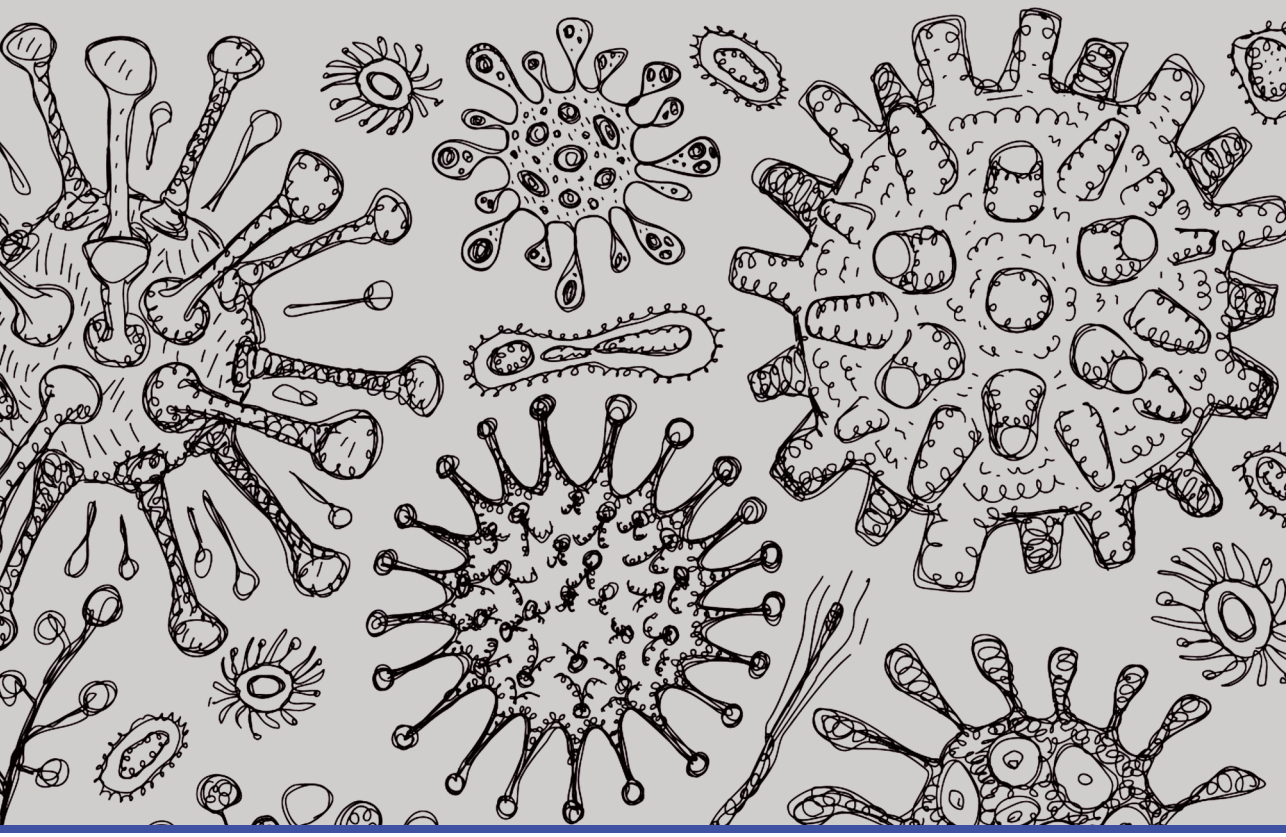


QUÍMICA BÁSICA Y SU APLICACIÓN EN LA BACTERIOLOGÍA

LILIANA CAYCEDO LOZANO

UNIVERSIDAD COLEGIO
MAYOR DE CUNDINAMARCA
SELLO EDITORIAL

QUÍMICA BÁSICA
Y SU APLICACIÓN EN LA BACTERIOLOGÍA

Liliana Caycedo Lozano

QUÍMICA BÁSICA Y SU APLICACIÓN EN LA BACTERIOLOGÍA

UNIVERSIDAD COLEGIO
MAYOR DE CUNDINAMARCA
SELLO EDITORIAL

Catalogación en la publicación – Biblioteca Nacional de Colombia

Caycedo Lozano, Liliana, autor

Química básica y su aplicación en la bacteriología / Liliana Caycedo Lozano. -- Bogotá: Sello Editorial Universidad Colegio mayor de Cundinamarca, 2025.
168 páginas

Incluye referencias bibliográficas al final de cada capítulo.

ISBN 978-958-5198-43-2 -- 978-958-5198-44-9 (e-book)

1. Bacteriología - Química - Investigaciones 2. Enfermedades bacterianas - Investigaciones 3. Procesos químicos - Técnicas

CDD: 616.00154 ed. 23 CO-BoBN– a1154903

© Liliana Caycedo Lozano

© Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca

Sello Editorial Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca
Carrera 13 No. 38- 29, Edificio San Juan, noveno piso
selloeditorial@unicolmayor.edu.co
www.unicolmayor.edu.co

ISBN: 978-958-5198-43-2
ISBN e-book: 978-958-5198-44-9

Queda prohibida la reproducción parcial o total de este libro por cualquier proceso reprográfico o fónico, especialmente por fotocopia, microfilme, offset o mimeógrafo.

Ley 23 de 1982

Corrección de estilo: Delio David Arango Navarro
Diagramación electrónica: Yaneth Guarín A.
Imagen de portada: Vecteezy.com
Diseño de portada: Vanessa Peña A.

Impresión: Grupo Editorial Ibáñez

Al Club de los Seis, porque hemos resignificado el concepto de familia con el amor y la aceptación. Gracias Pamy, Pipe, David, Fernando y Lola.

Agradecimientos

Al alma de mi papi y a mi mami, porque siempre me acompañan en cada una de las locuras que arranco.

A mis hermanas y a Juangui porque, conscientes o no, me ayudaron mucho en la elaboración de este proyecto.

A la Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca, por permitirme ejercer la profesión más linda del mundo.

A mis estudiantes de casi tres décadas, porque con cada grupo aprendí algo y lo traté de plasmar en este libro.

A mis compañeros del programa de Ciencias Básicas, por ser el nicho que gestó esta idea durante años.

Presentación

La formación básica en los pregrados de Microbiología y Bacteriología requiere un conocimiento integral de la química, dado que esta ciencia es crucial para analizar y comprender los mecanismos bioquímicos y moleculares que subyacen a los procesos en la vida microscópica.

Bajo la premisa anterior y después de haber desempeñado el papel de profesora de química en el programa de Bacteriología y Laboratorio Clínico de la Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca por más de 25 años, decidí proponer un texto centrado en los conceptos químicos básicos y sus significados, con la intención de que sean utilizados como recursos de aprendizaje para los temas que se abordan en la formación dentro del ámbito de estas disciplinas.

A partir de lo anterior, el texto se desarrolla considerando la necesidad formativa de contar con significados claros que permitan explicar y argumentar procesos relacionados con el crecimiento, cultivo e identificación de microorganismos, especialmente de bacterias.

"Química básica y su aplicación en la bacteriología" tiene una estructura por capítulos que aborda temáticas tales como la comprensión de los fenómenos fisicoquímicos que ocurren en la materia, la interpretación de las propiedades periódicas de las sustancias puras elementales y la argumentación de los mecanismos de reacción, entre otros.

Sin embargo, más allá de las temáticas, lo realmente importante del texto son su lenguaje y la comunicación de lo químico armonizados con experiencias del estudiante y el profesional de la bacteriología.

Por lo anterior, el texto extiende una invitación para entender la química como un recurso que "facilita y motiva" el aprendizaje sobre los procesos que ocurren en los seres vivos que pertenecen al mundo que "no vemos", pero que cada vez demuestran más que hacen parte de este universo, que pueden cambiar su rumbo, y este impacto se puede entender mejor desde los argumentos de la química.

La autora

CONTENIDO

Capítulo 1. Materia y energía: conexión de lo macro con lo micro

1. INTRODUCCIÓN 17
2. UNIVERSO: LEYES EN LO MACRO Y EN LO MICRO 18
3. MATERIA, CLASIFICACIÓN Y ESTRUCTURA 21
   - 3.1. Las mezclas, un tema importante en el laboratorio clínico 24
     - *3.1.1. Ejemplos de métodos de separación de mezclas usadas en el laboratorio clínico* 25
       - *3.1.1.1. Decantación* 25
       - *3.1.1.2. Filtración* 25
       - *3.1.1.3. Cristalización* 26
       - *3.1.1.4. Centrifugación* 26
       - *3.1.1.5. Cromatografía* 27
4. ESTRUCTURA DE LA MATERIA 28
   - 4.1. Modelo atómico de Dalton 29
   - 4.2. Ley de la conservación de la masa 31
5. PROPIEDADES DE LA MATERIA 32
   - 5.1. Masa 32
     - *5.1.1. Cálculo de la masa de un elemento químico* 33
   - 5.2. El mol 34
   - 5.3. La densidad, una propiedad importante en la bioquímica 39
6. EL PESO. UNA PROPIEDAD DIFERENTE A LA MASA 40
7. VOLUMEN. UNA PROPIEDAD DIFERENTE A LA CAPACIDAD 41
8. LA MATERIA CAMBIA DE ESTADO, Y ESOS CAMBIOS SON FÍSICOS 42

8.1. Estado gaseoso 42
8.2. Estado líquido 43
8.2.1. Presión de vapor y punto de ebullición 45
8.3. Estado sólido 45
8.4. Evaporación y licuefacción 46
8.5. Fusión y solidificación 46
8.6. Sublimación y Sublimación reversible 47
9. ENERGÍA, TEMPERATURA Y CALOR. SIMILITUDES Y DIFERENCIAS. 48
9.1. ¿Qué es calor? 50
10. PROPIEDADES GENERALES DE LA MATERIA. UN VÍNCULO DE LO MACRO CON LO MICRO 50
11. EJERCICIOS RESUELTOS. APLICACIÓN Y USO DE MAGNITUDES BÁSICAS 52
12. EJERCICIOS RESUELTOS. APLICACIÓN Y USO DE MAGNITUDES DERIVADAS 54
13. EJERCICIOS PROPUESTOS 56
REFERENCIAS 57

Capítulo 2. Elementos químicos. Propiedades periódicas y biológicas

1. INTRODUCCIÓN 61
2. LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, SUSTANCIAS PURAS FORMADAS, POR ÁTOMOS COMPLEJOS 61
2.1. El átomo nuclear 65
2.2. Los isótopos y su importancia en el diagnóstico clínico 66
2.2.1. Cálculo del número de partículas subatómicas en isótopos 67
2.3. ¿Es el modelo de Rutherford la explicación actual del átomo? .. 68
2.4. ¿Qué pasa con los espectros atómicos? 68
2.4.1. La espectroscopia como técnica de análisis de sustancias y microorganismos 72

2.4.2. La explicación de la espectroscopia implicó ajustes al modelo del átomo 75

3. ¿POR QUÉ ES IMPORTANTE LA PERIODICIDAD QUÍMICA EN LA BACTERIOLOGÍA? 76

3.1. La tabla periódica 77

3.1.1. Ejemplos de configuración electrónica y ubicación en la tabla periódica 81

3.2. Propiedades periódicas de los elementos que revisten importancia en las explicaciones microbiológicas y bacteriológicas 82

3.2. Ejercicios resueltos. Configuración electrónica y propiedades periódicas de los elementos químicos 87

4. EJERCICIOS PROPUESTOS 91

REFERENCIAS 92

Capítulo 3. Enlaces, reacciones e interpretaciones microbiológicas

1. INTRODUCCIÓN 95

2. ENLACES QUÍMICOS. UNIONES ENERGÉTICAS QUE EXPLICAN LA MATERIA 96

3. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA Y LA FORMACIÓN DE IONES 97

3.1. Formación de iones 98

3.2. Formación de cationes 99

3.3. Formación de aniones 100

3.4. Las bacterias requieren iones en su nutrición 101

4. TEORÍA DEL ORBITAL MOLECULAR. LA EXPLICACIÓN DEL ENLACE COVALENTE 101

4.1. Enlaces covalentes en moléculas heteronucleares 102

5. NÚMEROS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN 105

6. POLARIDAD EN LOS ENLACES Y MOMENTOS DIPOLARES 106

7. LA MOLÉCULA DE AGUA, SUS PROPIEDADES Y SU IMPORTANCIA COMO MACRONUTRIENTE BACTERIANO 107

8. ATRACCIONES INTERMOLECULARES 109

9. EL CASO PARTICULAR DE LOS PUENTES DE HIDRÓGENO Y SU IMPORTANCIA BIOLÓGICA 111

10. LAS FÓRMULAS QUÍMICAS, UN TEMA IMPORTANTE PARA LOS BACTERIÓLOGOS 112

10.1. Fórmula mínima o empírica 112

10.2. Fórmula molecular 112

10.3. Fórmula estructural y electrónica o de Lewis 113

11. FUNCIONES QUÍMICAS Y SU IMPORTANCIA PARA LOS BACTERIÓLOGOS 115

11.1. Función hidruro 116

11.2. Función ácido hidrácido 117

11.3. Función óxido 118

11.4. Función hidróxido 120

11.5. Función ácido oxácido 120

11.6. Función sal 121

11.6.1. Sales haloideas 121

11.6.2. Oxisales o sales oxácidas 121

12. REACCIONES QUÍMICAS 122

12.1. Reacciones de síntesis o de condensación 122

12.2. Reacciones de descomposición 122

13. REACCIONES DE SUSTITUCIÓN 123

13.1. Reacciones de intercambio o doble sustitución 123

14. ALGUNAS REACCIONES EN EL CONTEXTO MICROBIOLÓGICO 124

14.1 Reacción de fermentación alcohólica, una reacción de descomposición 124

14.2. Reacción de descarboxilación de la lisina 125

15. LAS ECUACIONES QUÍMICAS 125

16. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA (LEY DE LAVOISER) 126

16.1. ¿Por qué es importante que un bacteriólogo balancee ecuaciones químicas? ... 126
16.2. Método para balancear ecuaciones por ensayo y error ... 126
16.3. Importancia de las reacciones rédox en la microbiología ... 132
17. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS ... 132
17.1. Ejemplos ... 133
18. EJERCICIOS PROPUESTOS ... 134
REFERENCIAS ... 135

Capítulo 4. Solubilidad, una propiedad importante para comprender lo micro

1. INTRODUCCIÓN ... 137
2. LAS DISOLUCIONES Y SUS COMPONENTES ... 138
3. LAS DISOLUCIONES ACUOSAS Y SUS IMPLICACIONES BIOLÓGICAS ... 138
4. EL AGUA Y LA INTERACCIÓN CON LOS SOLUTOS COVALENTES ... 139
5. PROPIEDADES COLIGATIVAS ... 139
5.1. Descenso de la presión de vapor (ley de Raoult) ... 139
5.2. Variación en el punto de ebullición ... 140
5.3. Descenso en el punto de congelación ... 141
5.4. Ósmosis-presión osmótica ... 141
6. PROPORCIONES EN LAS SOLUCIONES Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN ... 142
7. LAS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN EN EL CONTEXTO DE LA BACTERIOLOGÍA ... 144
8. FACTORES DE CONVERSIÓN APLICADOS A UNIDADES DE CONCENTRACIÓN ... 145
8.1. Unidades de concentración físicas ... 145
9. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS ... 146
9.1. Unidades molares ... 146
9.2. La normalidad ... 148

10. LAS DILUCIONES 149

10.1. Aplicaciones de las diluciones en laboratorios 150

10.2. Las diluciones sucesivas, un cálculo común para cantidades micro 151

11. LOS COLOIDES 153

12. POTENCIAL DE HIDROGENIONES (PH); SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS 154

13. ÁCIDOS FUERTES Y ÁCIDOS DÉBILES 155

14. LA DISOCIACIÓN DEL AGUA Y LOS ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES 156

15. EJERCICIOS PROPUESTOS 158

16. IMPORTANCIA DEL PH Y LOS ELECTROLITOS EN MICROBIOLOGÍA Y BACTERIOLOGÍA 161

17. EJERCICIOS RESUELTOS 162

REFERENCIAS 163

Consideraciones finales 165

Lista de figuras

Figura 1. *Universo, materia y energía* 18

Figura 2. *Clasificación de la materia* 21

Figura 3. *Sistema periódico de los elementos químicos* 22

Figura 4. *Factores unitarios en la relación mol-masa mol y número de átomos* 38

Figura 5. *Equivalencias entre volumen y capacidad* 42

Figura 6. *Diagrama de fases para el agua* 47

Figura 7. *Representación Modelo de Thomson* 63

Figura 8. *Representación experimento "crucial" de Rutherford* 65

Figura 9. *Representación modelo de Rutherford* 65

Figura 10. *Representación Modelo del átomo de Bohr* 71

Figura 11. *Tabla Periódica actualizada según la IUPAC (International Union of Pure and applied Chemistry)* 78

Figura 12. *Diagrama para distribuir los electrones alrededor del núcleo (configuración electrónica)* 79

Figura 13. *Disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de la distribución electrónica* 80

Figura 14. *Tendencia en la variación del carácter metálico* 83

Figura 15. *Tendencia en la variación del radio atómico* 83

Figura 16. *Tendencia en la variación de la energía de ionización* 84

Figura 17. *Tendencia en la variación de la energía de ionización* 85

Figura 18. *Tendencia en la variación de la electronegatividad* 86

Figura 19. *Orbitales moleculares heteronuleares* 103

Figura 20. *Orbitales moleculares mononucleares* 103

Figura 21. *Representación de la molécula de agua* 107

Figura 22. *Representación fuerzas intermoleculares de Van der Waals (dipolo-dipolo)* 110

Figura 23. *Funciones en química inorgánica* 116

Figura 24. *Clasificación de las unidades de concentración*..... 143

Figura 25. *Clasificación de electrolitos* 156

Lista de tablas

Tabla 1. *Fórmulas y compuestos* 23

Tabla 2. *Clasificación de las lipoproteínas por densidad* 39

Tabla 3. *Comparación del valor de la masa de un cuerpo en diferentes planetas* 40

Tabla 4. *Magnitudes y unidades fundamentales usadas frecuentemente en bacteriología* 51

Tabla 5. *Magnitudes y unidades derivadas usadas frecuentemente en bacteriología* 51

Tabla 6. *Equivalencias y prefijos de submúltiplos más usados en bacteriología* 52

Tabla 7. *Equivalencias y prefijos de múltiplos de unidades fundamentales* ... 52

Tabla 8. *Comparación entre las ideas de Bohr sobre el átomo y la física clásica* 70

Tabla 9. *Aplicaciones de la espectroscopia en análisis microbiológicos y bioquímicos* 73

Tabla 10. *Valencia de algunos elementos químicos* 97

Tabla 11. *Elementos y sus configuraciones* 98

Tabla 12. *Gases nobles y sus distrbuciones electrónicas* 99

Tabla 13. *Diferencia de electronegatividades a partir del aporte de Linus Pauling* 105

Tabla 14. *Momentos dipolares de algunas moléculas* 107

Tabla 15. *Fórmulas mínimas y moleculares* 112

Tabla 16. *Sufijos y prefijos en la nomenclatura de los óxidos* 119

Tabla 17. *Unidades de concentración físicas* 143

Tabla 18. *Unidades de concentración químicas* 144

Tabla 19. *Equivalentes según la función química* 148

Capítulo 1. Materia y energía: conexión de lo macro con lo micro

1. INTRODUCCIÓN

La interpretación discontinua tanto de los cuerpos materiales como de la energía surge del campo de conocimiento de la física y trasciende a las interpretaciones de la química; sin embargo, es pertinente tener presente que en el sistema universal se encuentran los seres vivos y dentro de esa clasificación ocupan un lugar muy importante los microorganismos, no solo por su representatividad en número, sino por la importancia que les corresponde dentro de la regulación y el equilibrio universal.

Teniendo en cuenta lo anterior, los procesos metabólicos que ocurren en los seres vivos, independientemente de su tamaño y complejidad, involucran cambios en los átomos de las sustancias que los constituyen, los cuales conllevan a la destrucción y formación de enlaces y de nuevas sustancias, con el consecuente gasto o liberación energética.

Adicionalmente, la separación de sustancias y específicamente de mezclas adquiere relevancia en el plano de la formación en bacteriología, debido a que un buen número de los procedimientos llevados a cabo en los laboratorios clínicos, inician con separación de sustancias en sus constituyentes, de ahí la importancia de la comprensión de procesos físicos de separación como centrifugación, decantación o filtración.

De otra parte, la "medición" de las propiedades de la materia que son cuantificables es decir las magnitudes, tiene relación estrecha con el trabajo cotidiano de los bacteriólogos, en los laboratorios clínicos. Los reportes de los resultados hacen uso de las medidas de propiedades generales y particulares de la materia, y en estos adquiere relevancia especial el tema de las "unidades". Claramente, esas unidades pertenecen a sistemas estandarizados que pueden implicar conversiones por el tamaño de las muestras manejadas en el esquema de lo micro. En este sentido, el tema de *factores de conversión* reviste importancia ya que permite, gracias al lenguaje de las matemáticas, la conexión de lo macro y lo micro en un mismo sistema de referencia.

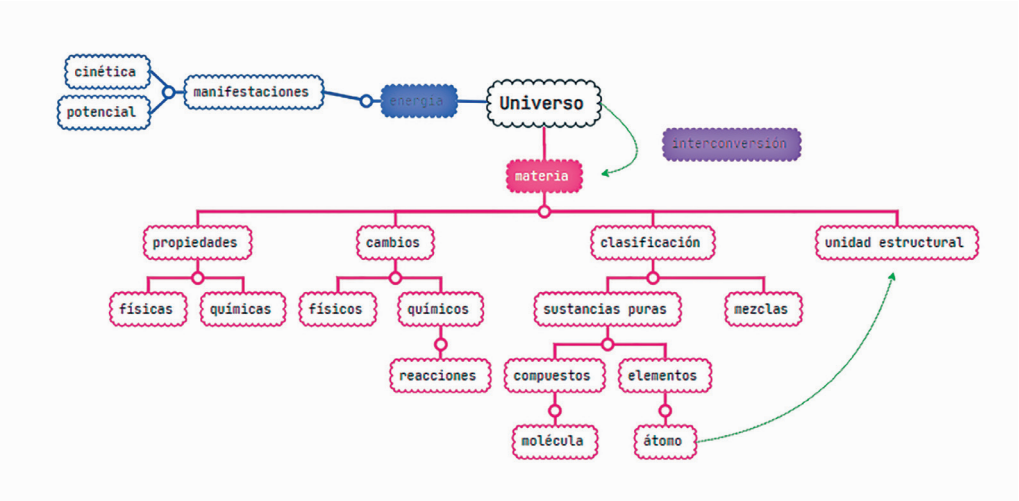
Con base en lo anterior, en el primer capítulo de este texto se brindarán a los estudiantes de Bacteriología y Laboratorio Clínico, los siguientes aportes específicos:

- Interpretación y argumentación de los procesos asociados a la identificación de microorganismos a partir de los conceptos de estructura, clasificación y propiedades de la materia.
- Reconocimiento de la importancia de la separación de mezclas en el trabajo cotidiano del laboratorio clínico e interpretación de estos procesos a partir de las propiedades de la materia.
- Uso de los factores de conversión, como expresión cuantitativa de las propiedades de las muestras que son analizadas en los laboratorios clínicos.

2. UNIVERSO: LEYES EN LO MACRO Y EN LO MICRO

Las explicaciones físicas y químicas de los fenómenos no son dependientes del tamaño del sistema al que se hace referencia (ver figura 1). Este punto cobra especial relevancia cuando el campo de formación que se está aprendiendo se relaciona con los microorganismos, como es el caso de la bacteriología.

Figura 1. *Universo, materia y energía*



Nota. Los componentes universales, la materia y la energía.

El sistema conformado por todos los cuerpos existentes y por sus diferentes interacciones y manifestaciones es lo que se denomina *Universo,* a los cuerpos en sí se les ha asignado el nombre general de Materia y a la capacidad que

les permite a los mismos, interactuar con los demás y ocasionar cambios a su alrededor se denomina *Energía*.

Debido a nuestros sistemas de referencia y a la necesidad de "ver para creer" existe la tendencia de reconocer los cuerpos por la cantidad de materia que poseen, es decir, por su masa, y nos olvidamos del otro componente esencial e interconvertible con la materia que es la energía.

En las rutas metabólicas abordadas por la bioquímica, la energía se interpreta como el combustible para que aquellas ocurran, independientemente del tamaño y la complejidad del ser vivo al que se haga alusión; por lo tanto, es importante llamar la atención sobre el concepto de energía y enfatizar en que la materia y la energía son interconvertibles en todos los sistemas.

Teniendo en cuenta lo anterior, se puede afirmar que todo cuerpo que existe en el universo debido a su posición, a su movimiento o a los cambios que se ocasionen tanto a su alrededor como en las partículas que lo constituyen, posee una determinada cantidad de energía, finita y cuantificable.

De acuerdo con Solbes y Tarin (2008) para definir la energía, es necesario realizar una revisión histórica en la consolidación del concepto, ya que abarca aspectos que van desde la termodinámica hasta la relatividad y que conducen, finalmente, a interpretar la energía como una propiedad universal e inseparable de las transformaciones que ocurren en la materia.

En ese orden de ideas, la energía puede presentarse en varias formas o manifestaciones: cinética, potencial, eléctrica y lumínica, entre otras.

La energía potencial es la que posee un cuerpo cuando se encuentra en reposo (atendiendo a la primera ley de Newton o ley de la inercia); uno de los ejemplos más destacado de este tipo de energía es la energía química, que alude a la potencialidad que tienen las sustancias puras (elementos y compuestos) para reaccionar en virtud de las partículas que las constituyen.

La energía cinética, de otra parte, corresponde a aquella que posee un cuerpo en virtud de su movimiento; a las otras formas de energía se les ha otorgado su nombre de acuerdo con sus manifestaciones y con su aplicación específica; valga la pena aclarar aquí que la energía se estudia por medio de esas manifestaciones, mientras que la materia se estudia por sus *propiedades físicas y químicas.*

Gracias al trabajo del científico Antonie Lavoisier (1743-1794), pionero de la química moderna, se comprendió que los procesos que ocurren tanto en la naturaleza como en la industria parten de la misma idea de reacción química, en la cual es fundamental, por un lado, la comprensión del concepto energético y, por el otro, el de unidad estructural de la materia (átomo).

La ciencia que estudia las transformaciones y manifestaciones materiales/energéticas se denomina termodinámica y, como todas las ciencias, se encuentra regida por varias teorías y principios, uno de ellos (tal vez el más relevante) es el de la conservación, en él se establece que, en un proceso de transformación de la materia, la energía neta se conserva, es decir, la energía producida es igual a la que se requiere para que la transformación suceda.

En los cambios, antes mencionados, reviste importancia considerar los marcos de referencia en los que ocurren (de manera general se les denomina *sistema*), entonces, la ley de la conservación se podría definir y delimitar en los siguientes términos:

En un sistema determinado, la energía no se crea ni se destruye, es decir, la energía total antes de la transformación es igual a la transformación total de energía (Carmona et al., 2007).

Así la conservación, es una ley que se cumple para lo macro y micro en el sistema universal.

En lo macro, cuando se produce energía eléctrica por un generador que se encuentra conectado a una turbina, la energía mecánica del movimiento de la turbina es igual a la energía eléctrica que se produce a partir de generador.

En el plano bioquímico y fisiológico, estas condiciones energéticas se cumplen de igual manera y suceden por la armonización y compensación de procesos metabólicos acoplados; en este sentido Curtis (2016, p. 90) establece que "Los seres vivos son sistemas abiertos que intercambian materia y energía con el ambiente. Cuando en un ser vivo ocurre un proceso determinado, la energía que se pierde o se disipa es igual a la que gana el ambiente".

En microbiología, los estudios realizados por Winogradsky (1856-1953) a finales del siglo XIX, le permitieron establecer que algunos organismos denominados autótrofos podían desarrollarse en un medio inorgánico, mientras que otros, los heterótrofos, requerían ingredientes orgánicos para crecer (Gale, 1974).

La nutrición bacteriana se constituye en uno de los temas más apasionantes para los bacteriólogos y en el fundamento de los medios de cultivo; en ese conjunto de reacciones anabólicas y catabólicas, un factor constante es la conservación energética.

Con relación a la obtención de la energía, las bacterias se encuentran clasificadas en quimiótrofas y fotótrofas y, dependiendo de la ganancia energética, se pueden clasificar en litótrofas y organótrofas (Caycedo et al., 2021).

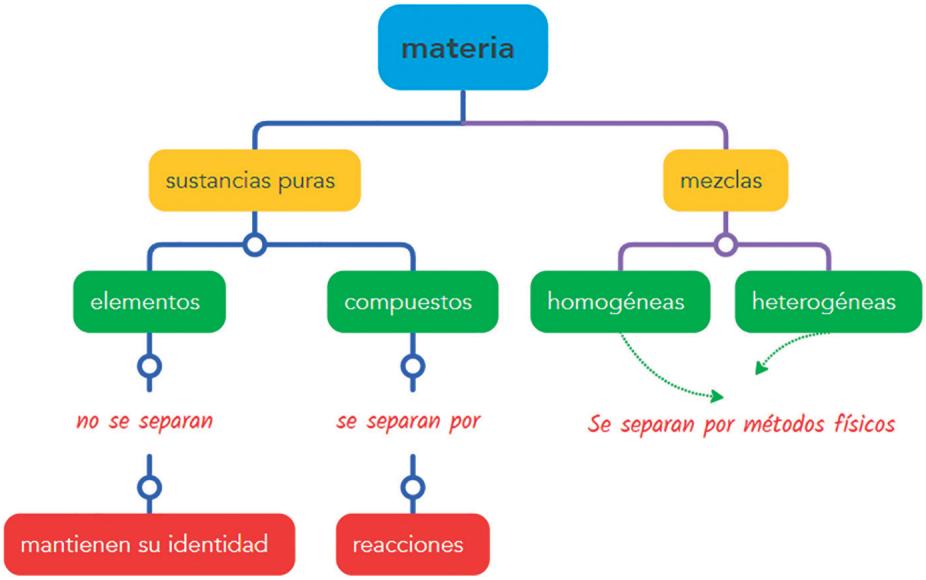
El balance energético, independientemente del proceso o series de procesos de que se trate, siempre demuestra el cumplimiento de la primera ley de la termodinámica.

> "La energía no se crea ni destruye, únicamente se transforma"; y son precisamente esas transformaciones, las que hacen posibles los cambios en la materia y muy específicamente en los seres vivos, los cuales no son ajenos al Universo y cumplen con todas las leyes y principios.

1.3. MATERIA, CLASIFICACIÓN Y ESTRUCTURA

Las explicaciones en torno al concepto de materia han llevado a la clasificación de esta (ver Figura 2), este tema reviste importancia puesto que devela poco a poco la estructura y las interacciones entre las diferentes sustancias.

Figura 2. *Clasificación de la materia*



Nota. Las sustancias puras y las mezclas son los dos grandes grupos en los que se clasifican los cuerpos materiales.

De acuerdo con lo anterior, la materia se puede presentar en dos clases, que pueden ser sustancias puras, como el calcio (Ca), el magnesio (Mg), el cloruro de sodio (NaCl), el nitrógeno (N_2), el hidrógeno (H_2), el sulfato de magnesio ($MgSO_4$); o en mezclas, como el papel, el vidrio, las gaseosas, la sangre y la orina, entre otras.

Las sustancias puras, por su parte, pueden ser simples (elementales) como el calcio o el magnesio, o moleculares como la molécula del oxígeno o el sulfato de magnesio; en este último caso, se observa cómo cuando las moléculas están formadas por elementos de diferente naturaleza e identidad, dan lugar a los compuestos.

El sentido de la palabra "*puro*" en química difiere del sentido de "pureza" biológico; en el contexto químico está relacionado con la clasificación de los cuerpos materiales y el término alude a que ni los compuestos ni los elementos pueden separarse por métodos físicos en sus constituyentes; en el caso de los compuestos, ellos se forman y se separan por métodos *exclusivamente* químicos (cambios denominados reacciones); tal es el caso de la electrolisis que se usa para separar la sustancia pura *agua* en sus constituyentes, los gases hidrógeno y oxígeno.

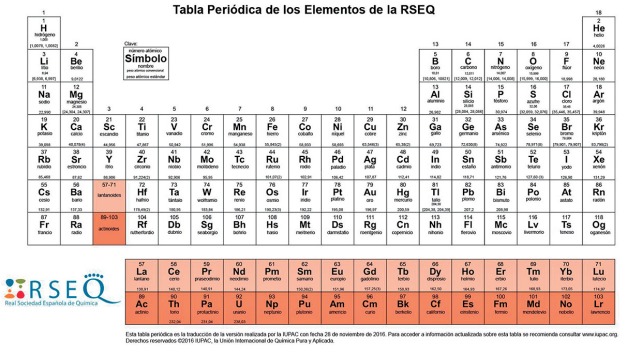
En el caso de los elementos, lo *elemental* hace alusión a que estas sustancias no pueden separarse en otros constituyentes, sino que en toda su extensión están formadas por partículas exactamente iguales denominadas *átomos*.

Los elementos se encuentran representados por símbolos y son únicamente los que se encuentran en la tabla periódica (ver Figura 3).

Por su parte, los compuestos químicos resultan de las reacciones entre los elementos (más exactamente entre los átomos constituyentes de los elementos), tienen unas fórmulas químicas propias que los definen y que son de uso universal.

Cuando se hace referencia a sulfato de sodio, por ejemplo, la fórmula corresponde a Na_2SO_4; *no puede ser otra* y se rige por la ley de las proporciones definidas, así los compuestos tienen un significado y un significante (la fórmula) que les son propios.

Figura 3. *Sistema periódico de los elementos químicos*



Esta tabla periódica es la traducción de la versión realizada por la IUPAC con fecha 28 de noviembre de 2016. Para acceder a información actualizada sobre esta tabla se recomienda consultar www.iupac.org
Derechos reservados ©2016 IUPAC, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Nota. En la actualidad existen 118 sustancias elementales. Fuente: Real Sociedad Española de Química (2024).

Tabla 1. *Fórmulas y compuestos*

Fórmula	Nombre	Tipo de compuesto
NaCl	Cloruro de sodio	Sal hidrácida
HCl	Ácido clorhídrico	Ácido hidrácido
Ca (OH)2	Hidróxido de calcio	Base
H2SO4	Ácido sulfúrico	Ácido oxácido
KMnO4	Permanganato de potasio	Sal oxácida

- Como se detallará más adelante, el átomo es la unidad estructural de los elementos y consecuentemente de la materia, y, las interacciones entre los átomos producen la formación de moléculas que se constituyen en la unidad fundamental de los mismos; ahora bien, los compuestos pueden ser: Iónicos: la unión o enlace químico depende exclusivamente de la atracción por carga opuesta (electrostática), no hay presencia de moléculas aisladas.
- *Covalentes:* son el resultado de la formación de orbitales moleculares en los que se comparten pares de electrones.
- *Metálicos:* se forma una red tridimensional, en la que todos los vértices son ocupados por un metal y en ella cada átomo se une a varios átomos vecinos.

Por su parte, las *mezclas* se pueden identificar y estudiar gracias a las propiedades físicas y químicas de sus constituyentes, que pueden ser elementos, compuestos u otras mezclas.

Claramente, la mayoría de las sustancias en la naturaleza se presentan en forma de mezclas. Una mezcla resulta de la unión (sin reacción) de dos o más sustancias puras, y, por lo tanto, las mezclas *no tienen formula química* y su composición es variable.

Adicionalmente, las mezclas pueden separarse por métodos físicos, mientras que la separación de un compuesto (sustancia pura) no se logra por este tipo de métodos, debido a que el cambio que dio lugar a su formación es una *reacción*.

De otra parte, las mezclas se pueden clasificar en homogéneas y heterogéneas. Las primeras se caracterizan por presentar una sola fase; una fase es una región en un sistema que presenta uniformidad, es decir, no se observan límites de separación a simple vista y posee además las mismas propiedades en toda su extensión.

Las mezclas homogéneas reciben el nombre de soluciones, por ejemplo: la orina, la sangre y muchos otros fluidos fisiológicos, los cuales se constituyen

en las muestras de trabajo diario del bacteriólogo. Asimismo, las mezclas heterogéneas se caracterizan porque presentan diferentes fases y cada una de las fases tiene propiedades diferentes a las otras, un ejemplo de una mezcla heterogénea es la que se puede identificar en el citoplasma celular.

Retomando lo anterior, las mezclas pueden separarse por métodos físicos y esos métodos revisten importancia en los protocolos usados en los laboratorios clínicos para la separación de las muestras, a partir de las cuales se realizan los diferentes análisis y los reportes de estos.

La separación de las mezclas se fundamenta en las diferencias entre las propiedades físicas y químicas de sus componentes, y, en algunas ocasiones en las marcadas diferencias entre las fases.

3.1. Las mezclas, un tema importante en el laboratorio clínico

El reconocimiento de las mezclas y sus propiedades tiene una aplicación directa en la identificación y cuantificación dentro del trabajo rutinario en el laboratorio clínico. En los procedimientos que describen las técnicas es habitual preparar mezclas homogéneas que cumplen funciones específicas, como servir de disolventes o secantes; asimismo, la separación de estas sustancias proporciona información que se traduce en los diferentes reportes que son determinantes para establecer el diagnóstico de una patología específica.

La tinción diferencial de Gram es un ejemplo del uso de la mezcla alcohol-cetona, la cual cumple la función de deshidratación de la pared bacteriana con la consecuente destrucción de la membrana en las bacterias denominadas gramnegativas debido a la ausencia del compuesto peptidoglicano. La tinción o coloración de Gram es una herramienta fundamental en la valoración inicial dentro del análisis bacteriológico (Corrales y Caycedo, 2020).

Con relación a la separación es importante reiterar que, como se estableció en párrafos precedentes, los métodos físicos de separación siempre separan mezclas, bien sea homogéneas o heterogéneas, con estas técnicas ***NO*** se pueden separar los constituyentes de un compuesto en los elementos que lo conforman.

Sustancias como la orina, la sangre, la saliva y otros fluidos corporales que se estudian para determinar la presencia de microorganismos o el contenido de determinadas células, son mezclas, y el método de separación del cual se haga uso va a depender de las propiedades de los constituyentes y de lo que se quiera indagar.

3.1.1. Ejemplos de métodos de separación de mezclas usadas en el laboratorio clínico

En el bioanálisis se realizan diferentes pruebas que tienen como fin la medición de las sustancias presentes en los organismos y muy específicamente en el ser humano, usualmente las muestras son separadas mediante diferentes técnicas. Algunas de ellas se describen a continuación.

3.1.1.1. Decantación

Esta técnica se utiliza en mezclas heterogéneas o en las que se han combinado dos líquidos no miscibles (densidades diferentes), para lo cual se utiliza un embudo de separación. En el primer caso, se realiza una precipitación del sólido y se separa del líquido, usualmente el proceso puede acelerarse y complementarse haciendo uso de la centrifugación.

Aplicación en el laboratorio:

- *Pruebas serológicas:* la finalidad de las pruebas serológicas de precipitación y aglutinación radica en medir la manifestación macroscópica de la reacción antígeno-anticuerpo, la cual ocurre en una dilución. De manera general, para este tipo de pruebas, una muestra de sangre se mezcla con un antígeno de prueba para detectar los anticuerpos del paciente, en caso de sospecha sobre una infección como caso meningitis (Corrales *et al*., 2008).
- *Prueba de coagulasa:* esta prueba es otro ejemplo de la separación por decantación en el laboratorio clínico, la finalidad de la prueba es la detección de *Staphylococcus aureus;* cuando se determina en tubo, se realiza una suspensión de varias colonias de un cultivo en caldo nutritivo, al que se le agrega una cantidad determinada de plasma fresco de conejo y se incuba a 37°C; pasadas 4 horas de incubación se revisa si hay presencia de coágulo transparente, lo cual indica que la prueba es positiva, de lo contrario se debe observar el tubo cada 30 minutos hasta completar 18 horas, debido a que puede haber presencia de estafiloquinasa, que puede provocar un resultado negativo falso (Corrales *et al*., 2018).

3.1.1.2. Filtración

Esta técnica es utilizada para separar mezclas de sólido-líquido. Se requiere un medio filtrante que retenga las partículas sólidas y que simultáneamente

dé paso al líquido. El medio filtrante más utilizado a nivel de laboratorio es el papel de filtro.

Aplicación en el laboratorio:

- Cuando la cantidad de microorganismos que se quiere aislar o identificar es baja se hace uso de la filtración por membrana (microfiltración), método en el que se utiliza un filtro con un poro determinado y ajustado al tamaño de la partícula que se quiera separar (usualmente se utilizan poros de diámetro de aproximadamente 0.2 µm), el cual se coloca en un medio de cultivo adecuado para que se formen las colonias y se pueda realizar el conteo.
- Ahora bien, si lo que se requiere separar son moléculas en solución se hace uso de otra técnica derivada de la filtración que se denomina ultrafiltración; en esta técnica el tamaño del poro se encuentra en el orden de los nanómetros (Juárez *et al*., 2006).

3.1.1.3. Cristalización

Se basa en dejar precipitar el sólido de una mezcla sólido-líquida para después separarlo por decantación o filtración.

Aplicación en el laboratorio:

- En la coloración de Ziehl-Nielsen la formación de cristales es utilizada en la identificación de micobacterias, la cual ocurre en dos procesos, el primero, se da cuando se rompen los cristales que forman las ceras que son constitutivas de la pared celular de los microorganismos y allí se atrapa el colorante, esto ocurre gracias a la acción de la temperatura; en un segundo momento cuando disminuye la temperatura se provoca una nueva solidificación de los ácidos grasos (ceras), de modo que el colorante queda atrapado dentro de dichas estructuras cristalinas y gracias a ese proceso y al color que se obtiene, la prueba es positiva o negativa (Corrales y Caycedo, 2020).
- En el uroanálisis la detección de cristales puede tener significancia para el diagnóstico de algún tipo de patología (Campuzano *et al*., 2007).

3.1.1.4. Centrifugación

En esta técnica se separan mezclas sólido-líquido o líquido-líquido, con diferentes gradientes de sedimentación; el proceso ocurre por la acción de la

fuerza centrífuga, la cual se alcanza cuando se dispone la mezcla en la centrífuga, en este aparato ocurren giros a una velocidad alta pero determinada gracias al impulso dado por un motor.

Aplicación en el laboratorio:

- Es una técnica supremamente importante en exámenes rutinarios de laboratorio como, por ejemplo, uroanálisis macroscópico y microscópico y hemogramas.
- Para el caso del análisis microscópico de la orina se trabaja con el sedimento en busca de diferentes tipos de células y sustancias, que son determinantes en el diagnóstico de muchas enfermedades. Ese proceso de sedimentación es acelerado por el uso de centrifugas.

3.1.1.5. Cromatografía

La cromatografía es una técnica de separación de mezclas que conjuga varios tipos de análisis y se aplica en distintos campos de conocimiento, la microbiología es uno de ellos. La retención selectiva es el principio en el que se fundamenta y está directamente relacionada con la adsorción de los solutos a una fase fija y la movilidad o arrastre por una fase móvil. La fase móvil es un disolvente (líquido o gas) que *empuja* las moléculas constituyentes y la fase fija (líquido o sólido) se encuentra en un soporte (plano o de columna) a través del cual se desplazan, con velocidades diferentes, las moléculas de las sustancias. Aquellos analitos que tengan mayor afinidad con la fase fija son más retenidos y van quedando "atrapados" y aquellos que tengan mayor afinidad por la fase móvil se desplazarán con mayor velocidad.

La importancia de esta técnica es que permite la separación de mezclas en sustancias puras que tienen propiedades fisicoquímicas muy similares.

Los análisis que se derivan de un proceso cromatográfico hacen uso de varias técnicas y eso conlleva a que existan muchos tipos de cromatografías. De acuerdo con Palomares (2012), las principales técnicas cromatográficas utilizadas en la separación de proteínas, por ejemplo, son: exclusión molecular, intercambio iónico, interacción hidrofóbica y cromatografía de fase reversa, todas ellas se clasifican como CL, lo que indica que la fase móvil es un líquido y también se denominan de columna, porque el soporte que contiene la fase sólida es una columna.

Aplicación en el laboratorio:

- Por sus características, la cromatografía es una técnica de separación muy importante, en especial en el laboratorio clínico, incluso se han

hecho ajustes tecnológicos que han permitido mejorar la calidad y la eficiencia gracias al acoplamiento con otros procedimientos de análisis químico. Al respecto y de acuerdo con Sgariglia *et al*. (2010), "las muestras biológicas (ej.: sangre, exudados de diferentes orígenes, muestras de suelo, etc.) deben recibir un tratamiento adecuado previo a su análisis, y luego son perfectamente abordables por algunas o varias de las técnicas cromatográficas disponibles".

- Los procedimientos de referencia en la determinación de la proteína creatinina en sangre, son ejemplo del uso de esta técnica asociada con análisis químicos; entre ellos se encuentran la cromatografía gaseosa (GC) acoplada a espectrofotometría de masa por dilución isotópica, la cromatografía líquida (CL) también acoplada a la espectrofotometría de masa por dilución isotópica y la cromatografía líquida de alta eficacia (HPLC) (Perazzi y Angerosa, 2011; Pennacchiotti, 2017).

Existen otros métodos de separación de mezclas en sustancias puras, por ejemplo: destilación, imantación y evaporación, entre otros. Cada uno de ellos se fundamenta en las propiedades físicas de los constituyentes.

4. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

A partir de la clasificación de la materia en mezclas y sustancias puras, sobreviene la pregunta relacionada con la unidad estructural de estas últimas y en general de todos los cuerpos, incluyendo los seres vivos.

Las explicaciones de dicha estructura giran en torno a una concepción de *discontinuidad*, término que explica que cualquier cuerpo material puede dividirse hasta un límite; es decir que todo y todos estamos constituidos por partículas, las cuales se han denominado átomos.

Un elemento químico es una sustancia pura constituida por una sola clase de átomos. Los átomos de los elementos químicos al reaccionar se combinan dando origen a las moléculas, que son las unidades estructurales de los compuestos y que se estabilizan por la acción del enlace químico. Por esta razón, los compuestos químicos son sustancias puras conformadas por una sola clase de moléculas.

Es muy importante hacer aquí la salvedad de que algunos elementos se encuentran en estado gaseoso a temperatura ambiente, lo que implica que su representación sea diatómica, este es el caso de sustancias como el oxígeno, (0_2), el nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2).

Conocer las características de los átomos resignifica la interpretación de la célula y su conformación; los átomos y las moléculas que hacen parte de las estructuras celulares tienen propiedades (físicas y químicas) que inciden y determinan las explicaciones que se han construido sobre el comportamiento de los microorganismos.

La teoría atómica sostiene unos postulados y se ha ido desarrollando con el paso del tiempo, haciendo uso de modelos, los cuales reflejan hitos importantes en el desarrollo de la ciencia y en el pensamiento científico, especialmente en el siglo XIX.

La explicación de la discontinuidad de la materia tiene sus orígenes en Grecia en el siglo V a. de C., en ese momento se ubica la reflexión de los pensadores jónicos Leucipo y Demócrito, filósofos griegos, quienes denominaron *átomo* a ese límite de división de los cuerpos materiales; aún se conserva este término para hacer alusión a la unidad estructural de la materia, pero es claro que dicha unidad sí se puede dividir y es precisamente esa división la que da curso al objeto de estudio de ciencias como la química, la física y la biología.

4.1. Modelo atómico de Dalton

En el año 1808 el científico inglés John Dalton, basándose en el atomismo planteado por los griegos, propuso su teoría sobre la constitución de la materia centrada en los siguientes postulados, los cuales aún hoy se mantienen como ejes de dicha teoría.

Los elementos están constituidos por partículas extremadamente pequeñas denominadas átomos, los cuales son indivisibles. Todos los átomos del mismo elemento son iguales entre sí y los átomos de elementos diferentes son diferentes

- Durante una reacción química los átomos de diferentes elementos se unen o se separan. En estas reacciones, ningún átomo se crea o se destruye y no se puede tampoco transformar en otro.
- Los átomos de diferentes elementos cuando se unen dan origen a átomos compuestos (moléculas).
- La proporción en la cual los átomos se combinan para formar átomos compuestos (moléculas) es siempre constante y en razón a números enteros sencillos. Por ejemplo: 1:1; 1:2.

A principios del siglo XIX, época en la que se consolida la teoría atómica, la microbiología, o mejor, los microbiólogos, ya tenían aportes significativos a la comprensión de la afectación de la salud humana por agentes externos y empezaron a imaginar y a crear el mundo de lo micro.

Mucho antes de la propuesta de Dalton, el trabajo adelantado por el científico Fracastoro en 1546, en la Universidad de Padua, lo llevó a concluir que el contagio de enfermedades podría estar relacionado, eventualmente, con la presencia de gérmenes en el aire; posteriormente, en el siglo XVII, el científico holandés Antonie Van Leeuwenhoek (1632-1723) dedicó su tiempo libre a perfeccionar el uso de lentes en sus observaciones y utilizó no solo pequeños animales como abejas y piojos, sino sustancias inertes como aguas de estanques y saliva.

En 1676 Leeuwenhoek había logrado describir y dibujar algas, hongos, protozoarios y algunos tipos de las "asombrosas" bacterias (Gale, 1974).

El asombro de Leeuwenhoek por las bacterias se puede describir en la siguiente frase:

> "La cuarta clase de animalillos eran increíblemente pequeños; tanto, que juzgué que, aunque fueran puestos en fila 100 de ellos uno tras otro, no alcanzarían la longitud de un grano de arena gruesa". (Gale, 1974).

Aunque Leeuwenhoek realizó las observaciones en el siglo XVII pasaron más de 200 años hasta que en 1882 Luis Pasteur sugiriera que la ciencia de la vida microbiana debería denominarse *microbiologie.*

Es interesante observar que la consolidación de la microbiología se realiza en el prolífico científico siglo XIX, casi que simultáneamente con la propuesta de Dalton en relación con la estructura de la materia.

Ahora bien, en el mismo siglo, en el campo biológico se adelantaban ensayos centrados en procesos de conservación de alimentos; un ejemplo sobresaliente es el *método Appert*, el cual fue propuesto en 1810, su propósito era evitar el crecimiento de microorganismos haciendo uso de la temperatura y el vacío en frascos herméticamente sellados (fundamento de las comidas en conserva).

Este método de conservación cuestionaba directamente la idea de la generación espontánea; al respecto Luis Pasteur se centró en la explicación relacionada con el proceso químico de la fermentación el cual, sostenía, que estaba relacionado con el aire que podría ingresar al frasco, esto lo comprobó con múltiples experimentos centrados específicamente en el contenido de microorganismos que podrían

encontrarse en el aire. Al respecto concluyó que muestras de aire diferentes contenían diferentes clases de microorganismos y eran estos los contaminantes del aire y no parte integral de él.

Para mediados del siglo XIX, justamente cuando estaba consolidándose la teoría atómica propuesta por Dalton, Louis Pasteur había iniciado el trabajo con cultivos puros y medios selectivos, lo cual le permitió dar curso a argumentaciones sobre reacciones de fermentación láctica, tartárica, acética y butírica a partir de microorganismos específicos para cada una de ellas. Dicho en otras palabras, los trabajos de Pasteur permitieron establecer la especificidad entre el tipo de reacción química y el microorganismo que la desencadenaba, además de la posibilidad de que estos procesos sucedieran en ausencia de oxígeno (anaerobiosis). Siguiendo lo planteado por el autor en mención, es pertinente pensar que esa correspondencia permitiera sugerir la especificidad entre microorganismo y enfermedad, tema en el cual se centró la microbiología en los años posteriores, siendo notable el aporte realizado por Koch (1843-1910) quien propuso el método para cultivar microorganismos en la superficie de medios sólidos (Caycedo *et al.*, 2021).

Retomando el trabajo de John Dalton, y con el fin de relacionarlo con los desarrollos de la microbiología, es importante hacer alusión a las interpretaciones y relaciones cuantitativas que dicho científico formuló y que para la época permitieron comprender, muy probablemente, procesos como la fermentación y la oxidación.

4.2. Ley de la conservación de la masa

Durante una reacción química la masa de los compuestos que entran en ella no se altera de una forma detectable durante su curso.

- **La ley de las proporciones múltiples**

Cuando dos elementos se combinan y forman un compuesto, las cantidades de uno de los elementos que se combina con una cantidad fija del otro elemento estarán siempre en relación de números enteros sencillos. Por ejemplo, el oxígeno y el carbono forman monóxido de carbono (CO) y dióxido (CO_2). En el dióxido de carbono (CO_2) dos átomos de oxígeno se combinan con un átomo de carbono, cuando se comparan las masas de los átomos de los dos compuestos se observa que mientras que la masa del carbono permanece constante, la del oxígeno varía en proporción 1:2.

Las explicaciones acerca de la estructura de la materia que brindó John Dalton en 1808 han sido modificadas en el transcurso de los tiempos, sobre todo en lo que se refiere a la representación mental del átomo (modelo); estos modelos han

tratado de esbozar las relaciones entre materia y energía, que como se señaló anteriormente se consideran hoy los dos constituyentes del Universo.

En todo este recorrido histórico sobre la estructura de la materia, uno de los aspectos importantes abordados por Dalton en su modelo fue el intento por determinar las masas relativas de los átomos (la masa se entiende como la cantidad de materia de un cuerpo).

Una escala de masas relativas se basa en la asignación de un valor de masa cualquiera a un átomo patrón, el cual es comparado con los demás átomos de otros elementos.

En dicho proceso, Dalton utilizó como patrón el hidrógeno, al cual le asignó un valor de masa de uno (1), posteriormente se escogió el oxígeno al cual se le asignó un valor de masa de 16 y en la actualidad se utiliza como patrón el carbono 12, al cual se le ha asignado una masa de 12 uma (*unidades de masa atómica*). Después de toda esta estructuración teórica se tiene claro que una unidad de masa atómica (1 uma) corresponde a una doceava parte de la masa del isotopo 12 de carbono. Este valor asignado es arbitrario y con base en él se calculan las masas relativas de los otros átomos.

$$1 \text{ uma} = 1/12 \text{ m } (12C)$$

En la actualidad estos cálculos se realizan haciendo uso de la tecnología, específicamente mediante los espectrómetros de masas; estos equipos se fundamentan en la fuerza electromagnética inherente a las partículas.

Además del modelo de Dalton sobre la estructura atómica, se han desarrollado otros modelos que se tratarán más adelante cuando se estudie la relación entre materia y energía.

5. PROPIEDADES DE LA MATERIA

Todos los constituyentes del Universo pueden describirse usando características denominadas propiedades.

5.1. MASA

Todos los cuerpos que existen en el universo poseen determinada cantidad de materia y a esa cantidad de materia se le denomina masa, por lo tanto, la masa es una propiedad general de la materia y es una *magnitud* porque puede ser medida (es decir comparada con un patrón), dicha cantidad se expresa en unidades que varían de acuerdo con el sistema de medida que se emplee.

En el sistema internacional de medidas para la magnitud masa, la unidad fundamental es el kg (kilogramo); sin embargo, como lo revisaremos con mayor detenimiento más adelante, esta magnitud y todas las demás se puede expresar en otras unidades.

5.1.1. Cálculo de la masa de un elemento químico

La mayoría de los elementos químicos que se presentan en la naturaleza poseen una mezcla de varios tipos de átomos denominados isotopos, que, aunque presentan las mismas propiedades químicas entre sí, difieren en su masa. Por tal razón, para calcular la masa atómica de un determinado elemento se halla un valor promedio de las masas relativas de esos átomos y su abundancia en la naturaleza.

Por ejemplo, el elemento cloro puede presentar dos isótopos: Cl (masa 34,964 uma, con un 74,77% de abundancia y el Cl (masa 36,966 uma, con un 24,23% de abundancia); su masa atómica se calcula de la siguiente manera:

Cl (0,7444) * (34,969 uma) = 26,496 uma

Cl (0,2423) * (36,966 uma) = 8,957 uma

35, 453 uma

Así, el valor aceptado para la masa atómica del Cl es 35,453 uma.

Con respecto a la masa de las moléculas, estas también se expresan en uma y corresponden a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos que las constituyen.

Por ejemplo, la masa de una molécula de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se calcula de la siguiente forma:

Masa del hidrógeno: (1,007 uma) x 2

Masa del azufre: (32,06 uma)

Masa del oxígeno: (63,996 uma) x 4

98,070 uma

Este tipo de masas moleculares revisten importancia en el trabajo práctico por cuanto son la base de muchos cálculos en los laboratorios.

Es relevante precisar que la unidad (en el sistema internacional de medida) para la cantidad de sustancia química **NO** corresponde a la masa sino a una unidad diferente denominada *mol*.

5.2. EL MOL

Con base en lo anterior, se ha establecido que la masa atómica para el átomo de oxígeno es 16 uma y la del hidrógeno 1 uma. Si se tienen dos muestras, una de 16 g de oxígeno y otra de 1 g de hidrógeno las dos contendrían la misma cantidad de átomos, esta deducción se hace a partir del principio de Avogadro y el valor que se ha encontrado experimentalmente que corresponde a $6{,}023 \times 10^{23}$partículas.

Por lo anterior, una mol se puede definir como la cantidad de una sustancia que contiene el número de Avogadro de partículas, en el caso de los elementos una mol contiene $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos, y, para los compuestos una mol contiene $6{,}023 \times 10^{23}$ moléculas.

De manera general, la mol[1] es una unidad análoga a la docena, una docena siempre contiene 12 unidades, independientemente del material de que se trate y una mol siempre contiene $6{,}023 \times 10^{23}$ partículas, también, independientemente de cuál sustancia se trate.

La masa atómica del átomo del litio es 6,941 uma y una mol del mismo elemento, es decir, un paquete que contenga $6{,}023 \times 10^{23}$ átomos tiene una masa mol de 6,941 g/mol.

Esta situación trae practicidad a la hora de realizar los cálculos, porque se puede hacer la doble interpretación de las cantidades en unidades de masa atómica y en gramos.

En los laboratorios se hace uso casi que exclusivamente de la masa mol debido a que la cantidad de sustancia que se utiliza supera en gran escala las dimensiones atómicas.

En bacteriología para los cálculos de cantidad de sustancia y para la preparación de soluciones, colorantes, sales y otros, se hace uso de la masa en términos de gramos, es decir se hace uso de la masa mol

Sin embargo, es muy importante considerar que tanto las masas mol como las masas atómicas se pueden expresar en otras unidades de masa como: g, kg, mg, entre otras, y el cambio de las unidades se lleva a cabo por medio de relaciones matemáticas (factores de conversión).

[1] El término mol se designa indistintamente con los artículos la o él; ahora bien, generalmente cuando se hace uso de la cantidad se utiliza la mol.

A continuación, se presentan algunos ejemplos de relaciones muy útiles para la interpretación de resultados a partir de los análisis clínicos y también la preparación de reactivos en el laboratorio.

Lo interesante es que con el uso de fracciones y de equivalencias se van cancelando las unidades y se termina el ejercicio con la unidad buscada.

Recordemos aquí que lo que cambia son las unidades, haciendo uso de relaciones matemáticas equivalentes

Ejemplos:

1. La acetona (CH_3COCH_3) es uno de los tres compuestos que hace parte del conjunto de los cuerpos cetónicos, los cuales se pueden determinar en un uroanálisis; si un individuo excreta 90 mg por cada dL (decilitro) en un día de este compuesto, ¿a cuántas moles y moléculas equivaldría?

Los datos son:

90 mg de acetona

1 mol de moléculas de acetona corresponde a 6,230 x10^{23} moléculas

1 mol de moléculas de acetona tiene una masa de 58,08$\frac{g}{mol}$(información que resulta de la suma de las masas de los constituyentes); recordemos que si la lectura se hace en función atómica el valor numérico es el mismo pero las unidades no.

1 molécula de acetona tiene una masa de 58,08 uma.

$$90\ mg\ de\ acetona * \left(\frac{1g}{1000\ mg\ de\ acetona}\right) * \left(\frac{1mol}{58{,}08g}\right) =$$

1,55x10^{-3} moles de acetona; es decir 0,00155 moles

Ahora bien, si se expresa este valor en moléculas ocurrirá lo siguiente:

1,55 x 10^{-3} moles de acetona *($\frac{6{,}230\ x\ 10^{23}\ moléculas}{1\ mol}$)= 9,33 x 10^{20} moléculas de acetona.

La cantidad 9,33 x 10^{20} moléculas de acetona ofrece una base para la comprensión de patologías como es el caso de la cetoacidosis diabética, la cual se puede comprobar con un examen en sangre.

Las lecturas en masa y en moléculas de una misma cantidad brindan contextos y representaciones diferentes, las cuales son de gran utilidad en la comprensión de los resultados de los exámenes clínicos cotidianos.

El resultado de este ejemplo muestra una cantidad de moléculas que puede acarrear toxicidad muy elevada para la célula.

2. Si se realiza un examen en sangre al paciente antes mencionado, ¿a cuántos miligramos de acetona correspondería su resultado y a cuántas milimoles? ¿Qué implicaciones tendría?

Los datos son:

9,33x 10^{20} moléculas de acetona

$1{,}55\ x10^{-3}$ moles de acetona $* \left(\frac{58{,}08g}{1mol}\right)\left(\frac{1000mg}{1g}\right)$=90,024 mg de cuerpos cetónicos representados como acetona.

Ahora bien;

1,55 x 10^{-3} moles de acetona $\frac{1000mmol}{1\ mol}$= 1,55 mmoles de cuerpos cetónicos representados como acetona.

Un valor entre 1,1 y 3,0 mmol/L representa un riesgo alto de cetoacidosis. (Cetoacidosis diabética, 2020)

Por datos como el anterior, es importante llamar la atención sobre el uso de los submúltiplos de la unidad mol, los cuales se aplican igual que para cualquier otra magnitud, por eso se afirma que en una mol hay 1000 milimoles.

3. Para la preparación de 1 litro del medio agar Mac Conkey, que se utiliza en para el aislamiento de bacilos Gramnegativos a partir de diferentes muestras, se requieren 5 gramos de cloruro de sodio, si se cuenta con 0,5 moles del compuesto, ¿se puede cumplir con la preparación del medio?

-Los datos son:

0,5 moles de cloruro de sodio

1 mol de moléculas corresponde a 58,44 g de cloruro de sodio

1 mol de moléculas de cloruro de sodio contiene $6{,}023x10^{23}$ moléculas del compuesto

Partiendo de la información que se tiene:

$0{,}5\ moles\ de\ NaCl * \left(\frac{58{,}44g}{1mol}\right)$= 29,22 g de cloruro de sodio

29,22 g de NaCl es una respuesta coherente puesto que, al expresar las moles en términos de masa, las cantidades siempre serán dependientes del valor de la masa mol y positivas

4. El agua es un reactivo vital en todos los procesos metabólicos; ¿si se tienen 30 g de agua que participan en una reacción, cuántas moles y moléculas estarán presentes en dicha masa?

Los datos son:

30 g de agua

1 mol de moléculas de agua corresponde a 18 g de Agua (Sumando las masas mol de los elementos constituyentes).

1 mol de moléculas de agua contiene $6{,}023x10^{23}$ moléculas de agua

$$30g\ H_2O\ \frac{1\ mol\ deH2O}{18g\ H2O} =$$

16,65 moles de agua esta respuesta es coherente, puesto que, al expresar los gramos en términos de moles, las cantidades siempre serán dependientes del valor de la masa mol (que en este caso divide) y serán positivas

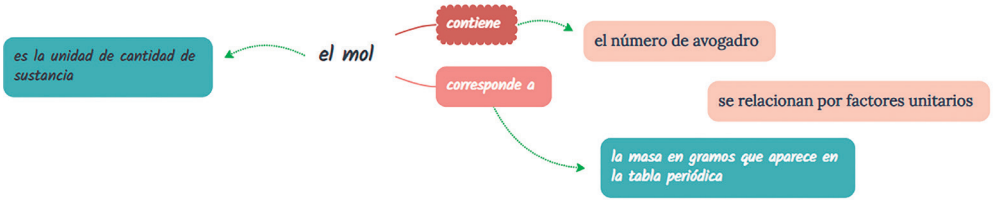
Con relación a las moléculas se tiene:

16,65 moles de agua $\left(\frac{6{,}023x10^{23}moléculas}{1\ mol\ de\ agua}\right)$= $1{,}003 \times 10^{25}$ moléculas de agua

$1{,}003 \times 10_{25}$ esta respuesta es coherente, puesto que, al expresar las moles en términos de moléculas, las cantidades siempre serán dependientes del Número de Avogadro (que en este caso multiplica) y serán cantidades muy grandes y positivas.

La conclusión general para los anteriores cálculos se puede observar en la siguiente figura:

Figura 4. *Factores unitarios en la relación mol-masa mol y número de átomos*



Nota. Relaciones molares.

Como se señaló anteriormente, las propiedades son características que permiten estudiar y reconocer los cuerpos.

Las propiedades denominadas intensivas se definen como: "*aquellas que no dependen de la cantidad de materia*", es decir de la masa, como, por ejemplo, los puntos de fusión y ebullición, la concentración y la conductividad, por citar algunas; por el contrario, las extensivas son las que sí dependen de la masa, como el peso, y el volumen.

Desde la fundamentación que brinda la termodinámica se amplía y aclara la clasificación anterior y además se relaciona con la energía que, recordemos, es el otro componente fundamental del Universo.

Termodinámicamente las propiedades intensivas son aquellas que no dependen del tamaño del sistema y si el sistema se divide en dos o más partes, el valor de dicha propiedad se conserva en cada una de las partes, tal es el caso de la presión o la viscosidad.

Las propiedades extensivas dependen del tamaño del sistema (por tanto, de la masa); en este caso, si un sistema está dividido en varios subsistemas el valor de la propiedad lo dará la suma de los valores en todas las subpartes, tal es el caso de volumen, masa y propiedades energéticas como la entropía y la capacidad calorífica.

Es pertinente aclarar que las propiedades extensivas se convierten en intensivas cuando forman "razones", es decir, cuando se dividen por unidades de masa (v/m) (volumen específico que es la propiedad recíproca de la densidad); de moles (v/

mol) (volumen molar) y, por último, cuando se dividen por volumen (m/v) (el típico caso de la densidad); así se puede entender porque esta propiedad, siendo el cociente entre dos propiedades extensivas, es intensiva.

La densidad es una propiedad intensiva de suma importancia debido a su frecuente uso en la realización de cálculos en los laboratorios, es el vínculo que permite expresar unidades de masa en volumen o viceversa.

5.3. La densidad, una propiedad importante en la bioquímica

Además de los cálculos prácticos que hacen uso de la densidad, este es un factor de gran relevancia que permite hacer interpretaciones en diferentes campos del saber, como es el caso de la bioquímica clínica. La interpretación del transporte de las grasas a nivel fisiológico es un claro ejemplo de ello. Debido a su baja polaridad, las grasas no son solubles en el plasma sanguíneo y, por tanto, requieren enlazarse a proteínas para aumentar la solubilidad y poder transportarse, dichas asociaciones moleculares entre proteínas y lípidos (sustancias grasas, especialmente colesterol y triacilgliceroles), dan lugar a unos compuestos denominados lipoproteínas. La concentración de estas sustancias en sangre se constituye en un indicador importante para el diagnóstico de varias patologías.

La densidad es la propiedad que permite clasificar, separar y aislar en el laboratorio clínico las lipoproteínas y esta propiedad física va a depender de la relación existente entre las cantidades de lípido y apoproteína.

Las lipoproteínas que contienen mayor cantidad de lípido son aquellas que tienen menor densidad (VLDL y quilomicrones) y las más densas son las que tienen, en proporción, menos grasa y por tanto más proteína (HDL), estas últimas son las que presentan mayor solubilidad en agua. Los métodos más usados en el laboratorio para el aislamiento de las lipoproteínas son la ultracentrifugación y la electroforesis (Murray, 2013).

Tabla 2. *Clasificación de las lipoproteínas por densidad*

Siglas en inglés	Nombre
Quilomicrón	Quilomicrón
VLDL	Lipoproteína de muy baja densidad
IDL	Lipoproteína de densidad intermedia
LDL	Lipoproteína de baja densidad
HDL	Lipoproteína de alta densidad

Nota. Fuente: elaboración propia

6. EL PESO. UNA PROPIEDAD DIFERENTE A LA MASA

El peso depende de la masa, pero no son propiedades iguales; el peso hace referencia a la fuerza con la cual la gravedad atrae un cuerpo; esta razón explica por qué el peso es variable mientras que la masa es la misma en todo el Universo. Una aclaración de este tipo es muy importante cuando se trabaja con dimensiones pequeñas, tal es el caso de la microbiología.

El peso, por ser una fuerza, se calcula a partir del producto de la masa por la aceleración de la gravedad; es decir, que sus unidades corresponden a unidades de fuerza, algunas de estas son: gramos-fuerza (gF), kilogramos-fuerza (KgF), libras-fuerza (LbF) y en el sistema internacional Newton (N).

De acuerdo con lo anterior, el peso (en algunas ocasiones representado por la letra w) es una magnitud vectorial porque resulta del producto de un escalar (la masa) por un vectorial (la aceleración de la gravedad).

Peso= m x g (Unidades: N)

Tabla 3. *Comparación del valor de la masa de un cuerpo en diferentes planetas*

Planeta	Masa Kg	Gravedad (promedio) (m/s2)	Peso (N)
Mercurio	80	3,7	296
Venus		8,87	709,6
Tierra		9,8	784
Marte		3,71	296,8
Júpiter		24,79	1983,2
Saturno		10,44	835,2
Urano		8,87	709,6
Neptuno		11,15	982

Nota. Peso de un cuerpo de 80 kg en diferentes planetas[2].

Como se observa en la tabla anterior, en todos los planetas de nuestro sistema solar la masa del cuerpo es 80 kg; sin embargo, el peso es diferente debido a la diferencia en la gravedad en cada planeta.

[2] https://deplanetas.com/cual-es-la-gravedad-de-los-planetas-del-sistema-solar/

La variación a escalas menores también es menor. Por ejemplo, un cuerpo (masa 10 kg) que se encuentre en el polo norte será afectado por una gravedad aproximada de 9,83 m/s^2, mientras que si se encuentra en el Ecuador el valor de la gravedad será 9,78 m/s^2; el resultado de esta magnitud sería, en el primer caso, 98,3 N y en el segundo 97,8 N.

La anterior consideración es muy importante en la medición y en el lenguaje ya que, en los laboratorios clínicos para las medidas de las muestras y para todos los cálculos se hace uso de *masas* y no de *pesos* (los cuales no se miden con balanza sino con dinamómetro).

Así, los bacteriólogos en su trabajo diario "masan" y no "pesan" las muestras, probablemente la confusión surgió a partir de la consideración de que la gravedad en el sistema Tierra es constante, pero, como se explicó anteriormente, en el Universo las variaciones de valores entre masa y peso son claramente notorias.

7. VOLUMEN. UNA PROPIEDAD DIFERENTE A LA CAPACIDAD

Otra propiedad general de los cuerpos en el Universo es el volumen, el cual corresponde al espacio que dicho cuerpo ocupa. En este sentido, el volumen depende directamente de otras unidades, es decir, es una unidad derivada, así, las unidades en que se expresa son determinadas por las unidades de longitud.

De manera general, el volumen de un cuerpo se obtiene multiplicando sus dimensiones de largo, ancho y profundidad entre sí; por tal razón, algunas de las unidades de volumen son: cm^3, m^3, dm^3, pie^3.

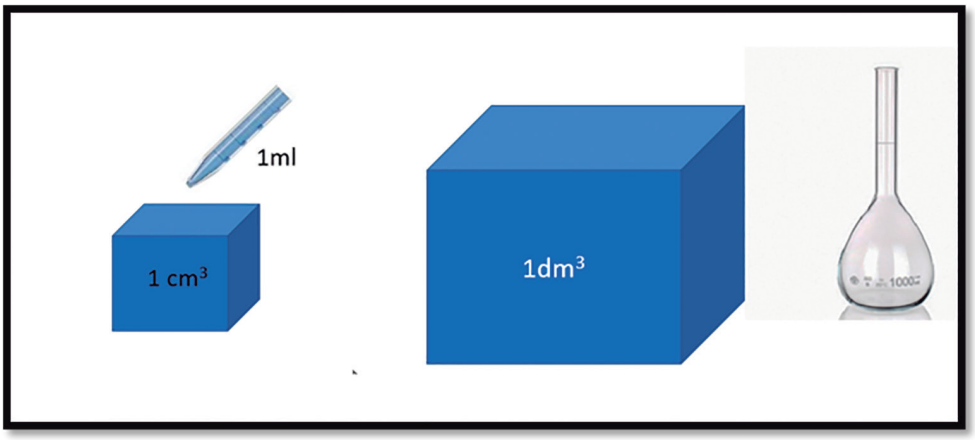
Es muy importante precisar que "siempre" las unidades del volumen se expresan en unidades de longitud elevadas al cubo.

Entre tanto, la capacidad (que corresponde a otra propiedad general de la materia) se entiende como la característica por la cual un cuerpo puede almacenar determinada cantidad de otro; las unidades más comunes para medir la capacidad en dimensiones pequeñas, como las que se usan en los laboratorios clínicos, son: litro, mililitro y microlitro, y en dimensiones más grandes, galones, kilolitros y decalitros.

Existen equivalencias entre las unidades de volumen y capacidad. Se ha establecido que 1 mL corresponde al volumen ocupado por un gramo de agua a 4°C y es igual a 1,00027 cm^3; debido a que la diferencia es pequeña, en la práctica se considera $1cm^3$ = 1 mL; sin embargo, en trabajos de precisión es necesario realizar la corrección.

Igualmente, un cubo que tenga por arista 1 dm y por volumen 1 dm^3, contendrá 1 L de capacidad.

Figura 5. *Equivalencias entre volumen y capacidad*



Nota. Equivalencias.

En el trabajo práctico de los laboratorios clínicos se hacen medidas de capacidades, puesto que lo que se mide es el material contenido independientemente del estado físico en el que se encuentre (gas o líquido).

El cálculo de volumen es importante, como se verá más adelante, en los ejercicios de aplicación, es decir, en los cálculos previos a algunas mediciones, porque muchas veces se relaciona directamente con la densidad y con una figura determinada, como es el caso de la esfera que se utiliza para representar volumen celular.

8. LA MATERIA CAMBIA DE ESTADO, Y ESOS CAMBIOS SON FÍSICOS

La agregación de las partículas que constituyen un cuerpo se denomina *"estado"*, dicha agregación molecular por efecto de la temperatura o la presión puede cambiar y a esos procesos se les denomina cambio de estado, dichas modificaciones no implican cambios en la estructura (atómica o molecular), es decir, **NUNCA** hay reacción en los cambios de estado, siempre son procesos físicos y por tanto no se forman nuevas sustancias.

8.1. ESTADO GASEOSO

La teoría cinético-molecular permite dar cuenta de las interacciones moleculares y las propiedades de los gases. A partir de este cuerpo teórico se establecen las siguientes precisiones que definen el estado gaseoso. (SANZ, 2020)

- Los gases están constituidos por moléculas muy separadas unas de otras en el espacio, el volumen real de las moléculas individualmente es despreciable en comparación con el volumen total del gas.
- Las moléculas del gas se encuentran en movimiento continuo, rápido y rectilíneo, chocan entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene. Debido a los choques intermoleculares se puede transmitir la energía cinética de una molécula a otra, pero la energía total se mantiene.
- El promedio de la energía cinética de las moléculas de un gas determina la temperatura de este material, y, por tanto, a medida que la temperatura aumenta, aumenta también la energía cinética.
- Las fuerzas de atracción entre las moléculas son mínimas y por tanto en muchos cálculos no se tienen en cuenta.

De acuerdo con lo anterior, se puede considerar un gas como un conjunto de moléculas muy separadas entre sí y con un amplio espectro de movimiento en el espacio; por esta razón, dos gases diferentes pueden unirse (sin que haya cambio en la estructura, es decir sin reacción), lo que origina una mezcla totalmente uniforme debido a que las partículas que constituyen uno de los gases ocupan los espacios vacíos del otro.

Una de las mezclas de gases más familiar para todos es el aire, en él se encuentran moléculas de vapor de agua, nitrógeno, oxígeno e hidrógeno, entre otros. Precisamente la presencia de estas moléculas en el ambiente (en el aire) se constituye en argumento para entender la vida y la supervivencia de los microorganismos que pueden desencadenar diferentes patologías, en especial de tipo respiratorio.

Recordemos que la *respiración* y la obtención de energía a nivel celular es un proceso dependiente del oxígeno y esta sustancia vital a temperatura ambiente y en condiciones fisiológicas se presenta en estado gaseoso.

8.2. Estado líquido

Corresponde a una agregación molecular en la cual las moléculas se encuentran en una disposición intermedia entre lo gaseoso y lo sólido, las partículas en el estado líquido no poseen la misma "*libertad*" que los gases, ni tampoco se encuentran tan "*ordenadas*" como en los sólidos.

Las fuerzas de atracción en los líquidos son capaces de mantener juntas las moléculas en un volumen definido, pero debido a su rápido movimiento, el líquido no mantiene una forma definida. Dicho en otras palabras, los líquidos *fluyen* y adquieren la forma del recipiente que los contiene.

La propiedad por la cual los líquidos presentan resistencia a fluir en menor o mayor grado se denomina viscosidad, esta propiedad se debe principalmente a las fuerzas de atracción entre las moléculas y la capacidad de deslizarse unas sobre otras.

En el caso de la célula, las propiedades de fluido que tiene el citosol explican, a su vez, procesos como el intercambio de nutrientes y la permeabilidad celular, los cuales no podrían argumentarse desde ninguno de los tres estados convencionales de la materia.

En micología se ha encontrado una relación inversa entre la transferencia de oxígeno y la viscosidad en cultivos de algunos hongos. (Ferrer, 2019)

Un líquido significativamente importante desde la fisiología es el agua, muchas de sus propiedades se relacionan directamente con su viscosidad, su tensión superficial y su polaridad molecular. Vaquero y Toxqui (2012), quienes citan a Jéquier y Constant (2010), describen la función lubricante del agua en muchas sustancias del cuerpo humano así:

> El agua, junto con sustancias viscosas, actúa como lubricante: la saliva lubrica la boca y facilita la masticación y la deglución, las lágrimas lubrican los ojos y limpian cualquier impureza; el líquido sinovial baña las articulaciones; las secreciones mucosas lubrican el aparato digestivo, el respiratorio y el genitourinario. Mantiene también la humedad necesaria en oídos, nariz o garganta. Proporciona flexibilidad, turgencia y elasticidad a los tejidos. El líquido del globo ocular, el cefalorraquídeo, el líquido amniótico y en general los líquidos del organismo amortiguan y nos protegen cuando andamos y corremos (Jéquier y Constant, 2010).

El agua es un solvente por excelencia y esta propiedad física es una de las más importantes de este líquido vital, ya que tiene implicaciones ambientales y fisiológicas que han sido determinantes en la explicación de la vida en el planeta Tierra. Las interacciones intermoleculares que suceden con el agua permiten que se produzcan soluciones, es decir, mezclas homogéneas tanto con sustancias iónicas como con sustancias covalentes y esto posibilita, por ejemplo, el flujo y/o transporte de sustancias y metabolitos a través de membranas. Como se mostrará más adelante, la polaridad molecular explica estos procesos de manera más detallada y haciendo uso de conceptos energéticos.

Otra propiedad de los líquidos que tiene especial relevancia en microbiología es la presión de vapor, la cual se relaciona directamente con el movimiento molecular.

Si se aumenta la energía cinética en un líquido (debido al incremento de la temperatura), las moléculas se separan y alcanzan el estado gaseoso, si el proceso ocurre en un recipiente abierto las moléculas escapan en forma de gas, si por el contrario, el proceso sucede en un recipiente cerrado las moléculas no

pueden escapar y chocan en su movimiento unas con otras, algunas pasan a gas y retornan a líquido nuevamente (se condensan); otras, que tienen la suficiente energía se mantienen en estado gaseoso (se evaporan), energéticamente ese sistema alcanza el equilibrio cuando el número de moléculas que se evaporan es igual al número que se condensa y la *condensación/evaporación* ocurre a igual velocidad; la presión que ejercen las moléculas que se encuentran en esa dinámica se denomina *presión de vapor,* por lo tanto*,* la presión de vapor de un líquido está determinada por la temperatura, lo que implica que al aumentar la temperatura aumenta la presión de vapor.

A 20º C la presión de vapor del agua es de 0,023 atm y del éter etílico es de 0,582 atm, esto indica que el agua posee fuerzas de atracción mayores entre sus moléculas en comparación con el éter; así la presión de vapor se constituye en otra propiedad que le da exclusividad química y biológica al agua como constituyente fisiológico.

8.2.1. Presión de vapor y punto de ebullición

Cuando por efecto de la temperatura la presión de vapor de un líquido alcanza la presión atmosférica, el líquido ebulle (pasa a estado gaseoso) y a esta temperatura se le conoce como *punto de ebullición*. Por ejemplo, el agua ebulle a 96º C a una presión de 640 mmHg y a una presión de 760 mmHg ebulle a 100º C.

Un factor muy importante para entender el crecimiento bacteriano es la actividad del agua (a_w), la cual se define así:

$$aw = PV \text{ del agua en el alimento} / PV \text{ del agua pura}$$

Este parámetro se interpreta como una medida de la cantidad del agua disponible que posibilita el crecimiento de bacterias; cuando la a_w se reduce, se puede frenar el crecimiento de dichos microorganismos; por lo tanto, este es un mecanismo que se utiliza en la industria de alimentos (Caycedo *et al.*,2021).

8.3. Estado sólido

Los sólidos se caracterizan por el alto grado de cohesión que presentan las partículas que los constituyen, lo cual permite la formación de retículos cristalinos en la estructura de estos.

Las estructuras cristalinas de los sólidos algunas veces se pueden detectar a simple vista y reciben el nombre de *macrocristalinas*, otras veces, para poder observarlas se requiere de un microscopio y en este caso reciben el nombre

de *microcristalinas*, pero en la mayoría de los casos estas estructuras solo se pueden evidenciar por medio de los rayos X y en este caso se les otorga el nombre de *criptocristalinas*.

Las anteriores diferencias en cuanto a la observación de las estructuras cristalinas de los sólidos se deben a varios factores que afectan la solidificación, como el tipo de sustancia o sustancias, la temperatura y la presión.

Los materiales amorfos son aquellos cuerpos que, aunque macroscópicamente tengan apariencia sólida, en su estructura no se presenta un ordenamiento cristalino, ni siquiera con la utilización de los rayos X. Un ejemplo de este material es el vidrio, el cual no es un sólido en los términos descritos, sino que se comporta como un líquido sobreenfriado, es decir, que si se observa de manera microscópica se puede evidenciar el movimiento de las partículas que los constituyen.

Como ya se ha establecido, los cuerpos se pueden encontrar en cualquiera de los tres estados, lo cual depende de la temperatura y de la presión a las cuales se encuentren sometidos, si varían estas condiciones cambia el estado sin variar su composición química. Por lo general, los cambios de estado se efectúan por variación de la temperatura y tienen gran aplicación en los métodos de análisis e identificación de sustancias, puesto que los puntos de fusión y ebullición son específicos.

8.4. Evaporación y licuefacción

Para que un cuerpo pase al estado gaseoso requiere energía (proceso endotérmico), esta energía se proporciona aumentando la temperatura, de esta manera, se pueden vencer las fuerzas intermoleculares del líquido y se pasa así al estado gaseoso, a este proceso se le denomina evaporación.

Como la evaporación es un cambio físico, es reversible, lo que da lugar a la *licuefacción* que es el nombre que se le ha asignado al cambio de gas a sólido; en este proceso el sistema pierde energía cinética (proceso exotérmico), las moléculas aumentan sus fuerzas intermoleculares y pasan al estado líquido.

A presión constante y para la misma sustancia ambos procesos, licuefacción y evaporación, ocurren a la misma temperatura, y como en esta última coexisten en equilibrio el gas y el líquido, se denomina punto de evaporación o ebullición y corresponde a la temperatura en la cual la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.

8.5. Fusión y solidificación

Se conoce como fusión al cambio físico en el cual una sustancia pasa del estado sólido al líquido, este proceso es *endotérmico*, ya que las partículas del sólido

requieren energía para superar las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas. El proceso reversible de la fusión es la *solidificación*, que corresponde al proceso por el cual una sustancia pasa del estado líquido al sólido; para que ocurra este cambio el cuerpo debe perder energía con el fin de que las partículas que lo conforman disminuyan su energía cinética y adquieran así el ordenamiento del estado sólido. La temperatura de equilibrio entre la fusión y la solidificación es la misma y se denomina *punto de fusión*.

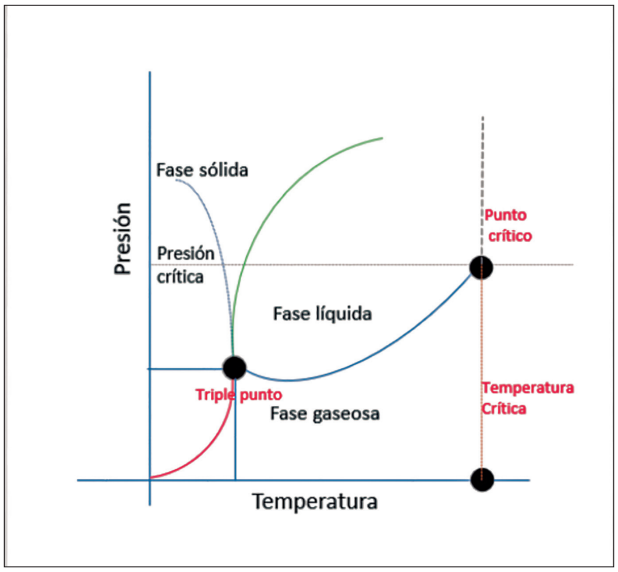
8.6. Sublimación y Sublimación reversible

Sublimación y Sublimación reversible son también procesos físicos antagónicos, mientras que el primero requiere energía (endotérmico) en el segundo el sistema pierde energía (exotérmico); estos procesos, comparados con los anteriores, requieren una gran cantidad de energía.

- **Diagramas de fase**

Los estados de la materia también se denominan fases y se pueden representar en gráficas que permiten visualizar cómo se comporta el estado de agregación molecular en función de dos variables determinantes, como son la temperatura y la presión. Cada sustancia posee su propio diagrama de fases, hay un punto de especial relevancia que recibe el nombre de punto triple y corresponde a la intersección de las curvas correspondientes a cada uno de los estados.

Figura 6. *Diagrama de fases para el agua*



Nota. La temperatura y la presión son variables determinantes en los diagramas de fase.

En la gráfica se destaca el punto triple para el agua, el cual se alcanza cuando se somete la sustancia a una temperatura de 0,0098º C (273,16 K) y a una presión de 0,0063 atm (4,58 torr). Sorprendentemente el agua hierve y se congela al mismo tiempo; sin embargo, alcanzar esas condiciones no es fácil, ni siquiera en condiciones de laboratorio. Una de las aplicaciones más importantes de este punto es que define la escala de temperatura para los cálculos físicos y químicos que corresponde a la Kelvin.

9. ENERGÍA, TEMPERATURA Y CALOR. SIMILITUDES Y DIFERENCIAS

Cuando se habla de energía el término más cercano en nuestras representaciones es la temperatura; sin embargo, es preciso aclarar qué es la temperatura y por qué se considera una propiedad general de la materia.

Teniendo en cuenta lo planteado por la teoría cinético molecular, los cuerpos en el universo se encuentran constituidos por partículas que presentan movimientos y en razón a ese movimiento se genera la energía cinética; por lo tanto, dependiendo de la energía cinética de las moléculas un cuerpo tendrá mayor o menor temperatura con respecto a otros.

Para medir la temperatura se han propuesto varias escalas, entre las cuales se han estandarizado las siguientes: Celsius o centígrada, Fahrenheit y Kelvin o absoluta.

- Escala Celsius

Se basa en la asignación de cero y cien grados para los puntos de solidificación y ebullición del agua respectivamente, a partir de esas asignaciones se dividió la escala en cien partes iguales y cada una de ellas corresponde a un grado Celsius o centígrado.

Por encima y por debajo de cero y cien, se establecen iguales divisiones lo que permite hacer medidas de temperatura por fuera del intervalo anterior; en los laboratorios es muy importante y de fácil uso en diferentes campos.

- Escala Fahrenheit

El fundamento de la escala Fahrenheit es similar al anterior, su diferencia radica en que se le asignaron los valores de 32 y 212 grados a los puntos de solidificación y ebullición del agua y la distancia entre estos dos puntos está dividida, no en cien, sino en 180 partes iguales, cada una de las cuales corresponde a un grado Fahrenheit.

Al igual que en la escala centígrada, las divisiones pueden extenderse por encima y por debajo de los puntos fijos, para medir otras temperaturas.

Por lo tanto;

100 divisiones Celsius = 180 divisiones Fahrenheit

Despejando para un grado Celsius se tiene:

$$100° \text{ C} = 180 \text{ F}$$

$$1° \text{ C} = \frac{180}{100} \text{ F}$$

$$1° \text{ C} = (\frac{9}{5}) \text{ F}$$

Despejando para un grado Fahrenheit:

$$180 \text{ F} = 100°\text{C}$$

$$1\text{F} = (\frac{100}{180}) \text{ °C}$$

$$1\text{F} = (\frac{5}{9})\text{°C}$$

Como los puntos de congelación del agua en las dos escalas corresponden a 0° C y 32 F respectivamente; las dos escalas pueden relacionarse así:

Temperatura Celsius = Temperatura Fahrenheit -32

Temperatura Fahrenheit= Temperatura Celsius + 32

Entonces igualando las ecuaciones se tiene:

$$C=\frac{5}{9}(F-32); \; F= \frac{9}{5} (C) +32$$

- Escala Kelvin. La escala absoluta

Se basa en los trabajos y ensayos de la materia en estado gaseoso, en atención a ello se retoma el postulado de que cuando un gas se mantiene a volumen constante e incrementa o disminuye su temperatura en un grado centígrado se presenta un aumento o disminución de $\frac{1}{273}$ respectivamente. De acuerdo con este comportamiento, si se sigue disminuyendo la temperatura no ejercerá el gas ninguna presión a -273° C, en la práctica ningún gas alcanza este punto ya que cuando se le disminuye la temperatura, estas sustancias se licúan o solidifican

antes de -270° C, por tal razón, se le ha asignado el nombre de cero absoluto a este punto y se constituye en el cero en la nueva escala (la Kelvin).

Con base en este fundamento las escalas de Celsius y Kelvin difieren en 273 grados, para la primera, los puntos de congelación y ebullición son 0° C y 100° C y para la Kelvin 273 y 373 respectivamente.

Fisiológicamente, las medidas energéticas se hacen en función de la temperatura y no de lo que comúnmente se denomina calor. El calor es una propiedad, pero no es una medida directa de la energía

9.1. ¿Qué es calor?

Cuando dos cuerpos tienen diferentes temperaturas y se ponen en contacto, se presenta una transferencia de energía del cuerpo con mayor temperatura hacia aquel que tiene menor temperatura, el flujo de energía se mantiene hasta que se alcance un equilibrio entre los dos.

Entonces no hay calor sino hay transferencia de energía entre dos cuerpos; por eso la temperatura es energía, pero no es calor.

La energía se expresa en el sistema internacional de medidas en *Julios* (Kg m^2/s^2) y por ser el calor energía en tránsito posee las mismas unidades, aunque en la mayoría de los casos el calor se expresa en forma de calorías.

1 caloría = 4.184 J

La temperatura es una variable que afecta directamente la estabilidad de los sistemas porque es un índice de la energía cinética de las moléculas. Por lo anterior, el aumento de temperatura se constituye en una herramienta para acelerar las reacciones en los procesos microbiológicos.

10. PROPIEDADES GENERALES DE LA MATERIA. UN VÍNCULO DE LO MACRO CON LO MICRO

Como se ha revisado hasta aquí, toda la materia, independientemente del tamaño, tiene unas características generales que pueden ser físicas o químicas. Dichas propiedades, como la masa, la temperatura, el número de moles o la capacidad (entre otras), son magnitudes y como tales se comparan con patrones para ser medidas; por esa razón el valor siempre se acompaña por unidades, que van a depender del patrón de medida.

Teniendo en cuenta lo anterior, el tamaño de la muestra que se use en determinado experimento tendrá asociada una medida de sus propiedades, y si se requiere hacer cálculos, esto hace necesario que se haga uso de múltiplos y submúltiplos en las unidades. Para estos procesos se requiere utilizar tanto los factores unitarios, vistos anteriormente, como las expresiones en potencias de diez del sistema internacional de medidas.

En bacteriología, el trabajo cotidiano dentro del laboratorio clínico y en los diferentes campos de acción hace uso de muestras muy pequeñas y, por tanto, es necesario recordar las equivalencias en potencias de diez de las unidades a fin de expresar de la manera más clara las cantidades que se requieran.

A continuación, se muestran cuatro tablas que orientarán los cálculos con diferentes magnitudes, las cuales son usadas cotidianamente en el trabajo en bacteriología. En la primera se relacionan magnitudes básicas o fundamentales; en la segunda, las magnitudes que se obtienen a partir de las primeras y se denominan "derivadas", y en las tablas 6 y 7, se muestran las potencias en base diez para múltiplos y submúltiplos que facilitan el uso de factores de conversión y además permiten expresar los resultados en notación científica.

Tabla 4. *Magnitudes y unidades fundamentales usadas frecuentemente en bacteriología*

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	M
Masa	Kilogramo	Kg
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	N
Capacidad	Litro	L

Tabla 5. *Magnitudes y unidades derivadas usadas frecuentemente en bacteriología*

Magnitud	Unidad	Símbolo
Área	Metro cuadrado	m^2
Volumen	Metro cúbico	m^3
Densidad	Kg/m^3	P
Concentración	Mol/ m^3	n/ m^3

Tabla 6. *Equivalencias y prefijos de submúltiplos más usados en bacteriología*

Expresión en potencias de 10	Prefijo	Símbolo
10^{-1}	Deci	D
10^{-2}	Centi	C
10^{-3}	Mili	M
10^{-6}	Micro	µ
10^{-9}	Nano	N
10^{-12}	Pico	P
10^{-15}	Femto	F

Tabla 7. *Equivalencias y prefijos de múltiplos de unidades fundamentales*

Expresión en potencias de 10	Prefijo	Símbolo
10^{1}	Deca	D
10^{2}	Hecto	H
10^{3}	Kilo	K
10^{6}	Mega	M
10^{9}	Giga	G
10^{12}	Tera	T
10^{15}	Peta	P

Como se observa en la tabla que relaciona las magnitudes básicas, la unidad de masa en el sistema internacional hace uso de un múltiplo de la unidad patrón que corresponde al gramo; esta consideración es importante al momento de efectuar cálculos.

11. EJERCICIOS RESUELTOS. APLICACIÓN Y USO DE MAGNITUDES BÁSICAS

1. En un laboratorio clínico se requiere calcular cuántos miligramos de nitrógeno se encuentran presentes en 20 gramos de biomasa de un medio

de cultivo, si se ha establecido que la cantidad de nitrógeno en biomasa es del 10 %. Realizar los cálculos haciendo uso de factores de conversión.

$$20\ g\ BM * \frac{10gN_2}{100gBM} * \frac{1x10^3 mgN_2}{1gN_2} = 2x10^3\ mg\ de\ nitrógeno$$

$2x10^3$ mg de nitrógeno están contenidos en los 20 g de biomasa.

---

2. Ahora bien, si la masa mol del nitrógeno gaseoso es 28 $\frac{g}{mol}$, ¿cuántas µmoles de nitrógeno estarían presentes en esa biomasa?

$$2x10^3\ mg\ de\ nitrógeno * \frac{1gN_2}{1x10^3\ mgN_2} * \frac{1molN_2}{28gN_2} * \frac{10^6 \mu molesN_2}{1molN_2} = 7{,}43 \mu molesN_2$$

$2x10^3$ mg de Nitrógeno equivalen a 7,43 µmoles de N_2

---

3. Para preparar una solución se cuenta solo con el agua destilada contenida en un recipiente de 20 cm^3 de volumen. ¿Si se requieren tomar entre 100 y 200 nL de agua, alcanza la cantidad con la que se cuenta?

$$20cm^3 * \frac{1ml}{1cm^3} * \frac{10^{-3}L}{1mL} * \frac{1nL}{10^{-9}L} = 2x10^7 nL$$

En el recipiente de 20 cm^3 hay $2x10^7 nL$, esto implica que sí se cuenta con cantidad de agua destilada suficiente.

---

4. El peptidoglicano es el componente característico de las bacterias Grampositivas, el espesor aproximado de una capa de este compuesto es de 80 nm, para darse una idea del tamaño exprese esa longitud en m.

$$80\text{nm} * \frac{1\text{m}}{10^9 nm} = 8x10^{-5} m$$

En los ejercicios 3 y 4 se observa la versatilidad de los factores de conversión unitarios; en el tercero se hace la equivalencia: $\frac{1nL}{10^{-9}L}$, la cual numéricamente es igual a la que aparece en el cuarto: $\frac{1m}{10^{9}nm}$.

5. Para preparar un litro de medio mínimo de sales (MSM) se requieren, entre otros reactivos, 12 mmoles de glucosa, determine la cantidad en gramos que debe medir de dicho azúcar:

$$12\ mmol * \frac{1mol}{10^{3}\ mmol} * \frac{180g}{1mol} = 2{,}16 \text{ g de Glucosa.}$$

Para preparar el medio se requieren 2,16 g de glucosa por cada litro

12. EJERCICIOS RESUELTOS. APLICACIÓN Y USO DE MAGNITUDES DERIVADAS

1. La preparación del AGAR BHI (infusión cerebro-corazón) que se utiliza para la identificación de *Streptococcus*, tiene en su composición fosfato de sodio ($Na_3\ PO_4$) en una concentración de 2,5 g por cada litro. Expresar esa concentración en unidades de $\frac{g}{cm3}$

$$\frac{2{,}5g}{L} * \frac{1L}{10^{3}\ mL} * \frac{1mL}{1cm^{3}} = 2{,}5 \times 10^{-3} \frac{g}{cm3}$$

La concentración corresponde a 2,5 x10-3 $\frac{g}{cm3}$

2. Después de hacer una observación directa con microscopio de una suspensión bacteriana, se obtiene un dato de densidad de 10^5 $\frac{\text{microorganismos}}{mL}$ de suspensión. Determinar la cantidad de bacterias por DL.

$$\frac{10^{5}bacterias}{1mL} * \frac{10^{3}mL}{1L} * \frac{10L}{1DL} = \frac{10^{9}bacterias}{DL}$$

En cada DL de la suspensión bacteriana se encuentran 109 bacterias

3. El cloruro de sodio (NaCl) es un reactivo que se usa para mantener el equilibrio osmótico en algunos medios de cultivo. Si se tiene una solución que se preparó mezclando 5,25x10^{10} moles del reactivo con 0,35 KL de agua, ¿cuál será la concentración en $\frac{mg}{\mu L}$?

$$\frac{5{,}25x10^{10} moles}{0{,}35 KL} * \frac{58{,}44 g}{1 mol} * \frac{10^3 mg}{1 g} * \frac{1 KL}{10^3 L} * \frac{1 L}{10^6 \mu L} = 8{,}77x10^6 \frac{mg}{\mu L}$$

La concentración resultante de la solución en $\frac{mg}{\mu L}$ es 8,77x106

4. Establecer la concentración anterior en unidades de densidad del sistema internacional de medidas.

$$\frac{8{,}77x10^6 mg}{1 \mu L} * \frac{10^6 \mu L}{1 L} * \frac{1 L}{1 dm^3} * \frac{10^3 dm^3}{1 m^3} * \frac{1 g}{10^3 mg} * \frac{1 Kg}{10^3 g} = 8{,}77x10^9 \frac{Kg}{m^3}$$

La concentración corresponde a $8{,}77x10^9 \frac{Kg}{m^3}$

5. La cantidad de cloruro de sodio en sangre es aproximadamente 95–110 mmol por cada dm^3, si una muestra analizada presenta un valor de 98 mmol, en dicho volumen, exprese la densidad en g/cm^3.

$$\frac{98 mmol}{1 dm^3} * \frac{1 dm^3}{10^3 cm^3} * \frac{1 mol}{10^3 mmol} * \frac{58{,}44 g}{1 mol} = 5{,}73x10^{-3} \frac{g}{cm^3}$$

La densidad del cloruro de sodio corresponde a $5{,}73x10^{-3} \frac{g}{cm^3}$

13. EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Para el aislamiento de bacilos Gramnegativos se hace uso del agar Mac Conkey, un litro de este agar contiene 10 g de lactosa. Si lo que se desea preparar no es un litro sino 20 mL, ¿cuántos mg de lactosa se deben medir?

2. La densidad del alcohol isopropílico es 0.7863 $\frac{g}{cm^3}$, qué volumen se debe medir de un alcohol si para una cromatografía en capa fina se requiere hacer una mezcla utilizando el equivalente a 10 g del alcohol.

3. Si se calcula la cantidad de bacterias en el peso seco de heces de un adulto, se tiene que aproximadamente el 80% corresponde a bacterias, las cuales son principalmente anaerobias $\left(\frac{10^{11-12}}{g}\right)$ y aerobias (*E. Coli*, $\left(\frac{10^{8}}{g}\right)$, Proteus, *Klebsiella*, enterococos y otras especies, $\left(\frac{10^{5-7}}{g}\right)$. Exprese dichas cantidades de microorganismos por cada kg de muestra.

4. Las levaduras son células ovales o cilíndricas que cuentan con un diámetro aproximado de 10 a 30 µm y una longitud de 5 a 30 µm de largo (Corrales *et al.*, 2008).

   a. Exprese esos rangos de medida en kilómetros haciendo uso de la notación científica; si se asume que esa medida corresponde al diámetro y que la levadura es esférica, cuál sería el volumen que ocuparía en m^3 y la capacidad expresada en dL.

   b. ¿Cuál sería el volumen en cm^3 que ocuparía un hongo de este tipo, si tuviera un diámetro de 25 µm y 10 µm de largo? Asuma que es cilíndrico.

   c. Teniendo en cuenta el resultado anterior, determine la capacidad de la levadura en mL.

5. En algunas coloraciones de bacterias se hace el uso de soluciones de alcohol. Un ejemplo es la coloración de Ziehl-Neelsen, en la cual se utiliza etanol al 96% (CORRALES y CAYCEDO, 2020). Esa concentración indica que por cada 100 mL de la solución hay 96 mL del alcohol.

   a. Si en el laboratorio no se cuenta con el reactivo y solo se tiene material para preparar 50 ml de solución, ¿cuántos µL de etanol utilizaría?

   b. Si la densidad del etanol a 20°C corresponde a 789 $\frac{kg}{m^3}$ determine a cuántos microgramos de etanol corresponde el volumen de alcohol que usted midió en el ejercicio anterior.

6. De acuerdo con Pigrau, "El examen microscópico de preparaciones de orina teñidas mediante tinción de Gram, para observar la presencia de

bacterias en la muestra, es un método simple, rápido, barato y fiable para identificar muestras de orina con recuentos bacterianos iguales o superiores a 105 UFC/ml" (Pigrau, 2013, p.15); son UFC las unidades formadoras de colonia por cada mL, exprese el valor límite de UFC en un volumen de 1 m^3.

7. La temperatura es una variable importante en el laboratorio clínico. El aislamiento de la bacteria *Campylobacter sp* requiere una temperatura de incubación de 42° C. Exprese dicha temperatura en las escalas Kelvin y Fahrenheit.
8. El radio observable del universo es aproximadamente 4.4×10^{23} km y el diámetro aproximado de una célula individual de *Staphylococcus* es de 1.2 µm. Si se asume que tanto el Universo como la bacteria son esféricos, determine los volúmenes para cada uno en m^3 y su capacidad en L. Compare y analice las cantidades y los valores (haga uso de potencias de 10).
9. Para la preparación del Agar Bismuto-Sulfito se requieren por cada litro, 5 gramos de glucosa, exprese esa cantidad en moléculas por mililitro. Tenga en cuenta que la masa mol de la glucosa es: 180, 156 $\frac{g}{mol.}$.
10. El mycoplasma tiene un genoma muy pequeño 0.58-1.6 Mb (Megabase, número de letras), mientras que el genoma humano mide 3000 Mb. Cuál sería la cantidad de bases para el genoma humano haciendo uso de los prefijos antes vistos y de la notación científica.

REFERENCIAS

Campuzano, G. y Arbeláez, M. (2007). El uroanálisis: un gran aliado del médico. *Revista Urología Colombiana, 16*(1), 67-92. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=149120468005

Caycedo Lozano, L., Corrales Ramírez, L. y Trujillo Suárez, D. (2021). Las bacterias, su nutrición y crecimiento: una mirada desde la química. *Nova*, *19*(36), 49-94. https://doi.org/10.22490/24629448.5293

Carmona Franco, J. E., Amaya Díaz, J. A. y Salcedo Rodríguez, K. L. (2007). Principio de la conservación de la energía mecánica en caída libre. *Scientia Et Technica*, *XIII* (34), 513-518. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=84934087

Cetoacidosis diabética. (2020). (11 de noviembre de 2022). En *Fundación para la diabetes novo norsdisk.* https://www.fundaciondiabetes.org/infantil/187/cetoacidosis-diabetica-ninos.

Corrales Ramírez, L C., & Caycedo Lozano, L. (2020). Principios fisicoquímicos de los colorantes utilizados en microbiología. *Nov*a, *18*(33), 73-100. https://doi.org/10.22490/24629448.3701

Corrales, L., Gonzáles, A. y Ávila S. (2008). *Conceptos básicos de microbiología*. Sello Editorial Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca.

Curtis, H. (2016). *Invitación a la biología en contexto social.* (7.ª ed.). Editorial Médica Panamericana.

Ferrer, J. (2019), Estudio cinético de la producción de biomasa y compuestos fenólicos por Pleurotus ostreatus en fase sumergida. *Revista Cubana de Química*, *31*(1), 16-30. https://www.redalyc.org/journal/4435/443558027002/html/

Gale, E.F. (1974). El desarrollo de la microbiología. En J. Needman Editor (Ed.), *La química de la vida. Capítulos de la historia de la bioquímica* (Segunda edición. pp.94-124). Fondo de Cultura Económica.

Gómez, L., Morales, A., Dueñas, G., Dantin, J., Chávez, N. y Torres, M. (2012). Contenido de carbono y nitrógeno de la biomasa microbiana en suelos de La Habana. *Agronomía Mesoamericana*, *23*(1), 179-187. http://www.scielo.sa.cr/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1659-13212012000100019&lng=en&tlng=es.

https://ri.conicet.gov.ar/handle/11336/75465

https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=57937307

International Union of Pure and Applied Chemistry. (10 de noviembre de 2022). Periodic Table of Elements. https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/

Juárez, S. M., Sánchez, A. J. y Sánchez, S. A. (2006). *Química del suelo y medio ambiente*. Digitalia. https://www.proquest.com/legacydocview/EBC/355220/bookReader?accountid=50438&ppg=164

Murray, R., Bender, D., Botham, K M., Kennelly, P J., Rodwell, V W., Weil, P A. (2013). *Bioquímica de Harper Ilustrada*. Manual Moderno.

Palomares, M. (2012). Técnicas cromatográficas y su aplicación a estudios de cambios conformacionales, estabilidad y replegamiento de proteínas. *Revista Mexicana de Ingeniería Química, 11*(3), 415-429. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=62026894006

Penachote, G., Unger, G., Benozzi, S. Y Campion, A. (2018). Calidad en la etapa preanalítica: evaluación de dos estrategias para verificar la correcta recogida de orina de 24 horas. *Revista del Laboratorio Clínico*. 11(2), 79-86

Perazzi, B. y Angerosa, M. (2011). Creatinina en sangre: calidad analítica e influencia en la estimación del Índice de Filtrado Glomerular. *Acta Bioquímica Clínica Latinoamericana*, 45(2), 265-272. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=53521168003

Pérez, G. (2002). Sistema Internacional de Unidades SI. *Revista de Obstetricia y Ginecología de Venezuela*, *62*(1), 47-68 http://ve.scielo.org/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0048-77322002000100010&lng=es&tlng=es.

Pigrau, C. (2013). *Infección del tracto urinario.* Ergon

Real Sociedad Española de Química. (20 de octubre de 2024). Nombres y símbolos en español de los elementos aceptados por la IUPAC el 28 de noviembre de 2016 acordados por la RAC, la RAE, la RSEQ y la Fundeu. https://rseq.org/mat-didacticos/nombres-y-simbolos-en-espanol-de-los-elementos-aceptados-por-la-iupac-el-28-de-noviembre-de-2016-acordados-por-la-rac-la-rae-la-rseq-y-la-fundeu/#

Sanz, M. (2020). La teoría cinético molecular: un modelo básico para el aprendizaje de la química. *Revista Arista Digital, 116*. 2-20.

https://www.afapna.com/aristadigital/archivos_revista/2020_mayo_1.pdf

Sgariglia Melina, A., Soberon, J., Sampietro, D. y Vattuone, M. (2010). Cromatografía: conceptos y aplicaciones. *Universidad Nacional de Tucumán. Facultad de Ciencias Naturales e Instituto Miguel Lillo*, 2(1), 1-6.

Solbes, J. y Tarín, F. (2008). Generalizando el concepto de energía y su conservación. *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*. 22, 115-122. https://www.researchgate.net/publication/28263088_Generalizando_el_concepto_de_energia_y_su_conservacion.

Vaquero, M. y Toxqui, L. (2012). Agua para la salud: pasado, presente y futuro.

Capítulo 2. Elementos químicos. Propiedades periódicas y biológicas

1. INTRODUCCIÓN

El reconocimiento de las propiedades de las sustancias permite el estudio de los comportamientos y reacciones que de ellas se desprenden en diferentes contextos. En este sentido, la periodicidad química brinda una serie de generalizaciones basadas en regularidades que presentan los elementos químicos, cuando se organizan en función del número atómico creciente de sus átomos constituyentes.

En este orden de ideas, las propiedades de los elementos químicos brindan el marco general que explica las reacciones de todas las sustancias y, a su vez, permiten argumentar la dinámica de los procesos bioquímicos y fisiológicos que ocurren en los seres vivos. Por lo anterior, conceptos como carácter metálico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y tamaño atómico, no pueden ser ajenos en la comprensión de las reacciones que ocurren tanto en la identificación como en el metabolismo de los microorganismos; precisamente ese es el sentido de este capítulo, en la formación de los estudiantes de Bacteriología y Laboratorio Clínico.

Adicionalmente, el conocimiento de las propiedades de las sustancias que se usan de manera práctica en los laboratorios permite que los profesionales formados en estas disciplinas puedan, no solo seguir los protocolos, sino proponer el uso de sustancias alternativas en el campo investigativo.

2. LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, SUSTANCIAS PURAS FORMADAS, POR ÁTOMOS COMPLEJOS

Como se estableció anteriormente, los elementos químicos son sustancias puras que con sus propiedades identitarias hacen parte y regulan los procesos en el Universo. Adicionalmente están constituidos por un solo tipo de átomos, los cuales son exactamente iguales entre sí. Los avances científicos en distintos campos del saber, junto con los hallazgos experimentales de los últimos dos siglos, han reconfigurado la imagen del átomo, le han otorgado una condición más

dinámica acorde *con* la inclusión de partículas subatómicas, las cuales permiten explicar cómo suceden las reacciones en diferentes contextos microbiológico, fisiológico y bioquímico, entre otros.

Un ejemplo de lo anterior se pone de manifiesto cuando se explica el metabolismo y la obtención de energía por parte de las células a partir de las macromoléculas, especialmente de los carbohidratos. Dicha argumentación no sería posible sin hacer uso de los electrones dentro de los átomos y, específicamente, constituyendo los enlaces. La presencia de estas partículas subatómicas en los átomos de moléculas grandes y complejas como es el caso del almidón, permite interpretar el equilibrio energético entre demanda y obtención de energía en los procesos metabólicos. La dinámica que los electrones le otorgan a los átomos posibilita rompimiento de enlaces, formación de otros nuevos en moléculas diferentes y transporte de cargas; gracias a esto se pueden entender los procesos de oxidación y la consecuente formación de ATP (Adenosín trifosfato), molécula primaria portadora de energía (Ordóñez, 1994).

De acuerdo con lo anterior, resulta interesante revisar cómo la teoría atómica se fue adaptando a los hechos que el modelo del átomo debía explicar, especialmente a las argumentaciones que, desde todos los campos, y muy especialmente desde lo biológico, se han ido requiriendo con el pasar de los años. En este sentido Kendal (1974), refiriéndose a investigaciones adelantadas durante el siglo XIX y comienzos del XX, señala que:

> El establecimiento de la teoría atómica y el descubrimiento de la composición molecular de la materia atrajeron la atención de los biólogos y los médicos. Aquellos nuevos conceptos fueron aplicados extensamente y no tardaron en ser sometidos a investigación por métodos químicos los extractos tanto de cerebro como de otros tejidos (Kendal, 1974, p. 157).

Durante el siglo XIX se consolidaron numerosos aportes científicos en torno a la comprensión de la materia y de los fenómenos que en ella ocurren, diversos campos del saber, y muy especialmente la física, contribuyeron de manera significativa a la interpretación de la estructura de la materia.

Uno de los aportes importantes se debe al físico Michael Faraday quien, en 1832, realizó una serie de experimentos sobre la electrolisis química, en la cual demostró la descomposición de los compuestos por medio de la electricidad en sus elementos constituyentes y, adicionalmente, logró establecer relaciones cuantitativas entre la electricidad utilizada y la cantidad de compuesto separado.

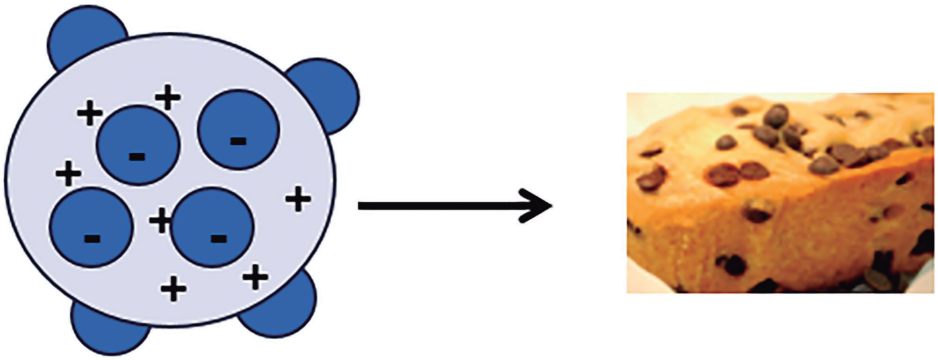
Con base en estos avances George Jhonstone Stoney, físico irlandés, propuso en el año 1874 que las unidades de carga eléctrica deberían estar asociadas con los átomos y sugirió que a dichas partículas se les asignara el nombre de *electrones*.

A finales del siglo XIX, los adelantos antes mencionados develaron que claramente el modelo del átomo formulado por Dalton no explicaba la naturaleza eléctrica de la materia y en ese contexto surge con relevancia el trabajo adelantado por el físico inglés Joseph John Thomson, quien gracias a sus observaciones y experimentos con sustancias gaseosas dentro de tubos de vidrio (tubos de descarga eléctrica) descubrió los rayos catódicos al evidenciar destellos de luz desde el extremo cargado negativamente en el tubo; con sus aportes Thomson, confirmó la existencia de las partículas eléctricas sugeridas por Stone, les atribuyó carga negativa (la cual calculó) y determinó la relación carga/masa para los electrones (Zavaleta, 2014).

Como consecuencia de lo anterior, la representación mental colectiva de la estructura de la materia cambió y Sir J. J. Thomson propuso, en 1899, un modelo del átomo basado en las siguientes precisiones:

- La materia se presenta normalmente neutra, lo cual hace suponer que junto a los electrones se encuentran cargas positivas en igual número con una organización similar a un "fluido de electrificación positiva" (Lovett, 1973).
- Los electrones pueden ser extraídos de los átomos de cualquier elemento, pero no ocurre lo mismo con las partículas positivas.

Figura 7. *Representación Modelo de Thomson*



Nota. En esta figura aparece un claro ejemplo del uso de una analogía con un pastel o pudín.

El modelo de Thomson, sobre la estructura de la materia, podía explicar aspectos relacionados con las interacciones entre electricidad y materia, o dicho en otras palabras, entre energía y materia; sin embargo, para la época se adelantaban investigaciones sobre la radiación que emitían algunos cuerpos,

fenómenos estudiados en un primer momento por el físico alemán Wilhelm Röntgen quien descubrió los rayos X, denominados así precisamente porque no se sabía su procedencia, hoy conocemos sus múltiples aplicaciones en la ciencia, en la investigación y muy especialmente en el diagnóstico médico.

Los avances de Röntgen fueron retomados por el físico francés *Henry Becquerel* quien en 1896 se centró en los procesos de transformación que desprendían radiaciones fluorescentes, accidentalmente descubrió que algunos materiales de forma espontánea (sin ninguna fuente) velaban las placas fotográficas, hecho totalmente sorprendente para la época. Esta extraña radiación fue ampliamente corroborada y estudiada por una de las mujeres más ejemplares en la ciencia: Marie Curie, discípula de Becquerel, quien propuso el nombre de radiactividad para este fenómeno desconocido (Equipo Editorial Thema, 1995). La doctora y premio nobel en Física y Química, Marie Slovenka Curie, dedicó su vida a investigar la radiactividad y en ese trasegar, junto a su esposo Pierre Curie, descubrió varios elementos y realizó un aporte invaluable para la humanidad: *la fundación del Instituto de Radio en París*, el cual comprendía dos laboratorios, uno de radioactividad y uno de investigaciones biológicas que tenía como fin principal adelantar indagaciones sobre el tratamiento del cáncer (Equipo Editorial Thema. 1995).

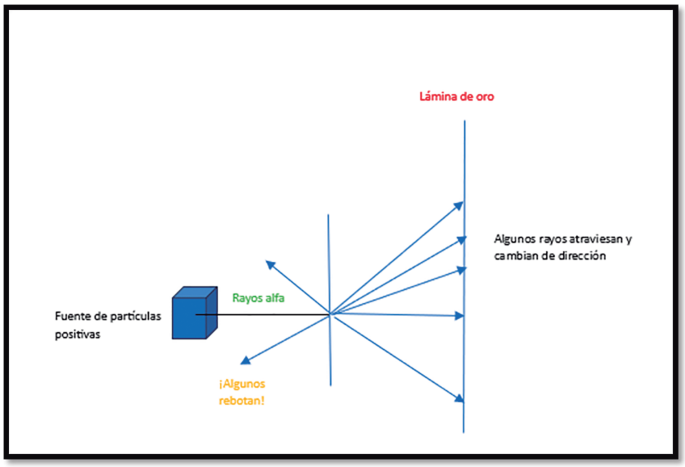
De acuerdo con la página web https://institut-curie.org, el Instituto del Radio y la Fundación Curie se fusionaron en 1970 dando lugar al Instituto Curie, con el propósito de contribuir en tres ejes de acción: investigación, docencia y asistencia sanitaria.

Hoy en día, el instituto Curie es un actor clave en la lucha contra el cáncer, combina un centro de investigación y un complejo hospitalario de última generación que trata a pacientes con esta difícil patología. Asimismo, el Instituto se reconoce como el guardián del trabajo y los aportes realizados por la familia Curie.

Como se observa, la radiactividad es un punto de encuentro de investigación en pro de la salud humana, en campos como la medicina, la química, la física y la biología y, dentro de esta última, la microbiología y la bacteriología.

En este contexto histórico, hacia el año 1911, el físico neozelandés *Ernest Rutherford,* lideró un grupo de investigadores que trabajó sobre las radiaciones y los efectos que estas producían sobre la materia. Sus experimentos se centraron en la utilización de partículas α provenientes del átomo de uranio, utilizó láminas de oro delgadas y disparó sobre ellas un haz de dicha radiación, observó que la gran mayoría de partículas atravesaba la lámina, algunas presentaban desviaciones en su trayectoria rectilínea y otras sorprendentemente rebotaban, estas conclusiones no tenían explicación a partir del modelo atómico de Thomson.

Figura 8. *Representación experimento "crucial" de Rutherford*



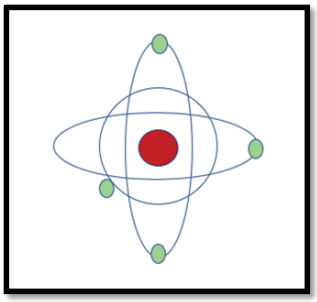
2.1. El átomo nuclear

Rutherford explicó los resultados de su experimento crucial, con la formulación de su modelo atómico el cual se basó en los siguientes postulados:

- Existe un núcleo dentro del átomo cargado positivamente en el que se encuentra concentrada su masa
- Los átomos en su mayor parte son espacio vacío. "El volumen ocupado por el núcleo era apenas de $\frac{1}{10^{13}}$" (Zavaleta, R. 2014)
- Los electrones giran alrededor del núcleo en número igual a la carga positiva.

Además, Rutherford explicó que en el núcleo atómico deberían presentarse otras partículas de masa aproximadamente igual a la del protón, pero sin carga; es decir que sugirió la existencia de los neutrones.

Figura 9. *Representación modelo de Rutherford*



En 1932 el científico James Chadwik, determinó experimentalmente la existencia del neutrón y calculó su masa en 1,674 927 29 $\times 10^{-27}$ Kg, que es muy similar a la del protón 1,673 x 10^{-27} Kg.

La propuesta de Rutherford sobre la estructura de la materia lograba brindar un marco teórico a los experimentos y descubrimientos relacionados con la radiactividad, desde dicho modelo atómico se podía inferir que la energía radiactiva provenía del mismo átomo cuando este se desintegraba y esa desintegración debía ocurrir en el núcleo donde se concentraban la masa y una cantidad considerable de energía.

Con la descripción del modelo de Rutherford se configuran dos conceptos muy importantes sobre la estructura de la materia: número atómico (Z) y masa atómica (A); el primero, determinado por la neutralidad del átomo ya que corresponde al número de protones o electrones (que de acuerdo con lo planteado por Thompson se encuentran en igual número) y el segundo, representa la masa concentrada en el núcleo y por tanto se calcula sumando el número de protones con el de neutrones.

Los isótopos (mencionados en el primer capítulo) se definen, desde esta argumentación de la materia, como átomos de un mismo elemento con igual número atómico y diferente masa atómica.

Es el numero atómico la propiedad que le da identidad a los átomos por su invariabilidad, este aspecto es central en el ordenamiento periódico propuesto por el científico Mendeléyev, que se tratará más adelante.

2.2. Los isótopos y su importancia en el diagnóstico clínico

Tal como se explicó al abordar el tema de masa atómica, cuando se tiene un elemento químico este puede estar formado por dos o más isotopos, ahora bien, la mayoría son isotopos estables; sin embargo, en algunos casos los isotopos pueden ser radiactivos y sus emisiones son utilizadas para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades, principalmente, de tipo oncológico (haciendo uso de cantidades muy pequeñas).

Los avances en medicina nuclear han sido muy importantes en el diagnóstico de tumores, gracias a la combinación de radiofármacos (compuestos químicos) y el uso de tomógrafos, los cuales toman imágenes a partir de las radiaciones emitidas por los primeros, por esta razón se denominan métodos de contraste y son de gran utilidad en la actualidad.

La gran ventaja de estos métodos es que son recursos no invasivos que permiten determinar el mejor tratamiento, no solo en temas oncológicos, sino en enfermedades crónicas como el caso del Alzheimer y el Parkinson.

La radioterapia, por su parte, permite que se haga uso de emisiones radiactivas como los rayos gamma, usados para detener el desarrollo de tumores en algunos tipos de cáncer; cuando la célula es expuesta a la radiación, la estructura química de los genes se altera y esto puede causar que la célula muera, controlando el avance de la enfermedad; la radiación proveniente del $^{60}_{27}Co$ es muy usada dentro de este tipo de tratamiento, que puede hacer uso de bombas de cobalto o un tratamiento interno denominado braquiterapia (Mohar *et al*., 2009).

2.2.1. Cálculo del número de partículas subatómicas en isótopos

En esta determinación se requiere tener claridad en el número atómico y el número de masa:

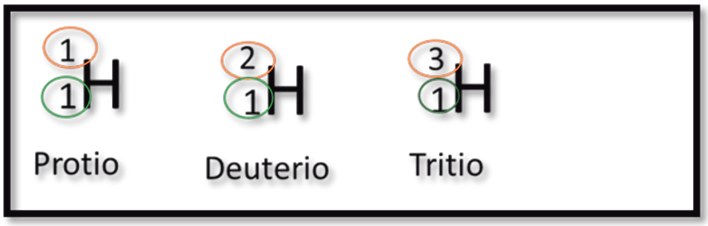
Z= número atómico: número de protones= número de electrones

A=masa atómica: $\sum$(número de protones + número de neutrones)

Ejemplo:

Calcular el número de protones, electrones y neutrones para los isotopos del átomo de hidrógeno: protio, deuterio y tritio.

La primera consideración es que los tres isótopos son del mismo átomo y por tanto el número atómico, resaltado en verde, es el mismo para todos, ya que es la propiedad que le da identidad al elemento; mientras que la masa atómica que se concentra en el núcleo difiere y se observa resaltada en color naranja.



- *Protio:* un electrón y un protón que corresponden al número 1; no hay presencia de neutrones ya que la diferencia entre la masa y el número atómico es cero.
- *Deuterio:* un electrón y un protón que corresponden al número atómico 1; hay un neutrón ya que la diferencia entre la masa y el número atómico es uno.
- *Tritio:* un electrón y un protón que corresponden al número atómico 1; hay dos neutrones ya que la diferencia entre la masa y el número atómico es dos.

Este ejemplo permite aclarar por qué los elementos tienen masas relativas debido a los isótopos que presentan; sin embargo, no es procedente afirmar que siempre los isótopos son radiactivos.

Adicionalmente, es claro que la partícula que realmente identifica el núcleo de un determinado elemento es el protón, porque incluso pueden no existir neutrones en algunos isotopos de los átomos, como el caso del protio.

2.3. ¿Es el modelo de Rutherford la explicación actual del átomo?

La primera década del siglo XX fue una edad de oro para la física debido a que el descubrimiento del núcleo se constituía en un hito para la ciencia, y dio paso a muchos aportes e investigaciones, sin embargo, pocos físicos estudiaban a fondo el modelo y sus implicaciones.

En 1913 Niels Bohr, físico danés y discípulo de Rutherford cuestionó la idea de la inaccesibilidad del átomo (Lovet, 1965) y dio paso al modelo cuántico del átomo.

Bohr se centró en una inconsistencia del modelo nuclear relacionada con la estabilidad de este, al considerar que si los electrones (partículas de carga negativa) giraban alrededor del núcleo (cargado positivamente) ocurriría una colisión del átomo debido a la atracción de cargas opuestas; el movimiento sería causante de dicho comportamiento ya que debido a él los electrones pierden energía cinética; adicionalmente, esa pérdida energética implicaría emisión constante de radiación por parte de los átomos, fenómeno que no es perenne.

En este contexto histórico cobran importancia los trabajos del físico de la época, Max Planck, quien concluyó que la luz o cualquier radiación es discontinua (así como la materia), es decir, no es divisible infinitamente (como ya se dijo), sino que existen unas partículas últimas a las cuales denominó *cuantos* y, en cualquier proceso energético, la radiación se emite o se absorbe en múltiplos enteros de esos cuantos. El físico Albert Einstein, generalizó los estudios de Planck y estableció que la luz está formada por cuantos o fotones y que la energía del fotón depende de la frecuencia (v), por tanto, estableció la siguiente relación:

$E = h.\ v$; donde h corresponde a la constante de Planck y es $6{,}625 \times 10^{-34}$ J.s

2.4. ¿Qué pasa con los espectros atómicos?

Ahora bien, en los comienzos de la segunda década del siglo XX convergen en la ciencia varios interrogantes:

- *¿Cómo subsanar con un modelo del átomo la inestabilidad del modelo planetario de Rutherford?*
- *¿Cómo retomar los aportes que sobre la discontinuidad de la energía venían planteando Planck y Einstein?*
- *¿Cómo responder a un fenómeno que se venía estudiando, desde finales del siglo XIX, relacionado con la interacción de la energía y la materia en estado gaseoso?*

Observaciones que se ponían de manifiesto cuando a los gases de una sustancia química se les aumentaba la temperatura y sorprendentemente se producía luz, si esta luz se pasaba a través de un prisma se producía una descomposición en colores, fenómeno que se denominó espectro. Ahora bien, si se cambiaba el gas, el espectro era diferente y si lo que se descomponía era la luz blanca lo que se observaban eran todos los colores (como un arcoíris).

En ese contexto Niels Bohr retoma los trabajos sobre espectroscopia realizados en 1885 por Johann Jakob Balmer, quien centró su trabajo en las líneas espectrales que correspondían a los elementos químicos en estado gaseoso y parte de su aporte se centró en que estableció relaciones y regularidades matemáticas entre dichas líneas, específicamente para el átomo de hidrógeno (Lovett, 1973).

Se tenían entonces dos aportes muy importantes: los planteamientos de Planck y una fórmula para las líneas del espectro de hidrógeno.

De acuerdo con Lovett (1973), Bohr logra encontrar en estos dos sucesos una clave importante para plantear un modelo sobre el átomo: "Bohr reconoció que la fórmula de Balmer podía ser escrita de una manera ligeramente distinta, usando el símbolo *h,* la constante de Planck. Tuvo así una fórmula que describía el espectro real del hidrógeno, tal como lo determinaban los experimentos, al igual que la de Balmer, pero que también *explicaba dicho espectro en términos de cuantos de energía".*

Bohr entonces tuvo argumentos suficientes para proponer un modelo del átomo que le diera paso a la *teoría cuántica,* así podía explicar dos hechos importantes: primero, que los átomos no emitían radiación continuamente, y segundo, que el modelo de Rutherford podía ajustarse y superar el problema de la colisión del electrón contra el núcleo. Esto fue una revolución total para la física del momento y marcó un conflicto con los conceptos de la física clásica.

Tabla 8. *Comparación entre las ideas de Bohr sobre el átomo y la física clásica*

Fenómeno	Física clásica	Bohr
Movimiento del electrón	El electrón se mueve alrededor del núcleo en órbitas diferentes; podría haber órbitas infinitas y así una interpretación continua de la energía en el átomo	El electrón se mueve alrededor del núcleo en órbitas definidas por la energía, en función de *h*. La energía es discontinua, así como la materia
Energía del electrón	La pérdida de energía por el movimiento del electrón y la carga negativa de esta partícula ocasionaría que cayera en espiral contra el núcleo, el cual tiene carga neta positiva	El electrón puede pasar de una órbita a otra dependiendo de si alcanza o no la energía de cada una de ellas; esto limita el movimiento del electrón hasta la órbita de mínima energía, que sería la más cercana al núcleo
Emisión de energía	El movimiento del electrón implicaría una emisión constante de radiación	Cuando el electrón se mueve dentro de una órbita determinada y cuantizada en función de *h,* no emite radiación. Si se suministra energía suficiente al átomo, el electrón puede adquirir la energía suficiente que le permite promoverse a una órbita que tenga un valor energético superior

Nota. En la tabla se observan los principales aspectos de comparación entre estas dos visiones de la física.

Bohr estableció las siguientes precisiones para su modelo atómico, basado en el hidrógeno:

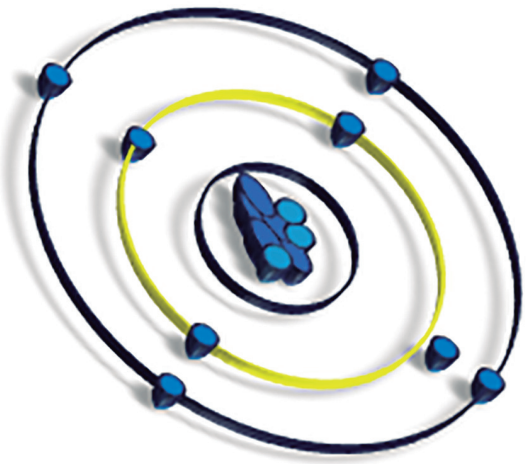
- El núcleo del átomo es el centro que contiene la totalidad de la carga neta positiva (protones) y la masa del átomo (la masa de los electrones es extremadamente pequeña).
- El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas, las cuales dan lugar a los niveles de energía (n), cada nivel tiene una energía determinada.
- El electrón posee una energía definida y característica de la órbita en la cual se mueve. El nivel más próximo al núcleo (n=1) posee los electrones con

menor energía y con el aumento de la distancia del núcleo aumenta también la energía de los niveles y de los electrones que se encuentran en ellos.

- Cuando un átomo no ha absorbido energía del medio, sus electrones se encuentran en sus correspondientes niveles de energía, pero cuando el átomo absorbe energía los electrones pasan a niveles superiores de energía. Esto se manifiesta en los espectros de absorción.
- Cuando un electrón vuelve a un nivel inferior emite energía en forma de luz que posee una longitud y una frecuencia de onda características que le corresponden a una línea espectral, cuando estas transiciones ocurren se originan los espectros de emisión.

Con su propuesta sobre el modelo del átomo, Niels Bohr había encontrado un camino para explicar muchas de las incógnitas que planteaban los hallazgos físicos de la época (Levada *et al*., 2013); sin embargo, eso no implicaba que el camino en la indagación sobre la estructura de la materia se detenía en ese punto.

Figura 10. *Representación Modelo del átomo de Bohr*



Bohr consideró al electrón como una partícula cargada en movimiento y supuso que el electrón del átomo de hidrógeno solo puede tener ciertas cantidades de energía, pero para sus explicaciones utilizó argumentos de la teoría de la física clásica sobre el comportamiento de las partículas con carga.

Lo más importante aquí es retomar que con sus aportes y su modelo, Bohr estaba dando base a la espectroscopia y con ello se abrió un campo de

investigación importante en muchas áreas del conocimiento, que no dejaron de lado el diagnóstico clínico.

2.4.1. La espectroscopia como técnica de análisis de sustancias y microorganismos

De acuerdo con Gonzáles y Zetina (2015):

> El estudio de métodos y técnicas para conocer las propiedades de los materiales y sustancias simples o complejas, que absorben y emiten radiación (la cual puede ser caracterizada a partir de sus espectros), está siendo utilizado en campos tan diversos como: la astronomía, las comunicaciones, la biología y la salud; por sólo mencionar algunos de los derroteros que ha seguido esta tecnología, a lo largo de su desarrollo (Gonzáles y Zetina, 2015, pp. 4602).

Los análisis espectroscópicos se constituyen en técnicas de análisis e identificación de sustancias, en la que se analizan las huellas que quedan producto de la interacción de la materia que se quiere investigar, con la energía que se irradia sobre ella; en ese sentido, los espectros son similares a las "fotos" de las transiciones de los electrones en los niveles descritos por Bohr.

Los laboratorios clínicos son uno de los espacios donde se hace uso de estas técnicas analíticas; los espectros de absorción, por ejemplo, permiten establecer concentraciones de metabolitos determinados. Específicamente en el campo bacteriológico, la técnica espectrofotométrica es utilizada como método para la cuantificación del crecimiento bacteriano (Caycedo *et al.*, 2021).

De acuerdo con las autoras, el método de análisis se basa en medir la absorbancia y realizar una curva que permite relacionar dichos valores con la masa bacteriana presente en la muestra.

A continuación, se relacionan varios métodos de análisis espectroscópicos que se utilizan hoy en día para la identificación de sustancias; estos métodos han derivado en técnicas que se aplican en muchos campos (Tabla 9). Sin embargo, el modelo de Bohr se queda corto y, por tanto, luego de describir esas técnicas se hace necesario comprender qué aportes hizo la física en la segunda mitad del siglo XIX.

Tabla 9. *Aplicaciones de la espectroscopia en análisis microbiológicos y bioquímicos*

Tipo de espectroscopía	Fundamento	Uso
Espectroscopia atómica	Se basa en las transiciones de los electrones en los átomos	Determinación de elementos en muestras desconocidas; se utiliza en análisis de suelos y aguas
Espectroscopia UV-visible	Se basa en las transiciones de los electrones abarcando el visible y el UV	Determinación de compuestos en muestras desconocidas; se utiliza en análisis de identificación de muestras
Espectroscopia Infrarroja IR	Se basa en las transiciones electrónica en compuestos	Su principal aplicación es que permite identificar no solo compuestos, sino grupos funcionales, esto explica su uso en química orgánica y bioquímica
Espectroscopia de rayos X	Las transiciones electrónicas suceden en el campo de los rayos X del espectro electromagnético	Tiene aplicación directa en varios campos; permite la identificación de sustancias puras teniendo en cuenta su estructura geométrica. Por lo tanto, el conjunto de técnicas de este tipo ha contribuido al análisis cualitativo de sustancias que constituyen mezclas
Espectroscopia de plasma	La propiedad que se considera en esta técnica se basa en la acción del gas argón sobre la muestra problema; el plasma que se forma posibilita la ionización de átomos, las transiciones electrónicas que suceden, son las que dan lugar a la radiación	Es una técnica de alta precisión que permite la identificación de cualquier elemento químico, por tanto, es utilizada en análisis clínico y toxicológico.

Espectroscopia de Raman	Se basa en el fenómeno del mismo nombre, el cual sucede cuando una muestra es irradiada por fotones de una longitud de onde específica (generalmente radicación laser); lo cual desestabiliza las moléculas presentes en la muestra y ocasiona dispersiones electrónicas muy sensibles y únicas para cada material	Es una técnica de alta precisión que permite la identificación de sustancias puras. Entre otras aplicaciones se utiliza para la identificación tanto de fármacos como de pigmentos.
Espectroscopia de masas	Es una técnica de microanálisis que permite cruzar dos variables, usando muestras muy pequeñas. La muestra se ioniza y los iones se separan de acuerdo con su masa y a su carga. Así se obtiene información de la relación masa/carga y abundancia de los iones	La espectroscopia de masas MALDI-TOF es una técnica muy usada en microbiología debido a la sensibilidad y confiabilidad para la identificación de microorganismos; asimismo proteómica, hace uso de la espectroscopia de masas en diagnóstico y tratamiento de varias enfermedades
Espectroscopia de fluorescencia	Se basa en que la muestra es irradiada por un haz de luz UV, lo que desencadena diferentes transiciones electrónicas en las moléculas de los constituyentes de la muestra y por tanto radiaciones en distintas longitudes de onda	Es una técnica muy sensible que tiene alta aplicación en la identificación y análisis de compuestos orgánicos en bioquímica; también se ha utilizado en diagnóstico de algunos tumores
Resonancia magnética nuclear	Conocida como RMN hace uso de las propiedades magnéticas que tienen los núcleos de los átomos cuando son excitados por radiofrecuencias	La RMN representa una de las técnicas más importantes en la determinación estructural de sustancias puras, especialmente compuestos. Por tal razón tiene gran aplicación en el diagnóstico, haciendo uso de algunos isótopos específicos

Nota. Elaboración propia, a partir de Gonzáles y Zetina (2015); Caycedo *et al.* (2021); Siller *et al.* (2017).

2.4.2. La explicación de la espectroscopia implicó ajustes al modelo del átomo

A partir de la segunda década del siglo XX se desencadenó en la física gran interés por la espectroscopia y empezaron a reportarse interrogantes que cuestionaban directamente el modelo atómico propuesto por Bohr, no había claridad sobre las razones de la presencia de dobles y triples líneas en los espectros de emisión atómica (dobletes y tripletes) de muchos elementos, ni tampoco existían argumentos que explicaran las variaciones que se registraban en los espectros cuando se sometían a un campo magnético.

Lo anterior implicaba que al modelo propuesto por Bohr deberían incluírsele ajustes que dieran cuenta de dichas observaciones (Minsky y Saucedo, 2019).

La descripción del átomo toma un nuevo rumbo y se centra en la "ubicación" y los "movimientos" de los electrones dentro de los niveles de energía, en ese horizonte se plantea la inclusión de los "números cuánticos" propuesta por Wolfang Pauli en 1922.

- El número cuántico principal: (n). El valor de n es un valor entero mayor que cero (n= 1, 2, 3,4…) y representa los espacios conocidos como niveles de energía; este planteamiento recoge la idea planteada por Bohr.
- Ahora bien, la propuesta de Pauli incluye unos espacios dentro de los niveles de energía que se describen por el número cuántico acimutal (l), estos se relacionan con "subniveles de energía" y se han popularizado con las letras s, p, d y f. La inclusión de los subniveles brinda una explicación a transiciones electrónicas en espacios más pequeños dentro de cada nivel, lo cual podría argumentar la presencia de las líneas oscuras en los espectros (dobletes y tripletes).
- El tercer número cuántico (m) aporta al segundo interrogante y trata de representar una variación energética (que se observa en los espectros) asociada a los campos magnéticos.
- El trabajo de Linus Pauling fue más allá y sentó las bases para la inclusión de un cuarto número cuántico, esto lo hizo con la formulación del principio de exclusión, el cual plantea la necesidad de incluir una característica cuántica que brinde mayor soporte a los hallazgos espectroscópicos y que además diferencie a dos electrones que estén descritos por los mismos tres números cuánticos (principal, azimutal y magnético); el cuarto número cuántico se relaciona con una característica denominada giro (spin) y desde la física se asocia con el momento angular que describe la partícula electrónica.

Como se puede observar, el átomo visto como un todo (desde una representación macroscópica) mantiene el modelo de Bohr en cuanto al núcleo y los niveles de energía; sin embargo, la energía adquiere una dimensión diferente y muy importante en la explicación de la estructura de la materia.

Físicos como Werner Heisemberg, Louis de Broglie, Paul Dirac y Erwin Schrödinger realizaron importantes aportes para la descripción de la estructura de la materia y sus partículas subatómicas en términos cuánticos descritos por funciones de onda, modelos probabilísticos que fueron la base para entender no solo las transiciones electrónicas, sino las energías y los campos magnéticos asociados a la corteza y al núcleo atómicos.

Ahora bien, un modelo del átomo así descrito permite explicar las técnicas de análisis espectroscópicas presentadas previamente en la Tabla 9, especialmente las usadas en bioquímica, microbiología y bacteriología.

3. ¿POR QUÉ ES IMPORTANTE LA PERIODICIDAD QUÍMICA EN LA BACTERIOLOGÍA?

Como se ha establecido hasta aquí, los elementos químicos presentan diferencias en sus propiedades debido a su estructura y en especial al número de partículas subatómicas que poseen; sin embargo, cuando se revisan, a gran escala, los valores de algunas propiedades (físicas y químicas) presentan similitudes y regularidades en las mismas, y ese comportamiento es lo que da lugar a la periodicidad química.

La periodicidad facilita la generalización y el estudio de los elementos químicos en conjunto permitiendo la aplicación, deducción y determinación de datos y comportamientos de las sustancias en diferentes campos del saber, como en los casos de la microbiología y la bacteriología.

Históricamente, se tiene conocimiento de dos propuestas de organizaciones periódicas de los elementos que revisten importancia y que se centran, una en la masa atómica y otra en el número atómico; la primera fue propuesta por el químico ruso Dimitri Mendeléyev en el año1869, y la segunda refinó la primera y en ella, el químico inglés Henry Gwyn Jeffreys Moseley propuso la organización en función creciente del número atómico.

Con el aporte de Moseley se establece el fundamento de la periodicidad de las propiedades de los elementos químicos, que no es otra cosa que el estudio de regularidades de las propiedades físicas y químicas de los elementos, permitiendo inferir el comportamiento químico de un elemento en un contexto determinado.

En el caso de la microbiología, la bioquímica y la bacteriología, una revisión detenida de las propiedades periódicas de los elementos químicos permite, por

un lado, establecer y entender los mecanismos de reacción que explican las reacciones metabólicas, y, por otra parte, se puede inferir y argumentar el uso de las sustancias puras elementales en los procesos de identificación que se surten en los laboratorios clínicos.

Con relación al campo de la investigación en el que se pueden desempeñar los bacteriólogos, conocer la periodicidad química posibilita ser más propositivos en diferentes áreas del conocimiento, porque en buena medida se pueden hacer generalizaciones sobre el comportamiento de la materia y sus interacciones con los microorganismos.

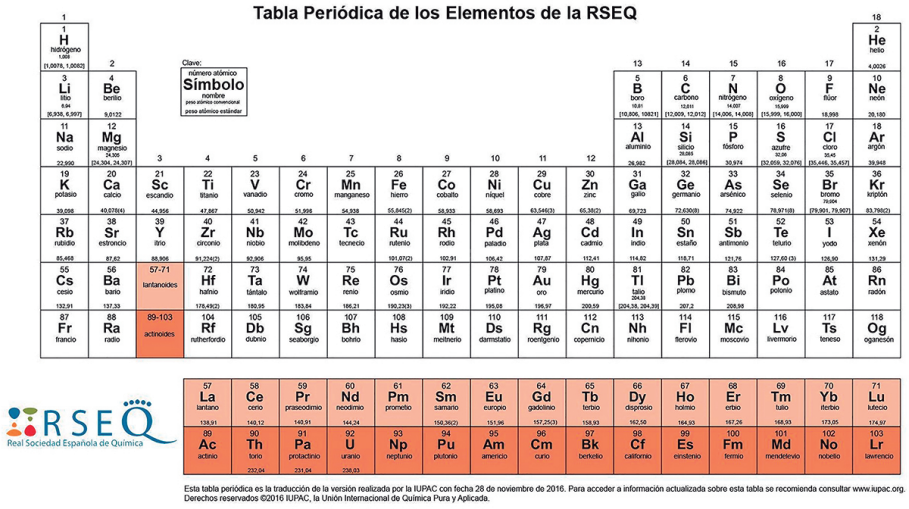
Teniendo en cuenta lo anterior, la tabla periódica es un compendio de las regularidades antes mencionadas: lejos de memorizar el orden de los elementos en esa organización, se requiere tener claras algunas propiedades importantes en función de las cuales se pueden comprender y deducir el comportamiento de los elementos y su interacción con otras sustancias.

3.1. La tabla periódica

La representación gráfica de la ley periódica y de las regularidades antes mencionadas es precisamente la tabla periódica; la cual reúne en la actualidad 118 elementos, que se constituyen en el grupo de sustancias puras elementales organizadas de manera creciente en función del número atómico, es decir, el número de protones en los átomos constituyentes.

La tabla es una matriz que reúne gran cantidad de información, la cual se cruza en dos entradas: columnas y filas, denominadas respectivamente grupos y periodos, esta organización refleja tanto la estructura atómica (respetando los números cuánticos) como los datos referentes a propiedades fisicoquímicas que permiten predecir e interpretar las formas como pueden reaccionar los elementos químicos. En muchos casos la propuesta de la tabla periódica es considerada como uno de los aportes más importante en la química.

Figura 11. *Tabla Periódica actualizada según la IUPAC (International Union of Pure and applied Chemistry)*

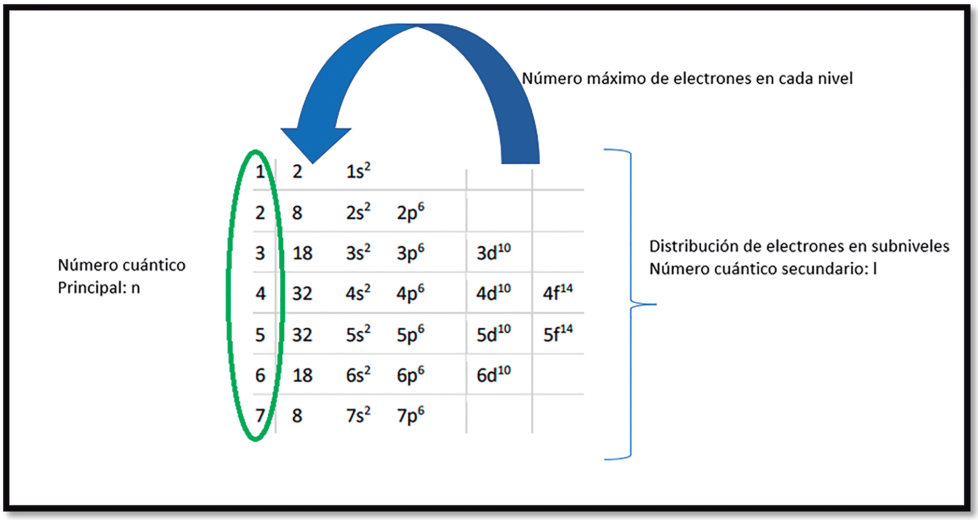


Nota. Fuente: Real Sociedad Española de Química (2024).

La disposición de los elementos en la tabla responde, como ya se dijo, al número atómico creciente (ley periódica) y, por tanto, debe coincidir con la disposición de los electrones alrededor del núcleo (estructura atómica cuántica).

En consideración a lo anterior es pertinente retomar lo relacionado con los números cuánticos y el triángulo de Linus Pauling, que es el esquema que vincula la configuración de los electrones con el puesto que ocupa el elemento en la tabla periódica, y que, a su vez, determinará las propiedades reactivas y físicas de dicha sustancia pura.

Figura 12. *Diagrama para distribuir los electrones alrededor del núcleo (configuración electrónica)*

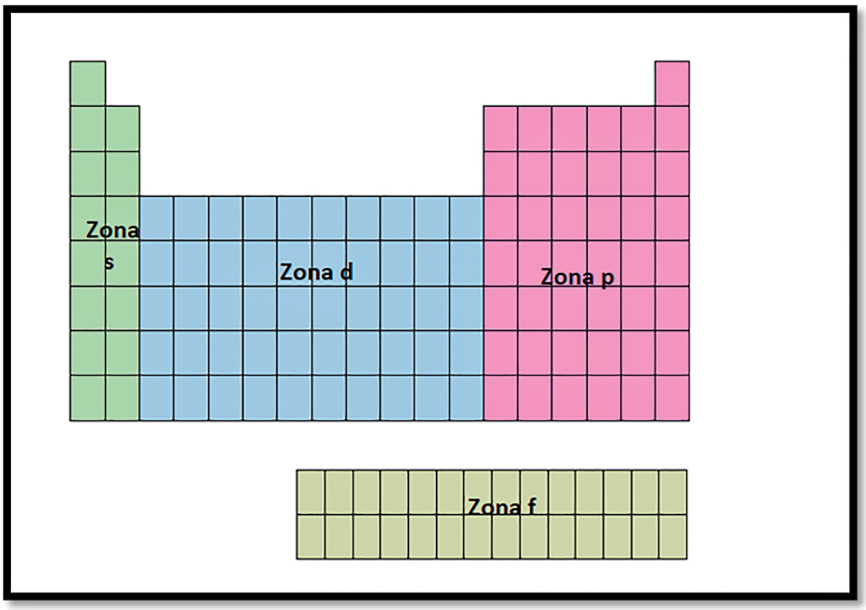


Nota. Distribución electrónica atendiendo el método de las diagonales.

De acuerdo con lo anterior, hay una coincidencia directa entre las filas (periodos) de la tabla periódica y los niveles que se representan en la figura anterior; los dos aluden al número cuántico principal n, así el periodo 1 tiene dos elementos que corresponden al hidrógeno y al helio, cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^1$ y $1s^2$.

En este orden de ideas, de acuerdo con la configuración electrónica de los átomos constituyentes de los elementos, se pueden establecer zonas de ubicación para un elemento respectivo en la tabla periódica teniendo en cuenta el último subnivel (s, p, d, f…) ocupado por los electrones. Precisamente, en ese último espacio se adiciona el electrón diferenciador que determinará muchas de las propiedades generales de la sustancia.

Figura 13. *Disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de la distribución electrónica*



Nota. Las zonas aluden al último subnivel ocupado por los electrones en la configuración electrónica.

Las cuatro zonas o regiones de la tabla periódica permiten diferenciar tres tipos de elementos:

- Elementos representativos
- Elementos de transición
- Elementos de transición interna

Los elementos representativos corresponden a aquellos en los que el electrón diferenciador se ubica en subniveles s o p del nivel de mayor energía; el número de electrones ubicados en ese nivel determina el grupo (columna), porque son los electrones que están disponibles para formar enlace ya que son los que tienen mayor energía y se denominan electrones de valencia.

En los elementos de transición el electrón diferenciador se adiciona en subnivel d del penúltimo nivel de energía, en estos casos posterior a la ubicación de electrón diferenciador se ubican 1 o 2 electrones en el nivel de mayor energía; para la determinación del grupo se suman los electrones del subnivel d con los electrones de valencia (mayor energía).

Los elementos de transición interna revisten importancia debido a que muchos de ellos tienen isotopos radiactivos que se utilizan en los métodos de diagnóstico descritos anteriormente; en ellos se ubica el electrón diferenciador en el subnivel f del antepenúltimo nivel y corresponden a la serie de los lantánidos y los actínidos.

A partir del número atómico se puede determinar el grupo y el periodo de un elemento así:

Zona: corresponde a la letra en la que termina la configuración; si es zona s o p, el elemento es representativo; si termina en d es de transición y si termina en f es de transición interna.

Periodo: coeficiente mayor, indica el número de niveles de energía que rodean al núcleo.

Grupo: para los elementos representativos y se acompañan con la letra A

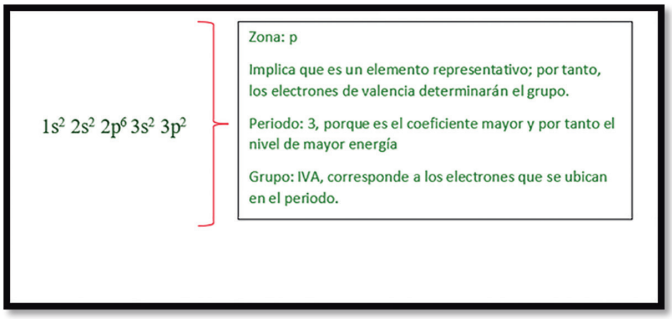
Para los elementos de transición se suman los electrones de valencia con los electrones del subnivel d ubicados en el penúltimo nivel.

Realizar la distribución electrónica permite ubicar un elemento en grupo, periodo y zona dentro de la tabla periódica. Como se verá más adelante, a partir de esa ubicación se pueden deducir patrones en las características fisicoquímicas de los elementos, los cuales permiten argumentar las propiedades biológicas, bioquímicas y fisiológicas de las sustancias puras. Asimismo, se pueden establecer protocolos en los laboratorios relacionados con el uso de sustancias a partir de las propiedades periódicas.

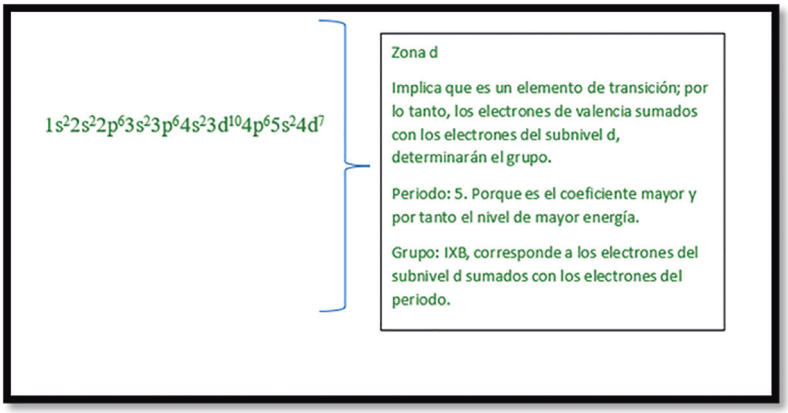
3.1.1. Ejemplos de configuración electrónica y ubicación en la tabla periódica

-Ubicar en zona, grupo y periodo los elementos Z=14 y Z=45.

Z=14; 14 electrones y 14 protones



Z=45; 45 electrones y 45protones



3.2. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS QUE REVISTEN IMPORTANCIA EN LAS EXPLICACIONES MICROBIOLÓGICAS Y BACTERIOLÓGICAS

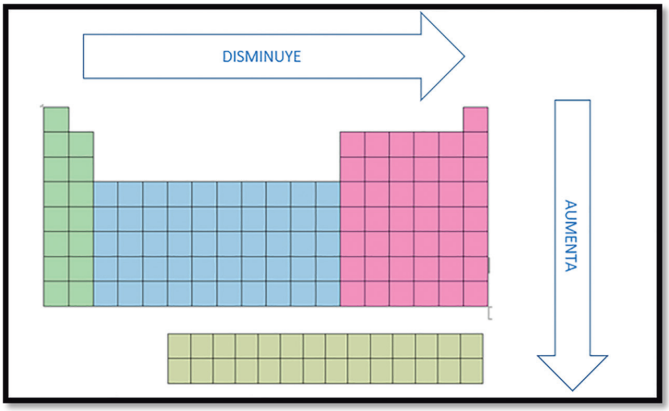
- Carácter metálico

Una de las clasificaciones más generales e importantes para inferir las propiedades físicas, químicas y biológicas de un elemento es el carácter metálico.

La principal característica química de los elementos metálicos se relaciona con la tendencia a formar iones positivos (cationes) propiedad que está estrechamente relacionada con las distribuciones electrónicas que presentan estas sustancias, de manera general se puede establecer que los metales se encuentran agrupados en las zonas *s* y *d*, adicionando algunos pocos que se ubican en la zona *p* de la tabla periódica.

Físicamente, estos elementos son buenos conductores eléctricos y térmicos, poseen alta dureza, son maleables y dúctiles. En la tabla periódica, en la medida en la que se incrementa el número atómico, en los periodos hay una tendencia a la disminución del carácter metálico; mientras que en la medida que aumentan los niveles de energía en los grupos tiende a aumentar también el carácter metálico.

Figura 14. *Tendencia en la variación del carácter metálico*



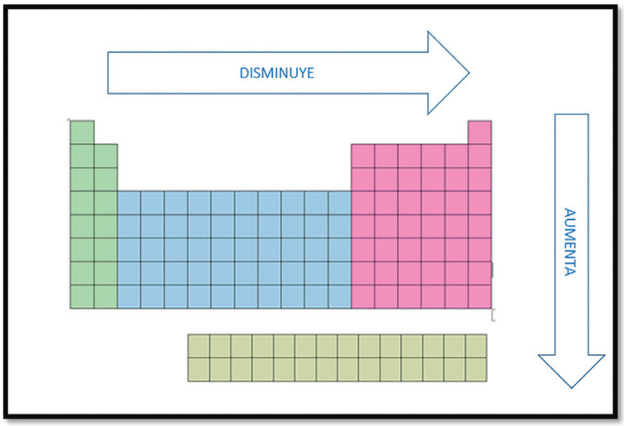
- Volumen o tamaño atómico

Si se tiene en cuenta el modelo de la estructura atómica basado en la mecánica cuántica, esta propiedad reviste dificultad en su determinación, puesto que la nube electrónica que rodea al núcleo no tiene límites definidos. Sin embargo, por técnicas espectroscópicas se han podido determinar medidas aproximadas de radios atómicos, los cuales son proporcionales al tamaño atómico.

En la medida en que se incrementa el número atómico en los periodos hay una tendencia a la disminución del radio atómico, debido a que en este sentido se incrementa la carga nuclear que atrae con mayor fuerza los electrones del nivel con mayor energía, los cuales son los limitantes del espacio atómico.

De otra parte, en los grupos, en la medida en que se incrementan los niveles de energía la tendencia del tamaño atómico, y por tanto del radio atómico, aumenta.

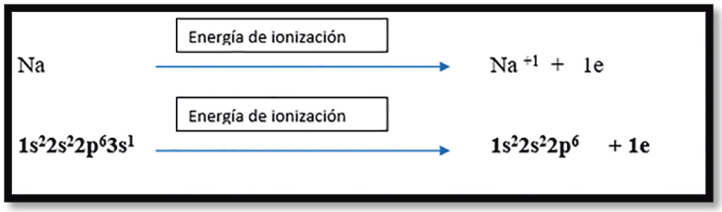
Figura 15. *Tendencia en la variación del radio atómico*



- Energía de ionización

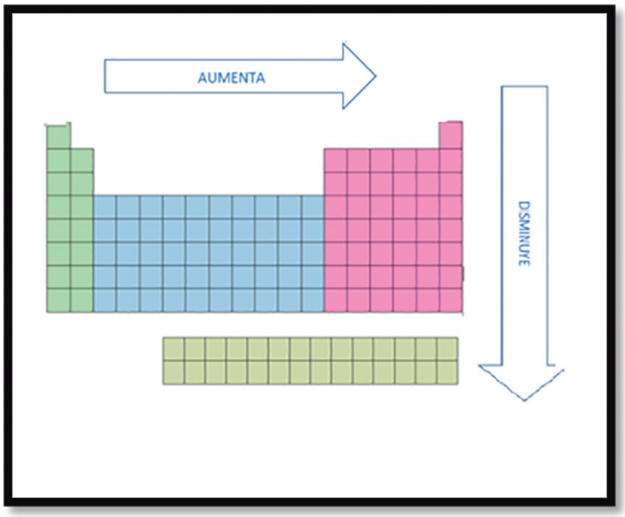
Es una medida de la energía que se requiere para retirar un electrón de un átomo neutro (el último electrón de valencia); el resultado del proceso es la formación de un catión (ion con carga positiva).

Ejemplo:



El incremento del número atómico en los periodos acarrea que se incremente la carga positiva en el núcleo, lo que implica que se requiera mayor energía para retirar el electrón de valencia; por tanto, la tendencia es que aumente la energía de ionización; además, dicho comportamiento se refuerza por la disminución del tamaño del átomo, ya que en la medida en que aumenta Z el núcleo queda más cerca al electrón de valencia, lo que requiere más energía para retirarlo. Con relación a los grupos, al aumentar el número de niveles de energía se incrementa el tamaño atómico, el núcleo se va alejando del electrón de valencia y eso implica que la energía de ionización tienda a disminuir.

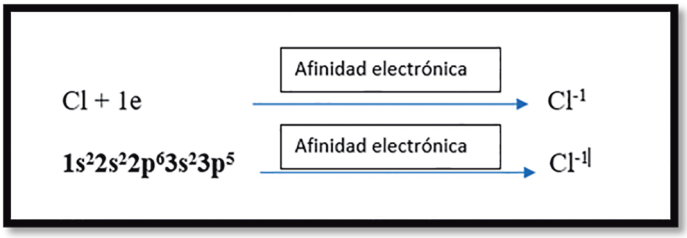
Figura 16. *Tendencia en la variación de la energía de ionización*



- Afinidad electrónica

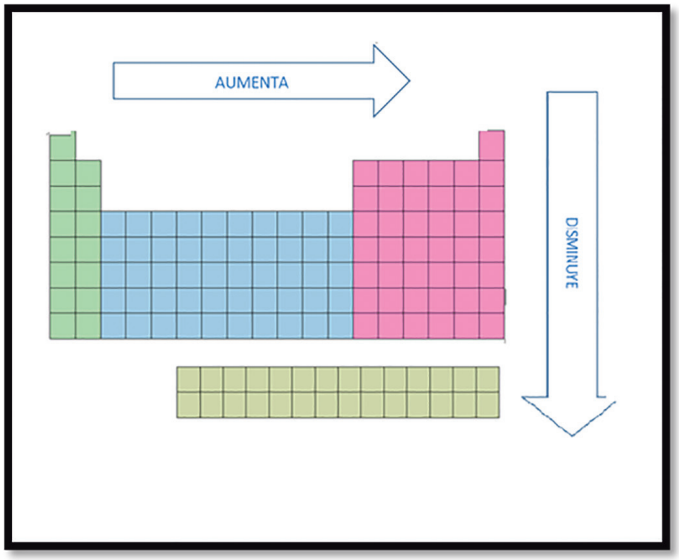
Corresponde a la medida de la energía que se libera cuando se adiciona un electrón a un átomo neutro, lo que ocasiona la formación de un anión (ion negativo).

Ejemplo:



La tendencia de variación de la afinidad electrónica es menos marcada que la de la energía de ionización, pero tiene la misma relación en grupos y periodos. El aumento de Z y de la carga nuclear hace que se atraigan más los electrones, por consiguiente, hay un aumento en la afinidad electrónica, al aumentar los niveles de energía (en los grupos) la fuerza de atracción del núcleo está más lejana y el poder de capturar electrones disminuye, lo que ocasiona que la afinidad electrónica también decrezca.

Figura 17. *Tendencia en la variación de la energía de ionización*



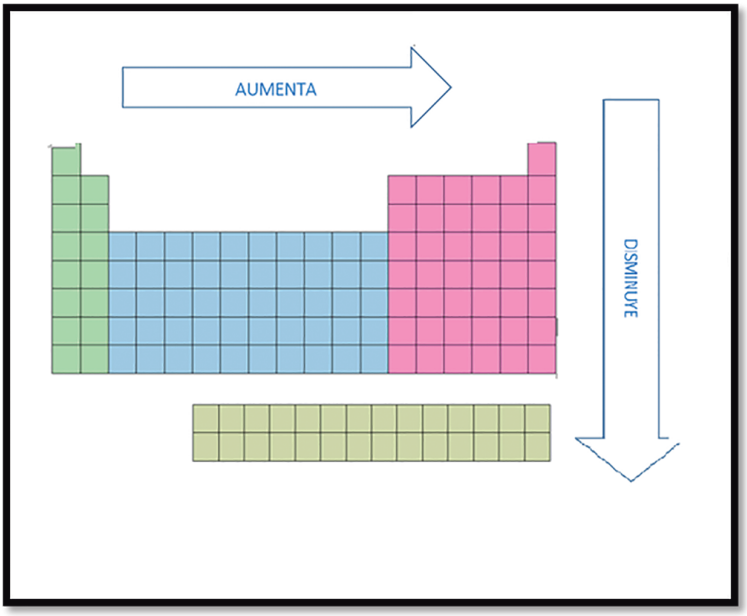
- Electronegatividad

Las anteriores medidas permiten inferir la forma como reaccionan las sustancias elementales para formar compuestos, pero existe una medida energética especifica que precisa dicha capacidad química.

La electronegatividad es una medida *energética* relacionada con la formación de enlaces químicos, debido a que alude a las interacciones entre los electrones de valencia de los átomos; se puede definir como la energía con la que un átomo en particular retiene los electrones durante un enlace químico, es pertinente anotar que no se refiere solo a sus propios electrones, sino a todos los que se involucran en el enlace.

Los elementos más electronegativos son los no metales debido a la alta carga nuclear que poseen, por tanto, la tendencia en los periodos es a que esta medida aumente con el incremento de Z; mientras que en los grupos, el aumento de los niveles de energía debilita la fuerza del núcleo para atraer los electrones y por tanto tiende a disminuir dicho valor.

Figura 18. *Tendencia en la variación de la electronegatividad*



La importancia de los elementos como constituyentes finales de los microorganismos, sus estructuras y las sustancias energéticas que los mantienen vivos, son retomadas por CAYCEDO *et al.* (2021) en el artículo: "Las bacterias, su nutrición y crecimiento: una mirada desde la química".

En dicho artículo, las autoras se centran en propiedades periódicas, químicas y físicas de micronutrientes y macronutrientes que determinan el crecimiento y sostenimiento energético de las bacterias y, por tanto, en la forma como son utilizados en los medios de cultivo. Al respecto afirman:

> Las bacterias reaccionan con una serie de elementos químicos, y de acuerdo con las cantidades en que son requeridos se encuentran macronutrientes como C, H, O, N, P, S, K, Mg y micronutrientes como Co, Cu, Zn y Mo, los cuales se encuentran combinados en la naturaleza, formando parte de sustancias orgánicas y/o inorgánicas (3,6,7). En las diferentes reacciones en las que intervienen, los elementos anotados anteriormente forman iones que les permiten aumentar su estabilidad química y transportar electrones. La formación de iones positivos (cationes) o negativos (aniones) depende directamente de la configuración electrónica del elemento en estado basal y del carácter metálico del mismo (Caycedo *et al*., 2021)[1].

Con base en lo anterior, tener claridad sobre las propiedades periódicas, la configuración electrónica de los elementos químicos y la facilidad energética por la formación de aniones o cationes, permite entender el metabolismo que se surte de manera general en los seres vivos y de forma particular en los microorganismos, específicamente en las bacterias.

Lo anterior se constituye en uno de los puntos más importantes para la comprensión de los procesos bioquímicos y fisiológicos de los seres vivos, ya que la presencia o ausencia de un elemento en particular marca las propiedades, bien sea de una sustancia o de un microorganismo.

3.2. Ejercicios resueltos. Configuración electrónica y propiedades periódicas de los elementos químicos

1. El elemento Iodo es un halógeno que se encuentra ubicado en el grupo VIIA de la tabla periódica, es un agente importante en la tinción de Gram, establezca la electronegatividad y el carácter metálico de este elemento.

El Iodo (I) por ubicarse en el grupo VIIA es muy electronegativo y no tiene características metálicas; en ese sentido tiende a formar aniones con carga negativa y esas propiedades son muy importantes como mordiente en la tinción de Gram (Corrales y Caycedo, 2020).

---

[1] El artículo completo tiene especial relevancia para los microbiólogos y bacteriólogos; puede ser consultado en: http://www.scielo.org.co/pdf/nova/v19n36/1794-2470-nova-19-36-49.pdf

2. El nitrógeno es un elemento que reviste importancia por sus propiedades como macronutriente, hace el radical *amino* que es constituyente esencial de los aminoácidos.

Establezca la configuración electrónica, para dicho elemento, y su ubicación en la tabla periódica, teniendo en cuenta esa ubicación determine si es un metal o un no metal.

Z=7

$$1s^2 2s^2 2p^3$$

Como se observa, el elemento nitrógeno está formado por unos átomos cuyos electrones de valencia se encuentran llenando el subnivel p y, por tanto, se ubicará en la zona p de la tabla. Asimismo, el coeficiente mayor en la distribución electrónica es 2, lo que implica que el periodo en el que ubicará el elemento será el dos; es decir, que el átomo de nitrógeno tiene dos niveles de energía y en ese segundo nivel hay 5 electrones de valencia, entonces el grupo en el que ubicará el elemento será VA.

Zona= p

Periodo: 2

Grupo: VA.

De lo anterior se infiere que el nitrógeno es un no metal, que tiene cinco electrones de valencia y dos niveles de energía; es un elemento electronegativo que tiende a formar, la mayoría las veces, enlaces covalentes y eventualmente iones con características negativas (aniones).

3. Determinar las características metálicas del cobalto, elemento fundamental en la síntesis de la vitamina B12. (CHAZI, 2005)

Z=27

$$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$$

El Co termina su configuración en el subnivel d del tercer nivel de energía (periodo), los electrones de valencia son 9 y se ubica en la zona de los metales de transición; esto aumenta su capacidad de enlace y le permite formar cationes para alcanzar su estabilidad química, situación que ocurre en la síntesis de la vitamina D por la intervención de algunos microorganismos.

4. A partir de la configuración electrónica del radio, determine su ubicación en la tabla periódica. Ra Z= 88

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^2$$

Zona= s

Periodo: 7

Grupo: IIA

5. Explique las propiedades que se derivan de la configuración electrónica del elemento radio.

Como se observa, el elemento radio está formado por átomos cuyos electrones de valencia se encuentran llenando el subnivel s y, por tanto, se ubicará en la zona s de la tabla. El coeficiente mayor en la distribución electrónica es 7, lo que implica que el periodo en el que se ubicará el elemento, dentro de la organización periódica, será el siete; es decir, que los átomos del radio tienen siete niveles de energía y para el caso específico del Ra en esa zona hay 2 electrones de valencia, ´por lo anterior, el grupo en el que ubicará el elemento será el IIA.

De acuerdo con esa ubicación en la tabla periódica, se concluye que el elemento radio es un metal electropositivo que tiende a formar, en la mayoría de sus reacciones, iones con características positivas (cationes).

6. Atendiendo las propiedades y regularidades periódicas de los elementos químicos, ¿cómo sería la configuración general de los elementos de transición?

$$n\ s^2 \qquad n\text{-}1\ d^{xx}$$

7. ¿Qué implicaciones tiene esa configuración para los elementos ubicados en esa zona?

Todos los elementos de transición tienen en común que terminan en la letra d su configuración electrónica y tienen la siguiente generalidad:

n representa el nivel de mayor energía y por tanto el periodo y la suma de los exponentes encerrados en verde, representan el grupo, es decir, los electrones de valencia.

Precisamente esa propiedad es la que hace que se denominen elementos de transición, todos son metales y tienden a formar cationes, esa distribución de los electrones explica numerosas propiedades biológicas. Tal es el caso del elemento hierro (Fe), el cual hace parte de la proteína hemoglobina, responsable del transporte del oxígeno debido a la configuración electrónica del elemento y a sus estados de oxidación.

8. Los halófilos son microorganismos que necesitan del elemento sodio en forma catiónica con carga +1, para crecer y desarrollarse. A partir de las propiedades periódicas, ¿qué se puede afirmar en relación con dicho elemento?

El sodio (Na) es un elemento que se ubica en el grupo IA (metales alcalinos) debido a su configuración electrónica:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

Es un metal que pierde el electrón ubicado en el subnivel s del nivel de energía 3 (nivel de valencia) y así adquiere una configuración más estable (energéticamente hablando). La pérdida del electrón se facilita porque es un elemento electropositivo, que tiene baja energía de ionización de acuerdo con su ubicación en la tabla periódica. Por esto se denomina metal alcalino; los metales alcalinos forman cationes de carga +1.

9. El cloro es un agente de desinfección utilizado en los laboratorios clínicos. Explique ¿cómo incide en esa característica la electronegatividad?

Las propiedades desinfectantes del cloro están directamente relacionadas con la capacidad que tiene el núcleo de sus átomos para atraer los electrones, esa característica ocasiona que este elemento forme enlaces con algunas

moléculas constituyentes de los microorganismos y así se inactivan estos agentes infecciosos, en ese sentido se podría afirmar que la electronegatividad es una de las propiedades *responsables* de la desinfección.

10. Determine la configuración electrónica del elemento Z=32; a partir de esto establezca zona, grupo y periodo.

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$$

Teniendo en cuenta la configuración electrónica, el elemento se ubica en la zona p; por lo anterior, el grupo estará determinado por los electrones de valencia (es decir los que se encuentran en el periodo), el periodo es 4 y en él se ubican 6 electrones.

Zona= p

Grupo= IVA

Periodo= 4

No metal y electronegativo

4. EJERCICIOS PROPUESTOS

1. El cloruro de sodio es un reactivo muy importante en la preparación de varios medios de cultivo; para cada uno de los elementos constituyentes de la sal determine la configuración electrónica y la ubicación de ellos en la tabla periódica.
2. Los metales pesados son agentes altamente tóxicos, realice la configuración electrónica para 4 de estos elementos y compare ubicaciones en la tabla, densidades y electronegatividades.
3. La formación de iones con carga -1 implica que todos los elementos halógenos adquieran configuración electrónica estable, ¿qué características comunes tienen esas configuraciones?
4. Los metales alcalinos se ubican en el grupo IA de la tabla periódica; además del sodio, ¿cuál otro elemento de este grupo es importante en la preparación de medios de cultivo?
5. El fósforo es un elemento fundamental en los procesos metabólicos y bioquímicos. Realice la configuración electrónica y a partir de ahí establezca las propiedades periódicas del elemento.

6. El carbono es el elemento base de la química orgánica; determine la ubicación en la tabla periódica y la forma como este elemento puede alcanzar la configuración de gas noble.
7. Los gases nobles (elementos del grupo VIIIA) tienen como configuración electrónica general: ns^2np^6. Explique cómo puede el elemento cesio (Cs) alcanzar ese estado.
8. Realice la configuración electrónica de los elementos lantánidos y establezca las similitudes entre ellos.
9. Entre los requerimientos nutricionales de la célula se encuentra el azufre (S); realice la configuración electrónica del elemento y determine su ubicación en la tabla periódica.
10. La energía de ionización corresponde al requerimiento para formar un catión; en ese sentido, explique cuáles son los elementos de la tabla que tienen menores valores para esta propiedad.

REFERENCIAS

Caycedo, L., Corrales, L. y Trujillo, D. (2021). Las bacterias, su nutrición y crecimiento: una mirada desde la química. *NOVA*, *19*, (36), 49-94. https://revistas.unicolmayor.edu.co/index.php/nova/article/view/1770

Chazi, C. (2005). Las vitaminas. *La Granja. Revista de Ciencias de la Vida*, (4), 51-54. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=476047388007

Corrales Ramírez, LC., y Caycedo Lozano, L. (2020). Principios fisicoquímicos de los colorantes utilizados en microbiología. *Nova,18* (33), 73-100, https://doi.org/10.22490/24629448.3701.

DOI: 10.22201/fq.18708404e.2019.2.68418

Flores, J. (2021). *Tabla periódica, la forma de ordenar los elementos químicos*.

González., M & Zetina L. (2015). La espectroscopia y su tecnología: un repaso histórico y su importancia para el siglo XXI. *Latin American Journal of Physics Education*. *9* (4). http://www.lajpe.org/dec15/4602_Gonzalez.pdf

Institute Curie. (2022). *Our History. https://institut-curie.org/list/who-we-are*

International Union of Pure and applied Chemistry. (22 de mayo de 2022). *Periodic table of elements.* https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/

Kendal, D. (1974). La bioquímica y el progreso de la neurología. En Needham, J (Ed.), *La química de la vida. Capítulos de la Bioquímica*. Fondo de Cultura económica. 124-216.

Levada, C L., Maceti, Huemerson, Lautenschleguer, I J. y de Magalhâes Oliveira Levada, M. (2013). Consideraciones sobre el modelo del átomo de Bohr. *Revista de la Sociedad Química del Perú*, *79*(2), 178-184. http://www.scielo.org.pe/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1810-34X2013000200011&lng=es&tlng=es.

Lovett B. (1973). *Los creadores de la nueva física*. Fondo de Cultura Económica.

Minsky, N. y Saucedo A. (2019). Breve historia de la Resonancia Magnética Nuclear: desde el descubrimiento hasta la aplicación en imagenología. *Educación Química*. *UNAM*, *30* (2), 129-139 http://www.revistas.unam.mx/index.php/req/issue/view/5131

Mohar, A., Beltrán A., Ramírez, Ma. T., Lara, F. y Bargalló, E. (2009). Recursos disponibles para el tratamiento del cáncer de mama en México. *Salud Pública de México*, *51* (2). 263-269. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=10616164017

Ordóñez, C. A. (1994). Cómo producen energía las células. *Colombia Médica Universidad del Valle, 25*(2).

Organismo Internacional de Energía Atómica. (sin fecha). Espectrometría de rayos X. IAE. https://www.iaea.org/es/ciencia-nuclear/espectrometria-de-rayos-x.

Real Sociedad Española de Química. (20 de octubre de 2024). Nombres y símbolos en español de los elementos aceptados por la IUPAC el 28 de noviembre de 2016 acordados por la RAC, la RAE, la RSEQ y la Fundeu. https://rseq.org/mat-didacticos/nombres-y-simbolos-en-espanol-de-los-elementos-aceptados-por-la-iupac-el-28-de-noviembre-de-2016-acordados-por-la-rac-la-rae-la-rseq-y-la-fundeu/#

Siller, M., Hernández, S., Sánchez, F., González, J. y Muñoz, J. (2017). Métodos rápidos de identificación de bacterias y hongos. Espectrometría de masas MALDI-TOF, medios cromogénicos. *Enfermedades Infecciosas Microbiología Clínica*, *35*(5), 303-313. https://www.elsevier.es/es-revista-enfermedades-infecciosas-microbiologia-clinica-28-pdf-S0213005X16304037

Teijón J. (2020). *Historia de la tabla periódica de los elementos químicos*. Anales de la Real Academia de Doctores de España.

Thema Equipo Editorial. (1995). *Marie Curie. Grandes biografías*. Ediciones Rueda.

Zavaleta Mercado, R. (2014). Los últimos cincuenta años: el tiempo del conocimiento y la violencia. Segunda parte: las ciencias físicas. *Ciencia y Cultura*, (33),183-204. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=425839846009*e*

Capítulo 3. Enlaces, reacciones e interpretaciones microbiológicas

1. INTRODUCCIÓN

Interpretar el universo de una manera discontinua, es decir, como un sistema en el que absolutamente *todo* está formado por unidades atómicas, tiene implicación directa en las explicaciones relacionadas con algunos interrogantes, tales como: *obtención de nuevas sustancias, conservación energética en dichos procesos y el papel de las estructuras subatómicas (como los electrones) en la dinámica de la transformación de la materia.*

De acuerdo con lo anotado en el primer capítulo de este texto, los procesos que alteran la estructura de la materia y que originan nuevas sustancias se denominan *cambios o reacciones químicas*. Ahora bien, la explicación de dichos procesos requiere una interpretación teórica más detallada: *el enlace químico*, en el cual entran en juego los electrones con sus energías asociadas, y se evidencia cómo a partir de los átomos o de las moléculas pueden ocurrir varios caminos o mecanismos de reacción.

En ese orden de ideas, el enlace químico es el concepto que permite no solo describir las reacciones mediante la reagrupación, reordenamiento y atracción de los átomos para dar origen a las moléculas, sino que adicionalmente da cuenta tanto de la energía que puede mantener esas uniones, como de la que se libera cuando estas se rompen, dinámica que se alterna según las necesidades del sistema, cumpliendo así con la conservación energética universal, aspecto trascendental en la termodinámica y ley inviolable.

De acuerdo con lo planteado hasta aquí, las reacciones químicas se han clasificado en unos pocos tipos que explican de manera general la formación de nuevas sustancias y el comportamiento energético, lo cual aplica para todos los sistemas, incluidos los seres vivos, independientemente de su tamaño.

En el campo de la bioquímica y específicamente en lo que se relaciona con la bioenergética, cobra importancia una de las clasificaciones de reacciones más generales, la cual se basa en el flujo energético y da lugar a las reacciones endotérmicas y exotérmicas: las primeras requieren energía del sistema y las

otras, por el contrario, hacen referencia a cambios químicos en los que se libera energía al medio. Esta sencilla explicación es clave para entender el metabolismo y, específicamente, la producción de ATP en los seres vivos.

Con base en lo anterior, es importante considerar que los metabolismos de los microorganismos y específicamente de las bacterias se basan en los principios y en las reacciones químicas generales, las cuales atienden las leyes ponderales relativas a la masa, y a los principios termodinámicos referentes a la energía. En este sentido, aspectos como la comprensión de las reacciones químicas, su clasificación, los mecanismos y los cálculos que de ellas se deducen, son fundamentales en campos de disciplinas tales como la bioquímica, la microbiología, la virología y para el campo que nos atañe, muy especialmente para la bacteriología.

Es preciso señalar que en algunas oportunidades se considera que para comprender los procesos bioquímicos *solo* se requiere retomar el campo de la química orgánica; sin embargo, no se puede olvidar que la química como ciencia es una sola y los principios señalados en la química general e inorgánica, relacionados con las reacciones y con los cálculos a partir de ellas, son universales y fundamentales para el aprendizaje de los procesos que ocurren en los organismos vivos.

2. ENLACES QUÍMICOS. UNIONES ENERGÉTICAS QUE EXPLICAN LA MATERIA

El enlace químico explica la formación de las moléculas y por tanto desde su aceptación se da estabilidad a los compuestos químicos; sin embargo, no es un concepto fácil de definir. Alrededor de su interpretación es importante anotar que se encuentra sustentado por algunas teorías químicas, las cuales parten de unos supuestos comunes, entre los que se encuentran:

- La naturaleza del enlace se asemeja a una fuerza que mantiene unidos los átomos en las moléculas.
- En la formación de los enlaces intervienen únicamente electrones, nunca protones, ni ninguna otra partícula subatómica.
- Debido al tamaño tan pequeño de los electrones, las atracciones de los átomos cuando forman los enlaces se explican más desde el plano energético que desde el corpuscular.
- Los electrones que intervienen en los enlaces son los que ocupan los orbitales atómicos de mayor energía.

- La formación de enlaces es un proceso que requiere energía, mientras que la ruptura de estos la libera.

3. TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA Y LA FORMACIÓN DE IONES

La valencia de un átomo corresponde a una propiedad química, que indica la capacidad de enlace que tiene y, por tanto, se relaciona con la cantidad de electrones que cuentan con mayor disponibilidad para enlazarse y dar curso a la reacción; dicho en otras palabras, esta propiedad se refiere a los electrones que tienen mayor energía en la distribución electrónica.

Para el caso de los elementos representativos, se determina con el número del grupo, es importante considerar que, por ser una propiedad, la valencia no tiene signo.

Tabla 10. *Valencia de algunos elementos químicos*

Elemento	Símbolo	Valencia
Sodio	Na	1
Cloro	Cl	7
Carbono	C	4
Nitrógeno	N	5

Nota. Los valores de valencia para los elementos químicos son constantes y son índice de la reactividad de estos.

La teoría de valencia considera que los orbitales internos de los átomos no tienen modificaciones durante el cambio químico. En este sentido, se retoma lo propuesto por el físico y químico Gilbert Newton Lewis, en 1915, quien sugirió que los electrones de valencia podrían representarse en pares por medio de puntos alrededor del símbolo del átomo, facilitando así la representación del enlace.

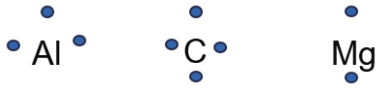


Tabla 11. *Elementos y sus configuraciones*

Elemento	Símbolo	Grupo	Configuración electrónica
Hidrógeno	H	IA	$1s^1$
Magnesio	Mg	IIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
Aluminio	Al	IIIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
Carbono	C	IVA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
Nitrógeno	N	VA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
Azufre	S	VIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$
Cloro	Cl	VIIA	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

Nota. En la tabla se observan las configuraciones electrónicas de diferentes elementos metálicos y no metálicos, dicha propiedad determina el grupo en la matriz periódica.

De acuerdo con la teoría de valencia, cuando los átomos reaccionan los niveles que preceden al nivel de valencia no tienen ninguna alteración y el cambio en la estructura del átomo ocurrirá en el nivel de mayor energía, debido a las transiciones de los electrones.

Ahora bien, cuando los átomos de elementos diferentes reaccionan, entran en juego las propiedades energéticas, tales como energía de ionización, electronegatividad, afinidad electrónica y carácter metálico, entre otras.

De acuerdo con lo propuesto por el químico Linus Pauling, cuando reaccionan átomos de elementos que difieren significativamente en su electronegatividad, puede ocurrir una atracción de tipo electrostático que ocasiona la formación de iones y consecuentemente el enlace iónico.

3.1. Formación de iones

Cuando dos átomos de elementos con carácter metálico opuesto reaccionan, las electronegatividades de cada uno de los núcleos atrae los electrones de valencia propios y del átomo con el que está cursando la reacción; como para los metales estas medidas energéticas son relativamente bajas, los núcleos no tienen la fuerza suficiente para retener los electrones durante la reacción; mientras que con los no metales pasa lo contrario y la fuerza de núcleo logra atraer y retener los electrones que participan en el enlace; en ese momento, se forman dos entidades químicas: catión y anión.

La estabilidad energética de cada uno de los iones depende de que alcance una configuración electrónica químicamente más estable que la que tenía como átomo, es decir, un estado energético más bajo; una alternativa para ello es adquirir configuración electrónica de gas noble (tener todos los subniveles del nivel valencia llenos).

Tabla 12. *Gases nobles y sus distrbuciones electrónicas*

Elemento	Número atómico	Configuración	Orbitales de mayor energía	Electrones con mayor energía
Helio	2	$1s^2$	1s	2
Neón	10	$1s^2\,2s^2\,2p^6$	$2s^2\,2p^6$	8
Kriptón	18	$1s^2\,2s^2\,2p^6 3s^2\,3p^6$	$3s^2\,3p^6$	
Argón	36	$1s^2\,2s^2\,2p^6 3s^2\,3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^2$	
Xenón	54	$1s^2\,2s^2\,2p^6 3s^2$ $3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^3$	
Radón	86	$1s^2\,2s^2\,2p^6 3s^2$ $3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 6p^6$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	

Nota. En la tabla se puede evidenciar cómo el único gas noble que no tiene ocho electrones en su nivel de mayor energía es el He.

3.2. Formación de cationes

Los cationes son iones positivos que se forman a partir de átomos de elementos con bajas electronegatividades (metales), estos iones alcanzan la configuración del gas noble inmediatamente anterior en número atómico y el proceso requiere una energía denominada *energía de ionización* (potencial de ionización).

Ejemplo: formación del catión de sodio

$$Na;\ Z=11:\ 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1 \longrightarrow Na^{+1} + 1e$$

Número de protones=17
Número de electrones=17
Carga neta del átomo=0
Neutro

Número de protones=11
Número de electrones=18
Carga neta del átomo= -1
Catión

Este proceso solo se puede dar si se cuenta con una energía de ionización

3.3. FORMACIÓN DE ANIONES

Los aniones son iones negativos que se forman a partir de átomos de elementos con altas electronegatividades (no metales), estos iones alcanzan la configuración del gas noble siguiente en número atómico y el proceso libera una energía denominada afinidad electrónica.

Ejemplo: formación del anión cloro

$$Cl;\ Z=17:\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^6 \longrightarrow Cl^{-1} + AE$$

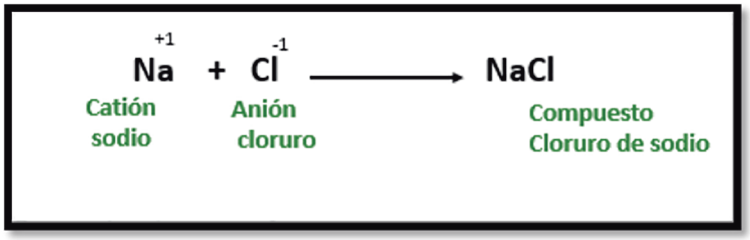
Número de protones=17
Número de electrones=17
Carga neta del átomo=0
Neutro

Número de protones=11
Número de electrones=18
Carga neta del átomo= -1
Anión

La afinidad electrónica (AE) que se libera compensa el potencial de ionización requerido en la formación del catión

El enlace iónico sucede cuando hay una atracción electrostática entre los iones de carga opuesta, en el proceso se compensa la energía liberada en la formación del anión (afinidad electrónica) con la requerida para que se forme el catión (energía de ionización), de tal manera que el compuesto iónico resultante es neutro y el equilibrio energético se mantiene, cumpliendo con la ley de la conservación.

Para el ejemplo anterior con el anión del cloro y el catión del sodio se forma la sal cloruro de sodio, según lo siguiente:



Ahora bien, como se puede observar, tanto el ion sodio como el de cloro quedan con configuración de gas noble.

Na^{+1}	$1s^2 2s^2 2p^6$ Configuración electrónica de gas noble Ne
Cl^{-1}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Configuración electrónica de gas noble Ar

3.4. Las bacterias requieren iones en su nutrición

En los procesos de nutrición bacterianos, los iones forman parte del conjunto de sustancias químicas que se requieren para dar curso a las reacciones. De manera general se puede afirmar que los iones hacen las veces de cofactores en procesos metabólicos, lo que implica que en su ausencia el proceso no ocurriría.

En este tipo de procesos fisiológicos, el cambio en carga en los iones implica que se transporten electrones y ese aspecto explica en gran medida la obtención de energía y la presencia de muchos nutrientes, en forma iónica, en los mecanismos que explican la identificación y la caracterización bacteriana.

4. TEORÍA DEL ORBITAL MOLECULAR. LA EXPLICACIÓN DEL ENLACE COVALENTE

Al igual que la teoría del enlace de valencia, la teoría del orbital molecular se basa en el postulado de discontinuidad de la materia, según el cual los átomos tienen electrones que se ubican en orbitales atómicos de acuerdo con su energía.

Para explicar la formación de las moléculas covalentes, se amplía el concepto de orbital atómico hacia la formación de un orbital molecular, entendido como un espacio energético en el que se solapan los orbitales atómicos y se posibilita un estado de energía intermedio, en el que se comparten los electrones de los átomos que intervienen, dando lugar a la molécula.

Al analizar la molécula de hidrógeno, bajo esos supuestos, se tiene lo siguiente:

Molécula de H_2; en la cual cada hidrógeno tendría un orbital atómico así:

$$H = 1s^1$$

Cuando se aproximan las dos nubes de los orbitales, estas se solapan y cada uno de los electrones es atraído por el núcleo del otro átomo dando paso a una

zona energética común, el orbital molecular, que da lugar al enlace covalente; en este espacio, los dos electrones se encuentran bajo la influencia de los dos núcleos y son más estables porque la nueva configuración electrónica para cada hidrógeno será: $1s^2$, correspondiente a la configuración electrónica estable del gas noble He.

El enlace covalente es el camino por el cual los átomos de elementos similares, electronegativamente hablando, alcanzan la estabilidad química al completar la configuración electrónica del gas noble, periódicamente siguiente en número atómico.

Para el caso de la molécula de nitrógeno (N_2) se tiene lo siguiente:

Número atómico del nitrógeno: 7; igual para los dos átomos intervinientes

Configuración del nitrógeno $1s^22s^22p3$

Como la resta de las electronegatividades da cero, esto implica que se puede formar la zona energética denominada orbital molecular y la nueva configuración para cada uno de los átomos de nitrógeno será:

$1s^22s^22p^6$; así, se alcanza la configuración electrónica estable del gas noble más cercano, es decir, el Ne.

El enlace covalente en las moléculas homonucleares (formadas entre átomos del mismo elemento) tiene importancia significativa en el ámbito orgánico y bioquímico, ya que de este tipo son las uniones entre los átomos de carbono en los compuestos orgánicos y en las biomoléculas tales como las proteínas, los lípidos, los carbohidratos y los ácidos nucleicos.

Asimismo, en los enlaces covalentes que unen los átomos de carbono se encuentra el potencial energético para la realización de todos los procesos fisicoquímicos que ocurren en los seres vivos, incluyendo la gran cantidad de reacciones bacterianas.

4.1. Enlaces covalentes en moléculas heteronucleares

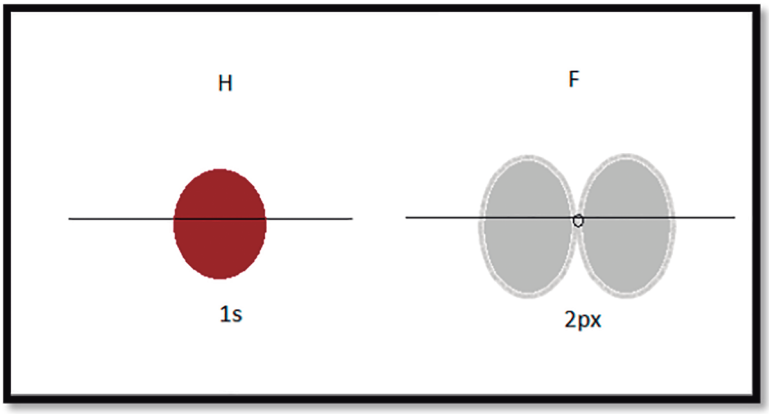
La formación de los orbitales moleculares en este tipo de enlaces implica que los átomos de los elementos a pesar de tener una identidad química diferente sean "semejantes" electronegativamente hablando.

Si se analiza, por ejemplo, el caso de la molécula de ácido fluorhídrico se tiene lo siguiente:

F (Z=9) = $1s^22s^22p^5$; expresado detalladamente sería: $1s^22s^22p_x^{\,2}2p_y^{\,2}2p_z^{\,1}$

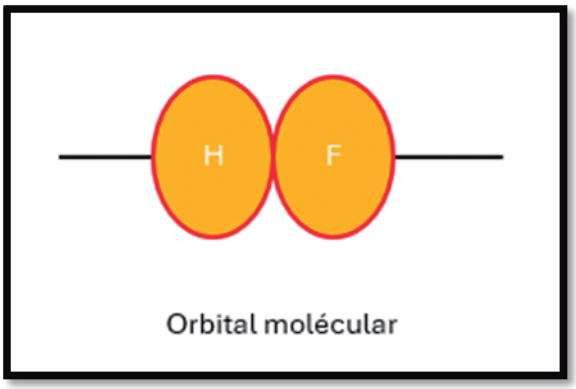
H (Z=1) = $1s^1$

Figura 19. *Orbitales moleculares heteronuleares*



Las distribuciones indican que se pueden solapar los orbitales $2p_z^1$ del flúor y $1s^1$ del hidrógeno; y así se forman tanto el orbital molecular como el enlace covalente.

Figura 20. *Orbitales moleculares mononucleares*



Las nuevas configuraciones para cada uno de los átomos, sumándoles el electrón que se comparte en el orbital molecular, serían:

H= $1s^2$; alcanza configuración de gas noble helio (Ver Tabla 12)

F = $1s^2 2s^2 2p^6$; alcanza configuración de gas noble Ne (Ver Tabla 12)

Así se origina un enlace covalente sigma, por el solapamiento o la superposición de un orbital 1s con un orbital 2pz.

Cuando hay solapamiento de orbitales s, se originan enlaces denominados sigma (σ) y cuando hay solapamiento en los que intervienen orbitales exclusivamente orbitales p, se originan enlaces π (pi).

En los compuestos orgánicos, tales como hidrocarburos, cetonas, aldehídos y ácidos grasos, entre otros, se presentan uniones sigma (σ) y pi (π), debido a que en sus estructuras tienen enlaces dobles que solo proceden del solapamiento de orbitales "p".

Comparativamente, la energía y la fuerza de los enlaces σ y π son diferentes, siendo la del enlace π, mayor. Ese aspecto específico influye en la reactividad de los compuestos; en el caso de los triacilgliceroles, por ejemplo, que son los compuestos en los que se "empaquetan" las grasas en los seres vivos y se constituyen en un reservorio importante de energía, la presencia o ausencia de enlaces π (enlaces dobles o triples) determina la saturación y la acumulación de dichos compuestos en las células.

En este sentido, se habla de ácidos grasos saturados o ácidos grasos insaturados, son estos últimos los que tienen enlaces pi (dobles y triples), mayor índice de reactividad y de degradación en la célula, por lo tanto, se considera que su ingesta es más saludable.

En conclusión, a partir de la teoría del orbital molecular, se puede interpretar el enlace covalente como la ocupación, por un par de electrones, de un espacio cuántico compartido entre dos átomos (electronegatividades semejantes), alcanzando de esta manera un estado energético más estable, representado en la estabilidad que brinda llenar los subniveles energéticos (configuración de gas noble).

Debido a la cercanía de sus electronegatividades, los enlaces covalentes ocurren con mayor frecuencia entre elementos con características de no metales, mientras que el enlace iónico ocurre al unirse átomos de elementos muy electronegativos (no metales) con átomos de elementos muy electropositivos (metales).

Como se puede observar, la electronegatividad es un concepto "puente" que une diferentes propiedades del átomo, por esa razón, en este texto se retoma la escala planteada por el químico Linus Pauling (basada en las diferencias de electronegatividad entre los átomos que reaccionan), con el fin de tener una base para establecer una tendencia de enlace entre lo iónico y lo covalente.

El aporte de Linus Pauling a la determinación del tipo de enlace, basado en la electronegatividad, se generaliza en la siguiente ecuación: (BANUET y RAMÍREZ, 2010).

$$\% \text{ carácter iónico} = 100 \cdot [1 - e^{-1/4 \cdot \Delta EN^2}]$$

Tabla 13. *Diferencia de electronegatividades a partir del aporte de Linus Pauling*

Diferencia de electronegatividad	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
Porcentaje de carácter iónico %	0,5	1,0	2	4	6	9	1,2	1,5	1,9	2,2

Nota. La diferencia de electronegatividad entre los átomos constituyentes de un enlace es un índice importante del tipo de enlace.

El uso cotidiano y didáctico de esa relación matemática se resume en la siguiente afirmación: "*si la diferencia en electronegatividades entre dos átomos que reaccionan es superior a 1,7 el enlace que se forma entre ellos es iónico*". Lo anterior quiere decir que, de acuerdo con los cálculos realizados por Pauling, superando ese límite (1,7) se presenta una mayor fuerza de atracción entre los electrones y el núcleo de uno de los átomos (el más electronegativo), dando lugar a la formación de iones y, por tanto, a los enlaces tipo iónico.

Ahora bien, la configuración de gas noble es un concepto fundamental para entender la formación de los enlaces, ya que tanto los orbitales moleculares como los iones alcanzan un estado energético cuando la completan; sin embargo, es preciso aclarar que no en todas las moléculas los átomos alcanzan configuración electrónica de gas noble y cada una de esas estructuras tiene explicaciones basadas en la compensación energética y en otras teorías como es el caso de hibridación.

5. NÚMEROS Y ESTADOS DE OXIDACIÓN

Cuando un átomo forma un ion o un orbital molecular no pierde la electronegatividad, por el contrario, esta energía se mantiene y origina una fuerza dentro del enlace, y en algunos casos, una carga.

Teniendo en cuenta lo anterior el estado de oxidación corresponde a una interpretación de la electronegatividad en términos de carga para los átomos constituyentes de un enlace y esta es la razón por la cual siempre tiene signo o es cero.

De manera general se pueden hacer las siguientes precisiones para la asignación de esta carga *aparente*.

- El estado de oxidación de un elemento libre o de una molécula homonuclear es igual a cero, debido a que en este tipo de moléculas la atracción de los electrones por los átomos constituyentes es simétrica.

- Cuando los metales se unen con no metales, al formar sales, el estado de oxidación corresponde a una carga positiva porque provienen de cationes; y, por lo tanto, los no metales acompañantes tienen la carga negativa opuesta, alcanzando la neutralidad de la molécula.
- Los metales del grupo IA se presentan en los compuestos con estado de oxidación +1.
- Los metales del grupo IIA se presentan en los compuestos con estado de oxidación +2.
- Al oxígeno se le asigna estado de oxidación -1 en los peróxidos y -2 en el resto de los compuestos.
- Al hidrógeno se le asigna -1 en los hidruros y +1 en el resto de los compuestos.
- El flúor por ser el elemento con mayor electronegatividad tiene estado de oxidación -1.
- Los compuestos siempre son neutros, lo cual implica que la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.

6. POLARIDAD EN LOS ENLACES Y MOMENTOS DIPOLARES

Como se estableció en el apartado anterior, en las moléculas homonucleares los electrones que participan en el enlace son compartidos de manera equitativa por los dos núcleos, tal es el caso de H_2, N_2 y O_2.

Sin embargo, para las moléculas heteronucleares no ocurre lo mismo, debido a la alta electronegatividad de uno de los átomos intervinientes, este átomo atrae los electrones que constituyen el orbital molecular y a medida que se hace mayor la diferencia de electronegatividades, la nube del orbital molecular se deforma hacia el átomo más electronegativo.

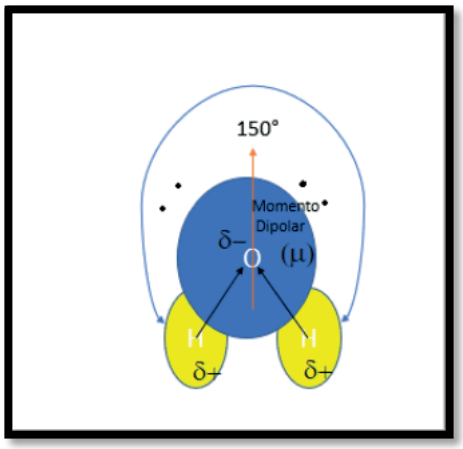
De acuerdo con lo expuesto en páginas anteriores, si la diferencia de electronegatividades es superior a 1.7, se obtiene un enlace iónico que se explica por atracciones electrostáticas y no por orbitales moleculares.

Una magnitud útil para describir la polaridad en un enlace es el momento dipolar eléctrico, el cual hace referencia a una medida de la atracción entre la parte positiva de la unión (d+) y la negativa (d-) debidas a la electronegatividad.

Una de las moléculas más importantes para la vida es el agua y la mayoría de sus propiedades se explican por su polaridad y por su momento dipolar.

7. LA MOLÉCULA DE AGUA, SUS PROPIEDADES Y SU IMPORTANCIA COMO MACRONUTRIENTE BACTERIANO

Figura 21. *Representación de la molécula de agua*



Nota. La forma geométrica atribuida a la molécula de agua tiene especial incidencia en sus propiedades físicas y químicas.

En la molécula de agua cada enlace entre un átomo de hidrógeno y el oxígeno central ocasiona un momento dipolar; la suma vectorial de ellos origina un momento dipolar total de aproximadamente 1,85D (Debye), un valor alto comparativamente con otras moléculas. Esta es una explicación fundamental para la polaridad del agua y para las propiedades químicas, físicas y biológicas que de este valor se derivan.

Tabla 14. *Momentos dipolares de algunas moléculas*

Sustancia	Fórmula	Momento dipolar (D)
Agua	H_2O	1,85
Amoniaco	NH_3	1,49
Dióxido de carbono	CO_2	0
Dióxido de azufre	SO_2	1,61
Tricloruro de Boro	BCl_3	0

Como se observa en la tabla, los valores de los momentos dipolares en las moléculas varían y la razón radica en la geometría molecular. Es el ángulo de enlace, en la estructura del agua, el que explica la polaridad. Si la molécula fuera lineal los dipolos se cancelarían al realizar la suma vectorial y la molécula sería no polar, sus propiedades serían otras y probablemente no afirmaríamos que es esencial para la vida (ver Figura 20).

El ángulo de enlace de 105° se explica por dos razones, primero, la alta electronegatividad del átomo de oxígeno (3,44) y, sumado a ello, la presencia de dos pares de electrones libres rodeándolo, esto hace que el orbital molecular se desplace hacia el núcleo del oxígeno generando el polo negativo muy alto en la molécula, el cual no se compensa totalmente por la electropositividad de los dos átomos de hidrógeno y de allí se origina el momento dipolar (m).

Algunas de las propiedades fisicoquímicas que se derivan de esa polaridad tan alta en el agua son las siguientes (Marín, 2009):

- Alta tensión superficial
- Acción solvente sobre gran gama de compuestos iónicos y covalentes polares.
- Formadora de puentes de hidrógeno, fuerzas intermoleculares, que mantienen las moléculas muy juntas.
- Elevada capacidad calorífica.
- Aumento de volumen al enfriarse.

Teniendo en cuenta las propiedades anteriores, el agua se constituye en un líquido muy preciado para la nutrición de todos los seres vivos y esto incluye a las bacterias; este compuesto se requiere de manera abundante para que ocurran las reacciones metabólicas y además es el constituyente principal del protoplasto bacteriano (Corrales *et al.,* 2008).

De igual manera, el agua facilita el aporte de iones para que ocurran muchas de las reacciones bioquímicas, y adicionalmente, posibilita la formación de puentes de hidrógeno, interacciones energéticas fundamentales en las cascadas de las reacciones bioquímicas.

Tal como se mencionó en el primer capítulo, la actividad del agua a_w, es una propiedad que da cuenta de la adaptabilidad de las bacterias en el medio en el que se encuentran, lo que se convierte en un factor importante para la determinación del crecimiento de estos microorganismos.

8. ATRACCIONES INTERMOLECULARES

Los átomos alcanzan estados energéticos más estables cuando forman las moléculas; sin embargo, estas estructuras neutras pueden presentar atracciones con otras moléculas, estas uniones son mucho más débiles que los enlaces propiamente dichos, pero de vital importancia para comprender los procesos ambientales y fisiológicos.

Fuerzas de Van der Waals. En 1873, Diderick Van der Waals reconoció la existencia de fuerzas débiles atractivas/repulsivas entre las moléculas constituyentes de un gas, y a estas fuerzas se les atribuyeron algunas de las propiedades presentadas por la materia en estado gaseoso.

Las fuerzas de Van der Waals son una clase de fuerzas intermoleculares que se producen entre moléculas neutras, es decir, no cargadas eléctricamente; estas fuerzas permiten contribuir en la explicación de muchas propiedades fisicoquímicas de la materia, tales como viscosidad, tensión superficial, solubilidad, miscibilidad, formación de cristales y estructura de los sólidos; todo esto porque dan cuenta de la cohesión y la adhesión entre moléculas.

Es importante aclarar que estas fuerzas se deben a la interacción intermolecular debido a la fluctuación de la distribución electrónica y por tanto los dipolos resultantes en estas fuerzas pueden ser inducidos o permanentes.

De manera general se conocen tres tipos de fuerzas de Van der Waals: fuerzas de orientación (fuerza de Keesom) entre dipolos permanentes, fuerzas de inducción (fuerza de Debye) entre un dipolo permanente y otro inducido, y, las fuerzas de London o de dispersión.

Las fuerzas de orientación, fuerzas de Keesom, se presentan cuando dos moléculas polares se aproximan la una a la otra y se orientan de tal manera que el polo positivo de una se acerca al polo negativo de la otra (atracción electrostática). De manera cotidiana a estas atracciones se les denomina dipolo-dipolo.

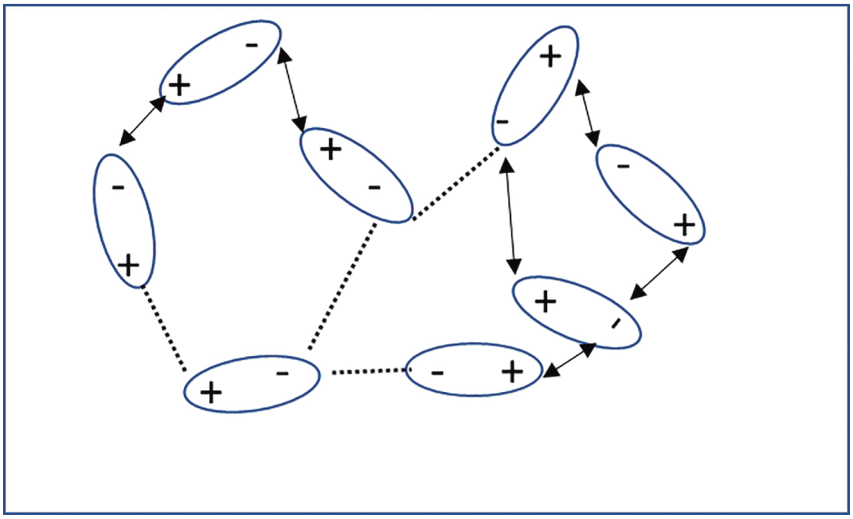
De otra parte, las fuerzas de inducción, fuerzas de Debye, suceden cuando interaccionan una molécula polar con otra no polar. En estos casos, la nube electrónica de la molécula no polar se desplaza dando lugar a un dipolo inducido, generado por la fuerza electronegativa en la molécula polar vecina. De manera cotidiana se denominan dipolo-dipolo inducido.

Las fuerzas de London, o fuerzas de dispersión, se producen entre moléculas no polares y son causadas por la interacción entre los dipolos momentáneos inducidos; debido a que los electrones de una molécula o de un átomo ocasionan un desbalance en la carga de la molécula vecina, induciendo un dipolo y generando una atracción entre dos moléculas inicialmente apolares.

Entre las características químicas generales de las fuerzas de Van der Waals se pueden señalar las siguientes:

- Son fuerzas débiles en comparación con las fuerzas iónicas o covalentes.
- Son fuerzas de corto alcance, es decir, solo actúan a distancias muy cortas entre moléculas.
- Son fuerzas no específicas, es decir, no dependen de la naturaleza química de las moléculas involucradas.
- Son fuerzas que aumentan con la temperatura.

Figura 22. *Representación fuerzas intermoleculares de Van der Waals (dipolo-dipolo)*



Uno de los mecanismos de acción bacteriano se relaciona con la capacidad de estos microorganismos de adherirse a superficies, lo que conlleva en buena parte a explicar su supervivencia y la colonización en entornos con condiciones extremas.

La explicación de dicha adhesión bacteriana, desde la composición molecular, se puede encontrar en las fuerzas de Van der Waals, estas fuerzas permiten que los grupos funcionales que hacen parte de las moléculas que constituyen la membrana bacteriana se unan con los grupos funcionales de la superficie del material por las fluctuaciones electrónicas antes descritas, llegando incluso a la formación de biopelículas y posibilitando mecanismos de resistencia bacteriana.

9. EL CASO PARTICULAR DE LOS PUENTES DE HIDRÓGENO Y SU IMPORTANCIA BIOLÓGICA

Una atracción dipolo-dipolo especialmente fuerte es el denominado puente de hidrógeno, este ocurre cuando el hidrógeno de una molécula se atrae con un átomo altamente electronegativo de otra y establecen el "puente". La alta electronegatividad de elementos como flúor, oxígeno o nitrógeno y el tamaño pequeño del hidrógeno hacen que el desbalance de carga sea muy grande, originando así un dipolo permanente muy fuerte. Este tipo de enlace constituye el más importante tipo de fuerza intermolecular.

Los puentes de hidrógeno no se clasifican dentro de las fuerzas de Van der Waals a pesar de su similitud con las fuerzas tipo Keesom, esto se debe, entre otras cosas, a que la fuerza del puente de hidrógeno es superior y además siempre se forma entre moléculas polares que requieren una orientación específica, por eso se estudian de manera particular.

Los puentes de hidrógeno son fundamentales en los procesos bioquímicos y fisiológicos, debido a que permiten explicar la estabilidad de las estructuras y los mecanismos de las reacciones. A continuación, se señalan algunos casos:

- Posibilitan la estructura terciaria y cuaternaria de las proteínas, lo que es esencial para su función.
- Estabilizan la doble hélice del ADN y la estructura del ARN.
- Permiten la unión de varios grupos funcionales con biomoléculas específicas.
- Posibilitan el reconocimiento molecular entre moléculas, tal es el caso de la unión de anticuerpos y antígenos.
- Participan en la catálisis enzimática facilitando la transferencia de protones.
- Facilitan el transporte de moléculas a través de membranas celulares.

En resumen, los puentes de hidrógeno son fundamentales para explicar la estructura, función y regulación de moléculas biológicas, y su importancia se extiende a diversos procesos celulares y fisiológicos.

Ahora bien, en el caso de los microorganismos, así como las fuerzas de Van der Waals, los puentes de hidrógeno permiten explicar procesos como la resistencia bacteriana debido a su papel en la estabilización de las proteínas e incluso pueden tener injerencia en la virulencia bacteriana.

10. LAS FÓRMULAS QUÍMICAS, UN TEMA IMPORTANTE PARA LOS BACTERIÓLOGOS

Cuando se necesita hacer uso de un compuesto, bien sea en el laboratorio o en el estudio de un proceso bioquímico, es preciso conocer las fórmulas de las sustancias y tener claridad que para la misma molécula existen varios tipos de nomenclatura, pero una sola ***fórmula universal***.

De manera general y como lo hemos venido tratando, los compuestos son sustancias puras constituidos por moléculas y sus fórmulas representan los átomos que las constituyen.

10.1. FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

En ella se indica la proporción más sencilla de los elementos que conforman el compuesto. Por ejemplo:

Agua H_2O

Glucosa CH_2O

Benceno CH

10.2. FÓRMULA MOLECULAR

Este tipo de formula representa la proporción existente de átomos en la molécula. En algunos compuestos donde las proporciones de los átomos son pequeñas, la formula mínima y la molecular son iguales.

Tabla 15. *Fórmulas mínimas y moleculares*

Compuesto	Fórmula mínima	Fórmula molecular
Agua	H_2O	H_2O
Ácido sulfúrico	H_2SO	H_2SO_4
Glucosa	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$
Benceno	CH	CH_4

Nota. Muchos de los compuestos inorgánicos tienen igual proporción de los átomos en los dos tipos de fórmulas.

10.3. Fórmula estructural y electrónica o de Lewis

Esta fórmula se establece teóricamente a partir de la fórmula molecular, en ella se expresa el tipo de enlace entre los átomos y su distribución espacial; ahora bien, la de Lewis, es una formula estructural en la que además se representan los electrones que participan en los enlaces.

-Ejemplos de cálculos de fórmulas a partir de masas

Calcular cuál es la fórmula empírica de un compuesto que posee 37,87 gramos de arsénico y 12,13 gramos de oxígeno.

La información entregada reporta masas de los elementos constituyentes, lo que se requiere primero es determinar la proporción de cada componente en la molécula; por tanto, el dato que se requiere es el número de moles de cada elemento, esta es la razón por la cual se divide la masa de cada elemento por la masa mol.

Moles de As = $\frac{37{,}87\,g}{74{,}92\,g/mol}$ = 0,50 moles de As

Moles de O = $\frac{12{,}13\,g}{15{,}99\,g/mol}$ = 075 moles de O

Ahora se requiere hallar la relación mínima entre estas moles y por ello se procede a dividir por el menor número:

Relación molar para el As= $\frac{0{,}50}{0{,}50}$ = 1

Relación molar para el O= $\frac{0{,}75}{0{,}50}$ = 1,5

La relación sería: AsO1,5

Sin embargo, la proporción entre los números debe ser entera y por esto se debe multiplicar por dos, quedando como resultado para la formula mínima:

As_2O_3 Trióxido de diarsénico

En otro ejemplo se tiene:

Un indicador importante para determinar la presencia de algunos microorganismos en las muestras de suelos es el metano. Si en una muestra se obtuvieron los siguientes porcentajes de cada elemento: C=12,01% y H=4,004%. Determine si se encuentra o no el compuesto presente en la muestra.

La composición porcentual se puede expresar en forma de gramos:

En 100 gramos se encuentran: 12,01 g de C y 4,004 g de H

Se expresa la masa en moles para cada elemento

Moles de C= $\frac{12,01g}{12,01g/mol}$ = 1 mol de C

Moles de H= $\frac{4,004g}{1,001g/mol}$ = 4 moles de H

Se establece la relación molar dividiendo por el número menor y se obtiene:

CH_4; en la muestra sí hay presencia de metano

Ahora bien, para establecer la fórmula molecular de un compuesto se necesitan dos datos: la formula mínima y la masa mol, debido a que la formula molecular es un múltiplo de la mínima o empírica.

Ejemplo:

¿Cuál será la fórmula molecular para un compuesto cuya fórmula mínima es $AlCl_3$, si su masa es 267g/mol?

Cálculo de la masa de la fórmula mínima

Al= 26,98 g/mol

Cl= 35,45 g x 3 = 106,35 g/mol

Masa = 133,33 g/mol

Cálculo del múltiplo entre la fórmula mínima y la molecular

$$k=\frac{267g}{133,33g}= 2,00255 = 2$$

F molecular= 2(fórmula mínima)

F molecular = Al_2O_6

11. FUNCIONES QUÍMICAS Y SU IMPORTANCIA PARA LOS BACTERIÓLOGOS

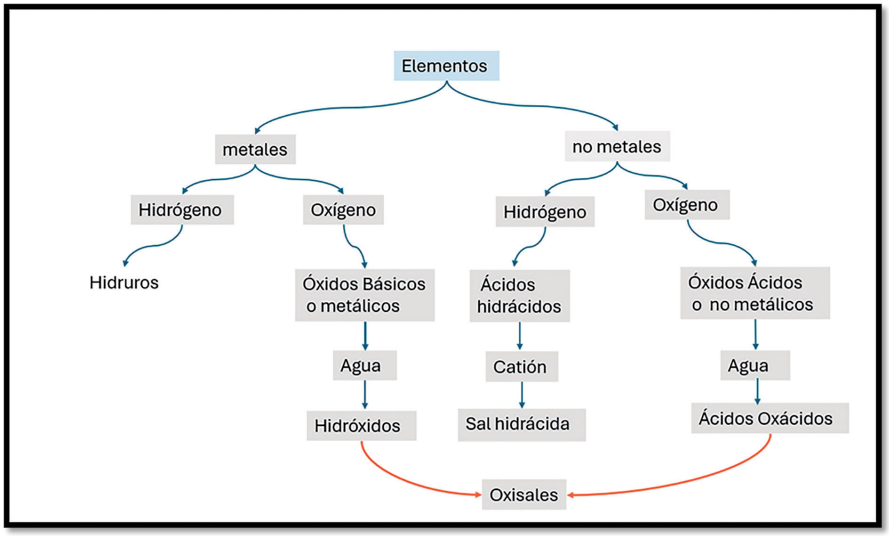
Los compuestos químicos se clasifican en funciones y así pueden estudiarse de una mejor manera; de esta clasificación depende la forma como se nombran las sustancias, además conocer las funciones implica un aprendizaje con mayor sentido de la nomenclatura.

El organismo encargado en liderar las normas y reglas en la nomenclatura para los diferentes compuestos químicos es la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada- por sus siglas en inglés); haciendo uso de esta sistemática se asegura un lenguaje universal para la comunicación en ámbitos científicos, dicha información se puede consultar de manera libre en la revista IUPAC, *Pure and Applied Chemistry* (*PAC*), en las guías breves de nomenclatura y el Libro Rojo (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada [IUPAC], 2022)

Para el caso específico de los bacteriólogos y laboratoristas clínicos, identificar los compuestos y saber a cuál función corresponden les agiliza su trabajo práctico y les permite inferir, en caso de no contar con un reactivo, por cuál otra sustancia lo podrían reemplazar.

De otra parte, conocer la nomenclatura general de los compuestos químicos facilita el aprendizaje de la bioquímica y la interpretación tanto de las reacciones como de los mecanismos de estas.

Figura 23. *Funciones en química inorgánica*

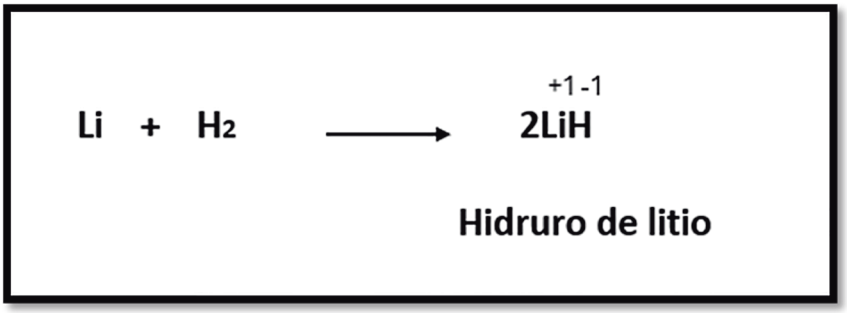


11.1. FUNCIÓN HIDRURO

Los hidruros son compuestos que están conformados por hidrógeno y un metal; por lo tanto, al hidrógeno se le asigna el estado de oxidación (carga aparente) -1.

Ejemplos:

Hidruro de litio



Hidruro de magnesio

$$Mg + H_2 \longrightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-1}{H_2}$$

Hidruro de magnesio

Como se puede observar, las cargas aparentes (estados de oxidación) se asignan de tal manera que el compuesto resultante queda neutro.

Cuando el metal tiene más de un estado de oxidación (caso frecuente en los metales de transición), se requiere diferenciar los hidruros resultantes a través de la nomenclatura. Tres tipos de nombres se presentan a continuación:

$FeH_2 \longrightarrow$ **Dihidruro de Hierro; Hidruro de Hierro (II); Hidruro Ferroso**

$FeH_3 \longrightarrow$ **Dihidruro de Hierro; Hidruro de Hierro (II); Hidruro Ferroso**

El primer nombre corresponde al sistemático o IUPAC, el segundo al stock y el tercero es el tradicional, este último merece especial interés debido a que muchos datos se reportan utilizando estos nombres tradicionales y además algunos reactivos (en laboratorios) se rotulan haciendo uso también de la nomenclatura tradicional.

11.2. Función ácido hidrácido

Los compuestos que constituyen esta función se obtienen por la reacción entre el hidrógeno y un elemento no metálico (específicamente de los grupos VIA (16) o VII A (17)).

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2HCl$$

Cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico

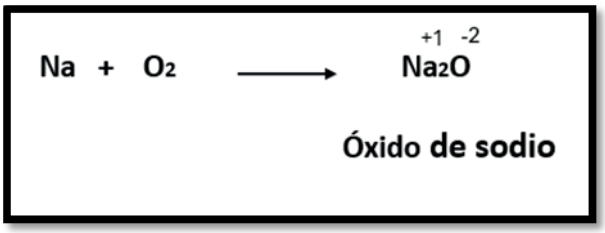
El primer nombre corresponde al asignado por la IUPAC y el segundo (y más conocido) es el nombre común o tradicional.

Todos estos ácidos son compuestos binarios, en los que no hay presencia de oxígeno, pero sí de hidrógenos que se liberan en solución acuosa, lo que les otorga el carácter ácido.

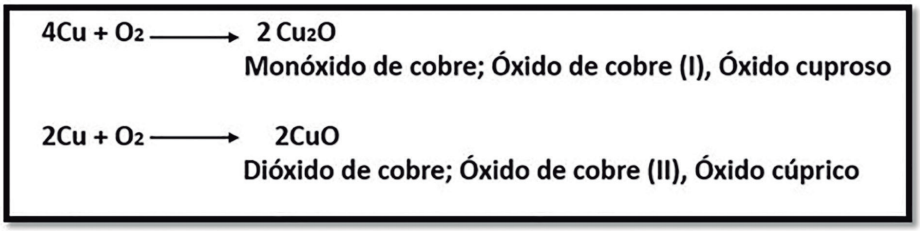
11.3. FUNCIÓN ÓXIDO

Los óxidos se obtienen por la reacción del oxígeno con cualquier elemento, existen dos grupos de estos elementos: los óxidos básicos y los óxidos ácidos.

Óxidos básicos: resultan de la combinación de un metal con el oxígeno.

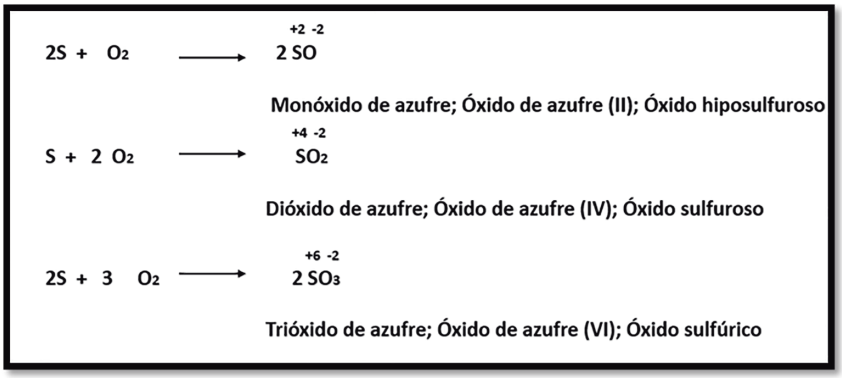


Para nombrar un óxido básico o metálico se escribe el nombre de la función óxido, seguida del nombre del metal. Ahora bien, en el caso que el metal tenga más de un estado de oxidación, como ocurre usualmente con los de transición, se tiene en cuenta lo siguiente:



Claramente, la primera forma de nombrarlo corresponde a la asignada por la IUPAC; sin embargo, para los óxidos prevalece bastante la nomenclatura tradicional con terminaciones oso e ico (para el menor y el mayor estado de oxidación, respectivamente).

Óxidos ácidos: resultan de la combinación de un no metal con el oxígeno.



Los no metales pueden formar enlaces de tipo covalente con el oxígeno, en estas moléculas el elemento puede tener tres o más estados de oxidación, mientras que el oxígeno conserva su estado de oxidación de -2.

Por lo anterior, la nomenclatura tradicional para los óxidos utiliza varios prefijos y sufijos, que se pueden sintetizar en la siguiente tabla:

Tabla 16. *Sufijos y prefijos en la nomenclatura de los óxidos*

Cantidad de números de oxidación	Nivel	Prefijo	Sufijo	Ejemplo
1	No	No	No	Óxido de litio
2	Menor	NO	Oso	Óxido férrico
	Mayor	NO	Ico	Óxido ferroso
3	Mínimo	HIPO	Oso	Óxido hiposulfuroso
	Medio	NO	Oso	Óxido sulfuroso
	Mayor	NO	Ico	Óxido sulfúrico
4	Mínimo	HIPO	Oso	Óxido hiposulfuroso
	Medio	NO	Oso	Óxido sulfuroso
	Mayor	NO	Ico	Óxido sulfúrico
	Superior	PER	Ico	Óxido persulfúrico

Nota. En caso de que el átomo no tenga sino un estado de oxidación no se hace uso de sufijos ni prefijos y se nombra solo con la función.

Por la complejidad en la memorización de sufijos y prefijos, se sugiere usar la nomenclatura sistemática que alude a la relación y a la proporción de los átomos en el compuesto.

11.4. FUNCIÓN HIDRÓXIDO

Los hidróxidos se forman cuando reacciona un óxido básico con agua. En el curso de la reacción, por efecto de la electropositividad del metal, el agua se disocia en grupos hidroxilo (OH^{-1}) e hidrogeniones (H^{+1}). Los hidroxilos con estado de oxidación -1 son atraídos por los metales y así se originan los compuestos, que se caracterizan porque en soluciones acuosas liberan estos iones y causan un aumento en el pH de la muestra.

$\overset{+1\ -2}{Na_2O} + H_2O \longrightarrow \overset{+1\ -1}{NaOH}$

Hidróxido de sodio

$\overset{+2\ -2}{CaO} + H_2O \longrightarrow \overset{+2\ -1}{Ca(OH)_2}$

hidróxido de calcio;

$\overset{+2\ -2}{FeO} + H_2O \longrightarrow \overset{+2\ -1}{Fe(OH)_2}$

Dihidróxido; hidróxido de hierro (II); hidróxido ferroso

$\overset{+3\ -2}{FeO} + H2O \longrightarrow \overset{+3\ -1}{Fe(OH)_3}$

Trihidróxido; hidróxido de hierro (III); hidróxido ferroso

Con relación a la nomenclatura, se observa la asignación de nombres en los sistemas IUPAC, stock y tradicional.

11.5. FUNCIÓN ÁCIDO OXÁCIDO

Cuando el agua reacciona con un óxido proveniente de un elemento no metálico, la molécula no se rompe, sino que por el contrario ocurre una reacción de adición o hidratación.

$\overset{+1\ -2}{ClO} + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_2 \longrightarrow HClO$ ácido hipocloroso

$\overset{+3\ -2}{Cl_2O_3} + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_4 \longrightarrow HClO_2$ ácido cloroso

$\overset{+5\ -2}{Cl_2O_5} + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_6 \longrightarrow HClO_3$ ácido clórico

$\overset{+7\ -2}{Cl_2O_7} + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_8 \longrightarrow HClO_4$ ácido perclórico

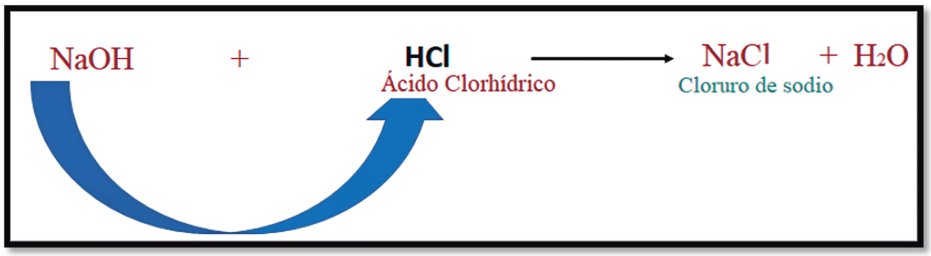
Como se observa en las ecuaciones anteriores, se producen ácidos ternarios con presencia de oxígeno; la nomenclatura que más se utiliza para este tipo de compuesto es la tradicional.

11.6. Función sal

Uno de los mecanismos de reacción por el cual se obtienen sales se denomina neutralización, proceso que ocurre por la combinación entre un ácido (oxácido o hidrácido) con una base o hidróxido, liberando agua y equilibrando los iones hidroxilo con los hidrogeniones.

11.6.1. Sales haloideas

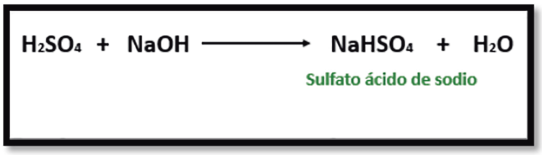
Estos compuestos se forman cuando la neutralización se lleva a cabo entre un ácido hidrácido y un hidróxido.



Estas sales tienen gran importancia biológica y se nombran cambiando la terminación hídrico del ácido inicial por "uro" para indicar la formación de la sal neutra.

11.6.2. Oxisales o sales oxácidas

Son compuestos que resultan de la neutralización, pero el ácido reactivo no es hidrácido sino oxácido, lo cual implica que puede tener más de un hidrógeno en su estructura y, por tanto, se pueden obtener dos tipos de sales, unas neutras y otras ácidas. En las primeras, todos los hidrógenos son reemplazados durante la reacción mientras que en las segundas los hidrógenos que no son reemplazados se liberan en solución y a esto se debe el carácter ácido.



Mientras que si se sustituyen todos los hidrógenos en una neutralización completa se obtiene una sal neutra.

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Sulfato de sodio

Con relación a la nomenclatura, para las sales oxácidas se nombran el anión y el catión del compuesto en ese orden; asignando para el primero el sufijo "ato", cuando proviene de un ácido con el mayor estado de oxidación, e "ito" cuando se origina a partir del ácido con menor estado de oxidación, conservando los prefijos previamente mencionados.

12. REACCIONES QUÍMICAS

Según el tipo de transformación que ocurre en la estructura de la materia, se pueden considerar los tipos de reacciones que se listan a continuación y que se pueden representar en ecuaciones químicas generales.

12.1. REACCIONES DE SÍNTESIS O DE CONDENSACIÓN

Corresponden a las reacciones en las que las sustancias puras iniciales (elementos o compuestos) se combinan para originar una sustancia nueva pura, con la consecuente liberación de energía.

Como ejemplo de lo anterior, existen procesos como la oxidación de los elementos químicos y la formación de ácidos oxiácidos.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

Óxido de magnesio

$$Cl_2O + H_2O \longrightarrow HClO$$

Ácido hipocloroso

12.2. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

De manera general, se pueden describir como los procesos inversos a las síntesis; en este tipo de reacciones a partir de una sustancia pura se obtienen dos o más nuevas sustancias con la consecuente ruptura de enlaces que conlleva a la liberación de energía.

En esta clasificación se pueden citar procesos tales como la electrolisis del agua.

$$H_2O \xrightarrow{\text{Electricidad}} H_2 + O_2$$

13. REACCIONES DE SUSTITUCIÓN

En este tipo de procesos se tiene una sustancia pura elemental y un compuesto, el proceso consiste en que el elemento sustituye a uno de los elementos constituyentes del compuesto, originando como productos un nuevo compuesto acompañado del elemento que fue sustituido (si este corresponde a un gas a temperatura ambiente, no olvidar que debe escribirse con subíndice 2, que indica su presentación molecular.

$$Mg + HCl \longrightarrow \underset{\text{Cloruro de magnesio}}{MgCl} + H_2$$

$$\underset{\text{Nitrato de plata}}{Cu + AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{Nitrato cuproso}}{CuNO_3} + Ag$$

En el primer ejemplo, se observa la sustitución de hidrógeno por el magnesio debido a la baja electronegatividad del metal y originando como productos el cloruro de magnesio y el gas hidrógeno.

En el segundo caso, se tiene una sal (nitrato de plata) que reacciona con el metal cobre; debido a la actividad química que tiene el cobre, este desplaza a la plata y la sustituye, originando como resultado de la reacción una nueva sal: el nitrato cuproso junto con la plata libre.

13.1. Reacciones de intercambio o doble sustitución

Los mecanismos de estas reacciones se caracterizan porque en ellas participan como reactivos dos compuestos, dentro de las moléculas de uno de ellos se encuentra un átomo con alta electronegatividad que ataca a la zona más electropositiva del otro compuesto, ocasionando un intercambio de elementos en el que se mantiene una parte del compuesto intacto (en las sales generalmente el anión).

$$HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

Cloruro de calcio

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + HF$$

Cloruro de calcio Sulfato de calcio Ácido fluorhídrico

En la primera reacción, el metal (Ca) ataca al hidrógeno y lo desplaza de la molécula de hidróxido, ocasionando que estos dos grupos se atraigan por sus diferencias de carga electrostática y den lugar al agua como producto; además debido al intercambio directo se forma el cloruro de calcio.

En la segunda reacción los productos del intercambio son: sulfato de calcio y ácido fluorhídrico.

14. ALGUNAS REACCIONES EN EL CONTEXTO MICROBIOLÓGICO

La obtención de energía requerida en procesos de nutrición, la necesidad de construcción de moléculas complejas que pueden ser servir como reservorios energéticos, y la cantidad de reacciones que se observan en los diferentes ciclos bioquímicos, para los diferentes organismos vivos, pueden ser interpretados de una manera más certera si se reconocen los tipos de reacción que ocurren en estos procesos.

En bioquímica, los mecanismos que explican la obtención de energía en forma de ATP son numerosos y se encuentran relacionados, en su gran mayoría, con reacciones de descomposición.

Las bacterias anaerobias, por ejemplo, obtienen su energía a partir de un proceso de digestión que incluye una fase de fermentación, en este tipo de organismos el proceso ocurre *maravillosamente* en ausencia de oxígeno; estos microorganismos utilizan como insumos polisacáridos, aminoácidos o glicerol y a partir de ellos se pueden activar rutas de fermentación diferentes como son: alcohólica, láctica y acética (CORRALES, 2015).

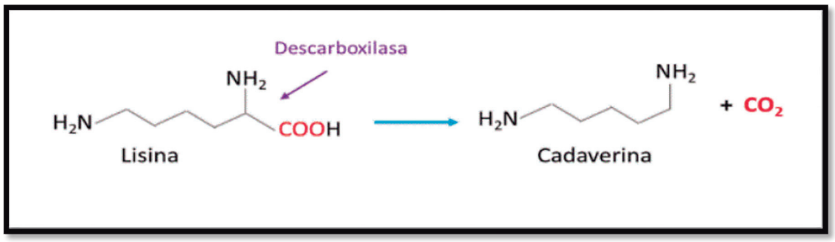
14.1 REACCIÓN DE FERMENTACIÓN ALCOHÓLICA, UNA REACCIÓN DE DESCOMPOSICIÓN

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow CH_3CH_2OH + 2CO_2 + 2\ ATP$$

Glucosa Etanol

En otro ámbito, algunas bacterias pueden propiciar reacciones de descarboxilación de aminoácidos, como por ejemplo la lisina, en este proceso específico se obtiene un compuesto orgánico de olor putrefacto que corresponde a una amina, denominada cadaverina (Caycedo *et al.,* 20)

14.2. Reacción de descarboxilación de la lisina



Otros mecanismos interesantes que se pueden relacionar directamente con las reacciones mediadas por bacterias son los procesos de biosíntesis, en ellos se alcanza la construcción de moléculas complejas a partir de sustancias puras más sencillas, estas moléculas que se sintetizan pueden ser utilizadas como reservorios energéticos debido a la energía que se encuentra dentro de sus enlaces químicos (tal es el caso de la molécula de ATP). En el contexto bioquímico, estos mecanismos anabólicos y endotérmicos se denominan endergónicos (Montoya, 2008).

15. LAS ECUACIONES QUÍMICAS

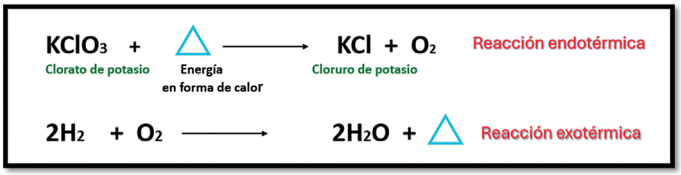
El curso de los cambios químicos y la formación o ruptura de enlaces se representan en forma de ecuaciones, las cuales se rigen principalmente por la ley de conservación de la materia.

Las sustancias a partir de las cuales se da inicio al cambio químico se denominan reactivos, y las que resultan luego del proceso se denominan productos.

En el contexto bacteriano, las ecuaciones químicas permiten entender mejor los mecanismos de las reacciones metabólicas que ocurren en dichos microorganismos, y además brindan información relevante sobre cómo ocurren los procesos de colonización e infección que pueden llegar a desencadenar patologías importantes.

En las ecuaciones químicas, además de aparecer reactivos y productos se puede indicar la presencia de catalizadores, que inciden directamente en la disminución de la energía de activación y por tanto del tiempo de reacción, en el caso bioquímico este es un papel que desempeñan las enzimas.

De igual manera, se puede representar el flujo de energía en el proceso indicando la absorción o liberación de esta.



16. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA (LEY DE LAVOISER)

Partiendo de los presupuestos de la termodinámica, la ley de conservación de la materia y las demás leyes ponderales, cuando se representa un proceso químico en una ecuación la masa neta del proceso se debe conservar y, por tanto, las especies químicas de reactivos y productos matemáticamente también deben conservarse, este equilibrio se logra con la igualdad en los coeficientes de las sustancias denominados coeficientes estequiométricos.

De manera general, se puede afirmar que el número de átomos de cada elemento antes y después de la flecha debe ser el mismo.

16.1. ¿POR QUÉ ES IMPORTANTE QUE UN BACTERIÓLOGO BALANCEE ECUACIONES QUÍMICAS?

La principal respuesta a esta pregunta se relaciona con los cálculos que, a partir de diferentes ecuaciones químicas, se deben realizar a lo largo de la vida como estudiante y como profesional.

La preparación de soluciones en el laboratorio, el uso de reactivos para medios de cultivo y los cálculos que se necesitan en ensayos dentro de procesos de investigación son algunas de las actividades que requieren manejo de la proporcionalidad química y, por tanto, cálculos estequiométricos que hacen uso de los coeficientes de las ecuaciones.

Si se parte de ecuaciones no balanceadas, los factores de conversión que se construyan acarrean cálculos equívocos.

16.2. MÉTODO PARA BALANCEAR ECUACIONES POR ENSAYO Y ERROR

También se le denomina el método de tanteo, se basa en el cálculo de los coeficientes mediante pruebas, hasta alcanzar el equilibrio entre las especies químicas entrantes y salientes.

El procedimiento que se suele emplear es el siguiente:

- Se equilibran los metales.
- Se balancean los no metales.
- Se equilibran los hidrógenos y por último los oxígenos, haciendo uso del agua (si se produce en la reacción).

Finalmente se verifica que se cumpla con la ley de la conservación.

Ejemplo:

$$Al(OH)_3 + HNO_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 + H_2O$$

Si se observa, se encuentran desbalanceados el nitrógeno, el oxígeno y el hidrógeno. Como el metal (aluminio) está balanceado, se procede con el nitrógeno y se amplifica por 3 el ácido nítrico:

$$Al(OH)_3 + 3\,HNO_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 + H_2O$$

Se verifican los hidrógenos:

$$Al(OH)_3 + 3\,HNO_3 \longrightarrow Al(NO_3)_3 + 3\,H_2O$$

Se le asigna un coeficiente 3 al agua y así se balancean los hidrógenos y simultáneamente se equilibran los oxígenos con el agua.

Ejemplos:

$$\mathbf{Fe + CO_2 \rightarrow Fe_2O_3 + CO_2}$$

El balance de átomos de Fe no es correcto, así que aumenta el coeficiente de Fe:

$$\mathbf{2Fe + CO_2 \rightarrow Fe_2O_3 + CO}$$

El balance de átomos de oxígeno no es correcto, así que se aumenta el coeficiente de CO2 y se ajusta el del monóxido:

$$2Fe + 3CO_2 \rightarrow Fe_2O_3 + 3CO$$

La ecuación ahora está balanceada.

Ejemplo 2:

$$Fe + HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2$$

El balance de átomos de Cl no es correcto, así que aumenta el coeficiente de HCl:

$$Fe + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + H_2$$

Como se puede observar el metal queda balanceado, pero la proporción entre los hidrógenos requiere un coeficiente decimal, entonces se coloca provisionalmente este número y luego se amplifica toda la ecuación por el número 2, para que todos los coeficientes sean enteros.

$$Fe + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 1{,}5\ H_2$$

$$2Fe + 6HCl \rightarrow 2\ FeCl_3 + 3\ H_2$$

Así toda la ecuación queda balanceada.

La mayoría de las ecuaciones pueden ser balanceadas por tanteo; sin embargo, hay procesos en los que las cargas de los iones (pérdida y ganancia de electrones) se constituyen en un factor determinante en el curso de la reacción.

Este tipo de procesos se denominan reacciones de oxidación y reducción comúnmente denominadas *rédox*. El método de balanceo que de allí se deriva tiene como punto de partida la relación y el equilibrio entre electrones ganados y perdidos durante el proceso.

La oxidación y la reducción son procesos dependientes, el primero hace referencia a la pérdida de electrones en el transcurso de la reacción, y el segundo, a la ganancia de estas cargas.

Como se estableció anteriormente, los metales son elementos muy electropositivos y, por lo tanto, en ellos hay tendencia a la oxidación, es decir, a la pérdida de electrones, con la consecuente formación de cationes que se refleja en el aumento del número de oxidación.

Ejemplo:

El calcio se oxida aumentando su número de oxidación de cero a +2, por la pérdida de dos electrones.

Ahora bien, esa oxidación en el calcio puede ocasionar simultáneamente un proceso de reducción (ganancia de electrones) en el otro elemento.

En la ecuación se observa el balanceo de cargas, los dos electrones que pierde el calcio son ganados por el no metal (azufre), elemento que pasa de un estado de oxidación superior a uno inferior por la ganancia de electrones, es decir, se reduce.

La formación del sulfuro de calcio es un proceso de oxido-reducción.

En este tipo de reacciones, puede aplicarse el método de balanceo rédox, el cual parte de la estimación del número de oxidación para cada átomo constituyente de reactivos y productos, atendiendo las siguientes consideraciones:

- La molécula de cada compuesto es eléctricamente neutra, la suma de los estados de oxidación debe ser igual a cero.
- A todo elemento que se encuentre libre se le asigna por estado de oxidación el cero.
- Con muy pocas excepciones, la carga asignada para el hidrógeno es +1 y para el oxígeno -2.
- De manera general los elementos alcalinos tienen estado de oxidación +1 y los halógenos -1.

Teniendo claras las cargas, se establece si hubo cambios en las mismas durante la reacción y con base en ello se determina si ocurrió de manera simultánea un proceso rédox.

Ejemplo: verificar si la siguiente reacción es de óxido-reducción

$$KMnO_4 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + KCl + Cl_2 + H_2O$$

-Determinación de los números de oxidación:

$$\overset{+7}{K}\overset{+2}{Mn}\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \longrightarrow \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{+1}{K}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

El manganeso pasa de +7 a +2 (gana 5 electrones, se reduce)

El cloro pasa de -1 a 0 (pierde 1 electrón, se oxida)

La base teórica del método del balanceo se sustenta en que el número de electrones ganados y perdidos deben ser iguales, entonces, se tienen las siguientes semirreacciones:

$$\overset{+7}{Mn} + 5e \longrightarrow \overset{+2}{Mn}$$

$$\overset{-1}{Cl_2} - 2e \longrightarrow \overset{0}{Cl}$$

La variación en carga para el manganeso es de 5 electrones que se ganan y el cambio para el cloro es de 2 electrones que se pierden para equilibrar las cargas, se intercambian los valores en las semirreacciones así:

$$2(\overset{+7}{Mn} + 5e \longrightarrow \overset{+2}{Mn})$$

$$5(\overset{-1}{Cl_2} - 2e \longrightarrow \overset{0}{Cl})$$

$$2\overset{+7}{Mn} + 10e \longrightarrow 2\overset{+2}{Mn}$$

$$5\overset{-1}{Cl} - 10e \longrightarrow \overset{0}{Cl}$$

$$2Mn + 5Cl \longrightarrow 2Mn + 5Cl$$

Los coeficientes que resultan se asignan también como coeficientes en las moléculas que corresponden en la ecuación inicial así:

$$2KMnO_4 + 5HCl \longrightarrow 2MnCl_2 + KCl + 5Cl_2 + H_2O$$

Se verifica y se termina el balanceo por tanteo:

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2 + 8\,H_2O$$

Ejemplos:

$$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn\,(NO_3)_2 + H_2$$

Identificación del proceso de óxido-reducción:

- Zn se oxida porque pasa de estado de oxidación 0 a +2; pierde dos electrones.
- N se reduce porque pasa de estado de oxidación +5 a +3; gana dos electrones.

Ajuste de carga en los compuestos que tienen estos elementos

$$3Zn + 2HNO_3 \rightarrow Zn\,(NO_3)_2 + H_2$$

Se termina el proceso por tanteo:

$$3Zn + 6HNO_3 \rightarrow 3\,Zn\,(NO_3)_2 + 3H_2$$

Ejemplo 2:

$$Cr + O_2 \rightarrow Cr_2O_3$$

Identificación del proceso de óxido-reducción:

- Cr se oxida porque pasa de estado de oxidación 0 a +3; pierde tres electrones.
- O se reduce porque pasa de estado de oxidación 0 a -2; gana dos electrones.

Ajuste de carga en los compuestos que tienen estos elementos

$$2Cr + 3O_2 \rightarrow Cr_2O_3$$

Se termina el proceso por tanteo:

$$4Cr + 3\,O_2 \rightarrow 2Cr_2O_3$$

16.3. IMPORTANCIA DE LAS REACCIONES RÉDOX EN LA MICROBIOLOGÍA

Las reacciones de óxido-reducción tienen importancia relevante en la explicación de diferentes procesos biológicos y metabólicos, debido al equilibrio de electrones que implican y a la energía que se asocia a esos procesos; en ese contexto, conjuntos de reacciones como glucolisis, respiración celular y fosforilación oxidativa son ejemplos prácticos de procesos rédox en bioquímica.

Ahora bien, a nivel microbiológico, las reacciones de óxido-reducción se encuentran en diferentes procesos en los que son partícipes las bacterias y a partir de los cuales se producen varios ciclos geoquímicos importantes.

Existe una propiedad fisicoquímica que da un indicio del flujo de electrones en un medio, este es el potencial rédox. De acuerdo con GUERRERO *et al.* (2005), esta medida fisicoquímica es un factor que influye de manera significativa en el crecimiento bacteriano, situación que ha desencadenado múltiples investigaciones que tienen por objeto dilucidar los mecanismos de reacción y la adaptabilidad de las bacterias.

17. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

A partir de las reacciones químicas balanceadas se pueden obtener datos como cantidades de reactivos que se requieren para llevar a cabo el proceso, reactivo límite de la reacción y pureza, entre otros.

Estos datos se pueden extrapolar a la estequiometría bacteriana, en estos bioprocesos las bacterias se convierten en los "espacios" en los que suceden las reacciones (CASTAÑEDA, 2019).

El primer paso para dilucidar estos interrogantes es la lectura de la ecuación, en dos vías: atómica y molar.

Si se tiene la ecuación:

$$Ca(OH)_2 + 2\,HClO_4 \longrightarrow Ca(ClO_4)_2 + 2\,H_2O$$

- A nivel atómico expresa lo siguiente:

1 molécula de hidróxido de calcio reacciona con dos moléculas de ácido perclórico y producen 1 molécula de perclorato de calcio y dos moléculas de agua.

- A nivel molar, expresa lo siguiente:

1 mol de hidróxido de calcio reacciona con dos moles de ácido perclórico y producen 1 mol de perclorato de calcio y dos moles de agua.

Esta última relación es el vínculo estequiométrico que permite calcular masas y cantidad de partículas.

17.1. Ejemplos

1. En un agua residual se ha calculado una cantidad de biomasa que reacciona en presencia de oxígeno de la siguiente forma:

$$C_{10}H_{19}O_4N + 12\ O_2 \rightarrow 10\ CO_2 + 8\ H_2O + NH_3$$

2. Determine la cantidad en milimoles de CO_2 que se obtienen a partir de 10 g de biomasa.

$$10g\ de\ C10H19O4N\left(\frac{1mol}{217g}\right) * \left(\frac{10molCO2}{1mol}\right) * \left(\frac{1000mmol}{1molCO2}\right) = 480{,}83\ mmol\ de\ CO2$$

3. Algunos microorganismos pueden utilizar como fuente de carbono el ácido fórmico o metanoico. En la siguiente reacción se muestra la obtención de agua y dióxido de carbono a partir de dicho reactivo. Calcular cuántos microgramos de dióxido de carbono se obtienen a partir de 6,35 milimoles de ácido.

$$2\ CH_2O_2 + O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$$

$$6{,}35mimoles\ de\ ácido * \left(\frac{1mol\ ácido}{1000mmol}\right) * \left(\frac{2\ mol\ CO2}{2\ mol\ de\ ácido}\right)\left(\frac{44g}{1\ mol\ de\ CO2}\right) * \left(\frac{1000000\mu g}{1g}\right) = 279.400\mu g\ de\ CO2$$

Como se anotó previamente, algunas bacterias poseen enzimas que catalizan reacciones de descarboxilación de algunos aminoácidos, tal es el caso de las enterobacterias y las aeromonas. En estos procesos se produce el compuesto1,5-pentanodiamina (cadaverina), el cual es clave en la bioquímica forense.

4. Determinar la cantidad en moles de cadaverina que se obtiene a partir de $5{,}063*10^{21}$ moléculas de lisina.

$$5{,}063 * 10^{21} moléculas\ de\ lisina * \frac{1 mol\ de\ lisina}{6{,}023 * 10^{23} moléculas\ de\ lisina} * \frac{1\ molcadaverina}{1 molde\ lisina} = 3{,}000 * 10^{3} moléculas\ de\ cadaverina$$

18. EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Forme los siguientes cationes, realice el proceso indicando si ocurre por potencial de ionización o por afinidad electrónica y establezca si el ion alcanza o no Configuración de Gas Noble (CGN).

   $Z=3^{+1}$, $Z=20^{-2}$, $Z=17^{-1}$ y $Z= 15^{-3}$

2. Forme los iones más estables para los micronutrientes Mg, S, N, establezca la carga y si el proceso ocurre por afinidad electrónica o por potencial de ionización.
3. El agua es una molécula polar, explique las posibles interacciones que pueden ocurrir entre el agua y una molécula apolar.
4. Haciendo uso de los valores de la electronegatividad y los números atómicos, escoja 6 parejas de átomos de la tabla periódica y realice lo siguiente:

   a. La distribución electrónica
   b. La estructura de Lewis
   c. Los estados de oxidación para cada átomo en el compuesto
   d. Los enlaces iónicos o covalentes
   e. Las nuevas configuraciones

5. Algunos de los micronutrientes más importantes son los metales alcalinos y alcalinotérreos, forme con cada uno de ellos compuestos que pertenezcan a la función óxido y a la función hidróxido y asígneles el nombre según la IUPAC.
6. Repita el procedimiento del punto anterior con los elementos halógenos.
7. En los medios de cultivo se requiere un gran número de sales que aportan nutrientes a las bacterias, forme 5 sales oxácidas en las que el catión sea un metal de transición y el anión esté formado por oxígeno y un no metal del grupo VIA.

8. Por la intervención de las bacterias, algunos aminoácidos pueden descarboxilarse y formar aminas, consulte dos de estas reacciones y señale en ellas el grupo carboxilo.
9. La glucolisis es un proceso que incluye múltiples reacciones de oxidación, consúltelas.

REFERENCIAS

Caycedo, L., Corrales, L. y Suárez, D. (2021). Las bacterias, su nutrición y crecimiento: una mirada desde la química. *Nova*, *19*(36), 49-94. .https://doi.org/10.22490/24629448.5293

Corrales, L., Antolínez, D., Bohórquez, J. y Corredor, A. (2015). Bacterias anaerobias: procesos que realizan y contribuyen a la sostenibilidad de la vida en el planeta. *Nova*, *13*(24), 55-81. http://www.scielo.org.co/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S1794-24702015000200007&lng=en&tlng=es.

Corrales, L., González, P. y Ávila, S. (2008). *Conceptos básicos de microbiología*. Sello Editorial Universidad Colegio Mayor de Cundinamarca.

Estévez, C., Blas A. y Claro, M. (2012). Revisión teórica de los conceptos de enlace iónico y covalente y clasificación de las sustancias. *Revista Cubana de Química*, *24*(1), 10-18. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=443543725002

Guerrero, S.A., Miglietta, H.F. y Martínez, R.A. (2005). Efecto del potencial rédox sobre los parámetros del cultivo de Trypanosoma cruzi desarrollado en medio líquido agitado. *Revista Argentina de Microbiología*, *37*(4),165-168. https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=213016800001

International Union Of Pure and Applied Chemistry (1 de octubre de 2022). Periodic Table of Elements. https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/

Marín, B. (2009). *Manual de química del agua, teoría y práctica.* Editorial Unimagdalena.

Montoya., H. (2008). *Microbiología básica para el área de la salud y afines.* 2a ed. Editorial Universidad de Antioquia.

Salas, G. y Ramírez, J. (2010). Iónico, covalente y metálico. *Educación química*, *21*(2), 118-125. http://www.scielo.org.mx/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0187-893X2010000200003&lng=.es&tlng=es.

Capítulo 4. Solubilidad, una propiedad importante para comprender lo micro

1. INTRODUCCIÓN

Como se trató en el primer capítulo de este texto, la solubilidad es una propiedad física de la materia, la cual se manifiesta cuando las partículas de dos o más sustancias diferentes se mezclan de tal forma que, aunque no hay reacción química, sí hay una interacción que da lugar a que la solución o disolución resultante se presente en una sola fase.

Se puede afirmar que la solubilidad es una propiedad de la materia a la que los estudiantes de ciencias de la salud deben dedicar un espacio importante dentro de su formación, debido principalmente a que los líquidos fisiológicos son en esencia soluciones, y, por tanto, el funcionamiento de los sistemas que conforman va a depender en gran medida de las propiedades de dichas mezclas homogéneas.

Temas como presiones osmóticas, osmolaridad, diluciones en serie y disociaciones acuosas son cotidianos, tanto en textos como en el lenguaje diario de microbiólogos y bacteriólogos, puesto que están íntimamente relacionados con la estabilidad de los microorganismos como seres vivos.

En ese mismo sentido, para el caso específico de los bacteriólogos, las temáticas que se desarrollarán en este capítulo revisten una importancia adicional; por cuanto su labor en los procesos de diagnóstico a nivel de laboratorio clínico se relaciona directamente con la preparación de reactivos, medios de cultivo y diluciones sucesivas.

Finalmente, no podemos olvidar que el manejo de las unidades de concentración y la expresión de estas en diferentes sistemas, haciendo uso de los factores de conversión, es una actividad inherente al mundo de lo *micro*, puesto que las cantidades que se manejan son muy pequeñas comparadas con los esquemas macro a los que estamos habituados, es ahí donde, gracias a los factores de dilución, las soluciones hacen las veces de puente y por ello la importancia de su revisión detallada.

2. LAS DISOLUCIONES Y SUS COMPONENTES

Con relación a los componentes de una solución, se distinguen dos tipos: el que se encuentra en mayor proporción, es decir, el medio de interacción (de él depende el estado físico de la mezcla) y se denomina solvente; y aquella o aquellas sustancias que se encuentran en menor proporción a las cuales se les asigna el nombre de solutos.

La solubilidad depende principalmente de dos factores, el primero es la polaridad, la cual es intrínseca de cada molécula y depende del enlace, y el segundo son las fuerzas de atracción intermoleculares, que revisamos en el capítulo anterior.

Los dipolos, en las moléculas polares, juegan un papel de imán hacia las otras sustancias cargadas y cumplen con los principios electrostáticos de atracción; en el caso de ausencia de polaridad se dan otras interacciones inducidas del tipo fuerzas de London; por esto, se afirma de manera general: "*lo semejante disuelve a lo semejante*".

El yodo, por ejemplo, está constituido por moléculas totalmente apolares y de manera experimental se observa que es completamente soluble en tetracloruro de carbono, lo cual se puede explicar por la formación de dipolos inducidos con el tetracloruro.

Contrario a lo anterior, el agua y el tetracloruro de carbono son completamente insolubles ya que la atracción que ejerce una molécula de agua por otra semejante es mucho mayor que la atracción que ejerce por una molécula de tetracloruro, esta dinámica es la que explica que no se mezclen homogéneamente y no den lugar a una solución.

Por lo anterior, se puede afirmar que la solubilidad entre dos sustancias depende principalmente de las fuerzas que mantienen unidas las moléculas o los iones en un compuesto en particular, ya que estas fuerzas deben vencerse por las fuerzas de atracción intermolecular con el solvente.

3. LAS DISOLUCIONES ACUOSAS Y SUS IMPLICACIONES BIOLÓGICAS

La presencia de cargas netas en los compuestos iónicos y la estabilidad electrostática consecuente ocasiona que la mayoría de las veces en los compuestos iónicos se formen redes cristalinas difíciles de solvatar; es decir, a simple vista este tipo de compuestos sería insoluble en la mayoría de los solventes. Sin embargo, el agua con su alta polaridad logra vencer las fuerzas que mantienen unidos los iones en las redes y los atrae diferencialmente hacia el polo opuesto, originando un sistema homogéneo.

Este proceso de solvatación o hidratación es muy importante en el contexto biológico porque explica varias situaciones:

- Paso de sustancias iónicas a través de las membranas.
- Liberación de iones que se constituyen en macro o micronutrientes.
- Formación de soluciones acuosas que permiten el paso de sustancias iónicas por los diferentes sistemas.
- Circulación de electrolitos y equilibrio ácido-base en algunas reacciones.

4. EL AGUA Y LA INTERACCIÓN CON LOS SOLUTOS COVALENTES

La formación de puentes de hidrógeno y de otras fuerzas intermoleculares del tipo fuerzas de London entre el agua y los compuestos covalentes, amplía el papel del agua en los contextos biológico y bioquímico; la formación de dichas interacciones hace posible la solubilidad, sobrepasando la barrera de la simple atracción electrostática y es esta condición la que le confiere al agua su característica de solvente universal.

Como se estableció en el capítulo anterior, la formación de puentes de hidrógeno explica, por un lado, la estabilidad y, por el otro, la solubilidad de macromoléculas como los carbohidratos y las proteínas y también dilucida cómo ese tipo de moléculas, a pesar de su tamaño, forman parte de la membrana celular y sirven muchas veces de barrera para la selectividad de esta, dependiendo de la presencia o ausencia de las fuerzas intermoleculares y de la formación de soluciones o micelas.

5. PROPIEDADES COLIGATIVAS

Cuando se tienen soluciones acuosas las propiedades de dicha mezcla se afectan cuando se adiciona un soluto determinado, la variación de dichas propiedades depende de la cantidad de la sustancia adicionada (moles) (Vinagre *et al.,* 2013). Estas propiedades se denominan coligativas y tienen gran incidencia en la biología en general y en la microbiología en particular.

5.1. Descenso de la presión de vapor (ley de Raoult)

La presión de vapor de una solución determinada (P total) corresponde a la suma de las presiones parciales de los componentes de la solución (P_1+P_2+P_3...).

Así, en una disolución de dos componentes se tiene:

$$P_{total} = P_A + P_B$$

Las presiones parciales en esta ecuación están dadas por una relación conocida como la ley de Raoult, la cual describe lo que se denomina una solución ideal. La presión parcial de A (P_A) = X_A P_A

Donde X_A corresponde a la fracción molar de A y P_A es la presión de vapor de A puro a una temperatura dada.

Entonces,

$$P_{Total} = X_A{*}P_A + X_B{*}P_B$$

La presión de vapor de una solución ideal puede conocerse a partir de las presiones de vapor de los componentes puros. De acuerdo con lo anterior, una solución ideal requiere que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas A y B sean iguales a las fuerzas de atracción entre las moléculas de los componentes individuales puros. Sin embargo, este comportamiento no es usual y se presentan desviaciones a este comportamiento ideal, denominadas desviaciones a la ley de Raoult.

Ahora bien, cuando se encuentra un líquido puro en un recipiente, las moléculas que se encuentran en la superficie pueden alcanzar la energía suficiente para pasar a estado gaseoso, la presión que ejercen dichas moléculas se denomina *presión de vapor*. Cuando un soluto no volátil se disuelve en un líquido se observa que dicha presión disminuye, debido a que las moléculas del soluto adicionado pueden chocar con las moléculas del solvente que están tratando de escapar, lo que ocasiona que un menor número de partículas alcancen la energía suficiente para alcanzar el estado gaseoso y por tanto la presión de vapor disminuye considerablemente.

Teniendo en cuenta lo anterior, se puede afirmar que entre más cantidad de soluto añadido menor presión de vapor y menos moléculas de solvente "escaparán" a la fase gaseosa.

En el contexto microbiológico, la adición de solutos a masas de solventes, especialmente al agua, puede incidir en la cantidad de microorganismos y la acción bacteriana, ya que dependiendo del número de moléculas de soluto que se adicione, se puede regular la cantidad de agua que pasa a la fase gaseosa y, por tanto, el número de microorganismos en dicha disolución, puesto que habrá menos biodisponibilidad de agua y de oxígeno.

5.2. VARIACIÓN EN EL PUNTO DE EBULLICIÓN

Un líquido puro ebulle a determinada temperatura (punto en el que se iguala la presión de vapor y la presión atmosférica), al adicionar un soluto al líquido

este experimenta un aumento en su punto de ebullición denominado elevación ebulloscópica, este comportamiento se explica debido al descenso en la presión de vapor. Esta propiedad explica por qué el agua ebulle a una temperatura mayor cuando se le ha adicionado sal (NaCl).

5.3. Descenso en el punto de congelación

La temperatura de congelación de un líquido disminuye cuando a este se le adiciona un soluto, a esta disminución se le ha asignado el nombre de descenso crioscópico, lo cual se explica también por la disminución de la presión de vapor.

Una aplicación fisiológica de este fenómeno tiene que ver con la presencia de iones y otros solutos en concentraciones altas en la sangre de peces que habitan aguas muy frías, factor que evita la congelación de sus fluidos corporales y les permite continuar con vida (Vinagre *et al*., 2013).

Lo anterior tiene una aplicación importante en la bacteriología, ya que la disminución en el punto de congelación, es decir, el punto crioscópico, se constituye en un factor importante para el análisis microbiológico y para las técnicas de conservación de algunos alimentos, tal es el caso de la leche (Wing Ching y Chaves, 2019).

5.4. Ósmosis-presión osmótica

Si se consideran las propiedades coligativas o colectivas, la ósmosis es quizás la más recordada, debido a su amplia aplicación no solo para la interpretación de procesos fisiológicos, sino por su utilización en procesos industriales de todo tipo.

Para explicar este proceso es necesario representar dos medios separados por una membrana semipermeable, si en cada uno de ellos hay presencia de una solución con una concentración determinada se generará un flujo de solvente desde la solución con menos soluto (diluida) hacia el medio con mayor concentración (concentrada) hasta que se alcance un equilibrio. Ahora bien, la resistencia que ofrece la membrana al paso de las partículas es lo que se conoce como presión osmótica.

El proceso de ósmosis es una constante en las células y en los sistemas biológicos y son definitivos para mantener la homeostasis en ellos. El flujo de solvente, generalmente agua, entre el interior de una célula (o un microorganismo), y el medio que lo rodea, se constituye en un ejemplo de este proceso.

Ahora bien, la ósmosis está relacionada con otra propiedad denominada tonicidad, la cual se define como la capacidad que tiene una solución extracelular

para regular la entrada o salida de solvente (agua) por ósmosis desde la célula; reconociendo así tres tipos de procesos: isotónicos, hipertónicos e hipotónicos.

Si la solución extracelular es isotónica con respecto a la célula, no habrá flujo ni de agua ni de soluto en ningún sentido y el volumen de la célula permanecerá constante, debido a que la concentración de solutos es igual en los dos lados de la membrana y por tanto no hay gradiente que permita el movimiento de moléculas o iones.

Ahora bien, si la solución extracelular es hipertónica con respecto a la célula, se provoca un flujo de agua desde la célula hacia el medio y, por tanto, el volumen celular disminuirá; esto ocurre porque hay mayor concentración de solutos en la solución extracelular que al interior de la célula.

Por último, si la solución extracelular tiene menor concentración de solutos que la célula, es decir es hipotónica, habrá un flujo de agua desde el medio hacia el interior celular y la célula aumentará su volumen.

En bacteriología la tonicidad y los diferentes tipos de procesos, descritos en los párrafos anteriores, determinan buena parte de los conceptos básicos de esta disciplina y un ejemplo importante es la acción antimicrobiana. Con relación a lo anterior, Calvo y Martínez (2009) plantean que:

> Los antibióticos que inhiben la síntesis de la pared necesitan para ejercer su acción que la bacteria se halle en crecimiento activo, y para su acción bactericida requieren que el medio en que se encuentre la bacteria sea isotónico o hipotónico, lo que favorece el estallido celular cuando la pared celular se pierde o se desestructura, este tipo de compuestos suelen ser más activos sobre las bacterias grampositivas por su mayor riqueza en peptidoglucano; además se puede afirmar que de manera general son poco tóxicos por actuar selectivamente en una estructura que no está presente en las células humanas.

De otra parte, el uso de soluciones salinas y en general de los medios, en los que se reservan las muestras que contienen microorganismos o células como las sanguíneas, tienen que considerar las consecuencias prácticas de las propiedades coligativas antes descritas.

6. PROPORCIONES EN LAS SOLUCIONES Y UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

La concentración de un soluto en una solución se refiere a la proporción de este, con relación a la mezcla total y en algunos casos con relación al solvente.

Figura 24. *Clasificación de las unidades de concentración*

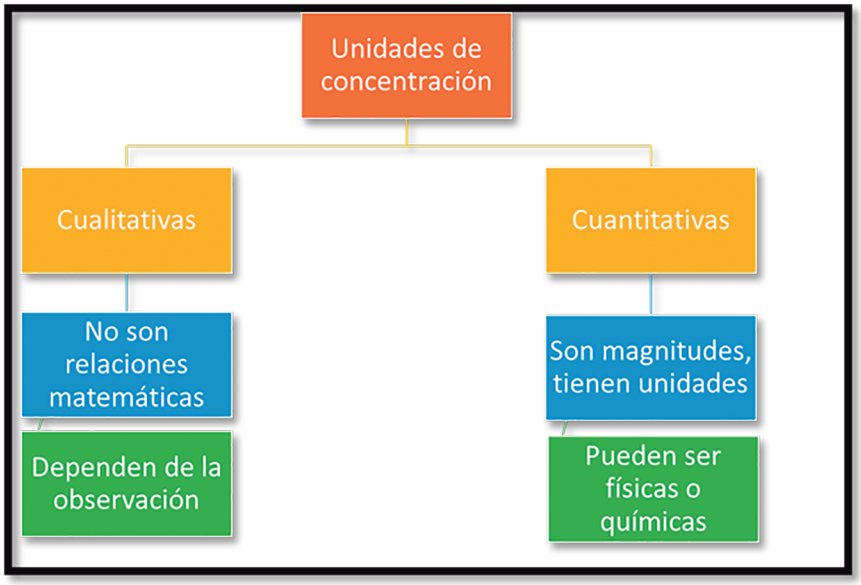


Tabla 17. *Unidades de concentración físicas*

Unidades de concentración físicas			
Porcentajes	Masa a masa	%m/m	$\frac{gramos\ de\ soluto}{gramos\ de\ solución} x100$
	Masa a volumen	%m/v	$\frac{gramos\ de\ soluto}{mililitros\ de\ solución} x100$
	Volumen a volumen	%v/v	$\frac{mililitros\ de\ soluto}{mililitros\ de\ solución} x100$
Partes por millón		ppm	$\frac{miligramos\ de\ soluto}{Litros\ de\ solución}$
Unidad común		g/L	$\frac{gramos\ de\ soluto}{Litros\ de\ solución}$

Densidad	$\frac{gramos\ de\ soluto}{mililitros\ de\ solución}$

Nota. Todas las unidades de concentración se derivan de propiedades físicas.

Tabla 18. *Unidades de concentración químicas*

Unidades de concentración químicas			
Molares	Molaridad	M	$\frac{moles\ de\ soluto}{Litros\ de\ solución}$
	Molalidad	M	$\frac{moles\ de\ soluto}{Kg\ de\ solvente}$
	Fracción molar	*X*	$\frac{moles\ de\ reactivo}{moles\ totales} x100$
Normalidad		N	$\frac{equivalentes\ de\ soluto}{Litros\ de\ solución}$

Nota. Todas las unidades de concentración se derivan de propiedades químicas.

7. LAS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN EN EL CONTEXTO DE LA BACTERIOLOGÍA

Como se estableció al inicio del texto, en el tema de clasificación de la materia, la mayoría de las sustancias con las que nos relacionamos y por las cuales estamos constituidos fisiológicamente son mezclas y, dentro de ellas, muchas son soluciones.

Por lo anterior, el uso de factores de conversión entre unidades básicas es fundamental para todos los profesionales y muy especialmente, para aquellos que basan su campo de formación en lo micro.

En este contexto, los bacteriólogos y laboratoristas clínicos hacen uso de los cálculos de concentraciones en tres aspectos básicamente; el primero tiene

que ver con la preparación de reactivos que se requieren para su trabajo diario en el laboratorio, específicamente, lo que tiene que ver con los procesos de identificación y cultivo de microorganismos.

El segundo aspecto se relaciona con los reportes de los resultados sobre los solutos fisiológicos, datos que se constituyen en insumo fundamental para el diagnóstico de múltiples patologías. Las unidades de concentración para estos resultados se encuentran estandarizadas y, por tanto, se requiere que los profesionales en bacteriología entiendan y comprendan la proporción entre una unidad y otra.

Una última razón se relaciona con un aspecto más conceptual y de fundamentación, el cual tiene que ver con la necesidad de hacer cálculos con concentraciones para dimensionar lo "micro" en campos como la bioquímica, la inmunología y la hematología, entre otros.

8. FACTORES DE CONVERSIÓN APLICADOS A UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

8.1. Unidades de concentración físicas

En los ejercicios que se observan a continuación, se hace uso de magnitudes físicas, y, por tanto, no es necesario hacer cálculos en función de las masas molares de los compuestos.

1. Una concentración de 10% $\frac{m}{v}$ de glucosa, se interpreta como 10 g de glucosa en 100 mL de solución, si se tiene esta disolución para ser suministrada a un paciente hipoglicémico, determinar cuál sería la concentración en $\frac{g}{L}$

$$\frac{10\ g\ de\ Glucosa}{100ml\ de\ sln} * \frac{1000ml\ de\ sln}{1L\ de\ sln} = 100g/L \text{ de Glucosa}$$

2. Calcular la concentración en $\%\frac{m}{m}$ de 150 g de solución de suero casero que contiene 28 g de cloruro de sodio.

$$\%\frac{m}{m} = \frac{28g}{178\ g\ de\ solución} * 100 = 15{,}73\%$$

3. Para la coloración de Gram se utiliza una solución de Lugol al $2\% \frac{m}{v}$, determinar la cantidad de Lugol que se requiere para preparar 200 ml de solución.

$$0{,}02 = \frac{ml\ de\ soluto}{200ml\ de\ solución}$$

$$\text{ml de soluto} = 0{,}02 * 200$$

$$\text{ml de soluto} = 4 \text{ ml de Lugol}$$

4. Si la concentración de carbonato ácido de sodio en un suero corresponde a 525 $\frac{mg}{dL}$, calcular el valor de dicha concentración en ppm, y $\% \frac{m}{v}$.

$$525 \frac{mg}{dL} * \frac{10dl}{1L} = 5{,}25x10^3 \text{ppm}$$

$$525 \frac{mg}{dL} * \frac{1g}{10^3 mg} * \frac{1dL}{10^2 mL} * 100 = 5{,}25*10^2\ \%$$

5. El valor de la concentración plasmática de la úrea de un paciente es de 5,3% m/v, calcular esa relación en mg/L

$$\frac{5{,}3g}{100mL} * \frac{10^3 mg}{1g} + \frac{10^3 mL}{1L} = 5{,}3x104 \frac{mg}{L}$$

9. UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS

9.1. UNIDADES MOLARES

1. La contaminación de una muestra de agua con cloroformo ($CHCl_3$), un cancerígeno conocido, corresponde a 12,4 ppm; ¿cuál es la concentración molar de dicha solución?

$$\frac{12{,}4mg}{1L} * \frac{1g}{10^3 mg} * \frac{1mol}{\frac{119{,}38\ g}{mol}} = 1{,}039 * 10^{-4} \frac{mol}{L}$$

2. Es necesario preparar 350 mL de Medio Mínimo de Sales (MSM), si para un litro se indica que la concentración de cloruro de sodio debe ser 7,5 mM, ¿qué cantidad en gramos debe medirse?

Cuando se tienen concentraciones milimolares (mM) las unidades corresponden a mmol/L.

Para empezar a resolver el ejercicio es conveniente empezar por el volumen que nos dan, luego de esto se deben establecer factores de conversión que permitan expresar el soluto primero en moles y luego en gramos.

$$350ml\frac{1L}{10^3mL}*\frac{7{,}5\ mmol}{1L}*\frac{1mol}{10^3mmol}*\frac{58{,}44g}{1mol}=0{,}15\ gramos\ de\ NaCl$$

3. La concentración de úrea excretada por un adulto en un día corresponde a 750 $\frac{mg}{dL}$, ¿cuál es la concentración molar a la que corresponde dicho valor?

$$750\frac{mg}{dL}*\frac{1g}{10^3mg}*\frac{1mol}{60{,}06\frac{g}{mol}}*\frac{10dL}{1L}=0{,}125\ M$$

4. El suero fisiológico corresponde a una solución de cloruro de sodio a una concentración de 0,9%$\frac{m}{v}$, si se expresa dicha concentración en µmol/dL, ¿cuál sería el valor?

$$\frac{0{,}9g}{100mL}*\frac{1mol}{58{,}44g}*\frac{1\mu mol}{10^{-6}mol}*\frac{100mL}{1dL}=2*10^{-8}\mu mol/dL$$

5. Determine cuántos mililitros de ácido sulfúrico se necesitan para preparar 250 mL de una solución 0.3M; tenga en cuenta que la densidad del ácido es de 0.325 g/mL.

$$250ml\frac{1L}{10^3mL}*\frac{0{,}3mol}{1L}*\frac{98{,}08\frac{g}{mol}}{1mol}*\frac{1mL}{0{,}325g}=2{,}26\ mL$$

6. Una solución de cloruro de calcio en agua tiene una concentración de 20%$\frac{m}{m}$, ¿cuál será la fracción molar de sus componentes?

En la solución hay 20 gramos de cloruro de calcio por 80 gramos de agua, entonces, se calculan el número de moles para cada uno de los componentes:

$$20\ g\ de\ cloruro\ de\ calcio*\frac{1mol}{110{,}98g}=0{,}18\ moles$$

$$80\ g\ de\ agua*\frac{1mol}{18g}=4{,}444\ moles$$

Moles totales = 0,18+ 4,44 = 4,64

$$XCaCl_2 = \frac{0{,}18\ n}{4{,}64\ n} = 0{,}038$$

$$XH_2O = \frac{4{,}44\ n}{4{,}64\ n} = 0{,}96$$

9.2. LA NORMALIDAD

La última unidad de concentración química a la que haremos alusión corresponde a la normalidad, esta unidad se relaciona directamente con las especies químicas que conforman una sustancia, es decir, se refiere al átomo o grupos de átomos que le permiten a un compuesto ser clasificado dentro de una función.

Para las funciones que se han tratado, el número de equivalentes se puede determinar a partir de lo siguiente:

Tabla 19. *Equivalentes según la función química*

Función química	Entidades que lo caracterizan	Equivalentes/mol	Ejemplo	Número de equivalentes/mol en el ejemplo
Ácidos	Número de hidrógenos	Número de hidrógenos que se pueden liberar en solución acuosa	H_2SO_4	2
Bases	Número de grupos hidroxilo	Número de hidroxilos que se pueden liberar en solución acuosa	Fe(OH)3	3
Sales	Número de hidrógenos sustituidos	Estado de oxidación del metal en la sal	$CaSO_4$	2

Nota. La generalización para la determinación del número de equivalentes de acuerdo con la función tiene gran aplicación práctica.

Ejemplos:

1. Para realizar una prueba de acidez en una muestra de agua se requiere preparar 100 ml de solución de HCl 1.500 ppm. Si en el laboratorio solo

se cuenta con un reactivo de ácido clorhídrico 2N, determine la cantidad en mL que se requiere.

$$100ml\frac{1500mg}{1000ml}*\frac{1g}{10^3mg}*\frac{1mol}{36,46g}*\frac{1eq}{1\text{mol}}*\frac{1L}{2\text{eq}}*\frac{1000ml}{1\text{L}}=2,057\ mL$$

En este tipo de ejercicios se sugiere partir del volumen de solución que se va a preparar, con el fin de calcular el soluto en equivalentes, para luego determinar el volumen haciendo uso de la normalidad del reactivo.

2. Cuantos mililitros se requieren de una solución stock de $CaCl_2$ 6N para preparar 300 mL de una solución de $CaCl_2$ 0,3% m/v.

$$300ml\frac{0,3g}{100ml}*\frac{1mol}{110,98g}*\frac{2eq}{1\text{mol}}*\frac{1L}{6\text{eq}}*\frac{1000ml}{1\text{L}}=2,70\ mL$$

10. LAS DILUCIONES

El equilibrio soluto-solvente en las soluciones se afecta cuando se adiciona solvente a las mismas. En ese sentido es claro que la concentración varía por la afectación de la cantidad total de las soluciones; sin embargo, la cantidad de soluto se mantiene constante antes y después de la adición del solvente; la acción se denomina diluir y da lugar a muchas aplicaciones en los campos experimental e industrial, y en la fisiología misma.

Con base en lo anterior, como la cantidad de solutos permanece igual en las diluciones, el número de moles o de equivalentes es constante y desde allí se puede deducir la siguiente relación:

$$moles\ antes\ de\ la\ dilución = V_1M_1$$

$$moles\ después\ de\ la\ dilución = V_2M_2$$

Como las moles son constantes se pueden igualar las dos ecuaciones y así se puede establecer la ecuación de la dilución:

$$V_1M_1 = V_2M_2$$

Y en el caso de la normalidad también se tiene:

$$equivalentes\ antes\ de\ la\ dilución = V_1N_1$$

$$equivalentes\ después\ de\ la\ dilución = V_2 N_2$$

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

La preparación de diluciones es un ejercicio continuo a nivel de los laboratorios de todo tipo, que permite entre otras muchas cosas cualificar el uso de los reactivos puros en pro de un gasto mucho más sostenible.

En ese sentido, las diluciones en el campo de la microbiología y de la bacteriología permiten el trabajo con sustancias que utilizan mucho menos soluto, pero que cuentan con la misma acción química, dando lugar a contextos de trabajo más controlados y menos contaminantes.

Las diluciones sucesivas o en serie permiten ampliar el espectro en la identificación de bacterias.

Al respecto CORRAL *et al.* (2012) afirman que existen varios métodos para el conteo de bacterias cultivables, pero en todos ellos hay un paso común y es precisamente la realización de diluciones sucesivas de la muestra.

10.1. APLICACIONES DE LAS DILUCIONES EN LABORATORIOS

1. En un laboratorio de bioquímica se requiere preparar 1 L de solución 0,5N de ácido sulfúrico a partir de una solución 0,8 M del mismo ácido.

Lo primero que se observa es que la unidad de la concentración es diferente, pero en muchos casos (como este) cuando el número de equivalentes por mol en la sustancia es igual a 1, la molaridad y la normalidad son iguales y, por tanto:

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

V_1= es el dato que se debe encontrar

V_2= 1 L

N_1 = 0,8 N

N_2 = 0,5 N $\quad V_1 = \frac{V_2 N_2}{N1} \quad V_1 = \frac{1\ L * 0{,}5N}{0{,}8N}$

V_1= 0,625 L; 625 mL

Procedimiento. A partir de la solución inicial (madre) se deben tomar 625 mL (con pipeta y pipeteador) y se deben llevar a un matraz aforado de un litro, en donde debe haber un volumen aproximado a 100 mL de agua; luego, se debe completar con el mismo solvente hasta la línea de aforo.

Este procedimiento debe conservarse en la preparación de todas las soluciones, debido a que es indispensable el uso de material aforado siempre.

2. Si se diluyen 45,0 ml de KOH 4,2 M hasta completar un volumen final de 300 ml de solución, ¿cuál será la concentración normal final?

$$V_1 N_1 = V_2 N_2$$

V_1= 45mL

V_2= 300mL

N_1 = 4,2 N

N_2 = dato desconocido $\quad N_2 = \frac{V_1 N_1}{V2} \quad N_2 = \frac{45mL * 4{,}2\ N}{300\,mL}$

N_2= 0,63

10.2. Las diluciones sucesivas, un cálculo común para cantidades micro

Como se estableció anteriormente, en el campo de la microbiología y específicamente de la bacteriología, es común el uso de las diluciones en serie o diluciones sucesivas en atención a las pequeñas concentraciones y cantidades que se requieren.

En el procedimiento habitual, se prepara una solución de una concentración relativamente alta, dependiendo de la masa del reactivo con el que se cuente (solución madre); posteriormente, se dispone una serie de tubos en los que se adiciona, sucesivamente, una cantidad de solvente constante sacado del tubo anterior, dicha cantidad de solvente depende de una proporción que permite disminuir la concentración.

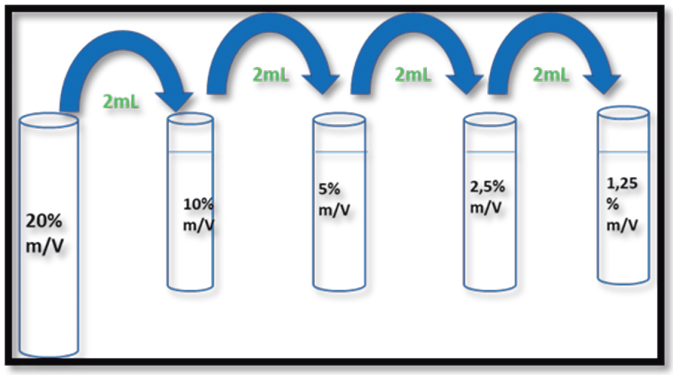
Las diluciones más utilizadas se encuentran en proporciones de $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{4}$ y $\frac{1}{10}$; en estos casos, el factor de dilución es 2 para el primero (porque la concentración será la mitad de la anterior), en el segundo el factor es 4 (porque la concentración

será la 4 parte de la anterior) y en la última 10 (porque la concentración será la décima parte de la anterior).

1. Calcular el volumen que se requiere para preparar cinco diluciones sucesivas de Lugol que tengan un volumen de 4 mL cada una, con un factor de dilución de 2, partiendo de una solución madre al 20%m/v.

El factor de dilución en función del volumen corresponde a:

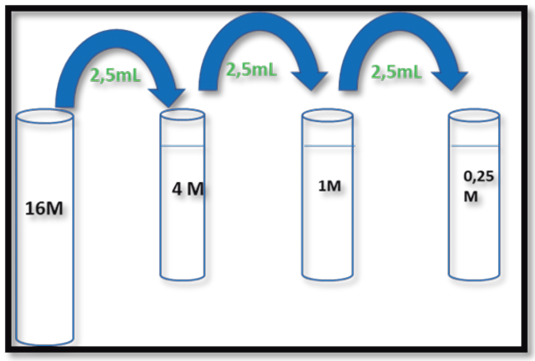
$$Fd = \frac{V_2}{V_1} \qquad 2 = \frac{4ml}{V_1} \qquad V_1 = \frac{4ml}{2} = 2$$



Se van retirando dos mililitros de cada tubo y en el siguiente se completa hasta 4mL adicionando 2 mL de agua y así sucesivamente.

2. Qué volumen se necesita para preparar un total de tres diluciones en serie a partir de una solución madre 16M de azul de metileno, si se quiere tener un volumen en cada tubo de 10 ml.

$$Fd = \frac{V_2}{V_1} \qquad 4 = \frac{10ml}{V_1} \qquad V_1 = \frac{10ml}{4} = 2{,}5mL$$



Se van retirando 2,5 mL de la solución precedente y se van completando en el tubo siguiente los 10 mL adicionando 7,5 mL de agua.

3. Para cuantificar los anticuerpos anti-toxoplasma (IgG) de un paciente es necesario preparar cuatro diluciones 1/4 de suero con un volumen final de 2 mL, utilizando como diluyente solución salina 0,85%, determine el volumen que se debe medir sucesivamente.

$$Fd = \frac{V_2}{V_1} \qquad 4 = \frac{2ml}{V_1}$$

$$V_1 = \frac{2ml}{4} = 0{,}5mL$$

11. LOS COLOIDES

Los coloides corresponden a un tipo de soluciones que se caracterizan por el tamaño de sus partículas, generalmente en este tipo de soluciones el tamaño del soluto oscila entre 10 y 100 nm, este detalle de tamaño lo revisó el químico inglés Thomas Graham en 1861 cuando enfocó sus aportes en los procesos de difusión (Bernal *et al*., 2013)

Entre de las propiedades de los coloides se encuentran: el efecto Tyndall, relacionado con el efecto de reflexión que sufre un rayo de luz cuando incide sobre este tipo de sustancias; el movimiento browniano, el cual ocurre cuando las moléculas del medio chocan con las partículas dispersas del coloide; y, el efecto de precipitación que se presenta debido al efecto que sobre las cargas eléctricas tienen este tipo de materiales.

Un ejemplo de uso de los coloides en los laboratorios clínicos es, precisamente, el de los agares, en los cuales los bacteriólogos conocen y le hacen seguimiento al cultivo de las bacterias.

De acuerdo con Lopardo *et al*. (2016)

> Un medio puede ser de consistencia líquida, en este caso se denomina caldo, o sólida, si se agrega agar al caldo. El agar es un polisacárido, extraído de algas, que funciona como sustancia solidificante e inerte, ya que no actúa como elemento nutritivo frente a la gran mayoría de las bacterias. Se comercializa en forma de polvo o gránulos finos y se puede agregar a cualquier caldo en concentración de aproximadamente 15 a 20 gramos por litro, de acuerdo con la calidad y grado de hidratación. El agar le confiere al medio una consistencia sólida, o si se agrega en

menor cantidad se pueden preparar medios semisólidos. Muchos de los adelantos de la Microbiología se debieron al uso del agar, que ha permitido aislar y diferenciar bacterias, proceso que no es posible en medios líquidos (p. 12).

12. POTENCIAL DE HIDROGENIONES (pH); SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Una de las categorías en las cuales clasificamos los sabores que degustamos cada día se denomina ácido y en ella fácilmente podemos clasificar sustancias como el jugo de limón o el vinagre; sin embargo, para nosotros es claro que sustancias como el ácido sulfúrico de una batería o el ácido nítrico no pueden ser testeadas por nuestras papilas gustativas ya que son sustancias totalmente dañinas y corrosivas en nuestra piel, a pesar de que sean clasificadas en la gran categoría de lo ácido, esas diferencias se explican por una teoría muy importante y es la teoría de la acidez.

Dentro de la teoría de la acidez se define el pH (potencial de hidrogeniones) como una medida logarítmica de la actividad de los iones de hidrógeno (H+) en una solución, numéricamente, y debido a las bajas concentraciones, se estableció una escala logarítmica para el cálculo de esta importante propiedad.

$$pH = -\log(aH+)$$

Donde: pH es la medida del potencial de hidrógeno y aH+ es la actividad de los iones de hidrógeno en la solución; dicha actividad se relaciona con la concentración de iones de hidrógeno ([H+]) mediante la ecuación:

$$aH+ = \gamma H+ * [H+]$$

Donde:

- $\gamma H+$ es el coeficiente de actividad de los iones de hidrógeno
- [H+] es la concentración de iones de hidrógeno en moles por litro (mol/L)

En soluciones diluidas, el coeficiente de actividad ($\gamma H+$) se aproxima a 1, por lo que la ecuación se simplifica a:

$$\mathbf{pH = -\log[H+]}$$

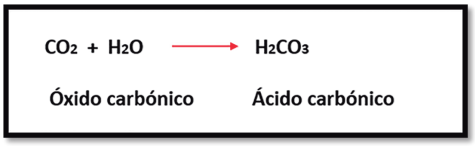
La escala de pH se define de manera que:

- pH = 0 correspondiente a una concentración de iones de hidrógeno de 1 mol/L (ácido muy fuerte).

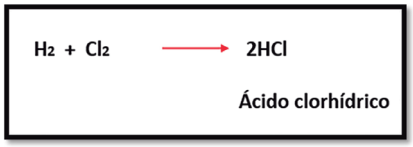
- pH = 7 correspondiente a una concentración de iones de hidrógeno de $1x10^{-7}$ mol/L (neutro).
- pH = 14 correspondiente a una concentración de iones de hidrógeno de $1x10^{-7}$ mol/L (básico muy fuerte).

Los rangos entre estos puntos dan lugar a la escala de pH, la cual constituye la primera referencia para ubicar una sustancia ácida o básica. Todos los valores comprendidos entre cero y 7 se consideran valores ácidos; el 7 corresponde al valor neutro y por encima de este número hasta el límite de 14 se encuentra el rango básico.

Ahora bien, tal como se trató en el capítulo de enlace, la función química inorgánica "ácido" se obtiene cuando reacciona un óxido no metálico con el agua, un ejemplo de este tipo de compuestos es el ácido carbónico:



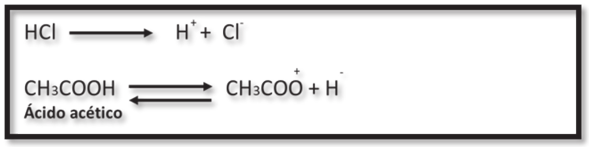
Otro camino se tiene cuando reacciona el hidrógeno directamente con un no metal, obteniéndose así un ácido hidrácido, como el famoso ácido clorhídrico:



13. ÁCIDOS FUERTES Y ÁCIDOS DÉBILES

Los diferentes valores de pH que pueden mostrar las sustancias ácidas dependen directamente de la facilidad con la que los ácidos liberan los iones H^+, esta propiedad se denomina disociación, aquellos que logran disociarse fácilmente se denominan ácidos fuertes y los que tienen más dificultad para liberar los hidrógenos se denominan débiles.

A continuación se observa la disociación de dos sustancias ácidas, una fuerte y una débil:



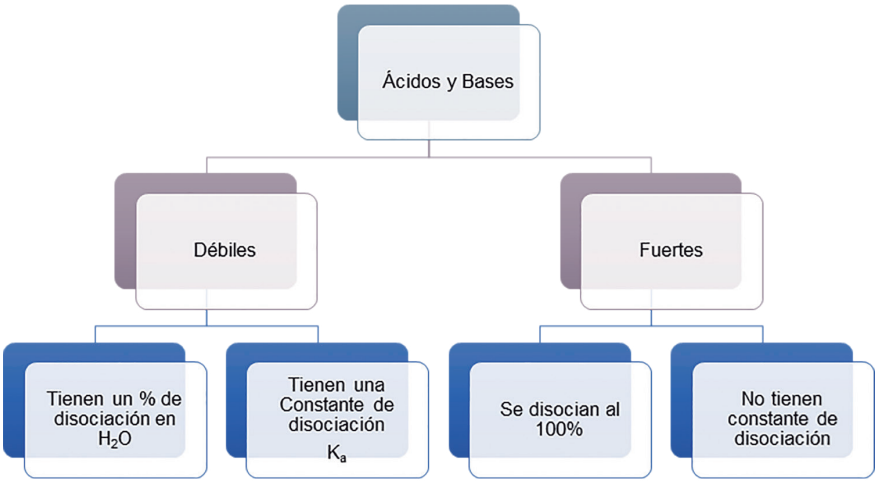
En la disociación del ácido clorhídrico se observa una sola flecha, la cual indica que todo el ácido formó iones H^+ y Cl^{-1}, mientras que en la disociación del ácido acético se observan dos flechas, en direcciones opuestas, que denotan que algunas de las moléculas del ácido han formado los iones acetato y H^+, pero otras han quedado sin disociarse y permanecen en forma de ácido. De acuerdo con lo anterior, el ácido acético representa un ácido débil y el clorhídrico uno fuerte.

14. LA DISOCIACIÓN DEL AGUA Y LOS ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

Es importante recordar que las reacciones de disociación antes mencionadas ocurren usualmente en medio acuoso y dependen en gran medida de la disociación del agua; por lo anterior, el grado de disociación de los electrolitos (solutos que se disocian y permiten el paso de la electricidad) va a depender de la siguiente ecuación:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Figura 25. *Clasificación de electrolitos*



Nota. La clasificación de una sustancia como electrolito fuerte o débil depende de la disociación.

La disociación del agua esta determinada por una constante en el equilibrio que corresponde a:

$$K = \frac{[H^+] * [OH^-]}{[H_2O]}$$

Ahora bien, el despeje de la ecuación da lugar a una nueva constante exclusiva para el agua denominada Kw (constante del producto iónico). A partir de esta relación se obtiene la expresión del equilibrio iónico para el agua, el valor de Kw se ha determinado y corresponde a: $1x10^{-14}$

$$K_w = [H^+] * [OH^-]$$

$$1 * 10^{-14} = [H^+] * [OH^-]$$

Es aquí donde se hace necesario usar los logaritmos y sus propiedades, con el ánimo de expresar esa cantidad tan pequeña en una escala decimal y surge la expresión de potencial (p), que equivale, matemáticamente, al logaritmo de una concentración. Por esa razón se cambian las concentraciones por las expresiones pH y pOH:

$$Log\ [1 * 10^{-14}] = Log[H^+] * Log[OH^-]$$

$$14 = p[H^+] + p[OH^-]$$

$$pK_w = p[H^+] + p[OH^-]$$

Esta es la razón por la cual la escala de pH de las sustancias ácidas y básicas tiene como límite el número 14.

Retomando la disociación para los electrolitos (ácidos o bases) fuertes y débiles se tiene lo siguiente:

Si la disociación es al 100% el electrolito es fuerte y el pH va a depender única y exclusivamente de la concentración del ácido:

$$[H^+] = [Concentración\ del\ ácido]$$

$$pH = -Log[ácido]$$

$$pH = -Log[Molaridad]$$

15. EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Determinar el pH de una solución de ácido clorhídrico que se preparó en el laboratorio de microbiología disolviendo 10 g del reactivo hasta completar 50 mL de la solución.

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y por tanto se resuelve atendiendo la relación previa; lo cual hace necesario calcular la molaridad:

$$\frac{10g\ de\ HCl}{500mL\ de\ solución} * \frac{1\ mol\ de\ HCl}{36{,}45g\ de\ HCl} * \frac{1000mlde\ solución}{1\ L\ de\ solución} = 0{,}55M$$

$$p[H^+] = -Log[Molaridad]$$

$$p[H^+] = -Log[0{,}55]$$

$$p[H^+] = 0{,}256$$

2. Determinar el pH de una solución de hidróxido de sodio que se preparó disolviendo 10 g del reactivo hasta completar 200 mL de la solución

El hidróxido de sodio es una base fuerte y, por tanto, se debe calcular la molaridad para luego reemplazar en la fórmula, se tiene en cuenta que es una base y lo que libera en solución son iones OH^-:

$$\frac{10g\ de\ NaOH}{800mL\ de\ solución} * \frac{1\ mol\ de\ HCl}{39{,}99g\ de\ HCl} * \frac{1000mlde\ solución}{1\ L\ de\ solución} = 0{,}031M$$

$$p[OH^-] = -Log[0{,}031]$$

$$p[OH^-] = 1{,}51$$

$$14 = p[H^+] + p[OH^-]$$

$$14 = p[H^+] + 1{,}51$$

$$p[H^+] = 14 - p[OH^-]$$

$$p[H^+] = 14 - 1{,}51$$

$$p[H^+] = 12{,}49$$

Ahora bien, si el electrolito es débil, debe considerarse la disociación y la constante que puede consultarse en tablas que se encuentran disponibles en la red.

Ejercicios resueltos

1. Si la concentración del ácido acético es 0,5M y su K_a es igual a $1{,}52*10^{-5}$, determine la concentración de hidrogeniones y su potencial (pH).

$$CH_3COOH \rightleftharpoons \underset{X}{CH_3\overset{+}{C}OO} + \underset{X}{\overset{-}{H}}$$

En esa disociación hay dos concentraciones desconocidas, pero iguales, que son producto de la disociación de la sustancia y el reactivo será igual a la concentración original disminuida en la concentración que se liberó que también se desconoce, pero en valor corresponde a la incógnita del numerador así:

$$K_a = \frac{[H^+] * [CH_3COO]}{[CH_3COOH] - X}$$

$$K_a = \frac{[X] * [X]}{[CH_3COOH] - X}$$

$$\boxed{K_a = \frac{X^2}{[CH_3COOH] - X}}$$

Se despeja:

$$X^2 = K_a[CH_3COOH] - X$$

$$X^2 = K_a[CH_3COOH] - K_aX$$

$$0 = X^2 + K_aX - K_a[CH_3COOH]$$

Si se sustituyen los valores se tiene una ecuación cuadrática:

$$0 = X^2 + 0{,}5X - 1{,}52 * 10^{-5}[0{,}5]$$

$$0 = X^2 + 0{,}5X - 7{,}6 * 10^{-6}$$

Fórmula para la ecuación cuadrática:

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = 0{,}00015$$

$$[H] = 0{,}00015$$

$$p[H] = 3{,}82$$

2. Calcular el pH de una solución de ácido fosfórico 0,5 M.

Dado que H_3PO_4 se disocia en tres etapas podemos enfocarnos en las dos primeras, ya que la tercera contribuye poco al pH en soluciones concentradas.

1. **Primera disociación**; si la primera constante de disociación es: 7.5×10^{-3} y la ecuación corresponde a:

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H^+$$

La relación con la constante en el equilibrio para la primera disociación corresponde a:

$$K_a = \frac{X^2}{[H3PO4] - X}$$

$$7.5\times10^{-3} = \frac{X^2}{[0{,}5] - X}$$

Dado que Ka1 es relativamente pequeño podemos suponer que X es mucho menor que 0.5, por lo que $0.5 - x \approx 0.50$ y se tendría:

$$7.5\times10^{-3} = \frac{x^2}{0{,}5}$$

$$X = \sqrt{3{,}35x10^{-3}}$$

$$X = 0{,}0612M$$

Para la segunda disociación, usaremos el $H_2PO_4^{-1}$ y la segunda constante $6{,}2x10^{-8}$

$$6{,}2x10^{-8} = \frac{X^2}{[0{,}0612]-X}$$

$$X=\sqrt{3{,}796x10^{-9}}$$

$$X= 6.15\times10^{-5}M$$

Finalmente se suman las dos concentraciones y con ese resultado se calcula el pH

$$[H^+]= 0.0612+0.0000615 =0.0613M$$

$$pH=-\log (0.0613)= 1.21$$

16. IMPORTANCIA DEL PH Y LOS ELECTROLITOS EN MICROBIOLOGÍA Y BACTERIOLOGÍA

La concentración de hidrogeniones es una medida de gran aplicación en todos los contextos; pero muy especialmente, en los biológicos. Lo anterior se debe a que en muchas ocasiones la estabilidad de los sistemas químicos y bioquímicos pueden verse afectados por un mínimo cambio en la concentración de los iones H^+, que como ya se explicó, refleja la interacción de estos iones con el agua.

Para las bacterias y sus reacciones, el factor del pH es decisivo sobre todo en lo que tiene que ver con el mecanismo de reacción en los procesos químicos enzimáticos; lo anterior se debe a que es el pH una de las variables que influye directamente en la acción enzimática en rangos muy sensibles.

Con respecto a lo anterior Cervantes, Orihuela y Rutiaga (2017) llaman la atención sobre el efecto que tiene el pH en el crecimiento de los microorganismos; específicamente sobre las bacterias, los autores anotan como el pH óptimo para su desarrollo y crecimiento oscila en un rango ácido entre 6,0 y 8,5 y llaman la atención también en que solo un número mínimo de ellas tendría éxito por encima de este rango. Lo anterior se convierte en un mecanismo de control bacteriano que ha sido utilizado y comercializado.

En atención a que el pH se constituye en una variable determinante para el trabajo en el laboratorio clínico, muchas veces se requiere que esta propiedad se controle; en ese propósito es muy importante el uso de unas soluciones denominadas reguladoras o amortiguadoras, las cuales se preparan mezclando un electrolito débil con su sal derivada. Específicamente, a nivel del laboratorio se mezclan ácidos débiles (o bases débiles) con sus respectivos ácidos o bases conjugadas.

17. EJERCICIOS RESUELTOS

1. Se requiere comparar las concentraciones de albuminuria y proteinuria en un paciente que presenta alteraciones renales, si el primer dato se registra en concentración molar y el segundo en ppm, ¿cuáles sería los factores que requeriría?
2. Una muestra de leche contaminada con mercurio presenta una concentración del metal de 25ppm, exprese esa concentración en molaridad del metal en forma de catión.
3. Una fórmula de suero para rehidratación sugiere que por cada litro de solución debe contener lo que se indica en la siguiente tabla:

	Soluto	Cantidad
1 litro de solución para rehidratación	Glucosa	20 mg
	NaCl	3500 mg
	$NaHCO_3$	2,5 n
	KCl	1500 mmol

Determine la fracción molar para cada soluto.

4. Para el caso del bicarbonato de sodio del ejercicio anterior, determine la normalidad en la solución.
5. Determine la normalidad y la molaridad de una solución de ácido sulfúrico que se encuentra al 30% $\frac{m}{m}$ y que tiene una densidad de 1,4 $\frac{g}{mL}$.
6. En una investigación para la determinación de compuestos organofosforados en hortalizas, se requiere preparar 150 ml de dilución $\frac{1}{5}$ de extracto de lechuga, determine la cantidad de extracto que debe medir si se utiliza agua como diluyente.
7. Para realizar un análisis microbiano en una muestra de yogurt casero, se necesita realizar 5 diluciones $\frac{1}{10}$ a partir de un volumen de la muestra de 20 ml; haga el esquema de las diluciones en serie y determine la concentración bacteriana de cada dilución, si el volumen de cada una es de 10 mL, tenga en cuenta que la concentración de la solución inicial era de $1*10^8 \frac{bacterias}{mL}$.

8. 8. Si la concentración de hidrogeniones en una muestra de leche es $2*10^{-7}$ $\frac{mol}{L}$, determine el pH de la muestra.

9. Si el pH de la sangre es 7,4 determine el valor de la concentración de hidrogeniones que le corresponde.

10. En un laboratorio de microbiología se necesita calcular el valor del pH de una solución 0,5 N de amoníaco NH_3, el cual tiene una constante básica $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

REFERENCIAS

Corral, A., Morales, Y., Pazos, L., Ramírez, A., Martínez, R. y Muñoz, J. (2012). Cuantificación de bacterias cultivables mediante el método de "Goteo en Placa por Sellado (o estampado) Masivo". *Revista Colombiana de Biotecnología*, 14(2), 147-156. http://www.scielo.org.co/pdf/biote/v14n2/v14n2a16.pd

Bernal, A., Laverde, J., Parra, N., Sanabria, Q. (2013). Caracterización preliminar del sistema coloidal divulgado por los textos especializados y convergencia de las representaciones establecidas por los profesores en formación. *Tecné, Episteme y Didaxis, 33*(1), 147-162.

Cervantes, M., Orihuela, R. y Rutiaga, J. (2017). Acerca del desarrollo y control de microorganismos en la fabricación de papel. *Conciencia Tecnológica*. (54), https://www.redalyc.org/journal/944/94454631001/html/

Lopardo, H., Gobet, L., Viegas, J. Moviglia, A., Vigliarolo, L. y Suárez, M. (2016). *Introducción a la microbiología clínica*. Editorial de la Universidad de La Plata. http://sedici.unlp.edu.ar/bitstream/handle/10915/52389/Documento_completo.pdf?sequence=1&isAllowed=y

Martínez, L. (2009). Mecanismos de acción de los antimicrobianos. *Formación médica continuada, 27*(1), 44-52. https://www.elsevier.es/es-revista-enfermedades-infecciosas-microbiologia-clinica-28-articulo-mecanismos-accion-antimicrobianos-S0213005X08000177

Vinagre. F., Mulero. R y Guerra. J. (2013). *Cuestiones curiosas de química.* Alianza Editorial.

WingChing-Jones, J. y Chaves, E. (2019). Efecto de agregar agua sobre el punto crioscópico y componentes de la leche cruda de vacas Jersey y Holstein. *Uned Research Journal. Cuadernos de Investigación UNED*, *11*(3), 2609-2019. https://www.redalyc.org/journal/5156/515663493007/html/.

Consideraciones finales

La culminación de este texto, el cual giró en torno a cuatro temáticas fundamentales de la química general, pretende ser un abrebocas a los principios fundamentales de esta ciencia básica para aquellos que están inmersos en el mundo de lo micro y, muy especialmente, para los bacteriólogos y laboratoristas clínicos.

Nos queda faltando espacio y una segunda edición para temas relacionados con la cinética de los gases, las leyes y principios de la termodinámica, el mundo fascinante del carbono y otros aspectos por los que ustedes transitarán a lo largo de su formación profesional.

Queda aquí una invitación a encontrar las relaciones de su disciplina con la fundamentación desde las ciencias básicas y a repensar la química como un aliado para ampliar su proyecto de formación profesional.

Nos encontramos pronto en el libro básico de química orgánica, por ahora les dejo un pensamiento del grandioso hombre de ciencia Leonardo Da Vinci:

"El ingenio humano nunca imaginará una invención más hermosa, más simple o directa que la naturaleza, porque en sus inventos no falta nada, y nada es superfluo".

Esta obra
se terminó de imprimir
el 29 de agosto de 2025,
en los talleres gráficos de
Grupo Editorial Ibáñez,
Cra. 69 Bis No. 36-20 Sur
Tels.: 2300731 - 2386035
Bogotá D.C. - Colombia

ISBN:978-958-5198-43-2

9 789585 198432

La interpretación discontinua tanto de los cuerpos materiales como de la energía surge del campo de conocimiento de la física y trasciende a las interpretaciones de la química; sin embargo, es pertinente tener presente que en el sistema universal se encuentran los seres vivos y dentro de esa clasificación ocupan un lugar muy importante los microorganismos, no solo por su representatividad en número, sino por la importancia que les corresponde dentro de la regulación y el equilibrio universal.

Teniendo en cuenta lo anterior, los procesos metabólicos que ocurren en los seres vivos, independientemente de su tamaño y complejidad, involucran cambios en los átomos de las sustancias que los constituyen, los cuales conllevan a la destrucción y formación de enlaces y de nuevas sustancias, con el consecuente gasto o liberación energética.