima FM} \quad (k = 1, 2, 3, \dots)$$

$$\text{Masa FV} = k \cdot \text{Masa FM} \quad (k = 1, 2, 3, \dots)$$

En el epígrafe 7.4 se presentan problemas numéricos de aplicación resueltos.

El esquema siguiente muestra relaciones entre conceptos y definiciones.





MAQ: Masa Atómica Química; **MEQ:** Masa Equivalente Química

7.2.3. Fórmula estructural o de valencia FVal.



No se debe omitir que todas las fórmulas químicas indican el número y la relación de átomos o iones de los elementos químicos en una sustancia, *pero no cómo están unidos*.

La **fórmula de valencia FVal** indica la unión entre los átomos aplicando el modelo de valencia: *la valencia V la capacidad de combinación de un átomo*. En la fórmula de valencia, las **V** de todos los átomos unidos están saturadas, no hay valencias libres. El modelo de valencia fue propuesto por E. Frankland (1825-1899) en 1860, indica únicamente cómo están unidos los átomos, *pero ninguna causa o justificación de la unión entre átomos*.

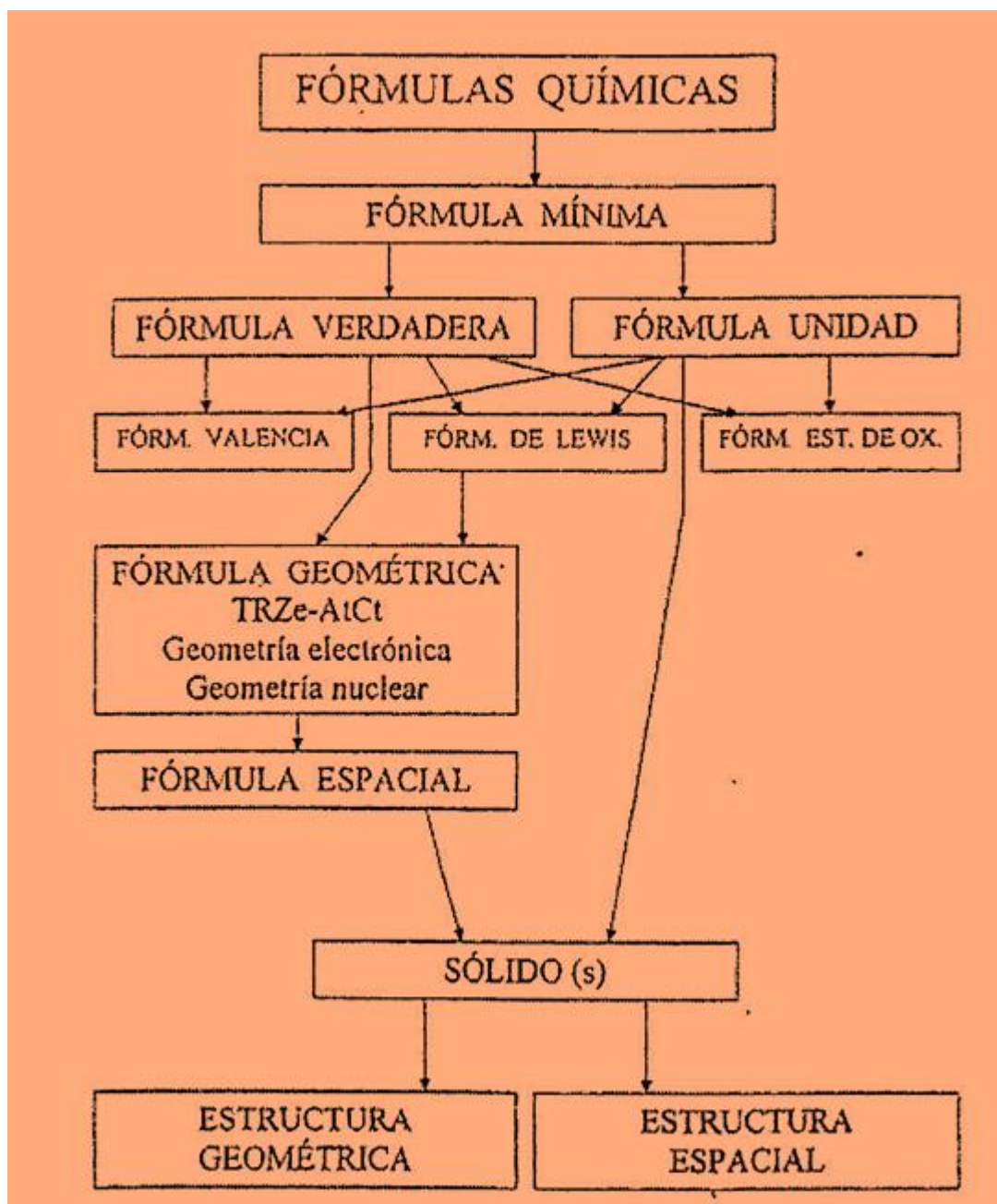
Los átomos (o grupos de átomos unidos) con valencias libres se llaman **radicales**.

Los átomos (o grupos de átomos unidos) con carga eléctrica se llaman **iones**.

Hay otros modelos de uniones entre átomos y otras fórmulas químicas, por ejemplo, las fórmulas de Lewis (FLw), según el modelo de Lewis de uniones entre átomos aplicando las capas de electrones.



A continuación, se muestran distintas fórmulas químicas **FQ**.



7.3. Sustancias compuestas inorgánicas no complejas

No se debe omitir que para realizar una clasificación en un sistema es imprescindible primero describir y definir características, propiedades del sistema. Luego, se debe explicitar según que propiedad se realiza la clasificación.

La clasificación de los elementos químicos EQ y de las sustancias es muy compleja. Las propiedades químicas dependen de los fenómenos químicos clásicos en que intervienen, son variados, complejos, dependen de muchas condiciones y variables.



Se enumeran algunas clasificaciones de las sustancias:

* **según los elementos químicos combinados:**

- *sustancias simples*: elementos químicos **EQ = 1**.
- *sustancias compuestas*: elementos químicos distintos combinados **EQ ≥ 2**.

* **según el número o cantidad de EQ distintos combinados en la sustancia compuesta:**

- 2 elementos químicos: *binaria*.
- 3 elementos químicos: *ternarias, etc.*

* **según el número o cantidad de átomos combinados:**

- 2 átomos: *biatómica*.
- 3 átomos: *triatómica, etc.*

* **según la composición química de las sustancias compuestas, por ejemplo:**

- 1 elemento químico combinado con el O: *óxido EO*.
- 1 elemento químico combinado con el H: *hidruros EH*.
- 1 elemento químico, H y O combinados: *hidrato de óxido EOH*
- 2 elementos químicos distintos (E_1 y E_2) y el O combinados: *oxosal neutra E_1OE_2*
- 2 elementos químicos distintos (E_1 y E_2), H y O combinados: *oxosal con H HE_1OE_2*
- 2 elementos químicos distintos (E_1 y E_2) combinados: *sal sin O E_1E_2*

* **según los elementos químicos EQ que la forman:**

- *inorgánicas*: las sustancias compuestas enumeradas anteriormente son comunes y se llaman *inorgánicas no complejas*. Todos los elementos químicos EQ (*menos el He, Ne y Ar*) se combinan con el O y forman *óxidos EO* (menos el F que forma una sal), algunos óxidos EO forman *hidratos de óxidos EOH*. Hay muchas otras sustancias inorgánicas que tienen una constitución química menos simple, una clase son las *sustancias compuestas inorgánicas complejas*, por ejemplo, las sales con **OH**: *hidroxocomplejos*, con **CN** *cianocomplejos*, con **NH₃** *aminocomplejos*.

Todos los elementos químicos EQ forman sustancias inorgánicas en distintas condiciones.



- *orgánicas*: el **carbono C** es el único elemento químico que en condiciones ambientales de la Tierra CAT forma sustancias compuestas con cadenas de átomos estables, abiertas o cerradas, con otros elementos químicos, por ejemplo, **H, O, N**: *sustancias orgánicas*. Estas sustancias son moleculares, en general formadas por un elevado número de átomos, por ejemplo, el ADN $\approx 10^{11}$ átomos, hidratos de C. La cantidad de *sustancias orgánicas (química del C)* es muy grande, hay muchos tipos o clases, por ejemplo: hidrocarburos, alcoholes, hidratos de C, aminoácidos, proteínas.

* **según la fórmula geométrica**:

- *aductos*: moléculas poliatómicas con átomo central y alrededor combinados 2 o más átomos, moléculas o iones, en general iguales, no unidos entre sí. Los aductos tienen un ordenamiento espacial, una geometría nuclear o molecular que se representa con la fórmula geométrica.

Los cuerpos (sistemas macroscópicos), **según algunas propiedades físicas**, se clasifican en *metales y no metales*. Los **metales** tienen las siguientes **propiedades físicas**: son casi todos sólidos en condiciones ambientales de la Tierra, menos el **Hg y Ga**, brillo metálico, conducen el calor y la electricidad, son dúctiles y maleables. Los **no metales no tienen las propiedades físicas de los metales**, en condiciones ambientales de la Tierra CAT son (g-v), (l) y (s). Hay algunos cuerpos con propiedades físicas intermedias: *metaloides*.

No se debe omitir que es incorrecto relacionar propiedades químicas con propiedades físicas y clasificar los elementos químicos y sustancias como metales o no metales, **los elementos químicos no son metales ni no metales**, los *cuerpos* formados por sustancias simples o compuestas pueden tener propiedades físicas metálicas o no metálicas.

7.4. Nomenclatura y formulación

La **nomenclatura** son las normas adoptadas internacionalmente (IUPAC) mediante las cuales se asigna *un nombre a las sustancias*.

La **formulación** son las normas adoptadas internacionalmente (IUPAC) que se aplican para *representar simbólicamente la composición química de las sustancias*.

A cada fórmula química le corresponde un nombre y viceversa.



Se indican algunas normas IUPAC para sustancias comunes inorgánicas y también nombres usados (clásicos) pero se señala que se deben consultar las normas actuales si se necesita aplicar rigurosamente la nomenclatura y formulación.

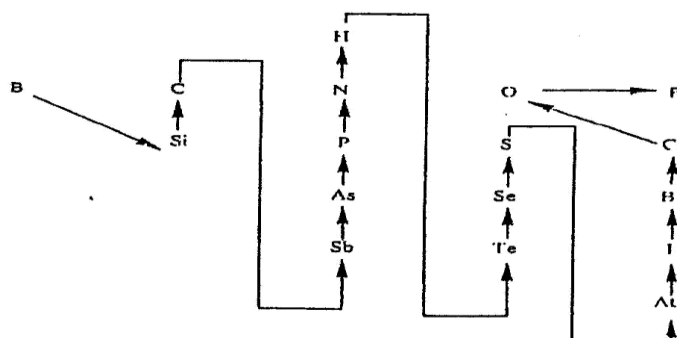
Formulación

Para escribir las fórmulas químicas se puede usar inicialmente la incorrecta clasificación según propiedades físicas de los cuerpos simples de los elementos químicos en “metales” y “no metales”. Se destaca que lo correcto para las fórmulas químicas es aplicar una propiedad química de los EQ combinados: estado de oxidación.

* **binarias**: primero se escribe el elemento químico “*metal*” y luego el elemento químico “*no metal*”.

Si hay 2 o más “metales” escriben en orden alfabético.

Si hay 2 o más “no metales” se escriben en el orden indicado en el siguiente esquema.



* **óxidos**: se escribe primero el elemento químico y luego el oxígeno (**EO**) (salvo el **OF₂**).

* **hidruros**: con “**no metales**”, primero el **H** (**HE**), con “**metales**”, primero el “**metal**” (**EH**).

* **hidratos de óxidos**: con “**no metales**”, primero el **H**, luego el “**no metal**” y final el **O** (**HEO**); con “**metales**”, primero el “**metales**”, luego el **O** y el **H** (**EOH**).

* **oxosales**: primero el “**metal**”, luego el “**no metal**” y al final el oxígeno (**E₁E₂O**).

No se debe omitir que la anterior es una norma incorrecta porque usa “**M** y **NoM**” que es una clasificación incorrecta de los EQ según propiedades físicas de los



cuerpos, pero se acepta hasta desarrollar los modelos de estados de oxidación y diferencia de electronegatividad.

Nomenclatura

*** óxidos EO:**

Tradicional o clásica:

- si el elemento químico EQ tiene una sola valencia, un solo óxido, el nombre se forma con la palabra **óxido**, seguido de la preposición **de** y el nombre del elemento químico. Por ejemplo: **MgO** óxido de magnesio; **Na₂O**: óxido de sodio.

- si el EQ tiene dos valencias y forma dos óxidos, a la raíz del nombre del elemento químico se le añade el subfijo **oso** para nombrar el óxido de menor valencia y el subfijo **ico** para el de mayor valencia. Por ejemplo: **Cu₂O** óxido cuproso; **CuO** óxido cúprico.

- si el elemento químico EQ forma más de dos óxidos, a la raíz del nombre del elemento químico se le coloca el prefijo **hipo** y el subfijo **oso**, para nombrar el óxido de menor valencia, el prefijo **per** y el subfijo **ico** para el de mayor valencia. Por ejemplo: **Cl₂O** óxido hipocloroso; **Cl₂O₃** óxido cloroso; **Cl₂O₅** óxido clórico; **Cl₂O₇** óxido perclórico.

El término “anhídrido” no se debe usar más.

Moderna:

- *por atomicidad:* se usan los prefijos mono, di (bi), tri, tetra, penta, hexa, etc., que indica el número de átomos de cada elemento químico EQ en la fórmula química. Por ejemplo: **Cl₂O** monóxido (u óxido) de dicloro; **Cl₂O₅** pentóxido de dicloro; **MgO** monóxido de magnesio; **Cu₂O** óxido (o monóxido) de dicobre.

- *por numeral de Stock:* se denomina óxido del EQ correspondiente seguido por su valencia en números romanos (entre paréntesis). Si el elemento químico EQ tiene una sola valencia puede omitirse. Por ejemplo: **Cu₂O** óxido de cobre (I); **CuO** óxido de cobre (II); **MgO** óxido de magnesio.

*Si el nombre de la sustancia es **óxido** significa que el **O** tiene siempre **valencia V = 2**.*

El **O** forma otras sustancias: **peróxidos con V = 1**, por ejemplo, agua oxigenada **H₂O₂**; **superóxidos**, por ejemplo, **KO₂**. Con el Flúor, no forma un óxido sino una sal: **OF₂**.



* hidruros EH:

Tradicional o clásica:

- si el elemento químico es un “no metal”, se agrega el subfijo **uro** a la raíz del nombre del “no metal” y se añade **de hidrógeno**. Por ejemplo, **HCl** cloruro de hidrógeno.

- si es un “metal”, se llama hidruro de Por ejemplo, **NaH** hidruro de sodio.

Moderna:

- se usan los prefijos mono, di, etc. para cada elemento químico. Por ejemplo: **H₂S** sulfuro de dihidrógeno.

- si es un “metal”, por ejemplo, hidruro de sodio, con los prefijos mono, di, etc.

Algunos EH tienen nombres especiales: *Agua* **H₂O**; *Amoníaco* **NH₃**; *Metano* **CH₄**.

El elemento químico H tiene únicamente valencia 1.

* hidrácidos:

- los elementos químicos del grupo 17 (VIIA) y el S (“no metales”) forman hidruros que se disuelven en el agua líquida y dan disoluciones acuosas con propiedades ácidas de Arrhenius y Brönsted, En sus nombres se agrega el sufijo *hídrico* a la raíz del nombre del “no metal”. Por ejemplo: **HCl** cloruro de hidrógeno. En disolución acuosa: *ácido clorhídrico (ac)*; **H₂S** sulfuro de dihidrógeno, *ácido sulfhídrico (ac)*.

* hidratos de óxidos EOH:

- EOH formado por un “no metal”:

Tradicional o clásica: se aplican las mismas normas que para los óxidos, cambiando la palabra óxido por “ácido”: **SO₃ y H₂SO₄**; **SO₂ y H₂SO₃**.

Moderna: el nombre se forma con el prefijo griego que indica el número de átomos de oxígenos seguido de **oxo**, luego la raíz del nombre del elemento químico EQ, con la terminación **ato**, luego de hidrógeno con su atomicidad. Por ejemplo, **H₂CO₃** trioxocarbonato de dihidrógeno; **H₂SO₄** tetroxosulfato de dihidrógeno.

- EOH formado por un “metal”:

El nombre es igual que para los óxidos, cualquiera sea la norma elegida, solo se cambia la palabra óxido por hidróxido: **Ca(OH)₂** dihidróxido de calcio; **NaOH** hidróxido de sodio.



* **sales:**

- las sales con O se llaman *oxosales*. Pueden ser sales neutras (todos los H reemplazados), con H o con OH.

* sales sin O (“Meta I- No metal”):

- el nombre de la sal se forma con el nombre del hidruro, cambiando la palabra hidrógeno por el “metal”. Por ejemplo: **NaCl** cloruro de sodio; **K₂S** sulfuro de dipotasio; **FeCl₃** tricloruro de hierro.

- si la sal tiene H, luego del nombre del hidruro, el H con el prefijo griego que indica el número de átomos y el elemento químico de igual forma. Por ejemplo: **NaHS** sulfuro de monohidrógeno y sodio.

* sales con O (oxosales):

Clásica:

- se forma el nombre con el nombre del “ácido” cambiando la terminación ***ico por ato y la oso por ito*** (el pico del pato parece un oso chiquito). El nombre del hidróxido no cambia. Por ejemplo: **Na₂SO₄** sulfato de sodio; **Fe(NO₂)₂** nitrito ferroso.

Moderna:

- el nombre de la sal se forma con el nombre del EOH de un “no metal”, cambiando la palabra hidrógeno por el elemento químico EQ. Por ejemplo: **CuCO₃** trioxocarbonato de monocobre; **Na₂SO₄** tetraoxosulfato de disodio.

- si la sal tiene H, igual que para las sales anteriores. Por ejemplo: **NaHSO₄** tetroxosulfato de monohidrógeno y sodio. Si la sal tiene OH es un tipo de sustancia llamada *hidroxocomplejo*. Por ejemplo: **Na[(ZnOH)₃]** trihidroxozincato de sodio.

Se señala que para otras sustancias compuestas (y para los compuestos de C), se deben consultar las Normas IUPAC, la nomenclatura moderna que tiene la ventaja de “leer” la fórmula química *y no nombrar incorrectamente las sustancias según comportamientos químicos*.

No se debe omitir que nombrar a una sustancia como “ácido o base” es incorrecto, una sustancia no es “ácido o base”, sino que tiene comportamiento ácido o básico en un fenómeno químico clásico según algún modelo.



7.5. Fórmulas químicas y composición centesimal: problemas numéricos

Cuando se conoce la fórmula química FQ de una sustancia compuesta, con las masas atómicas químicas se calcula la composición centesimal (% en masa de cada elemento químico) (*estequiometría de composición*).

Ejemplo numérico: calcular la composición centesimal del carbonato de calcio o tetroxocarbonato de calcio **CaCO₃**.

Con la fórmula mínima se determina la masa "molecular": "**MM**" \approx **100,09 Da**.

En un mol de "moléculas" de **CaCO₃** (100,09 g) hay un mol de átomos de **Ca**, un mol de átomos de **C** y tres moles de átomos de **O**.

En **100,09 g de CaCO₃** hay **40,08 g de Ca**, **12,01 g de C** y **48,00 (16,00 x 3) g de O**.

La composición centesimal se calcula:

Calcio: (40,08 g de Ca/100,09 g CaCO₃). 100 = **40,04 % Ca**

Carbono: (12,01 g de C/100,09 g) 100 = **12,00 % C**

Oxígeno: (48,00 g de O/100,09 g) . 100 = **47,96 % O**

El problema inverso, es decir, conocida la composición centesimal (% en masa), determinar fórmula mínima de la sustancia compuesta, se resuelve: la composición centesimal expresa la masa en gramos de cada elemento químico EQ que existen en 100 g del compuesto, si se dividen dichos valores por las masas atómicas químicas MAQ de los EQ correspondientes, obtendremos el número de moles de átomos de cada elemento químico EQ que hay en 100 g del compuesto. Estos números de moles de átomos son proporcionales a los números de átomos de cada EQ que forman la sustancia compuesta, los números de moles de átomos obtenidos no son enteros (medir), debemos dividirlos a todos por el mismo factor de modo que resulten números enteros. El método es dividir a todos los números de moles de átomos de los distintos elementos químicos EQ por el menor de ellos, éste pasa a ser **1** y los restantes deben ser aproximadamente números enteros, *las sustancias compuestas contienen un número entero de átomos* (si alguno no es entero, deben multiplicarse todos por un número tal que todos sean enteros) y se obtiene la fórmula mínima **FM**.

*Si la sustancia es molecular, no es posible conocer la fórmula verdadera **FV**, es necesario el dato del múltiplo k o de la masa molar o molecular de la sustancia [FV = k . FM (k: entero)]. Si no hay molécula, la fórmula mínima **FM** es fórmula unidad **FU**.*



Se obtiene un grupo de números enteros que corresponden al número de átomos que forman la fórmula química **FQ**. Se indican como subíndices y se tiene la fórmula mínima **FM** (fórmula empírica) de la sustancia.

En caso de existir la molécula, la fórmula verdadera **FV** puede ser la fórmula mínima **FM** ($k = 1$) o cualquier múltiplo entero, se puede obtener si se conoce la masa molecular o molar aproximada de la sustancia compuesta.

Ejemplos numéricos:

a) la composición centesimal de una sustancia es **C 92,25 %; H: 7,75 %**. La masa molecular aproximada es **78,00 Da**. Justificar la fórmula verdadera.

Dividiendo los porcentajes por las masas de un mol de átomos de cada elemento químico **C = 12,01 g de C/mol; H = 1,01 g de H/mol:**

$$\mathbf{C: 92,25/12,01 = 7,68 \text{ moles de C}}$$

$$\mathbf{H: 7,75/1,01 = 7,67 \text{ moles de H}}$$

En 100,00 g de la sustancia hay 7,68 moles de átomos de C y 7,67 moles de átomos de H. Los dos valores son casi iguales, la diferencia se debe a la incertidumbre o desconfianza en las mediciones experimentales de masas.

Por el cálculo anterior, los átomos de C e H se encuentran en la molécula en relación de 1 a 1, la fórmula mínima es **CH**, *pero no es la fórmula verdadera*.

La masa molecular es **78,00 Da**:

$$\mathbf{Masa \text{ molecular } FV [Da] / Masa \text{ de la } FM [Da] = 78,00/13,02 = 5,99 \rightarrow 6}$$

$$\mathbf{Masa \text{ molecular con la fórmula verdadera } FV: 6 \times 12,01 + 6 \times 1,01 = 78,12 [Da]}$$

La fórmula verdadera es **C₆H₆**, la sustancia orgánica *benceno*.

b) la composición centesimal de una sustancia es: **P : 43,70 %; O: 56,30 %**.

Calcular su fórmula mínima **FM**.

Dividiendo por las masas de un mol de átomos de P y O: **31,00 g de P/mol; 16,00 g de O/mol:**

$$\mathbf{P: 43,70/31,00 = 1,41 \text{ moles de P}}$$

$$\mathbf{O: 56,30/16,00 = 3,52 \text{ moles de O}}$$



Por cada 1,41 moles de átomos de P hay 3,52 moles de átomos de O. Debemos obtener una relación de números enteros. Dividiendo por el menor de ellos 1,41:

$$\text{P: } 1,41/1,41 = 1$$

O: $3,52/1,41 = 2,49$ (2.5). Este valor no es entero, multiplicando ambos por 2:

$$\text{P: } 2; \text{ O: } 5.$$

La fórmula mínima de la sustancia es: **P₂O₅** (pentóxido de difósforo).

7.6. Problemas de aplicación

En los problemas se aplican los conceptos:

* fórmula mínima **FM**

* fórmula verdadera o molecular: **FV = k. FM**

* composición centesimal (estequiometría de composición).

* nomenclatura



CAPÍTULO 8. FENÓMENOS QUÍMICOS CLÁSICOS.

8.1. Conceptos fundamentales

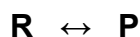
Se ha indicado que los fenómenos químicos pueden ser **electrónicos**, *fenómenos químicos clásicos fenQC*, o **nucleares**, *fenQN no clásicos*.

Un **fenómeno químico clásico** se presenta cuando las sustancias que constituyen un sistema desde un estado inicial **EI** cualquiera en un tiempo inicial t_i , *hay cambios en las cantidades de sustancias, o aparecen o desaparecen otras sustancias distintas que las del estado inicial*:

Estado Inicial EI: *sustancias iniciales* $\rightarrow \Delta t > 0 \rightarrow$

Estado Final EF: *Cambios en las sustancias del estado inicial*

Un fenómeno químico clásico (fenQC) se indica *cuantitativamente* indicando **todas las sustancias** que intervienen. Según la representación arbitraria usada, se llaman reactivos “R” y productos “P”:



No se debe omitir la doble flecha \leftrightarrow que es un concepto fundamental, la terminología “reactivos R y productos P” sugiere que R son sustancias que desaparecen y P sustancias que aparecen, **este concepto es incorrecto porque los fenQC son reversibles químicamente**, $R \rightarrow P$ y $P \rightarrow R$, siempre se debe indicar \leftrightarrow (\rightarrow es para Δt). Las denominaciones R y P se refieren a la expresión del fenQC cualitativa (“reacción química”) arbitraria que indica todas las sustancias. **No se debe omitir que R (reactivos) no indica el estado inicial EI del sistema**, R y P únicamente indican cualitativamente todas las sustancias que intervienen, el EI puede ser cualquiera.

El fenQC reversible se produce en cualquier sentido desde un EI cualquiera hasta que no hay más cambios en las cantidades de sustancias, se alcanzó el estado final EF de **equilibrio químico**.

Se señala que los fenómenos químicos clásicos son muy complejos, por ejemplo, pueden ser simples o múltiples (en serie o paralelo), la representación anterior es para un fenómeno químico clásico simple.

Desde el estado inicial, *el tiempo tiene un solo sentido (hacia el futuro \rightarrow)*, luego siempre $\Delta t > 0$. El estudio del fenómeno químico a través del tiempo (velocidad de reacción) se llama **cinética química**. La velocidad de reacción, variación de cantidades de sustancias con el tiempo, se indica con una expresión matemática



llamada **ley cinética**. Es un tema complejo, las ecuaciones o leyes cinéticas dependen de los mecanismos de reacción y no del equilibrio químico.

8.2. Clasificación de los fenómenos químicos.

Los fenómenos químicos se pueden clasificar en *comunes o clásicos* (fenómeno químico clásico) y *no clásicos*. Esta clasificación es simple porque en los **fenómenos químicos clásicos** intervienen los electrones exteriores del átomo (*fenómenos electrónicos*) y los **fenómenos químicos no clásicos** se producen en el núcleo del átomo (*fenómenos químicos nucleares: Química nuclear*).

8.2.1. Clasificación de los fenómenos químicos clásicos

Es imprescindible definir propiedades y características de los fenómenos químicos clásicos **fenQC** para proponer clasificaciones, es necesario y conveniente adoptar alguna clasificación elemental que se debe aplicar con conocimiento de su significado.

Los fenQC son muy complejos, dependen de muchas condiciones y características, por ejemplo, reversibles, tipo de sistema, estado de los cuerpos, simples o complejos.

Las denominaciones **R y P** son convencionales porque los fenómenos químicos clásicos son reversibles químicamente, $R \rightarrow P$ y $P \rightarrow R$, estas denominaciones R y P se refieren a una expresión del *fenQC cualitativa arbitraria* que indica todas las sustancias: *reacción química*.

Los fenómenos químicos clásicos se refieren a fenómenos electrónicos, los fenómenos químicos nucleares se refieren a los átomos radiactivos y reacciones químicas nucleares.

En los fenómenos químicos clásicos (no nucleares) todos los átomos de un estado inicial **EI** cualquiera se conservan (no cambian), *son partículas eternas*:

$$\Sigma \text{ Átomos EI} = \text{cte.}$$

Únicamente si el sistema es cerrado o aislado, los átomos quedan en el sistema y por lo tanto se conserva la masa clásica (**m = cte.**).

En un sistema abierto, obviamente la masa no se conserva, *pero los átomos del EI no cambian: ley de conservación de los átomos*.

Se proponen clasificaciones de los fenómenos químicos clásicos según algunas características o propiedades:



*** simples o múltiples:**

- *reacción simple* es la que se expresa con una ecuación estequiométrica y una ley o ecuación cinética.

- *reacciones múltiples* son, por ejemplo, en serie, en paralelo, consecutivas, se expresan con más de una ecuación estequiométrica.

*** elementales:**

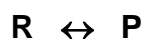
- una *reacción simple* es **elemental** si una ecuación o ley cinética corresponde a una ecuación estequiométrica. Una reacción elemental es también simple, pero no viceversa.

Los fenómenos químicos tienen *mecanismos de reacción*, en general, durante el fenómeno químico clásico entre R y P hay etapas o pasos, se forman especies intermedias, los tipos de mecanismos de reacción son diversos y complejos.

El equilibrio químico no depende del mecanismo de reacción.

*** reversibles o incompletos:**

- los fenómenos químicos clásicos son reversibles químicamente, los P se combinan para dar R:



En un sistema cerrado o aislado, en el estado final de equilibrio químico no hay cambios en las cantidades de sustancias, la composición química del sistema no varía con el tiempo, están presentes todas las sustancias **R y P**. *En un sistema abierto*, no se alcanza el estado final de equilibrio químico si algún R y/o P se eliminan del sistema.

No se debe omitir el concepto de **constante de equilibrio K** en los fenQC, expresión cuantitativa del equilibrio químico. En el estado final EF de equilibrio químico, no hay variación en las cantidades de sustancias. La *constante de equilibrio K* es una expresión cuantitativa del equilibrio químico, tiene un valor adimensional para cada ecuación química y depende de la T. Por convención, es una relación entre P y R:

$$K = P / R$$

En los fenómeno químico clásico fenQC simples con $K > 10^4$, los **P** *prácticamente no forman masas medibles de R*, este tipo de fenQC se llama **“másicamente**



irreversible o completo", por lo menos un reactivo R "desaparece" en el estado final, su masa es muy pequeña, no es medible, *pero se puede detectar*:



* **homogéneos:**

- el fenómeno químico clásico se produce en una única fase: $F = 1$.

* **heterogéneos:**

- en el fenómeno químico clásico intervienen más de una fase: $F > 1$.

* **síntesis:**

- formación de una sustancia compuesta a partir de las sustancias simples.

* **descomposición:**

- una única sustancia compuesta se separa en otras sustancias simples y/o compuestas.

* **neutralización:**

Las *reacciones de neutralización* son importantes, un ejemplo común es la formación de agua H_2O (l) por combinación (fenómeno químico clásico) de H^+ (ac) + OH^- (ac).

Cuando se combinan un **ácido y una base de Arrhenius**, se neutralizan o anulan:
 HA (ac) + BOH (ac) = BA () + H_2O (l)

* **oxido - reducción (redox):**

- fenómeno químico clásico en los que se producen *intercambios de electrones (e-)* entre átomos. Las *reacciones químicas redox* son muy importantes porque son las que se producen, por ejemplo, campos eléctricos (pilas voltaicas). El modelo de estado de oxidación **EdeO** propone que el estado de oxidación de cada átomo unido es el número de **e-** ganados, EdeO negativo (-), o perdidos EdeO positivo (+) **aparentemente en los átomos unidos AtU**. Según este modelo, todos los átomos unidos son *iones*.

Los fenómenos químicos clásicos se pueden clasificar:

- *sin cambios* en los estados de oxidación de los átomos.

- *con cambios* en los estados de oxidación (*reacciones redox*).



Estos 2 tipos son excluyentes.

Los fenómenos químicos clásicos fenQC pueden ser de más de uno de los tipos o clases anteriores y hay más características para clasificarlos.

No se debe omitir explicitar el tipo o clase de fenómeno químico clásico que se estudia.

En el texto se estudian los menos complejos, fenómenos químicos clásicos simples “másicamente irreversibles o completos” en sistemas cerrados.

8.3. Equilibrio químico

Un fenómeno químico clásico simple se debe describir cualitativamente indicando **todas** las sustancias.

Si el fenómeno químico clásico es “irreversible”: $A () + B () \rightarrow C () + D ()$

Si el fenómeno químico clásico es reversible: $E () + F () \leftrightarrow G () + H ()$

A, B, C, D, E, F, G, H son fórmulas químicas FQ.

() indica el estado macroscópico de los cuerpos.

Según como están expresados **convencionalmente** los fenómenos químicos clásicos anteriores: A, B, E y F son **R** C, D, G y H son **P**

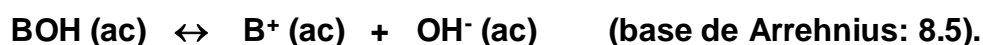
Si se detecta que la composición química del sistema cerrado o aislado no varía con el tiempo, el sistema está en el estado final EF de equilibrio químico:

- en el estado final EF la masa de uno de los “reactivos R”, **A y/o B** es muy pequeña (no se puede medir su masa, pero se puede detectar) el fenómeno químico clásico es “irreversible másicamente”.

- en el estado final EF las masas de **E, F, G y H** son medibles, el fenómeno químico clásico es reversible másicamente.

Un caso muy importante de equilibrio químico que se presenta cuando una sustancia se ioniza en disolución acuosa (ac): disociación iónica.

Si la sustancia es un hidrato de óxido **EOH**:



En las disociaciones iónicas se establece un equilibrio químico entre la sustancia sin disociar y los iones, se llama **equilibrio iónico**, un ejemplo muy importante es el producto iónico del agua. Se presentan equilibrios desplazados casi totalmente hacia la derecha (“totalmente disociados” $K \gg 10^4$, grado de avance $X \approx 1$) o hacia la izquierda ($X \approx 0$, “sin disociar”; $K = 0$). En muchos casos X (grado de avance) y K tienen un valor intermedio.

No se debe omitir:

* *indicar siempre **todas las sustancias** que intervienen en el fenómeno químico clásico porque las mismas sustancias R pueden formar distintos P, o sea **distintos P para iguales R.***

* *el estado inicial **EI** cualquiera puede ser:*

- para los “másicamente irreversibles” puede tener únicamente R o R y P, pero no únicamente P, la cantidad formada de R es muy pequeña, no se puede medir, pero sí detectar, por ejemplo, la cantidad de **[H+ (ac)]** en agua (l).

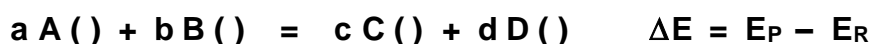
- para los reversibles másicamente el estado inicial EI puede ser cualquiera, R o P únicamente o *cualquier otra composición química con R y P.*

* *no confundir R con estado inicial EI, R y P son la forma convencional o arbitraria de representar un fenómeno químico clásico, el estado inicial puede ser cualquiera.*

* *un equilibrio químico es simple cuando hay un único fenómeno químico clásico fenQC, pero hay sistemas con más de un fenQC: **equilibrio químico múltiple**. Un caso importante de equilibrio múltiple son las disoluciones acuosas (ac): **hidrólisis**.*

8.4. Ecuación química. Constante de equilibrio.

Una ecuación química es la representación cuantitativa de un fenómeno químico clásico (fenQC), se cumple la ley de conservación de los átomos:



* **A, B, C, D:** fórmulas químicas FQ (FM, FU o FV) de las sustancias.

* **a, b, c, d:** *coeficientes estequiométricos:* números enteros para que se cumpla la ley de conservación de los átomos: **igual número de átomos de cada elemento químico EQ en R y P.**

* **() :** *estados macroscópicos de las sustancias: (s) (l) (g - v) (ac).*



* $\Delta E = E_P - E_R$: variación de energía E en los fenQC. Se acepta que la masa y la energía se conservan cada una independientes (se desprecia $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$)

La ecuación química anterior **sin ()** significa:

- **SI a** "moléculas" ("moléculas" pero el término es válido si existen) de **A** reaccionan (desaparecen), también desaparecen **b** "moléculas" de **B** (y viceversa) y se forman (aparecen) **c** "moléculas" de **C** y **d** "moléculas" de **D**.

Los fenómenos químicos clásicos son reversibles, luego el significado es también inverso: **SI** desaparecen (reaccionan) **c** "moléculas" de **C**, desaparecen **d** "moléculas" de **D**, etc.

El significado anterior de la ecuación química es **microscópico (sin cuerpos)**.

La ecuación química anterior **con ()** es el múltiplo **N_A (1 mol)** de la anterior, y el significado es **macroscópico**:

- **SI N_A a** "moléculas" de **A** desaparecen, también desaparecen **N_A b** "moléculas" de **B** (y viceversa) y aparecen **N_A c** de **C** y **N_A d** de **D**.

El significado es también inverso porque el fenómeno químico clásico es reversible.

La expresión y significado de las ecuaciones anteriores son *atómicas – moleculares*: **contar especies**.

La ecuación química anterior **con ()** también significa:

- **SI** la masa de **A () m_A = a** . "masa molar **MM**" de **A** reacciona o desaparece, la masa de **B () m_B = b** . "MM" de **B** desaparece (y viceversa), y se forman la masa de **C () m_C = c** . "MM" de **C** y la masa de **D () m_D = d** . "MM" de **D**: significado másico de la ecuación química: **medir masas**.

Los significados atómico-molecular (**contar partículas**) y másico (**medir masas**) de una ecuación química se cumplen siempre, **es independiente del estado inicial arbitrario**.

El significado atómico-molecular es el natural y lógico para aplicar en los fenQC, pero como no es posible **contar directamente** átomos, moléculas, iones, la cantidad de sustancia se obtiene con la masa (**medir**), la FQ de la sustancia y el número de Avogadro, por ejemplo: masa de **A () m_A = a** . "masa molar **MM**" de **A**.



Se pueden escribir muchas ecuaciones químicas para un mismo fenómeno químico clásico, *la ecuación química con los coeficientes estequiométricos mínimos desde 1 es la **ecuación química mínima***, todas las otras ecuaciones químicas son múltiplos de la ecuación química mínima con significados semejantes.

No se debe omitir que el valor numérico de la constante de equilibrio **K** *depende de la ecuación química, K tiene un valor adimensional para cada ecuación química (y depende de la T)*. Si no se explicita la ecuación química a la que corresponde K, el valor es para la *ecuación química mínima*, con los coeficientes estequiométricos mínimos enteros.

Para la ecuación química reversible anterior, la constante de equilibrio es:

$$K = C^c \cdot D^d / A^a \cdot B^b$$

Según el fenómeno químico clásico (tipo, condiciones, cuerpos, etc.), **A, B, C, D** tienen **valores adimensionales intensivo**, **a, b, c, d** son los coeficientes estequiométricos de una ecuación química.

8.5. Ácidos y bases. Modelo de Arrhenius. pH



Las propiedades ácidas o básicas se caracterizan subjetivamente, por ejemplo, las **ácidas** por el sabor agrio (vinagre, cítricos), atacar algunos cuerpos metálicos con desprendimiento de gas; las **básicas** por el sabor amargo, no reaccionar con los metales, disolver las grasas.

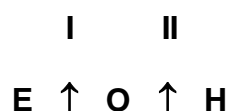
No se debe omitir que según comportamientos químicos de las sustancias en un fenómeno químico clásico, las sustancias tienen propiedades ácidas o básicas según distintos modelos. **Una sustancia no es ácido o base, sino que tiene comportamiento ácido o básico en un fenómeno químico clásico según algún modelo.**

Por ejemplo, los **hidratos de óxidos** tienen la siguiente fórmula general:



La sustancia **EOH** está formada por átomos unidos, es eléctricamente neutra, se puede separar (disociar) en **I ó II**, como se indica a continuación:





Un sistema común y muy importante es cuando esta disociación se produce en disolución acuosa (ac), **EOH (ac)** es soluble en agua líquida (l).

* si el EOH se disocia por I, se forman los iones **E⁺ (ac)** y **OH⁻ (ac)**.

* si se disocia por II, se forman los iones **EO⁻ (ac)** y **H⁺(ac)**.

Los EOH no se disocian por I y II simultáneamente.

Según lo anterior, S.Arrhenius (1859 - 1927) propuso un modelo para clasificar las propiedades (modelo de Arr):

- si se forman *iones hidrógeno* **H⁺ (ac)** tienen propiedades ácidas de Arr.

- si se forman *iones oxhidrilo* **OH⁻ (ac)** tienen propiedades básicas de Arr.

Las *sustancias comunes inorgánicas anteriores* se pueden clasificar según el modelo de Arr en ácidos o bases de Arr en disolución acuosa (ac) (*con muchas precauciones y limitaciones*). Por ejemplo:

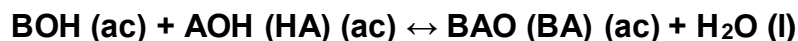
- algunos **EH** en (ac) son ácidos de Arr: hidrácidos de Arr.

- algunos **EOH** en (ac) son bases de Arr: hidróxidos básicos de Arr

- algunos **EOH** en (ac) son ácidos de Arr: oxoácidos de Arr.

Hay sustancias que tienen ambos comportamientos (ácido y base de Arr), en general en distintos fenómenos químicos clásicos, se llaman **anfóteros de Arr**.

Si una base de Arr **BOH** se combina con un ácido de Arr se forma una sal (neutra o con H) y agua:



(“base + ácido = sal + agua”)

Algunos **BOH** se combinan con otra sustancia **COH** y no se forma agua:



Estas sustancias **C(OH)B (ac)** (con **OH**) se llaman *hidroxocomplejos*.

Si un **BOH** tiene ambos comportamientos químicos anteriores, se combina con **AOH** o **HA** o con **COH**, es un **anfótero de Arr**.

Estos comportamientos o propiedades químicas se producen en (ac):



* los **BOH**, se disocian por I: $\text{BOH (ac)} \leftrightarrow \text{B}^+ \text{(ac)} + \text{OH}^- \text{(ac)}$

* los **AOH**, se disocian por II: $\text{AOH (ac)} \leftrightarrow \text{AO}^- \text{(ac)} + \text{H}^+ \text{(ac)}$

Los ejemplos anteriores muestran la forma *cuantitativa* de representar un fenómeno químico clásico fenQC: $\text{R} \leftrightarrow \text{P}$. La cantidad de **P** que se forma es variable, los fenQC son reversibles químicamente, los **P** se combinan para dar masas medibles de **R**.

Se representa cuantitativamente el fenómeno químico clásico con una ecuación química y su constante de equilibrio K.

La disociación iónica produce partículas cargadas eléctricamente llamadas **iones**.

Las sustancias que en (ac) forman **iones OH⁻ (ac)**, llamados *oxhidrilo* o *hidroxilo*, tienen propiedades básicas de Arrhenius. Las que forman **iones H⁺ (ac)** ión hidrógeno, tienen propiedades ácidas de Arrhenius.

La acidez o basicidad de una (ac) se mide con la magnitud *potencial de ión H*: **pH**.

El agua (l) es un anfótero de Arrhenius según la siguiente ecuación química:



En este fenómeno químico clásico reversible se presenta un equilibrio químico que se llama *producto iónico del agua*, se aplica para definir una magnitud que mide la acidez (y basicidad) en disolución acuosa (ac): **pH**.

En la ecuación química anterior las concentraciones molares [cantidad de sustancia/unidad de volumen (ac)] de **H⁺ (ac)** y **OH⁻(ac)** en el equilibrio químico son iguales, en el **H₂O (l)** a 25 oC. ambas **concentraciones** son muy pequeñas: **10⁻⁷ moles de sustancia / L de (ac)**.

Lo anterior significa que en 1 L de agua (l) hay \approx **0,0000001g de H⁺ (ac)** y **0,0000017 g de OH⁻ (ac)**. Se destaca que la concentración de agua (l) es 1.

El **H₂O (l)** es neutra de Arrhenius porque las concentraciones molares de **H⁺ (ac)** (ácido de Arrhenius) y la de **OH⁻ (ac)** (base de Arrhenius) son iguales, *el sistema no es ni ácido ni básico de Arrhenius*.

Para la ecuación química mínima anterior: $K = 10^{-7} \cdot 10^{-7} / 1 = 10^{-14}$ (25 oC.)

Se define el **pH**: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+ \text{(ac)}]$

El pH del agua (l) a 25 °C.: $\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$



El pH se calcula con la concentración en moles/L de (ac) (molaridad **M**) del ión H⁺ (ac): **[H⁺ (ac)]** (suponiendo sistema ideal).

Se define igual el **pOH = - log [OH⁻ (ac)]** , para el agua (l) a 25 °C. siempre se cumple:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Un valor, **pH o pOH**, puede ser nulo o negativo, pero la suma siempre es 14

Se enumeran algunos conceptos importantes:

- el O combinado con el F **no** forma un óxido sino una sal: el fluoruro de oxígeno **OF₂**.
- algunos óxidos EO no se combinan con el agua y se llaman óxidos neutros, por ejemplo, **CO, NO**.
- algunos **EOH** tienen comportamientos químicos ácido- base de Arrhenius, son **anfóteros de Arrhenius**, por ejemplo, **Al(OH)₃ , Zn(OH)₂, HNO₃**

El modelo ácido y base de Arrhenius es limitado, las propiedades ácido - base de una sustancia se presentan en otros fenQC según otros modelos ácido-base.

Se mencionan otros modelos ácido – base:

* **modelo de Brönsted (Br)**: para sustancias con **H**.



- base de Brönsted, receptor de **H⁺(ac)**.

- ácido de Brönsted, dador de **H⁺ (ac)**.

Ambas sustancias, el ácido y la base de Brönsted, tienen que intervenir: **par conjugado**. Cada fenQC no se puede producir aislado.

* **modelo de Lewis (Lw)**: ácido-base es según la propiedad de intercambiar electrones.

- ácido de Lewis, receptor de electrones **e⁻** de una base de Lewis dador de **e⁻**, los átomos están unidos **AtU: D → e⁻ → A: D – unión entre átomos - A**.

En el modelo de Lewis hay un átomo que da electrones e⁻ (**Átomo Dador: D**) y otro que lo acepta (**Átomo Aceptor: A**), los e⁻ se comparten entre los AtU y están unidos por unión entre átomos.

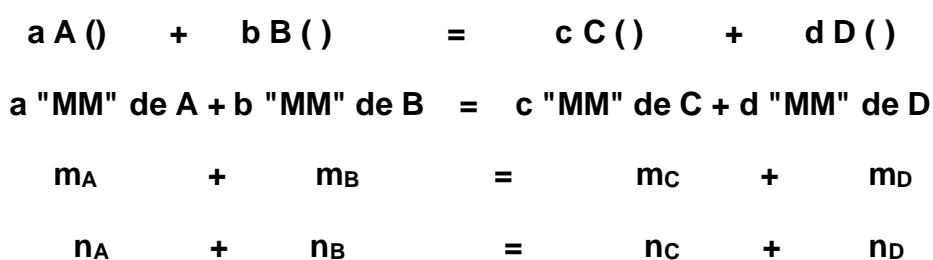


Cualquier sistema puede tener comportamiento ácido o base de Lw si da o acepta e-
No se debe omitir que una sustancia no es ácido o base, *sino tiene comportamiento ácido o básico en un fenómeno químico clásico según algún modelo.*

8.6. Estequiometría

La **estequiometría** aplica los significados atómico-molecular o másico de una ecuación química para realizar cálculos numéricos en un fenómeno químico clásico.

Para la ecuación química:



Se pueden expresar *relaciones másicas (entre masas m) o molares (entre número de moles n)*, por ejemplo:

$$m_A / m_B = k_1 ; m_C / m_A = k_2 ; m_D / m_A = k_3 ; \text{ etc.}$$

(masas medidas en iguales unidades; k_1, k_2, k_3 cualquier valor)

$$n_A / n_B = k_4 ; n_D / n_B = k_5 ; n_D / n_C = k_6 ; \text{ etc.}$$

(k_4, k_5, k_6 : relación entre números enteros).

Lo anterior significa: **si desaparece m_A , desaparece $m_B = m_A / k_1$**

si desaparece m_A , aparece $m_C = k_2 \cdot m_A$

si reacciona m_A , se forma $m_D = k_3 \cdot m_A$

si se forma n_D , se forma $n_C = n_D / k_6$

si desaparece n_A , desaparece $n_B = n_A / k_1$

Para cada ecuación química se pueden expresar relaciones másicas o molares que son únicas para cada ecuación química (mínima o no).

Las relaciones estequiométricas que establece una ecuación química se cumplen siempre, cualquiera sea el estado inicial y el tipo de fenómeno químico clásico, *pero el estado final EF de equilibrio químico del sistema depende del tipo o*

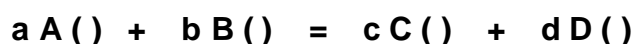


clase de fenómeno químico clásico y de sistema, para calcular el estado final del fenómeno químico clásico es necesario conocer características del sistema.

Los cálculos estequiométricos son más simples (y lógicos) aplicando el significado atómico-molecular (**contar**) y no el másico (**medir**), ya que los fenómenos químicos clásicos se producen entre especies y las relaciones son entre números enteros **a, b, c, d**.

A continuación, se muestra un esquema con un método de cálculo en un fenómeno químico clásico “irreversible o completo”, luego por lo menos un reactivo R desaparece másicamente (**m inmedible**): reactivo **R limitante**.

Para una ecuación química “irreversible”:



El estado inicial **EI** tiene únicamente **R** (X_A y X_B moles iniciales de **A** y **B**). En otro caso, el **EI** puede tener **C** o **D**, también **C + D**.

estado inicial	X_A	X_B	0	0
Δt	$- X_A$	$- (b/a) X_A$	$(c/a) X_A$	$(d/a) X_A$
estado final	0	Rrem.	$(c/a) X_A$	$(d/a) X_A$
$R_{\text{remanente}} R_B = X_B - (b/a) X_A ; C = (c/a) X_A ; D = (d/a) X_A$				
estado final = $R_B + C + D$				

El sistema es cerrado con un único fenómeno químico clásico simple, se indican cambios en las sustancias, intervalo de tiempo (estos cálculos son independientes de la cinética química), **R** remanente, **R** limitante, estado final **EF** del sistema.

Se puede calcular el **R** limitante, adoptando que es **A**, los moles de **A** que desaparecen se llama **grado de avance X**, en este caso $X = X_A$.



Para un *equilibrio químico simple o múltiple*, con uno o más de un fenómeno químico clásico reversible, los cálculos son complicados.

8.7. Problemas de aplicación

Se indican los conceptos aplicados en los problemas:

- * ley de conservación de átomos (balance de átomos de un fenómeno químico clásico).
- * expresión cuantitativa de un fenómeno químico clásico (ecuación química).
- * estequiometría: estado final de un fenómeno químico clásico “irreversible”

8.8. LECTURAS COMPLEMENTARIAS

ΔQUÍMICA: UNA REVISIÓN DE CONCEPTOS Y TERMINOLOGÍA.

Edgardo Remo Benvenuto Pérez.

Este trabajo fue presentado en Julio del 2002 como Taller en el Taller Internacional de Pedagogía de la Química en la Universidad de Matanzas “Camilo Cienfuegos”, Matanzas, Cuba.

Al analizar conceptos y terminología usados en la enseñanza de la Química en el nivel medio y universitario, se observa que en varios casos los mismos son confusos en el sentido que el término no tiene un significado coherente y unívoco con el concepto que expresa.

El criterio del trabajo es proponer una terminología que intenta expresar claramente conceptos, diferenciar conceptos relacionados y explicitar limitaciones y aplicabilidad (Teoría de la Omisión).

Se proponen terminologías de conceptos de los siguientes temas:

- * **contar** partículas (especies) y **medir** propiedades (magnitudes).
- * **sustancias** (tipos o clase de materia según propiedades intensivas químicas y físicas) y **especies** (tipos o clases de partículas de una sustancia)
- * **cuerpos** (sistemas macroscópicos) sólidos, líquidos y gas – vapor: **N_A partículas** (átomos, moléculas, iones).
- * **fórmulas químicas (FQ):** tipos o clases de fórmulas químicas.



* **uniones entre partículas (UP) (átomos, moléculas, iones):** la unión entre **partículas** se puede clasificar en uniones entre átomos (**UA**) o uniones entre moléculas (**UM**).

* **fenómenos químicos comunes o clásicos:** descripción de algunas características fundamentales,

CONCEPTOS Y TERMINOLOGÍA

Química: Ciencia Natural que estudia, por ejemplo, las sustancias y especies, cantidades de sustancias y especies (CONTAR), propiedades (MEDIR), cuerpos, estructuras, clasificación de las sustancias y de fenómenos químicos (con cambios en las sustancias), velocidad de reacción, mecanismos.

Sistema: parte o porción del Universo que se estudia, el resto es el medio ambiente.

Es fundamental explicitar siempre el sistema elegido y, por ejemplo, el tipo, las condiciones de P y T , cerrado, aislado.

Masa: magnitud que mide la cantidad de materia de un sistema; relación entre la fuerza resultante F_R (causa) y la aceleración a (efecto): $F_R = m \cdot a$ (m masa inercial, F_R y a magnitudes vectoriales); propiedad de un sistema que interviene en las interacciones atractivas entre masas: $F = G \cdot m_1 \cdot m_2 / r^2$ (masa gravitacional); propiedad de un sistema que se puede transformar en energía: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$; propiedad que varía con la velocidad v respecto a la velocidad de la luz c : se llama “masa en reposo” cuando $v \ll c$.

Cuerpo: porción limitada de materia: **sistema macroscópico** (N_A especies = 1 mol de especies o partículas).

Modelo: es un concepto fundamental. Hipótesis, suposición, propuesta, teoría sobre, por ejemplo, la estructura, constitución, comportamiento de un sistema. Las experiencias cuantitativas (con mediciones) es la única forma de verificación de un modelo, los resultados experimentales deben ser coherentes con el modelo (método científico). Cada modelo explica o justifica **algunas** propiedades, características, fenómenos, pero no otras propiedades o comportamiento y tiene un rango o límite de validez o aplicación, También predice resultados experimentales y son válidos mientras ninguna experiencia los refute. Los modelos son **parciales y transitorios**.



Estados de los cuerpos (sistemas macroscópicos): modelo de partículas: los gases y vapores (g-v) son agregados, partículas separadas o juntas **no unidas**; los líquidos (l) y sólidos (s) NO son agregados: **partículas unidas**.

Sustancias: tipos o clases de materia según propiedades intensivas químicas y físicas de sistemas microscópicos y macroscópicos, tienen un nombre y una fórmula química (FQ).

Especie: tipo o clase de partícula con nombre y fórmula química FQ. Cada especie está identificada, tiene un nombre, pertenece a una sustancia y se puede contar (mol).

Elementos Químicos: constituyentes básicos de las sustancias. Cada elemento químico EQ tiene un nombre y un símbolo. **Todas** las sustancias están formadas por elementos químicos: sustancia simple EQ = 1; sustancia compuesta EQ = ≥ 2 **combinados, o sea unidos químicamente formando otra sustancia.**

Partícula: especie identificada que se puede contar. La cantidad es siempre un valor entero sin incertidumbre si se puede contar directamente, o con incertidumbre: contar indirectamente: medir.

Átomo: mínima partícula (eléctricamente neutra) de un elemento químico, mínima partícula que interviene en un fenómeno químico clásico. En un átomo aislado AtA el número de electrones es igual al número de protones **Z**. El modelo planetario propone un núcleo – Sol positivo y alrededor capas de electrones - planetas negativos.

El modelo actual propone un núcleo positivo y alrededor “nubes de probabilidad” (orbitales atómicos). Cada orbital puede tener como máximo 2 electrones.

Molécula: mínima partícula (especie eléctricamente neutra) que puede existir libre o aislada, se identifica con el nombre de la sustancia simple o compuesta y se puede **contar**. Su composición química se indica con una fórmula química FQ que se llama fórmula verdadera FV (FQ de la molécula).

Ión: partícula con carga eléctrica **positiva (+) o negativa (-)**. Es una especie con carga eléctrica, su composición se indica con la fórmula química FQ. Si es (+) se llama catión y si es (-) se llama anión.

Cuerpos simples o compuestos: un cuerpo simple está formado por sustancias simples; un cuerpo compuesto por sustancias compuestas.



Número atómico Z: cantidad de protones $p+$ en el núcleo atómico: CONTAR Z protones (valor numérico entero).

Número de masa (A): cantidad de nucleones: $p+ + n^*$ en el núcleo: CONTAR A nucleones (valor numérico entero): $A = Z p+ + N n^*$

Isótopo: átomo aislado AtA con igual Z (pertenece a un elemento químico EQ) y distinto número de masa A (distinta Masa Atómica Física MAF).

Masa atómica física MAF: masa de un átomo aislado AtA (especie atómica) (MEDIR: valor con incertidumbre).

Masa atómica química MAQ: masa promedio de los isótopos naturales de un elemento químico EQ: MEDIR.

Especie inerte: no se combina con átomos de ningún elemento químico EQ, se une con átomos de igual elemento químico EQ pero no forma otra especie o sustancia sino se licúa y solidifica: fenómeno físico. Ningún átomo es inerte. Todos los otros átomos no son inertes, se pueden combinar con otros átomos, intervienen en fenómenos químicos clásicos.

Especies estables o inestables: ambas existen, pero la estable no desaparece químicamente (no se combina) rápidamente (según las condiciones); la inestable desaparece muy rápidamente (difícilmente detectable). El concepto de rapidez es relativo (intermediarios en los mecanismos de reacción).

Aducto: sustancia con átomo central ($AtCt$) y alrededor 2 o más especies unidas al $AtCt$ que pueden ser iguales o distintas y no están unidas entre sí. La esfera de coordinación **EC** es la cantidad de especies alrededor. El $AtCt$ es un átomo aislado AtA o ion de un elemento químico, la EC son átomos, moléculas, aniones. Algunos aductos se llaman compuestos complejos (incorrectamente compuestos de coordinación).

Fórmula química (FQ): composición atómica simbólica abreviada de una sustancia o especie simple o compuesta.

Fórmula mínima (FM): FQ con la mínima relación, con números enteros desde 1 (el átomo es clásicamente indivisible), entre los átomos que forman una especie o sustancia simple o compuesta.



Fórmula verdadera (FV): fórmula química FQ con la composición atómica de una molécula simple o compuesta.

Fórmula unidad (FU): fórmula mínima FM que indica la composición atómica de una sustancia que **no está formada por moléculas**.

Fórmula de valencia (FVal): FQ con las uniones entre los átomos según el modelo de valencia V.

Fórmula con estados de oxidación (FEdeO): fórmula química FQ según el modelo de los estados de oxidación (EdeO).

Fórmula de Lewis (FLw): FQ según modelo de Lewis: **1 par de e- = 1 unión o enlace simple entre átomos unidos**.

Fórmula geométrica (FGeom): FQ con la posición espacial tridimensional aproximada (cualitativa) de los átomos.

Fórmula espacial (FEsp): FGeom. con algún valor (cuantitativa), por ejemplo, ángulo, distancia.

Estructura geométrica: indica la posición espacial tridimensional aproximada de las partículas en un sólido (cualitativa).

Estructura espacial: estructura geométrica con algún valor (cuantitativa), por ejemplo, distancias, tamaño, de las partículas en un sólido.

Uniones entre partículas UP: hay varios modelos de unión entre partículas UP de distinta complejidad. Se pueden clasificar en **uniones entre átomos UA o uniones entre moléculas UM**.

Estado de oxidación (EdeO): número de electrones que **aparentemente** ganó o perdió cada átomo unido AtU en una unión entre átomos. Este modelo es simple y, en general, sin significado físico (no todos los átomos unidos son iones), pero se aplica en algunos temas, por ejemplo, análogos electrónicos, fenómenos químicos clásicos redox. **Electronegatividad:** valor que mide la tendencia relativa de los átomos aislados AtA a atraer electrones (modelo de Pauling).

Átomo Unido (AtU): átomo unido son los átomos que están unidos a otro átomo. Si los átomos unidos son de igual elemento químico EQ, se llama átomo neutro **AtN** porque el EdeO es cero (igual que un átomo aislado AtA). Si los átomos unidos AtU



son de distintos EQ se llama átomo combinado **AtC** y el EdeO es, en general, distinto de cero (hay casos de AtC con EdeO = 0). En los átomos unidos, el de mayor electronegatividad “gana” electrones y el EdeO es negativo (-) y el de menor electronegatividad “pierde” e⁻ : EdeO (+). Hay casos de EdeO fraccionarios (superóxidos, cadenas de C, cadenas de S, etc.).

Trabajo de una fuerza: es una medida de un cambio de energía ΔE , por ejemplo, posición, volumen, temperatura, estado de un cuerpo. Si no hay cambio en la posición o volumen; **efecto macroscópico**, el trabajo es calor: **efecto microscópico**.

Energía: capacidad de un sistema de producir trabajo de una fuerza y **causa** de cambios en el sistema o cuerpo. Únicamente durante un cambio de energía (ΔE) interviene el trabajo y/o calor. La energía es una propiedad extensiva.

Temperatura: magnitud que mide el nivel de energía (no cantidad de E) de un sistema. Es una propiedad intensiva.

Fenómeno químico: fenómeno en el cual hay cambios en las cantidades de sustancias del sistema y/o desaparecen y aparecen sustancias. Hay dos clases: común o clásico (fenómeno químico clásico) en los cuales intervienen los electrones exteriores y se cumplen los principios de conservación de los átomos y de las cargas eléctricas; no clásicos: se producen en el núcleo del átomo (Química nuclear) y se cumplen los principios de conservación de las cargas eléctricas, de nucleones y de la masa - energía.

En los fenómenos químicos clásicos, en la expresión cualitativa siempre se deben indicar **todas** las sustancias: **R reactivos** ↔ **P productos**.

La ↔ indica **reversibilidad química**. Los R y P son distintas especies, y pueden ser cuerpos (s), (l), (g - v), disoluciones acuosas (ac).

Los fenómenos químicos clásicos son muy complejos, por lo tanto su estudio y clasificación es complicada.

Disoluciones acuosas (ac): sistema común e importante formado por agua (l) y cuerpos (s), (l), (g - v) disueltos (solubles). El sistema es homogéneo ($F = 1$) y no es una mezcla porque, en general, hay fenómenos químicos clásicos (combinaciones) entre el soluto y el agua: **hidrólisis**. El sistema se indica (**ac**).



Ecuación química: representación cuantitativa simbólica de un fenómeno químico clásico en la que se cumple el principio de conservación de los átomos. La interpretación con las especies (significado atómico-molecular) es el adecuado o lógico (contar) en lugar del significado másico (medir).

Mecanismos: etapas intermedias que se producen en los fenómenos químicos clásicos. Pueden intervenir especies (intermediarios) neutras con valencias libres (radicales) y otras especies. El concepto de intermediario depende de su velocidad de desaparición, en general, muy elevada.

Redox: tipo de fenómeno químico clásico con variaciones de estados de oxidación (ΔE_{deO}), se puede separar en 2 semirreacciones: oxidación: pérdida de electrones, y reducción: ganancia de e-: **Especie Reducida** \leftrightarrow **Especie Oxidada + e-**

Los dos fenómenos son simultáneos, no se pueden producir aislados.

Cinética: estudio de las velocidades de los fenómenos químicos clásicos: velocidad de reacción química (v_R), que se mide por la desaparición de un reactivo (r_R) y/o de aparición de un producto (r_P). Depende de los mecanismos de reacción. Es un tema complejo.

Reversibilidad química: significa que en los fenómenos químicos clásicos los P se combinan y forman los R. Todos los fenómenos químicos clásicos son reversibles químicamente, pero en algunos casos la masa de R ($P \rightarrow R$) formado es muy pequeña y se aceptan que son "másicamente irreversibles o completos", desaparece por los menos un R. Se menciona que otro concepto distinto muy importante en Física es la reversibilidad termodinámica.

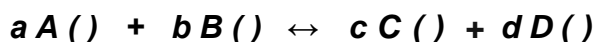
Equilibrio químico: para un fenómeno químico clásico reversible $R \leftrightarrow P$ en el estado final de equilibrio químico están todas las sustancias R y P, en el equilibrio químico se cumple **K** (constante de equilibrio) definida como una relación entre cantidades de **P/R**, valor adimensional constante para cada ecuación química y cada T. El equilibrio químico no depende del mecanismo ni de la cinética, depende del fenómeno químico clásico reversible estudiado.



EQUILIBRIOS QUÍMICOS. EQUILIBRIO QUÍMICO SIMPLE O MÚLTIPLE.

Un concepto importante en los fenómenos químicos clásicos reversibles es la **constante de equilibrio K** porque define una propiedad fundamental del fenómeno químico clásico.

Se debe explicitar una ecuación química del fenómeno químico clásico (sino se acepta que es la mínima: coeficientes estequiométricos mínimos), por ejemplo:



La constante de equilibrio es: $K = C^c D^d / A^a B^b$

A, B, C, D son actividades **a** de los cuerpos, las **a** son adimensionales, la **K** es adimensional, el valor de **K** depende de la **T** y de una ecuación química explicitada.

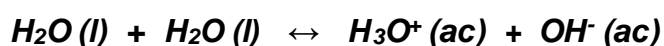
Las actividades **a** de los cuerpos **(s)** y **(l)** son **1**. Para **(g - v)** y los **iones (ac)**, las **a** en los sistemas ideales **(Std)** son el valor a las concentraciones molares **M [moles/L]**.

La **K** calculada con las molaridades **M** se llama **Kc**.

Los valores de **M** (y **a**) en el equilibrio químico pueden ser cualquiera, hay muchos valores de las molaridades **M** que cumplen numéricamente con el valor de **K** que es único para cada **T** y ecuación química.

Si en el equilibrio químico hay iones (ac), se llama equilibrio iónico.

Un ejemplo muy importante de equilibrio químico iónico es el **agua líquida (l)**:



$$K = K_w (25 \text{ oC}) = 10^{-14} = 10^{-7} \cdot 10^{-7}$$

$$pH = -\log [H_3O^+ (ac)] = 7$$

$$pH + pOH = 14$$

El pH (o el pOH) puede ser 0 o negativo.

Otro ejemplo de equilibrio químico: **$N_2O_4(g) \leftrightarrow 2 NO_2(g)$**

En los ejemplos anteriores hay un único equilibrio químico, es un sistema con **equilibrio químico simple**.

Si en el sistema hay más de un fenómeno químico clásico, es un sistema con **equilibrio químico múltiple**, para cada fenómeno químico clásico se cumple su **K**



en el estado final EF de equilibrio químico, todos los valores de las sustancias en el estado final de equilibrio químico cumplen con la K de cada fenómeno químico clásico.

Los cálculos para un equilibrio simple no son complicados, desde un estado inicial EI cualquiera arbitrario, las sustancias varían según la estequiometría de la ecuación química explicitada hasta el EF de equilibrio químico.

Para cada estado inicial arbitrario, se puede determinar cualitativamente el sentido posible del fenómeno químico clásico reversible:

$$Q (\text{estado inicial EI arbitrario}) \neq K (\text{equilibrio químico}).$$

Ejemplo de cálculo de un equilibrio químico simple:



La tabla muestra distintos **estados iniciales EI** arbitrarios y un ejemplo de cálculo (a volumen V y temperatura T ctes). Se supone sistema ideal SId: $a = M$

estado inicial M		estado final M		Relaciones en el equilibrio	
[NO ₂]	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]	[N ₂ O ₄]	[NO ₂] / [N ₂ O ₄]	[NO ₂] ² / [N ₂ O ₄]
0,000	0,670	0,0547	0,643	0,0851	4,65 · 10 ⁻³
0,0500	0,446	0,0457	0,448	0,102	4,66 · 10 ⁻³
* 0,0300	0,500	0,0475	0,491	0,0967	4,60 · 10 ⁻³
0,0400	0,600	0,0523	0,594	0,0880	4,60 · 10 ⁻³
0,200	0,000	0,0204	0,0898	0,227	4,63 · 10 ⁻³

Se desarrolla el cálculo para el estado inicial *: $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,500$; $\text{NO}_2 = 0,0300$



$Q = (0,0300)^2 / 0,50 = 1,8 \cdot 10^{-3} < K_c$, luego el sentido posible es hacia la derecha \rightarrow

	$\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$	
estado inicial	0,500	0,0300
Δt	- X/2	+ X
estado final	0,50 - X/2	0,03 + X

$$K_c = (0,03 + X)^2 / (0,50 - X/2) \rightleftharpoons X = 0,0175$$

LEYENDA

X = grado de avance: moles que aparecen de NO_2

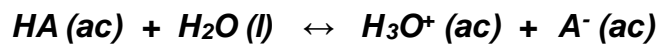
Los cálculos para un equilibrio múltiple son, en general, complicados porque todas las sustancias presentes en el estado final EF de equilibrio tienen cualquier valor de equilibrio para que se cumplan las K de cada fenómeno químico clásico. Según el caso, hay varias incógnitas, un método de cálculo es plantear igual número de ecuaciones independientes e incógnitas.

Un ejemplo de cálculo para un equilibrio químico múltiple es el caso común cuando al agua líquida (l) se agrega un soluto (cuerpo soluble) y **hay fenómeno químico clásico entre el agua (l) y las especies (ac): hidrólisis.**

Se señala que, en general, la hidrólisis se presenta siempre: **las disoluciones acuosas (ac) no son mezclas sino combinaciones**, hay fenómenos químicos clásicos entre el agua (l) y el soluto.

Un ejemplo de equilibrio múltiple es cuando se agrega al agua (l) una sustancia soluble con H (ácido monoprótico de Bronsted) y se forma el ión hidronio H_3O^+ (ac).

Suponiendo que hay únicamente 2 equilibrios: K_w del agua (l) y K de la hidrólisis de la sustancia disuelta:



$$K_1 = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})] \cdot [\text{A}^- (\text{ac})] / [\text{HA (ac)}]$$

Hay 4 incógnitas en el equilibrio múltiple: HA (ac) , $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$, $\text{OH}^- (\text{ac})$, $\text{A}^- (\text{ac})$.

Dos ecuaciones son K_w y K_1 , otras 2 ecuaciones son:

- balance de masa para HA : $\text{HA (estado inicial)} = M_i = \text{HA (eq)} + \text{A}^- (\text{eq})$.

- balance de cargas eléctricas: $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{eq}) = \text{A}^- (\text{eq}) + \text{OH}^- (\text{eq})$

Resolviendo se obtiene:



$$M_I = HA \text{ (estado inicial)} = [1 + (H_3O^+ \text{ (eq)}/K_1)] [H_3O^+ \text{ (eq)} - (K_w / H_3O^+ \text{ (eq)})]$$

Con esta ecuación se puede calcular para un **pH** elegido, la molaridad inicial **M_I** de un ácido monoprótico **HA** con su **K_{c1}**.

Por ejemplo: **ácido acético HAc**, **K₁ = 1,75 · 10⁻⁵**.

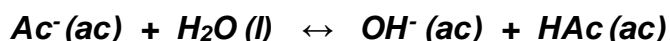
En estos cálculos se supone sistema ideal **a = M**, que los únicos equilibrios son **K_w** y **K₁**, y no se desprecia el **H₃O⁺ (ac)** del agua.

Se puede comparar, para cada **M_I**, el **pH** anterior y el **pH** suponiendo que hay un solo equilibrio **K₁** y evaluar cuando es aceptable despreciar el **H₃O⁺** del agua (l).

Se observa que el **pH** no puede ser mayor que **7** porque la **M_I** sería negativa.

Otro ejemplo de equilibrio múltiple es cuando se agrega al agua (l) la sal soluble acetato de Na **NaAc (s)** y se produce la hidrólisis del ión acetato **Ac⁻ (ac)**.

Suponiendo que hay sólo 2 equilibrios: el agua (l) **K_w** y la hidrólisis:



$$K_2 = [OH^- \text{ (ac)}] [HAc \text{ (ac)}] / [A^- \text{ (ac)}]$$

Hay 4 incógnitas en el equilibrio: **HAc (ac)**, **H₃O⁺ (ac)**, **OH⁻ (ac)**, **A⁻(ac)**.

Se puede demostrar que **K₁ · K₂ = K_w**, usando **K_w**, **K₁** y **K₂** no son independientes, calculando los valores de equilibrio con cualquiera (K₁ o K₂), la otra K se cumple.

Para el caso del **NaAc**, dos ecuaciones son **K_w** y **K₁**, otras 2 ecuaciones son:

- balance de masa para **NaAc**: **M_I = NaAc (estado inicial) = HAc (eq) + A⁻ (eq)**

- balance de cargas eléctricas: **H₃O⁺(eq) + Na⁺(ac) = A⁻ (eq) + OH⁻ (eq)**.

Resolviendo, aceptando que **Na⁺ (ac) = NaAc (estado inicial) = M_I** (α = 1, disociación completa) y suponiendo sistema ideal SId:

$$M_I = NaAc \text{ (estado inicial)} = [(K_w / H_3O^+ \text{ (eq)}) - H_3O^+ \text{ (eq)}] / [1 - (1 / (1 + H_3O^+ \text{ (eq)}/K_1))]$$

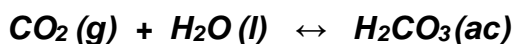
Igual que anteriormente, se obtiene la **M_I** del **NaAc** para un **pH** determinado y se pueden comparar los resultados suponiendo que hay un solo equilibrio **K₂**.

Se observa que el **pH** no puede ser menor que **7** porque la **M_I** sería negativa.

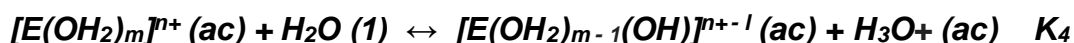
Otros casos importantes de **hidrólisis** son **agua (1) + : NH₃, NH₄Cl, NH₄CN, AlCl₃**



Los casos de sustancias con más de 1 H (polipróticas), con más de 1 OH (polihidroxílicas) y las sales con H o OH, son más complicados, pero se analizan con igual método matemático, igual número de incógnitas y de ecuaciones. Por ejemplo:



Otros equilibrios que se pueden analizar son la formación de acuocomplejos y su hidrólisis:



DISOLUCIONES ACUOSAS. PROPIEDADES QUÍMICAS ÁCIDO - BASE. HIDRÓLISIS.

Las disoluciones acuosas [(ac)] son sistemas formados por un cuerpo (s), (l), (g-v) soluble (soluto) y la disolvente agua líquida (l). En estos sistemas el agua (l) interviene física y químicamente porque hay fenómenos físicos y químicos (combinaciones) entre el soluto y el agua (l): **las (ac) no son mezclas.**

La **solubilidad** es un concepto fundamental: cantidad máxima de un soluto que se disuelve en una cantidad de disolvente a una T determinada: **disolución saturada.**

Una disolución puede ser relativamente diluida o concentrada.

En el agua (l) se presenta el equilibrio químico simple:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Se define el **pH**: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})]$ (también $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-(\text{ac})]$)

En agua (l) a 25 oC: **pH = 7** ; se cumple siempre: **pH + pOH = 14.**

Uno de los valores (pH o pOH) puede ser nulo o negativo, pero la suma es siempre 14.

Se destaca que las clasificaciones de un sistema se deben realizar según alguna propiedad o característica del sistema la cual es imprescindible explicitar. La



clasificación de propiedades químicas ácido - base se realiza según comportamientos en fenómenos químicos clásicos.

En agua (l) y disoluciones acuosas (ac) se aplican los modelos ácido - base de Arrhenius (**Arr**) y de Brönsted (**Br**).

Una sustancia no es ácido o base, sino que tiene un comportamiento químico ácido o básico en un fenómeno químico clásico según algún modelo.

Debido a que los fenómenos químicos clásicos son, en general, complejos, la clasificación no es simple, las propiedades ácido o base de una sustancia se pueden presentar en distintos fenómenos químicos clásicos.

Si se agrega al agua (l) un cuerpo formado por una sustancia **X**:

* **la sustancia X es insoluble**; el sistema S agua (l) - cuerpo X es una mezcla heterogénea, no hay fenómeno químico clásico, el pH no varía.

* **X es un soluto soluble (se disuelve)**, el sistema es una **disolución acuosa (ac)**.

Se pueden presentar distintos casos:

- no se forman iones, el sistema no es conductor de la electricidad (X no electrolito), es una mezcla homogénea y el pH es 7.

- se forman iones: aniones **A⁻ (ac)** y cationes **C⁺ (ac)**, el sistema (ac) es conductor (X electrolito) y homogéneo. No hay fenómeno químico clásico entre los iones y el agua (l) pero éstos se unen electrostáticamente con las moléculas polares de agua, se hidratan (fenómeno físico), el pH del agua (l) no varía, es 7.

- se forman iones y entre los iones y el agua (l) se producen fenómenos químicos clásicos: **hidrolisis**, el pH no es 7 y hay equilibrio químico múltiple.

- se forman iones, hay un fenómeno químico clásico entre los **C⁺** y el agua (l), se forman acuocomplejos solubles: **Cⁿ⁺ (ac) + m H₂O (l) ↔ [C(OH₂)_m]ⁿ⁺ (ac) K₁**.

Cuando hay hidrólisis, por lo menos hay 2 equilibrios: **K_w** y **otro K**.

Hay casos en que un acuocomplejo se combina con el agua (l) (hidrólisis) y el pH varía:



En los sistemas (ac) se presentan, en general, equilibrios químicos múltiples, **las (ac) no son mezclas.**

En estos casos, el sistema químico es complicado porque se deben considerar todos los equilibrios, para suponer un equilibrio químico simple, este criterio se debe justificar.

Modelos de propiedades químicas ácido - base

Una sustancia no es ácido o base, sino que tiene comportamiento ácido – base en un fenómeno químico clásico según distintos modelos.

Las propiedades ácido - base son excluyentes, el comportamiento químico de una sustancia en un fenómeno químico clásico es **ácido o básico** según un modelo, pero algunas sustancias tienen ambos comportamientos, en general en distintos fenómenos químicos y se llaman **anfóteros**.

Los modelos de propiedades ácido - base son:

* **modelo de Arrhenius (Arr):**

- un ácido de Arrhenius forma o da iones (protones) **H⁺ (ac)**.

- una base de Arrhenius forma o da iones oxhidrilos **OH⁻ (ac)**.

El agua (l) es un anfótero de Arrhenius: **H₂O (l) ↔ H⁺ (ac) + OH⁻ (ac)**

Ejemplos: **HCl (ac) ↔ H⁺ (ac) + Cl⁻ (ac)**

NaOH (ac) ↔ Na⁺ (ac) + OH⁻ (ac)

Zn(OH)₂ (s) + NaOH (ac) ↔ Na⁺ (ac) + [Zn(OH)₃]⁻ (ac)

Zn(OH)₂ (s) + HCl (ac) ↔ ZnCl₂ (ac) + H₂O (l)

El ejemplo del **Zn(OH)₂ (s)** muestra el comportamiento anfótero de la sustancia según el modelo de Arrhenius, se combina con una base o con un ácido de Arrhenius, pero no da **H⁺ (ac)**.

* **modelo de Brønsted (Br):** se aplica a sustancias que tienen **H**.

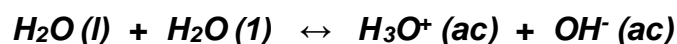
- una sustancia ácida de Br da iones **H⁺ (ac)**.

- una sustancia básica de Br acepta **H⁺ (ac)**.

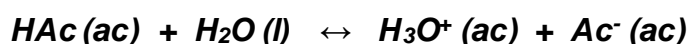
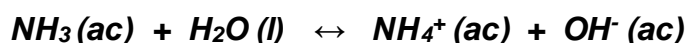
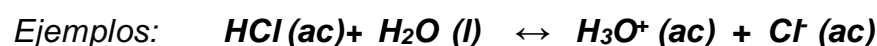


En este modelo siempre deben intervenir las dos sustancias, el ácido de Br que da H^+ y la base de Br que lo acepta, cada par ácido - base de Br con la diferencia de un H están presentes en el fenómeno químico clásico, par conjugado: $AH + BH \leftrightarrow A^- + BH_2^+$

Los comportamientos son relativos, AH puede ser base de Br en otro fenómeno químico clásico, por ejemplo: $AH + DH \leftrightarrow AH_2^+ + D$ (y también BH puede comportarse como ácido de Br). El agua líquida es un anfótero de Br:



El ión hidronio $H_3O^+(ac)$ es el máximo ácido de Br en (ac) y el oxhidrilo $OH^-(ac)$ es la máxima base de Br en (ac).



* **modelo de Lewis (Lw):** una sustancia es básica de Lewis si tiene un átomo dador **AtD** de electrones y una sustancia es ácida de Lewis tiene un átomo aceptor **AtAp** de electrones. Los dos átomos están unidos (unión entre átomos) compartiendo los electrones: unión entre átomos covalente dativa o coordinada según modelo de Lewis:



Cualquier sitio de un sistema es ácido o base de Lewis si acepta o cede electrones

- un ácido de Lewis acepta electrones e^-
- una base de Lewis cede electrones e^- .

Ejemplos:



	Base AtD \rightleftharpoons	ÁtAp	Ácido	Sustancia
	H ₂ O		H ⁺	H ₃ O ⁺
	H ₃ N		H ⁺	NH ₄ ⁺
	H ₂ O		Cu ²⁺	[Cu(OH ₂) ₄] ²⁺
	Cl ⁻		SnCl ₄	Cl ₆ Sn ²⁻
	OC		Fe	Fe(CO) ₄
	H ₃ N		BF ₃	H ₃ NBF ₃
LEYENDA	BeCl ₂		BeCl ₂	BeCl ₂ BeCl ₂ (s)
	HO ⁻		Zn(OH) ₂	[Zn(OH) ₃] ⁻

AtD-átomo dador
AtAp-átomo aceptor

La siguiente LECTURA COMPLEMENTARIA es realmente interesante.

EL PH. DEVANEOS FILOLÓGICOS

Investigación y Ciencia, enero 2001.

<https://www.investigacionyciencia.es/revistas/investigacion-y-ciencia/posibilidades-tcnicas-del-ocio-digital-324/el-em-p-em-h-devaneos-filolgicos-3476>

Se escribe pH, con p minúscula y H mayúscula. Pero, aunque lo repito mil veces en mis cursos universitario, los estudiantes en sus trabajos lo escriben de diversas maneras: PH, Ph, ph... Se originan así equívocos, por ejemplo, con otro Ph que se emplea también en química para indicar el grupo fenílico. Si se pregunta por el significado de pH, entre las pocas personas que se atreven a dar una respuesta no faltará la que, engañada por esa p, diga que significa “presión del hidrógeno”.

En realidad, la complicada historia de este símbolo proporciona muchas atenuantes a las distintas formas de escribirlo. Bernardino Fantini y Nicoletta Nicolini comentaban que primero se escribió p_H⁺, con explícita referencia a los iones hidrógeno (H⁺). De hecho, un líquido acuoso es tanto más ácido cuanto más concentrados están en él esos iones. Ningún hidrógeno puro y simple como tal sería gaseoso y sólo entonces se podría hablar de presión. El pH depende de iones en solución.





Quien inventó el concepto de pH fue el danés Søren Peter Lauritz Sørensen (1868 – 1939), que lo propuso en un artículo de 1909 escrito en francés. Ocho años antes, al encargarse de dirigir los laboratorios químicos de la fábrica de cerveza Carlsberg, había orientado sus intereses científicos hacia la bioquímica. Fue pues la cerveza lo que lo llevó a estudiar los efectos de la acidez en el funcionamiento de las enzimas de la fermentación

y, con ello, a sentir la necesidad de una medida clara y bien definida de la acidez misma.

Sørensen publicó enseguida su trabajo también en versión alemana, pero en ella el símbolo perdió la + quedándose en solo pH. Mas esta simplificación no les bastaba a los tipógrafos, que pronto hubieron de componer los escritos en que muchísimos científicos de diversas partes del mundo insertaban el nuevo concepto.

En 1920 – según refieren Fantini y Nicolini – el estadounidense William Mansfield Clark, en homenaje al ilustre danés, propuso que se cambiara el símbolo, prefiriendo el de °S (grado Sørensen); más, para entonces, el pH había alcanzado ya enorme difusión.

Además, el influyente bioquímico alemán Leonor Michaelis propugnó su uso, de modo que no hubo cambios sustanciales, pero los tipógrafos – esta vez americanos – lograron otra victoria consagrando definitivamente la escritura en línea: pH.

Queda por explicar el origen de esa p, y para hacerlo he de admitir ante todo que, hasta hace pocos meses, lo mismo yo que otras muchas personas teníamos ideas equivocadas.

Simplificando, cabe definir el pH como el exponente que hay que aplicar, con el menos por delante, al número 10, para tener la concentración de los iones hidrógeno de la que es, por tanto, el logaritmo decimal cambiado de signo. A su debido tiempo se me había enseñado (y también se lo he dicho yo siempre así a los estudiantes) que p era un operador matemático correspondiente al $-\log_{10}$. Pero este uso es muy propio de nosotros los químicos, que efectivamente lo extendemos a la concentración de un ión cualquiera, mientras que he descubierto que a los matemáticos ese presunto operador les es totalmente desconocido.



Algunos manuales hacen derivar la p de la inicial de las palabras que, en los idiomas de los trabajos de Sørensen del año 1909, indican la potencia, en el sentido matemático del término. Pero que las cosas no son así lo demuestra un artículo publicado en el 2000 por el bioquímico danés Jens Nørby, cuyo padre, entre 1931 y 1934, preparó su tesis doctoral precisamente en los laboratorios de Carlsberg bajo la guía de Sørensen y dispuso de una copia del trabajo que éste había escrito en francés en 1909. Nørby hijo estudiando a fondo esta copia heredada por él, se ha dado cuenta de que el trabajo en cuestión es bastante más citado que leído atentamente.

La cosa es, en realidad, muy simple: en las ecuaciones de las que saca el concepto de pH, Sørensen utiliza dos letras p y q, sin ninguna intención especial, la p figura de nuevo en el símbolo final, pero sin implicaciones semánticas. Lo curioso es que los químicos no tardaron mucho en atribuirle, en cambio, alguna significación, empezando por Clark que en 1922 la relacionó con el potencial electroquímico, del cual había partido Sørensen para una definición operativa del nuevo concepto. Seis años después cambió Clark de idea y lanzó la antedicha hipótesis de que debía tratarse de la letra inicial de Potenz (“potencia matemática” en alemán).

El fantasmagórico operador p lo ha encontrado Nørby definido en un libro universitario danés de química orgánica editado en 1966; pero la hipótesis más fantasiosa es la de un texto escolar alemán de 1988: p y H serían las iniciales de “pondus hydrogenii”. ¡Nada menos que toda la solemnidad del latín para referirse al peso (o quizá directamente -¡qué disparate!- a la presión del hidrógeno)!. He aquí un corpus hermenéutico a cargo de una serie de filólogos improvisados a cuyas espaldas es probable que el espíritu del buen Sørensen se carcajee muy divertido.

GIANNI FOCHI



CAPÍTULO 9: PROBLEMAS DE APLICACIÓN

Se presentan problemas de aplicación que son considerados fundamentales para comprender conceptos. Hay problemas teóricos (sin cálculos) y numéricos.

Están ordenados aproximadamente por capítulos y son de distinta complejidad.

Para su resolución es necesario usar el Suplemento de Datos y cualquier Tabla Periódica (una o más), las consignas están redactadas únicamente con los datos del problema y no otra información necesaria, por ejemplo, equivalencias de unidades, constantes universales. El Suplemento de Datos incluye leyes naturales y fórmulas con el criterio que el alumno no memorice las mismas sino las aplique conociendo su significado y limitaciones.

1) Explicar la diferencia entre los siguientes pares de términos y citar dos ejemplos de cada uno:

- a) fenómenos químicos clásicos, no clásicos y físicos.
- b) propiedades intensivas y extensivas.
- c) propiedades subjetivas y objetivas.

2) Indicar en las siguientes consignas cuales de las propiedades indicadas son químicas y cuales son físicas:

- a) una esfera de **Pb (s)**, sustancia de color gris opaco, su masa es de $1,20 \cdot 10^4 \text{ g}$ y ocupa un volumen de $1,05 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$
- b) el **Hg** es de color café rojizo, el estado del cuerpo es líquido a temperatura ambiente, forma sustancias binarias combinado con el **O** llamadas óxidos.
- c) calcular la densidad media **Dm** del **Pb (s)** y el **E %**.

3) Las siguientes propiedades fueron medidas para un cuerpo de **Fe (s)**.

Clasificar en subjetivas, intensivas, extensivas, químicas, físicas, y justificar la respuesta.

Masa = **40,0 g**; densidad = **7,8 g/cm³**; color grisáceo brillante; punto de fusión **1535 °C**; se oxida en presencia de aire húmedo y es insoluble en agua (l).



4) Indicar en la siguiente consigna los términos que expresan propiedades físicas y los que expresan propiedades químicas: el **Na** es un sólido de color gris metálico, su densidad es **0,971 g/cm³**, la temperatura de fusión es **97,81 °C** y reacciona violentamente con el agua (l) para formar hidróxido de sodio **NaOH**.

5) Indicar que en la siguiente consigna los términos que expresan propiedades subjetivas, intensivas o extensivas:

a) un sistema es líquido a **20 °C**, está formado por una sustancia pura, tiene color amarillo opaco, su masa = **100,010 g**, su peso = **0,98 N**, la **D_m** es de **1,137 g/cm³**.

b) calcular el volumen del sistema y expresarlo en **m³**.

6) Un cuerpo sólido tiene forma cúbica, su arista es de **3,60 cm**. La masa del cuerpo es de **65,80 g**. Calcular la densidad media del cuerpo.

7) Un cuerpo sólido puro de masa **17,212 kg** tiene forma cúbica con **0,120 m** de arista. Justificar si el cuerpo está constituido por la sustancia **A** o **B**.

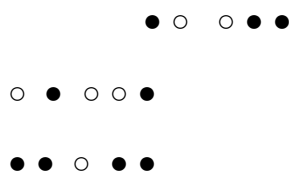
Las densidades de cada sustancia son: **D_A = 3,16 g/cm³** ; **D_B = 10,0 g/cm³**.

8) Un recipiente rígido de **34,500 dm³** contiene **24,450 g** de un cuerpo puro gaseoso. Calcular la densidad del gas (expresarla en **kg/m³** y en **g/cm³**).

9) Un cuerpo sólido puro tiene forma de prisma rectangular, sus dimensiones son: **a = 120 cm**; **b = 4,90 m**; **c = 36,0 dm** y su masa es de **46,320 kg**,

Calcular la densidad del cuerpo sólido.

10) Un sistema está formado por dos cuerpos puros simples **A** ○ y **B** ● según la siguiente figura:



a) calcular los porcentajes en el sistema de cada cuerpo A y B.

b) si la masa de cada cuerpo de A es **1,00 g** y de cada cuerpo de B es **1,50 g**, calcular el número o cantidad de cada uno en **300,10 g** del sistema.

11) Una mezcla de gases contiene **70,10 g** de **H** y **98,50 lb** de **O**.

Calcular los porcentajes % en masa y en peso de **H** y **O** en la mezcla.



12) Un sistema está formado por **0,052 kg** de harina, **10,720 g** de azúcar y **0,075 kg** de manteca. Calcular los porcentajes (%) en masa y en peso de los componentes C en la mezcla.

13) Un cilindro de **Pb (s)** de **745,260 g** de masa ocupa un volumen de **0,0657 L**. Calcular: a) la densidad del **Pb (s)**.

b) el **E %** respecto de la densidad del **Pb** de tablas o Internet.

14) Calcular el volumen ocupado por **0,120 lb** de **Hg (l)** ($D_{\text{Hg (l)}} = 13,59 \text{ g / cm}^3$).

15) Un recipiente vacío cuya masa es de **89,67 g** se llena con **agua (l)** $D = 1,00 \text{ g / cm}^3$ La masa total del sistema es: **m = 240,17 g**.

Calcular el volumen del recipiente.

16) Una barra metálica rectangular de masa = **52,71 g** tiene las siguientes dimensiones: **85,30 mm** de longitud, **0,024 m** de ancho, **1,10 cm** de altura.

Calcular la **Dm** de la sustancia y expresar el resultado con cifras significativas.

17) Una esfera de **Cu (s)** tiene **43,10 cm** de diámetro y una masa de **371,00 kg**. Calcular:

a) la densidad de la esfera de **Cu (s)**.

9) el **E %** respecto a la densidad del **Cu (s)** de tablas o internet.

18) Una masa de la sustancia compuesta **agua** contiene combinados químicamente **22,20 g de H y 177,80 g de O:**

a) calcular los porcentajes de **H y O** en el agua (composición centesimal).

b) aplicar la ley de las proporciones definidas (Proust) al agua.

19) La sustancia compuesta **agua oxigenada** contiene **5,920 %** de H y **94,080 %** de O.

a) calcular las masas de **H y de O** en **150,410 g** de agua oxigenada.

b) aplicar la ley de las proporciones constantes (Proust) al agua oxigenada.

20) La sustancia compuesta **dióxido de C** está formada por **45,20 g** de **O** y **16,93 g** de carbono C.

a) aplicar y explicar la ley de las proporciones constantes (Proust).



b) calcular la composición centesimal de la sustancia compuesta.

21) Expresar los resultados de los siguientes cálculos con cifras significativas:

a) el perímetro de un rectángulo cuyos lados miden **372,4 mm** y **10,30 cm**.

b) la masa final de una manzana de **27,87 g** si se elimina una porción cuya masa es de **21, 2342 g**.

c) el área de un rectángulo de **1,23 cm** de ancho y **0,278 m** de alto.

22) Realizar las siguientes conversiones de unidades:

a) el radio del átomo de **P** de **1,10 Å** (Ångstrom): en nanómetros y centímetros.

b) un trozo de Al tiene una masa de **45,67 g**: en Kg y mg.

c) el área de una pared es de **41,5 dm²**: en cm² y m².

23) El aire es una mezcla de gases formada, en la superficie terrestre, principalmente por **N 80,0 %** y el resto **O** (% en masa). La densidad media de la mezcla es **1,30 g/L**.

Un aula tiene las siguientes dimensiones: **6,00 m** de largo, **14,50 pies** de ancho y **350 cm** de altura. Calcular la masa de cada componente del aire en el aula.

24) Una mezcla de sólidos está formada por las sustancias **Fe (s)** y **Al (s)**.

Una masa de **350,70 g** de la mezcla contiene **34,39 % de Fe (s)**.

Calcular las masas de cada uno de los componentes en la mezcla.

25) Un sistema está formado por **400,57 g** de arena; **2,00 kg** de poliuretano y **8,4 · 10⁵ mg** de cal. Calcular: a) la masa total del sistema.

b) los % en masa y en peso de cada componente.

26) Un sistema tiene una masa de **60,40 g**, está formado por **34,20 %** de cloruro de Na (ac), **49,35 %** de Cu (s), el resto gas oxígeno.

a) indicar e identificar el número de fases, componentes y el tipo de sistema.

b) calcular la masa de cada componente del sistema.

27) El cloruro de Na (sal de cocina), está formado por **60,670 % de Cl y Na**.

Calcular: a) la masa de **Cl** en **345,580 g** de cloruro de Na.

b) la masa de **Na** en **12,20 g** de sal.



28) Una disolución acuosa una sal tiene una masa de **3,08 kg** y contiene **10,40 %** de sal.

a) indicar e identificar el número de fases, componentes y el tipo de sistema

b) calcular la masa de cada componente.

29) El siguiente cuadro indica la composición química de dos cuerpos sólidos formados por una sustancia compuesta:

Cuerpo	g de Cl	g de Na
I	1,770	1,150
II	53,25	34,55

a) aplicar la ley de las proporciones definidas (Proust) a cada sustancia.

b) justificar si los dos cuerpos están formados por la misma sustancia compuesta.

c) calcular la masa de Na que contienen **90,00 g** del cuerpo o sistema I.

d) calcular la composición centesimal de la sustancia del sistema I.

e) calcular los puntos c) y d) para el sistema II.

30) Un núcleo atómico tiene **19** protones. Justificar:

a) a que elemento químico EQ pertenece el núcleo.

b) el número de electrones y las capas electrónicas del átomo aislado AtA.

c) la representación simbólica de un núcleo.

d) indicar la MAQ del EQ.

31) Un átomo del EQ potasio tiene **21** neutrones:

a) calcular el número de masa del núcleo.

b) indicar la MAQ del EQ.

b) justificar la representación simbólica del núcleo.

c) indicar las capas electrónicas.

32) El número atómico de un EQ es **25**. Justificar:

a) a que EQ pertenece.

b) el número o cantidad de electrones y las capas electrónicas del átomo aislado AtA.



c) la representación simbólica de un núcleo.

33) Un núcleo tiene $Z = 27$ y **58** nucleones.

a) justificar la representación simbólica del núcleo.

b) indicar la MAQ del EQ.

c) calcular el número o cantidad de neutrones.

34) La siguiente es la representación simbólica de un núcleo: ${}^{29}_{13}\text{X}$

a) justificar a que EQ pertenece.

b) calcular el número de protones, electrones y neutrones del AtA.

c) indicar la constitución electrónica en capas del AtA.

d) indicar la MAQ del EQ.

35) Dos núcleos pertenecen al EQ estaño. Uno tiene **64** neutrones y otro **66** neutrones.

a) calcular el número de masa de cada uno.

b) justificar la representación simbólica de cada núcleo.

c) justificar como se llaman a los dos núcleos.

d) indicar la constitución electrónica en capas de cada átomo aislado AtA.

e) indicar la MAQ del EQ.

36) Un núcleo tiene un número de masa igual a **49** y **23** protones.

a) justificar la representación simbólica del núcleo.

b) indicar la constitución electrónica en capas del AtA.

c) indicar la MAQ del EQ.

d) calcular el número de neutrones.

37) Un ión tiene **37** protones y **36** electrones.

a) justificar a que EQ pertenece.

b) calcular la carga eléctrica del ión.

c) justificar la representación simbólica de un núcleo.



d) calcular el número o cantidad de neutrones del núcleo c).

38) Un ión tiene carga eléctrica **-1**, pertenece al EQ cloro y tiene **20** neutrones.

Justificar: a) la representación simbólica del núcleo.

b) el número de electrones del ión.

39) Una sustancia compuesta común es la sal de cocina, su nombre es cloruro de Na y su fórmula unidad es **NaCl**. Calcular:

a) la relación másica entre los EQ (Proust).

b) la composición centesimal.

c) la masa de un mol de la fórmula unidad (mol formular).

40) La sustancia compuesta agua es fundamental en la Tierra, se encuentra como (s), (l) y (v) (todos estos cuerpos son moleculares) La fórmula verdadera del agua es **H₂O** y la densidad del agua (l) en CAT es aprox. **1,00 kg/L**. Calcular:

a) la composición centesimal de agua.

b) la masa de 1 molécula de agua.

c) la masa molar del agua.

d) el volumen de **350,40 g** de agua (l).

e) justificar la fórmula mínima del agua.

41) Una sustancia usada en alimentación es el vinagre, la fórmula mínima de un componente del vinagre es **CH₂O** (ácido acético) y su fórmula verdadera es el doble.

a) justificar la fórmula verdadera del ácido acético.

b) calcular la composición centesimal.

c) calcular la masa molar del ácido acético.

42) El benceno (l) es un disolvente orgánico, su fórmula mínima es **CH** y su masa molecular es **78,12 Da**. Calcular:

a) la fórmula verdadera del benceno.

b) la masa molar del benceno.

c) el número o cantidad de átomos en **250** moléculas de benceno.



43) Una sustancia compuesta tiene una fórmula mínima **CH₂** y su fórmula verdadera es **5** veces mayor. Calcular:

- a) la masa molecular.
- b) la masa molar.
- c) el número o cantidad de átomos en **180** moléculas.
- d) la masa de **25** moléculas.
- e) aplicar la ley de las proporciones definidas (Proust).

44) Se indican las siguientes sustancias: **A, B, C, agua (l)** y un **disolvente orgánico (l)**. El **agua (l)** y el disolvente orgánico **Dorg (l)** no son miscibles. Las propiedades son:

A es un cuerpo (s) soluble en agua, insoluble en el Dorg.

B es un cuerpo (s) insoluble en agua y soluble en el Dorg.

C es un cuerpo (s) insoluble en agua y en el Dorg.

Para cada uno de los sistemas siguientes: A + agua + Dorg ; B + agua + Dorg ; C + agua + Dorg ; A + agua ; C + Dorg.

- a) indicar e identificar el número de fases y componentes.
- b) tipo de sistema según número de fases.

45) Justificar cual o cuales de las siguientes proposiciones que se refieren a un sistema formado por tres trozos de agua (s) (hielo) flotando en una disolución acuosa de cloruro de Na son verdaderas o falsas. Justificar la respuesta:

- a) es un sistema homogéneo.
- b) tiene tres fases sólidas y una líquida.
- c) tiene tres componentes.
- d) los componentes se pueden separar por filtración.
- e) los componentes se pueden separar por magnetización.

46) Un sistema está formado por tres trozos de **Zn (s)**; una disolución acuosa de cloruro de Zn **ZnCl₂(ac)**, nitrógeno gaseoso **N₂(g)** y vapor de agua **H₂O**.

- a) indicar e identificar las fases y los componentes del sistema.



- b) justificar el tipo de sistema según cantidad de F .
- c) calcular la composición centesimal de cada uno de las sustancias.

47) Expresar los siguientes números con notación científica:

602 000 000 000 000 000 000 000

12 308 000

0,675 000

0,000 000 000 000 000 89

48) Escribir en forma desarrollada los siguientes números expresados con notación científica:

a) **$4,13 \cdot 10^9$**

c) **$7,80 \cdot 10^{22}$**

b) **$3,27 \cdot 10^{-5}$**

d) **$1,22 \cdot 10^{-22}$**

49) En la siguiente consigna indicar propiedades subjetivas, intensivas, extensivas, químicas y físicas:

* el **Al** el EQ más abundante en la corteza terrestre, el (s) es blando y se puede extruir fácilmente en alambres o laminarse, prensar o moldear; su punto de fusión normal es de **660 °C** y su punto de ebullición normal de **2367 °C**. Es muy reactivo pero cuando está en contacto con el aire se combina con el O y forma una fina película adherente de dióxido de Al **Al_2O_3** que lo protege de la oxidación posterior.

50) Un recipiente contiene **$3,87 \text{ dm}^3$** de un sistema líquido formado tres cuerpos puros (1, 2 y 3) no miscibles entre si, el porcentaje en volumen de cada uno es **33,33 %**. Las densidades de cada cuerpo son: **$D_1 = 1,23 \text{ g/cm}^3$** , **$D_2 = 1,09 \text{ g/cm}^3$** y **$D_3 = 1,00 \text{ kg/L}$** .

- a) indicar e identificar el número de fases, componentes y el tipo de sistema.
- b) calcular la masa total del sistema.
- c) calcular los % en masa de cada componente.

51) Proponer un sistema material formado por **4 F (fases) y 2 C (componentes)**. Describir el o los métodos para separar sus fases.



52) Para cada uno de los siguientes sistemas materiales, indicar e identificar el número de F y C, tipo de sistema, método de separación de fases y % en masa.

a) **20,0 g de C (s), 13,0 g de limaduras de Fe (s) y 25,0 g de cal (s).**

b) **34,5 g de azúcar (s), 30,0 g de arena y 16,5 g de limaduras de Fe.**

53) Justificar si es verdadera o falso cada una de las siguientes consignas respecto de un sistema material formado en partes iguales por azúcar (s), aceite de maíz y vinagre (l).

a) es un sistema heterogéneo formado por de vinagre - azúcar y aceite.

b) está formado por dos sustancias compuestas y una simple.

c) todos los componentes se encuentran en el mismo estado macroscópico.

d) todas las opciones son correctas.

e) ninguna opción es correcta.

54) Proponer sistemas materiales que presenten las siguientes características:

a) dos fases y un componente.

b) tres componentes y tres fases.

c) un componente y cuatro fases.

d) sistema homogéneo de dos componentes.

55) El **S** y el **O** forman dos sustancias compuestas (óxidos), una tiene **0,990 g de O / g de S**, la otra tiene **0,666 g de S / g de O**.

a) calcular la composición centesimal de cada óxido.

b) aplicar la ley de las proporciones múltiples (Dalton).

c) expresar la ley de Dalton con números enteros.

56) La combinación de **C con O** forma dos sustancias binarias compuestas, dióxido de C y monóxido de C. Una masa de **200,05 g** de dióxido de C contiene **54,54 g de C** y una masa de **56,20 g** de monóxido de C contiene **32,05 g de O**.

a) calcular los porcentajes de **C y O** en cada sustancia compuesta.

b) aplicar la ley de las proporciones múltiples (Dalton).



c) expresar la ley de Dalton con números enteros.

57) Con las siguientes sustancias compuestas: H_2O ; H_2S ; SO_2 ; H_2O_2 , seleccionar y aplicar: a) la ley de las proporciones definidas o constantes. (Proust)

b) la ley de las proporciones múltiples. (Dalton)

c) la ley de las proporciones recíprocas o equivalentes. (Richter)

58) El **N** y el **O** forman varias sustancias compuestas (óxidos), una tiene un **46,605 % de N** y la otra **69,590 % de O**.

a) aplicar la ley de las proporciones múltiples (Dalton)

b) expresar la ley de Dalton con números enteros.

c) explicar el significado del resultado.

59) La nicotina es una sustancia cuya composición centesimal es: **74,05 % de C** ; **8,70 % de H** ; **17,35 % de N**.

Calcular el porcentaje de átomos de **C** en la nicotina.

60) Calcular la masa de la siguiente mezcla: **0,150** moles de átomos de **Hg**, **0,150 g de Hg** y **$4,230 \times 10^{23}$** átomos de **Hg**.

61) El análisis químico de la clorofila muestra que contiene **2,680 % de Mg**.

Calcular el número o cantidad de átomos de **Mg** en **10,385 g** de clorofila.

62) Un cuerpo contiene **35,20 % de S**, el **S (s)** está formado por moléculas octoatómicas **S₈**. Calcular:

a) el número de átomos de **S** que contienen **350,30 g** de mineral.

b) el número de moles de moléculas de **S** por cada **kg** de mineral.

63) Se analizaron dos muestras de gas metano formado por **H** y **C**, con los siguientes resultados: **16,10 g** de la muestra **I** contienen **12,0 g de C** y **50,05 g** de la muestra **II** contienen **12,50 g de H**.

a) justificar las leyes gravimétricas que se cumplen.

b) calcular la masa de **H** que está combinada con **96,05 g** de **C** en el metano.

64) Las zeolitas son sólidos que tienen importantes propiedades fisicoquímicas (tamices moleculares, catalizadores). Una zeolita tiene la siguiente fórmula química:





a) calcular la composición centesimal de la zeolita.

b) calcular el número o cantidad de átomos de **Al** por **kg** de zeolita.

65) El teflón es un polímero de muy buenas propiedades químicas y mecánicas.

Su composición centesimal es **29,63 %** de carbono y **70,37 %** de fluor.

Calcular la fórmula mínima del teflón.

66) Un cloruro de hierro (cloro y hierro combinados) contiene **34,43 % de Fe**.

El cloruro de hidrógeno contiene **2,76 % de H**.

a) aplicar la ley de las proporciones recíprocas (Richter) y explicar su significado.

b) calcular las fórmulas mínimas de cada sustancia.

c) calcular las masas equivalentes químicas y las valencias del **Fe y del Cl**.

67) Una masa de **0,049 g** de una sustancia compuesta contiene **$3,011 \times 10^{20}$** átomos de azufre **S**, **$1,2044 \times 10^{21}$** átomos de oxígeno y **$6,022 \times 10^{20}$** átomos de **H**. Calcular:

a) la fórmula mínima de la sustancia.

b) la masa molecular si la fórmula mínima es igual a la fórmula verdadera.

68) La fórmula mínima de una sustancia orgánica es **$\text{C}_2\text{N}_3\text{H}_6$** , es un líquido insoluble en agua líquida y su fórmula verdadera es diez veces la fórmula mínima.

Un sistema contiene **45,30** moles de moléculas de agua; **5,70** moles de moléculas de la sustancia orgánica y **$3,520 \times 10^{23}$** átomos de **Fe (s)**. Calcular:

a) la composición centesimal de la sustancia.

b) la masa total del sistema.

c) indicar e identificar el número de fases, componentes y el tipo de sistema.

69) Una sustancia compuesta orgánica tiene la siguiente composición centesimal: **C = 40,00 % ; H = 6,67 % ; O = 53,33 %**. Su masa molecular es **150,0 Da** y es soluble en agua líquida.

Un sistema contiene **0,120 moles** de moléculas de la sustancia orgánica y **0,250 kg** de agua líquida:



a) Indicar e identificar número de fases, componentes y el tipo de sistema.

b) calcular la masa total del sistema.

c) justificar la fórmula verdadera o molecular de la sustancia orgánica.

70) Una muestra de **Ca** de **2,56 g** se combina con **O** y forma **3,58 g óxido de Ca**.
Calcular: a) la composición centesimal del óxido de Ca; b) la FM del óxido.

71) Clasificar las siguientes sustancias según: a) número de EQ; b) cantidad de átomos;

c) composición química. Justificar la respuesta:

a) Cloruro de sodio (**NaCl**)

d) Ozono (**O₃**)

b) Mercurio (**Hg**)

e) Oxido de zinc (**ZnO**)

c) Agua (**H₂O**)

f) Sulfato de Hierro II (**FeSO₄**)

72) En cada una de las siguientes sustancias, clasificar según cantidad de átomos.
Calcular la composición centesimal y las relaciones atómicas:

a) ácido cloroplatínico (**H₂Cl₆Pt**)

b) sulfato de aluminio [**Al₂(SO₄)₃**]

c) acetato de sodio (**NaCH₃COO**)

d) clorato de potasio (**KClO₃**)

e) aluminato de sodio (**Na₃AlO₃**)

f) silicato de sodio (**Na₂SiO₃**).

73) Por análisis de dos óxidos de C se determinan las composiciones centesimales:

óxido I: 27,28 % de C; óxido II: 57,13 % de O.

a) aplicar la ley de las proporciones múltiples y explicar el resultado.

b) calcular las masas equivalentes químicas y las valencias del C.

c) calcular las fórmulas mínimas de cada óxido.

74) Calcular la fórmula mínima de un hidrocarburo (sustancia compuesta por C e H) que tiene la siguiente composición centesimal: **C = 85,640 % y H = 14,380 %.**



75) Un trozo de **Cu (s)** de masa **3,178 g** se calienta en una corriente de **O** gas hasta que se convierte en un óxido negro (reacción completa). El polvo negro resultante tiene una masa de **3,978 g**. Calcular:

- la composición centesimal
- la fórmula mínima del óxido.
- la masa equivalente química y la valencia del Cu.

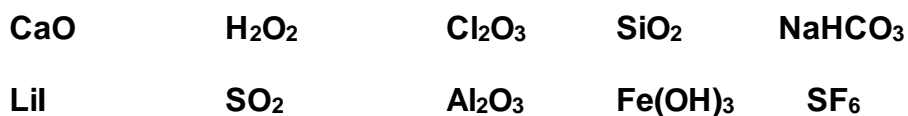
76) Calcular las fórmulas mínima y verdadera o molecular de cada una de las sustancias compuestas cuyas composiciones centesimales y masas molares se indican en el siguiente cuadro:

Composición Centesimal	Masa Molar g/mol	Fórmula Mínima	Fórm. Molecular o Verdadera
C = 74,90 H = 25,10	16,14		
N = 22,20 O = 76,30 H = 1,50	63,02		
S = 32,99 O = 65,98 H = 1,03	194,14		

77) Indicar para cada una de las siguientes fórmulas químicas, los nombres comunes o clásicos y según la IUPAC:

KCl	HBr	SO ₃	HNO ₃	Al ₂ (SO ₄) ₃
CaCl ₂	XeF ₄	N ₂ O	CO	Ca(NO ₃) ₂
Fe ₂ O ₃	Ca(OH) ₂	N ₂ O ₄	CO ₂	CaCO ₃





78) Escribir la fórmula química correspondiente a cada una de las siguientes sustancias:

sulfuro de hidrógeno; dióxido de azufre; tetroxosulfato de hidrógeno; amoníaco; ácido nitroso; ácido nítrico; óxido de plata; trifluoruro de fósforo; sulfato de calcio; tetrafluoruro de carbono; dióxido de silicio; tricloruro de aluminio; nitrato de cobre; trioxocarbonato de calcio; óxido de aluminio (III).

79) Escribir la fórmula química de cada una de las sustancias compuestas binarias formadas por los EQ con las valencias que se indican y nombre cada una de ellas:

Elementos Químicos	Fórmula	Nomenclatura
Li (I) O (II)		
Fe(III) S(II)		
Cl(I) Mg(II)		
Cr(III) O(II)		
H(I) O(II) S(VI)		

80) Escribir la fórmula química de cada una de las siguientes sustancias compuestas:

- a) óxido de magnesio (II) ó monóxido de magnesio.
- b) hidróxido de hierro (III) ó trihidróxido de hierro.
- c) nitrato (V) de zinc (II) ó trioxonitrato de zinc.

81) Calcular la composición centesimal de cada una de las siguientes sustancias:

- a) sulfato (IV) de hidrógeno
- b) trioxocarbonato de disodio
- c) tetraoxoyodato de hidrógeno

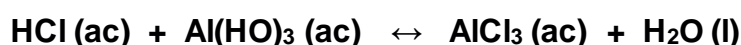


- d) hidróxido de calcio (II)
- e) cloruro de bario
- f) sulfuro (II) de cobre (I)
- g) sulfato (IV) de calcio (II).

82) Calcular las masas en gramos de las siguientes cantidades de sustancias:

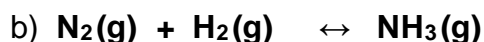
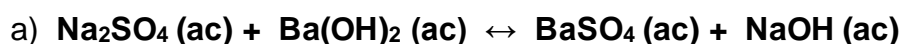
a) **3,46** moles de **Ca(OH)₂**; b) **4,56 x 10²⁴** “moléculas” de **HCl**; c) **5,730 . 10²³** átomos de **Fe**

83) La siguiente es una reacción química:

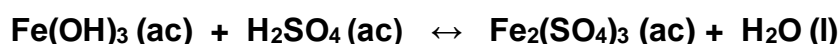


- a) indicar una ecuación química y los nombres de cada sustancia.
- b) calcularla cantidad de cada sustancia en la ecuación química en masa y en moles.
- c) calcular la masa de agua (l) que se forma si desaparecen **0,890 moles de HCl**.

84) Indicar una ecuación química de cada una de las siguientes reacciones químicas:

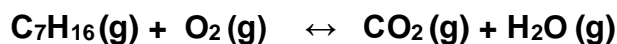


85) El sulfato férrico, utilizado como fertilizante para hortensias, se obtiene por medio de la siguiente reacción química:



- a) indicar una ecuación química y los nombres de cada sustancia.
- b) calcular masa de **H₂O** que se obtiene cuando desaparecen **342,50 g** de **Fe(OH)₃**.
- c) calcular el estado final del sistema cerrado si la reacción es “irreversible” y el estado inicial es **6,140 . 10²⁴** “moléculas” de **H₂SO₄** y **178,95 g** de **Fe(OH)₃**,
- d) calcular la masa del reactivo limitante.

86) Una reacción típica de combustión de la nafta puede ser representada usando como ejemplo al heptano, la reacción de combustión es:



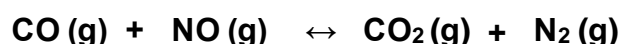
- a) indicar una ecuación química.



b) calcular el número o cantidad de moléculas de O_2 que se combinan con **361,20 g** de heptano.

c) calcular la masa de CO_2 que se forman si desaparecen **8,10** moles de moléculas de O_2

87) Cuando la combustión de los hidrocarburos es incompleta se produce monóxido de C que se agrega a la atmósfera de la Tierra, este óxido puede reaccionar con el monóxido de N (NO) para formar **N** atmosférico según:

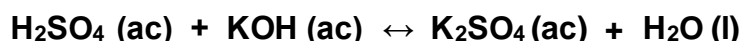


a) indicar una ecuación química.

b) calcular la masa de **N** que se forma cuando desaparece **1 tn** de monóxido de C.

c) calcular los moles de monóxido de **N** para obtener **0,920 kg** de dióxido de C.

88) Para la reacción de neutralización:

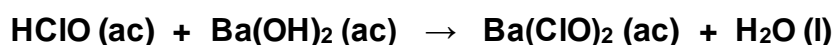


a) indicar los nombres de cada sustancia.

b) calcular la masa de H_2SO_4 que se combinan con **4,430 moles** de KOH .

c) calcular el estado final del sistema cerrado si la reacción es completa, y en el estado inicial es **$6,720 \cdot 10^{24}$** “moléculas” de H_2SO_4 , **287,60 g** de KOH y **0,850 kg** de agua (l).

89) La siguiente es una reacción química irreversible:



a) indicar los nombres de las sustancias.

b) calcular el estado final en el sistema cerrado si el estado inicial es: **170,40 g** de $HClO$, **$3,2200 \cdot 10^{23}$** “moléculas” de $Ba(OH)_2$ y **2,80 moles** de agua.

90) La siguiente es una reacción química irreversible:



a) indicar los nombres de la sustancias

b) calcular la masa de CO_2 que se forma si desaparecen **149,50 g** de HCl .



c) calcular el estado final en un sistema cerrado si el estado inicial es: $4,7800 \cdot 10^{23}$ “moléculas” de HCl, 125,60 g de CaCO_3 y 1,680 moles de CO

SUPLEMENTO DE DATOS

LEYES NATURALES Y FÓRMULAS

Volumen de un cuerpo: - prisma rectangular: $a \cdot b \cdot c$ [u^3]

- cubo: $a = b = c$

- cilindro: $\pi \cdot r^2 \cdot h$

- esfera: $\frac{4 \cdot \pi \cdot r^3}{3}$ ($d = 2 \cdot r$)

Densidad media: $D_m = M / V$

Leyes gravimétricas:

- proporciones definidas: $m_A / m_B = \text{cte.}$

- proporciones múltiples: $(m_A/m_B)_I / (m_A/m_B)_{II} = \text{relación sencilla}$

- proporciones recíprocas: $(m_A/m_B) / (m_C/m_B) = m_A / m_C$

Masa equivalente química: $\text{MEqQ [g]} = 8,00 \text{ g O} = 1,01 \text{ g H} = \text{etc.}$

Porcentaje (%): $(m_A / m_T) \cdot 100 = \% A$ (m_A y m_T iguales [u])

Mol: 1 mol especies = N_A (número de Avogadro) especies

Número de masa: $A = N + Z$

Fórmula verdadera: $\text{FV} = k \cdot \text{FM}$; $m(\text{FV}) = k \cdot m(\text{FM})$ ($k = 1, 2, 3, \dots$)

Molécula: 1 molécula (mono o poliatómica) = masa molecular = ΣMAQ

Masa molar: $\text{MM} = m$ [g] $\text{MAQ} = 1 \text{ mol de moléculas} = N_A \text{ moléculas}$

Ecuación química: $aA () + bB () = cC () + dD ()$

EQUIVALENCIAS Y CONSTANTES

Masa: 1 kg = 10^3 g = 10^{-3} ton.; 1 g = 10^3 mg.; 1 libra (lb) = 0,454 kg

1 Da = $u_{\text{ma}} = 1,6606 \cdot 10^{-27}$ kg = $(1 / 12) m_{^{12}\text{C}} = (1 / N_A) \text{ g}$

Longitud: 1 m = 10^2 cm = 10^3 mm = 10 dm = 10^{-3} Km ;



1 pie (ft) = 0,303 m = 12 pulgadas

Volumen: $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L} = 10^6 \text{ cm}^3$; $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^3 \text{ cm}^3$

Número de Avogadro: $N_A \text{ especies} = 6,022140 \cdot 10^{23} \text{ especies}$

PERIODO

GRUPOS

IUPAC

Clasica

Principio de Singulandad

Modelo Planetario del Átomo

Núcleo - Sol
Electrones - Planetas
Capas de electrones

A nucleones
Átomo Aislado (AtA): $n^{\circ} e^{-} = n^{\circ} p^{+} = Z$

2016

Partículas Intraatómicas

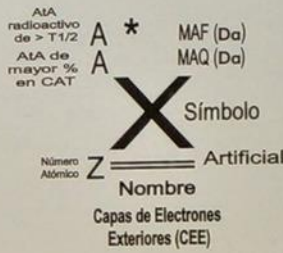
Nombre	Representación Simbólica	N° de masa CONTAR	Masa (MDDIB)	
			g	Kg
electrón	${}_{-1}^0 e^{-}$	0	0,00054858	$9,10952 \times 10^{-31}$
protón	${}_{1}^1 p^{+}$	1	1,007277	$1,6726 \times 10^{-27}$
neutrón	${}_{0}^1 n^0$	1	1,008665	$1,67495 \times 10^{-27}$

53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	------



Tabla PERB (CEE) de los EQ

Edgardo Remo Benvenuto



→ Irregularidad horizontal: cambian 2 CEE
 ↓ Irregularidad vertical: distintas CEE

										17		18	
										VIIA		VIIIA	
										1		4	
										H		He	
										1 Hidrógeno		2 Helio	
										1		2	
										11		12	
										13		14	
										15		16	
										13		14	
										15		16	
										17		18	
										19		20	
										21		22	
										23		24	
										25		26	
										27		28	
										29		30	
										31		32	
										33		34	
										35		36	
										37		38	
										39		40	
										41		42	
										43		44	
										45		46	
										47		48	
										49		50	
										51		52	
										53		54	
										55		56	
										57		58	
										59		60	
										61		62	
										63		64	
										65		66	
										67		68	
										69		70	
										71		72	
										73		74	
										75		76	
										77		78	
										79		80	
										81		82	
										83		84	
										85		86	
										87		88	
										89		90	
										91		92	
										93		94	
										95		96	
										97		98	
										99		100	
										101		102	
										103		104	
										105		106	
										107		108	
										109		110	
										111		112	
										113		114	
										115		116	
										117		118	
										119		120	
										121		122	
										123		124	
										125		126	
										127		128	
										129		130	
										131		132	
										133		134	
										135		136	
										137		138	
										139		140	
										141		142	
										143		144	
										145		146	
										147		148	
										149		150	
										151		152	
										153		154	
										155		156	
										157		158	
										159		160	
										161		162	
										163		164	
										165		166	
										167		168	
										169		170	
										171		172	
										173		174	
										175		176	
										177		178	
										179		180	
										181		182	
										183		184	
										185		186	
										187		188	
										189		190	
										191		192	
										193		194	
										195		196	
										197		198	
										199		200	
										201		202	
										203		204	
										205		206	
										207		208	
										209		210	
										211		212	
										213		214	
										215		216	
										217		218	
										219		220	
										221		222	
										223		224	
										225		226	
										227		228	
										229		230	
										231		232	
										233		234	
										235		236	
										237		238	
										239		240	
										241		242	
										243		244	
										245		246	
										247		248	
										249		250	
										251		252	
										253		254	
										255		256	
										257		258	
										259		260	
										261		262	
										263		264	
										265		266	
										267		268	
										269		270	
										271		272	
										273		274	
										275		276	
										277		278	
										279		280	
										281		282	
										283		284	
										285		286	
										287		288	
										289		290	
										291		292	
										293		294	
										295		296	
										297		298	
										299		300	
										301		302	
										303		304	
										305		306	
										307		308	
										309		310	
										311		312	
										313		314	
										315		316	
										317		318	
										319		320	
										321		322	
										323		324	
										325		326	
										327		328	
										329		330	
										331		332	
										333		334	
										335		336	
										337		338	
										339		340	
										341		342	
										343		344	
										345		346	
										347		348	
										349		350	
										351		352	
										353		354	
										355		356	
										357		358	
										359		360	
										361		362	
										363		364	
										365		366	
										367		368	
										369		370	
										371		372	
										373		374	
										375		376	
										377		378	
										379		380	
										381		382	
										383		384	
										385		386	
										387		388	
										389		390	
										391		392	
										393		394	
										395		396	
										397		398	
										399		400	
										401		402	
										403		404	
										405		406	
										407		408	
										409		410	
										411		412	
										413		414	
										415		416	
										417		418	
										419		420	
										421		422	
										423		424	
										425		426	
										427		428	
										429		430	
										431		432	
										433		434	
										435		436	
										437		438	
										439		440	
										441		442	
										443		444	
										445		446	
										447		448	
										449		450	
										451		452	
										453		454	
										455		456	
										457		458	
										459		460	
										461		462	
										463		464	
										465		466	
										467		468	
										469		470	
										471		472	
										473		474	
										475		476	
										477		478	
										479		480	
										481		482	
										483		484	
										485		486	
										487		488	
										489		490	
										491		492	
										493		494	
										495		496	
										497		498	
										499		500	

IMPORTANTE: en el dorso se encuentra el Glosario con definiciones, conceptos y datos

Tabla PERB(CEE) de los Ele

* Los elementos químicos (EQ) son los constituyentes básicos de los cuerpos [porción limitada de materia, sistemas macroscópicos materiales (cantidad de materia: masa); forman todas las sustancias, tipos o clases de materia según propiedades intensivas químicas y físicas de los cuerpos (sistemas macroscópicos) y de partículas (sistemas microscópicos) y están constituidos por partículas (átomos).
 * El átomo es la mínima partícula de un EQ y es la mínima partícula que interviene los fenómenos químicos clásicos (fenQC), se comporta como una partícula indivisible: **ley clásica de conservación de los átomos en fenQC.**
 * Los átomos están formados por 3 partículas (intra-atómicas), 2 con cargas eléctricas iguales y opuestas (protón positivo p+ y electrón negativo e-) y otra sin carga eléctrica (neutrón n0). Un Átomo Aislado AIA tiene la misma cantidad (contar: número entero) de p+ y e-, luego la carga eléctrica de un AIA es nula: eléctricamente neutro.
 * El número de p+ de cada átomo, valor siempre entero porque es el resultado de contar p+, se llama número atómico, se representa con Z, es el número de orden en la tabla de los elementos y determina a que EQ pertenece el átomo.
 * El número o cantidad de p+ de un AIA, siempre entero porque es el resultado de contar especies p+, se llama número atómico, se representa con Z, es el número de orden en la Tabla Periódica y determina a que EQ pertenece el AIA.
 * El número de electrones de un AIA, valor siempre entero (contar electrones e-) es igual al número de p+: carga eléctrica nula del AIA.
 * Si la cantidad o número de p+ y e- es distinta, la especie tiene carga eléctrica libre y se llama ión.
 * El número o cantidad de n0 en un núcleo es siempre un valor entero (contar n0) y se representa con N.
 * El modelo planetario del átomo propone que los Z p+ y N n0 forman un núcleo-Sol, los e- están alrededor (e- planetas) del núcleo del átomo ordenados en capas.
 * Los p+ y n0 que forman el núcleo se llaman nucleones (por constituir el núcleo), el número de nucleones es siempre un valor entero (contar nucleones), se llama número de masa o másico y se representa con A (A = Z + N).
 * Se representa simbólicamente un núcleo, núclido, especie nuclear ${}^A_Z X$, A y Z son siempre números enteros (contar), X es el símbolo del EQ al que pertenece el núcleo.
 * Existen átomos con igual Z (= Nf, de p+) y distinto N (= Nf, de n0), luego pertenecen al mismo elemento químico (EQ) pero tienen distinto A. Estos átomos de igual EQ se llaman isótopos: = Z, ≠ A.
 * Las masas de un p+ y un n0 tienen valores aproximados (pero no iguales) y siempre con incertidumbre (medir una propiedad: magnitud X = No. u), la masa de un e- es mucho menor (aproximadamente 1800 veces).
 * Los AIA o iones tienen una masa que depende prácticamente de la constitución del núcleo (Z + N), la masa de un núclido se llama masa atómica física (MAF), valor numérico siempre con incertidumbre (medir) pero distinto según la unidad de masa usada: m = Número (valor numérico) (unidad de masa usada)

* La MAF de un AIA en unidades SI (kg) es un valor numérico muy pequeño, se usa la unidad de masa atómica u = Da (Dalton), se define como 1/12 partes de la MAF del isótopo 12 del C de masa 12,0000 Da.
 * La molécula es la mínima partícula eléctricamente neutra de una sustancia simple o compuesta que existe libre o aislada, tiene una fórmula química verdadera FV, un nombre, se puede identificar y contar.
 * Hay moléculas monoatómicas (átomos), los átomos unidos ATU pueden formar moléculas poliatómicas o cuerpos (sistemas macroscópicos) monoatómicos o iónicos.
 * Un mol de especies identificadas con un nombre, es la cantidad de un sistema que contiene un número entero de especies igual al número de átomos que contienen 0,012 kg de ${}^{12}\text{C}$, se llama número de Avogadro $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} = 1$ mol de especies = N_A especies. Es imprescindible identificar el nombre de la especie.
 * Para cualquier clasificación de un sistema es imprescindible definir y explicitar la característica o propiedad del sistema según la cual se realiza.
 * Los cuerpos están formados por miles de millones de partículas: modelo macroscópico.
 Los estados de un cuerpo son: si las partículas están separadas o juntas pero no unidas y en movimiento, el cuerpo es gas o vapor (g - v), si están unidas pero no fijas entre sí y en movimiento, es un líquido (l), si están unidas y fijas entre sí, es un sólido (s).
 * Los cuerpos simples están formados por un único EQ, los cuerpos compuestos por 2 o más EQ combinados químicamente.
 * Según propiedades químicas clásicas, los EQ se clasifican en grupos con propiedades químicas semejantes (18 grupos en la Tabla de los EQ). Basado en el modelo de valencia, Mendeleiev en 1869 propone la primera Tabla Periódica de los EQ.
 * El modelo planetario en capas propone que los e- están ordenados en capas, cada una puede tener un número máximo de e-. CEE significa Capas de Electrones Exteriores.
 En la Tabla PERB(CEE) se indica la constitución electrónica en capas de cada AIA.
 * Irregularidad horizontal significa que al agregar 1 e- a Z para formar Z + 1, 1 e- de Z cambia de capa, luego entre Z y Z + 1, hay cambio de 2 e- en la CEE.
 Irregularidad vertical significa que los AIA de los EQ de un grupo no tienen igual CEE.
 * En la Naturaleza varios EQ tienen isótopos, pertenecen al mismo EQ (= Z y CEE) pero tienen distinta MAF.
 * Cada EQ tiene, en general, uno o más isótopos con idénticos comportamientos químicos y distinta MAF. La masa de la mezcla natural de isótopos de un EQ se llama masa atómica química MAQ, valor numérico siempre con incertidumbre o desconfianza (medir) que depende de la unidad de masa usada.
 * Si en un EQ se indica A, significa que es un único isótopo, luego la MAQ = MAF.

* El modelo de estado de oxidación (EdeO) de los ATU propone que en las uniones entre átomos UA intervienen las CEE. El EdeO indica el número de electrones que "ganan o pierden" aparentemente los ATU. Según el número de electrones "ganados", tienen un EdeO negativo (-), según el número de e- perdidos, tiene un EdeO positivo (+).
 Si la UA es entre átomos de = EQ, los ATU tienen EdeO = 0 y se llaman átomos neutros ATN. Si la UA es entre átomos de distintos EQ, en general tienen EdeO distinto de 0 y se llaman átomos combinados ATC.

entos Químicos - Glosario

* En algunos AIA se producen espontáneamente fenómenos en el núcleo atómico y hay transformación química, varía **Z**. Estos fenómenos químicos se llaman no clásicos, son **fenómenos químicos nucleares fenQN**. Este fenómeno se llama **radiactividad (núcleos radiactivos)**. También hay otros fenQN: fisión y fusión nuclear. En la Naturaleza los EQ pueden tener núcleos estables y/o radiactivos, desde el Bi (Z = 83), todos los núcleos son radiactivos.

* Cada núcleo radioactivo tiene una velocidad de desintegración o desaparición que se expresa con el tiempo de vida media o periodo de semidesintegración T1/2: a mayor T1/2, menor velocidad de desaparición.

* Únicamente si la MAQ se mide en Da, el valor de A (contar: número entero sin desconfianza) es aproximado a la MAQ (medir: número con desconfianza o incertidumbre).

* En la Tabla PERB(CEE) se indica un número de masa A de un ATA de cada EQ. Se destaca la diferencia entre A, único número entero de nucleones y MAQ, valor distinto según la unidad de masa usada.

* Si en un EQ se indica A* y A, significa que el A* es el que existe en mayor proporción.

* Si el símbolo X de un EQ está con subrayado doble, significa que es artificial.

* El H se ubica en los grupos 1 (IA) y 17 (VIIA), una justificación es que el H tiene 1 e- como los del grupo 1 y le falta 1 e- para el grupo 18 como los del grupo 17.

* Algunos EQ en CAT se encuentran como cuerpos simples con moléculas poliatómicas distintas, se llama **alotropía molecular (AlitMol)**. Hay cuerpos simples sólidos con distintas estructuras cristalinas en CAT o según la T, se llama **alotropía cristalina (AlitCrist)**.

* Los EQ se encuentran en CAT como sustancias simples (libres L) y/o como sustancias compuestas (combinados C), los núcleos EQ pueden ser estables (no radiactivos) y/o radioactivos R. Algunos EQ no existen como cuerpos simples en CAT y se obtienen artificialmente.

* Las propiedades químicas de los EQ del segundo período Li - F no son representativas del comportamiento de cada grupo A, el primer EQ de los grupos A no representan el comportamiento general de los EQ del grupo, tienen comportamientos distintos a los EQ de los grupos A desde el tercer período Na - Cl: principio de singularidad.

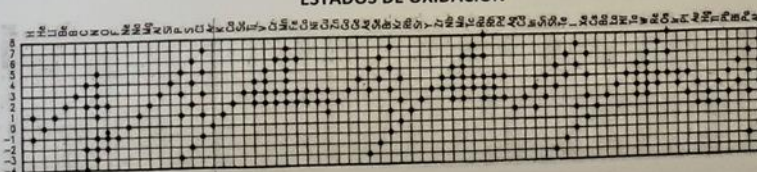
* NOTA: Se destaca y agradece la participación en la confección de la TablaPERB de Mónica Beatriz González (Fac. de Ing. Química, Universidad Nacional del Litoral) y de Industria Gráfica Herberto Marcos Vilosio (Devoto, Prov. de Córdoba).

La siguiente tabla muestra ejemplos en algunos EQ.

- 1: MAF (u) del ATA en mayor % o T1/2.
- 2: Fórmula verdadera de la molécula (mono o poliatómica) que forma el cuerpo y alotropía.
- 3: Estado del cuerpo simple en CAT.
- 4: Libre (sustancia simple) (L); Combinado (sustancias compuestas) (C); Radioactivo (R); Artificial (A).
- 5: Clasificación según algunas propiedades físicas del cuerpo (sistema macroscópico).

A - Símbolo	MAF [Da]	Cuerpo (sistema macroscópico) simple en CAT				
		1	2	3	4	5
¹ H	1,0078	H ₂	(g)	C	No metal	
⁴ He	4,0026	He	(g)	L	No metal	
¹¹ B	11,0093	B ₁₂	(s)	C	Metaoide	
¹² C	12,0000	C (diamante o grafito)	(s)	L y C	No metal	
¹⁶ O	15,9947	O ₂ - O ₃	(g)	L y C	No metal	
²⁷ Al	26,9815	Al	(s)	C	Metal	
²⁸ Si	27,9750	Si	(s)	C	Metaoide	
³² S	31,9840	S ₈ - S ₂₀	(s)	L y C	No metal	
⁵² Cr	51,9405	Cr	(s)	C	Metal	
⁵⁶ Fe	55,9347	Fe - Alotropía cristalina	(s)	C	Metal	
⁷⁴ Ge	73,9212	Ge	(s)	C	Metaoide	
⁷⁹ Br	78,9183	Br ₂	(l)	C	No metal	
⁹⁸ Tc	97,9072	Tc	(s)	A y R	Metal	
¹³² Xe	131,9041	Xe	(g)	L	No metal	
¹⁹⁷ Au	196,967	Au	(s)	L y C	Metal	
²⁰² Hg	201,9508	Hg	(l)	C	Metal	
²¹⁰ Po	209,9490	Po	(s)	C y R	No metal	

ESTADOS DE OXIDACIÓN



BIBLIOGRAFÍA

- Asimov I (1998). Breve historia de la Química, Ed. Alianza, Madrid.
- Babor J., Ibarz Aznarez, J (1979). Química General Moderna, Ed. Marín, Barcelona.
- Beltrán F., [et al], Está escrito pero está mal ! (en Química), Ed. Magisterio Río de la Plata, Buenos Aires, 1999.
- Benvenuto Pérez, E.R, Contreras Vidal, J.L. y otros. (2022). Historias relacionadas desde las ciencias con humanística. ISBN: 978-0-3110-0030-2. Disponible en: <http://www.etecam.com>.
- Benvenuto Pérez, E.R; Contreras Vidal, J.L. (2021). Proyecto Aptitud: propuesta pedagógica para los contenidos de una asignatura, AJEA Actas de Jornadas y Eventos académicos de la UTN No. 1, Buenos Aires, Argentina
- Benvenuto Pérez, E.R; Contreras Vidal, J.L; García, J.R; Teoría de la Omisión: propuesta pedagógica para abordar temas, IX Congreso Internacional “Didácticas de las Ciencias”, La Habana, Cuba, Marzo 2016.
- Bottani E., Odetti H., Pliego O., Villarreal E (2001). Química General, Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, Santa Fe.
- Chang R (2002). Química, McGraw – Hill, México.
- Colectivo de Autores (2022). Enseñar ciencias en su forma natural. Reflexiones latinoamericanas. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0034-0. DOI: <https://doi.org/10.51736/ETA2022TU3>
- Contreras Vidal, J.L (2021). Cien años de imaginación: Gerald Holton como Historiador, Científico y Humanista, Editorial: Ediciones Gesicap, Ecuador, 122pp.
- Contreras Vidal, J.L, Benvenuto Pérez, E.R y otros (2022). XI Congreso Internacional Didáctica de las Ciencias. XVI Taller Internacional sobre la enseñanza de la Física. Órgano Editor Educación Cubana. Ministerio de Educación. ISBN: 978-959-18-1350-3. La Habana. Cuba.
- Contreras Vidal, J.L. (2008). Recursos didácticos integradores para facilitar, en la estructura cognoscitiva de los profesores, la formación de conceptos del área de las ciencias naturales en la secundaria básica. ISBN 978-959-16-0801-7. Editorial Universitaria del Ministerio de Educación Superior de la República de Cuba. Ciudad Habana.



- Contreras Vidal, J.L., Benvenuto Pérez, E.R y otros (2020). GENIALES ACTITUDES (+) Principio de Grandeza. Editorial Tecnocientífica Americana. ISBN: 978-0-3110-0008-1
- Contreras Vidal, J.L., Valle Mijangos, S.O, González Gómez, L.A, Benvenuto Pérez, E.R, Pedraza González, X (2020). La humanística en el proceso de enseñanza aprendizaje de la Física y la Química. Editorial Académica Universitaria (Edacun). ISBN. 978-959-7225-74-4. Universidad de las Tunas. Cuba
- Contreras Vidal, J.L; Benvenuto Pérez; E.R; Sifredo Barrios, C; Rivero Pérez, H.R; Pedraza González, X. (2019). La Teoría de la Omisión y su impacto en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la Física. ISBN: 978-959-7225-42-3 Editorial Académica Universitaria (Edacun) Universidad de Las Tunas. Cuba.
- Contreras Vidal, J.L; Pérez Paz, M.O; López Villavicencio, V.L. (2019). Las Ciencias Naturales desde las Tareas Docentes Integradoras. Editorial Académica Española. ISBN: 978-620-0-02913-3
- Garritz A., Chamizo J (2001). Tu y la Química, Pearson Educ., México.
- Glasstone – Lewis (1962). Elementos de Química – Física, Ed. Aguilar, Madrid.
- Kotz J., Treichel P (2003). Química y reactividad química, Thompson, México.
- Nekrasov B (1975). Química General, Ed. MIR, Moscú.
- Pauling L (1971). Química General, Ed. Aguilar, Madrid.
- Whitten K., [et al] (1998). Química General, McGraw – Hill, Madrid.



Fundamentos de Química para físicos

La Física surge como ciencia desde la antigüedad y el sistema de conocimientos de la misma abarcaba también a la Química. No es hasta siglos después que esta última se desprende de la primera y se convierte en una ciencia independiente. Lo cierto es que ambas ciencias no pueden vivir por separado y, sin embargo, esto se hace una triste realidad en diferentes planes de estudio de formación de químicos y físicos en todo el mundo. Por ello hemos escrito este libro, donde se incluyen los contenidos básicos que un físico debe conocer de Química, junto a lecturas complementarias que abarcan tópicos motivadores como la teoría de la omisión, el sueño de Mendeleiev y otros, todos enmarcados dentro del historicismo tan necesario en la enseñanza de las ciencias y, por lo general, tan malamente tratados en el proceso de enseñanza aprendizaje de las mismas.

ISBN: 978-9942-8854-9-4

